

KALORIMETER-AUFGABEN

Teil A (ohne C_{kal})

Aufgabe 1 In einem Kalorimeter wird 0,2 g Methan (CH₄, M = 16,04 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Methan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -890$ kJ/mol. Die Masse des Wassers im Kalorimeter beträgt 0,5 kg. Die Anfangstemperatur beträgt $T_1 = 25$ °C. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie A. die Reaktionswärme und B. die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter. (11,10 kJ; 30,31 °C)

Aufgabe 2 In einem Kalorimeter wird 0,5 g Ethan (C₂H₆, M = 30,07 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Ethan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -1560$ kJ/mol. Die Masse des Wassers im Kalorimeter beträgt 1,0 kg. Die Anfangstemperatur beträgt $T_1 = 20$ °C. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie A. die Reaktionswärme und B. die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter. (25,94 kJ; 26,21 °C)

Aufgabe 3 In einem Kalorimeter wird 1,0 g Propan (C₃H₈, M = 44,10 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Propan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -2220$ kJ/mol. Die Masse des Wassers im Kalorimeter beträgt 1,5 kg. Die Anfangstemperatur beträgt $T_1 = 23$ °C. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie A. die Reaktionswärme und B. die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter. (50,34 kJ; 31,03 °C)

Aufgabe 4 In einem Kalorimeter wird 1,5 g Butan (C₄H₁₀, M = 58,12 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Butan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -2877$ kJ/mol. Die Masse des Wassers im Kalorimeter beträgt 2,0 kg. Die Anfangstemperatur beträgt $T_1 = 20$ °C. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie A. die Reaktionswärme und B. die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter. (74,25 kJ; 28,88 °C)

Aufgabe 5 In einem Kalorimeter werden 2,5 g Methanol (CH₃OH, M = 32,04 g/mol) vollständig verbrannt. Dabei werden 1,5 kg Wasser von $T_1 = 25$ °C auf $T_2 = 34,03$ °C erwärmt. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie von Methanol. (-726 kJ/mol)

Aufgabe 6 In einem Kalorimeter werden 3,5 g Ethanol (C₂H₅OH, M = 46,07 g/mol) vollständig verbrannt. Dabei werden 2,0 kg Wasser von $T_1 = 25$ °C auf $T_2 = 37,42$ °C erwärmt. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie von Ethanol. (-1367 kJ/mol)

Aufgabe 7 In einem Kalorimeter werden 1,5 g Benzol (C₆H₆, M = 78,11 g/mol) vollständig verbrannt. Dabei werden 2,0 kg Wasser von $T_1 = 24$ °C auf $T_2 = 31,50$ °C erwärmt. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie von Benzol. (-3267 kJ/mol)

Aufgabe 8 In einem Kalorimeter werden 2,5 g Essigsäure (CH₃COOH, M = 60,05 g/mol) vollständig verbrannt. Dabei werden 3,0 kg Wasser von $T_1 = 20$ °C auf $T_2 = 22,90$ °C erwärmt. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt ($C_{\text{kal}} = 0$ J/K). Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie von Essigsäure. (-875 kJ/mol)

Teil B (mit C_{kal})

Aufgabe B1 In einem Kalorimeter werden 0,70 g Methan (CH₄, M = 16,04 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Methan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -890$ kJ/mol. Im Kalorimeter befindet sich 1,0 kg Wasser. Die Temperatur steigt von T₁ = 25 °C auf T₂ = 34,07 °C. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal}. (100 J/K)

Aufgabe B2 In einem Kalorimeter wird 1,00 g Ethan (C₂H₆, M = 30,07 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Ethan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -1560$ kJ/mol. Im Kalorimeter befinden sich 1,5 kg Wasser. Die Temperatur steigt von T₁ = 20 °C auf T₂ = 28,02 °C. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal}. (200 J/K)

Aufgabe B3 In einem Kalorimeter werden 1,50 g Propan (C₃H₈, M = 44,10 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Propan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -2220$ kJ/mol. Im Kalorimeter befinden sich 2,0 kg Wasser. Die Temperatur steigt von T₁ = 23 °C auf T₂ = 31,72 °C. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal}. (300 J/K)

Aufgabe B4 In einem Kalorimeter werden 2,00 g Butan (C₄H₁₀, M = 58,12 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Butan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -2877$ kJ/mol. Im Kalorimeter befinden sich 2,5 kg Wasser. Die Kalorimeterkonstante beträgt C_{kal} = 250 J/K. Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT . (9,25 K)

Aufgabe B5 In einem Kalorimeter werden 3,00 g Methanol (CH₃OH, M = 32,04 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Methanol beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -726$ kJ/mol. Im Kalorimeter befinden sich 2,0 kg Wasser. Die Kalorimeterkonstante beträgt C_{kal} = 500 J/K. Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT . (7,67 K)

Aufgabe B6 In einem Kalorimeter werden 4,00 g Ethanol (C₂H₅OH, M = 46,07 g/mol) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Ethanol beträgt $\Delta H_{\text{c}}^{\circ} = -1367$ kJ/mol. Im Kalorimeter befinden sich 2,5 kg Wasser. Die Kalorimeterkonstante beträgt C_{kal} = 750 J/K. Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT . (10,60 K)

Aufgabe B7 In einem Kalorimeter werden 2,00 g Benzol (C₆H₆, M = 78,11 g/mol) vollständig verbrannt. Im Kalorimeter befinden sich 2,5 kg Wasser. Die Kalorimeterkonstante beträgt C_{kal} = 250 J/K. Die Temperatur steigt von T₁ = 24 °C auf T₂ = 31,82 °C. Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie $\Delta H_{\text{c}}^{\circ}$ von Benzol. (-3267 kJ/mol)

Aufgabe B8 In einem Kalorimeter werden 3,00 g Essigsäure (CH₃COOH, M = 60,05 g/mol) vollständig verbrannt. Im Kalorimeter befinden sich 3,0 kg Wasser. Die Kalorimeterkonstante beträgt C_{kal} = 350 J/K. Die Temperatur steigt von T₁ = 20 °C auf T₂ = 23,39 °C. Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie $\Delta H_{\text{c}}^{\circ}$ von Essigsäure. (-875 kJ/mol)

Aufgabe B9 In einem Kalorimeter werden 0,50 g Methan (CH₄, M = 16,04 g/mol) vollständig verbrannt. Im Kalorimeter befinden sich 0,5 kg Wasser. Die Kalorimeterkonstante beträgt C_{kal} = 100 J/K. Die Temperatur steigt von T₁ = 25 °C auf T₂ = 37,67 °C. Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie $\Delta H_{\text{c}}^{\circ}$ von Methan. (-890 kJ/mol)

Teil C (Kombinierte Kalorimeternaufgaben)

Aufgabe C1 Zur Bestimmung der Kalorimeterkonstante wird in einem Kalorimeter mit 0,5 kg Wasser eine Probe von 0,20 g Methan (CH_4 , $M = 16,04 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Methan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^\circ = -890 \text{ kJ/mol}$. Dabei steigt die Temperatur des Wassers von $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 30,07 \text{ }^\circ\text{C}$. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal} . (100 J/K)

Im selben Kalorimeter werden anschließend 0,53 g Ethan (C_2H_6 , $M = 30,07 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Ethan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^\circ = -1560 \text{ kJ/mol}$. Die Anfangstemperatur des Wassers beträgt $T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$.

Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 . (12,63 K; 32,63 $^\circ\text{C}$)

Aufgabe C2 Zur Bestimmung der Kalorimeterkonstante wird in einem Kalorimeter mit 1,5 kg Wasser eine Probe von 1,00 g Methan (CH_4 , $M = 16,04 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Methan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^\circ = -890 \text{ kJ/mol}$. Dabei steigt die Temperatur des Wassers von $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 33,45 \text{ }^\circ\text{C}$. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal} . (300 J/K)

Im selben Kalorimeter werden anschließend 2,00 g Methanol (CH_3OH , $M = 32,04 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Methanol beträgt $\Delta H_{\text{c}}^\circ = -726 \text{ kJ/mol}$. Die Anfangstemperatur des Wassers beträgt $T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$.

Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 . (7,23 K; 27,23 $^\circ\text{C}$)

Aufgabe C3 Zur Bestimmung der Kalorimeterkonstante wird in einem Kalorimeter mit 1,5 kg Wasser eine Probe von 2,50 g Ethan (C_2H_6 , $M = 30,07 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Ethan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^\circ = -1560 \text{ kJ/mol}$. Dabei steigt die Temperatur des Wassers von $T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 40,69 \text{ }^\circ\text{C}$. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal} . (500 J/K)

Im selben Kalorimeter werden anschließend 3,50 g Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $M = 46,07 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die Temperatur des Wassers steigt von $T_1 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 46,56 \text{ }^\circ\text{C}$.

Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie $\Delta H_{\text{c}}^\circ$ von Ethanol. (-1367 kJ/mol)

Aufgabe C4 Zur Bestimmung der Kalorimeterkonstante wird in einem Kalorimeter mit 2,0 kg Wasser eine Probe von 1,50 g Ethan (C_2H_6 , $M = 30,07 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Ethan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^\circ = -1560 \text{ kJ/mol}$. Dabei steigt die Temperatur des Wassers von $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 34,31 \text{ }^\circ\text{C}$. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal} . (250 J/K)

Im selben Kalorimeter werden anschließend 0,55 g Benzol (C_6H_6 , $M = 78,11 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die Temperatur des Wassers steigt von $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 27,67 \text{ }^\circ\text{C}$.

Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie $\Delta H_{\text{c}}^\circ$ von Benzol. (-3267 kJ/mol)

Aufgabe C5 Zur Bestimmung der Kalorimeterkonstante wird in einem Kalorimeter mit 3,0 kg Wasser eine Probe von 2,00 g Methan (CH_4 , $M = 16,04 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die molare Verbrennungsenthalpie von Methan beträgt $\Delta H_{\text{c}}^\circ = -890 \text{ kJ/mol}$. Dabei steigt die Temperatur des Wassers von $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 33,78 \text{ }^\circ\text{C}$. Berechnen Sie die Kalorimeterkonstante C_{kal} . (100 J/K)

Im selben Kalorimeter werden anschließend 3,00 g Essigsäure (CH_3COOH , $M = 60,05 \text{ g/mol}$) vollständig verbrannt. Die Temperatur des Wassers steigt von $T_1 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $T_2 = 33,46 \text{ }^\circ\text{C}$.

Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie $\Delta H_{\text{c}}^\circ$ von Essigsäure. (-875 kJ/mol)

Teil D – Vermischen von Wasser mit Wasser im Kalorimeter

Aufgabe D1

In einem Kalorimeter werden 0,2 kg Wasser mit einer Temperatur von 45 °C mit 0,3 kg Wasser der Temperatur 25 °C vermischt. Das Kalorimeter besitzt zu Beginn ebenfalls eine Temperatur von 45 °C. Die Kalorimeterkonstante beträgt $C_{\text{kal}} = 1,0 \text{ kJ/K}$. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18 \text{ kJ/(kg}\cdot\text{K)}$. Berechnen Sie die reale Mischtemperatur T_{mix} im Kalorimeter. (30,41 °C)

Aufgabe D2

In einem Kalorimeter werden 0,5 kg Wasser mit einer Temperatur von 25 °C mit 0,2 kg Wasser der Temperatur 75 °C vermischt. Das Kalorimeter besitzt zu Beginn ebenfalls eine Temperatur von 25 °C. Die Kalorimeterkonstante beträgt $C_{\text{kal}} = 0,5 \text{ kJ/K}$. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18 \text{ kJ/(kg}\cdot\text{K)}$. Berechnen Sie die reale Mischtemperatur T_{mix} im Kalorimeter. (44,50 °C)

Aufgabe D3

In einem ideal isolierten Kalorimeter ohne Wärmekapazität des Kalorimeters ($C_{\text{kal}} = 0$) werden 0,8 kg Wasser mit einer Temperatur von 45 °C mit 0,2 kg Wasser der Temperatur 25 °C vermischt. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18 \text{ kJ/(kg}\cdot\text{K)}$. Berechnen Sie die Mischtemperatur T_{mix} . (41,00 °C)

Aufgabe D4

In einem ideal isolierten Kalorimeter ohne Wärmekapazität des Kalorimeters ($C_{\text{kal}} = 0$) werden 0,25 kg Wasser mit einer Temperatur von 25 °C mit 0,75 kg Wasser der Temperatur 65 °C vermischt. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18 \text{ kJ/(kg}\cdot\text{K)}$. Berechnen Sie die Mischtemperatur T_{mix} . (55,00 °C)

Teil E (Neutralisationsenthalpie)

Aufgabe E1 In einem Kalorimeter werden bei einer Anfangstemperatur von 22 °C 200 mL einer 0,2 mol/L Salzsäurelösung (HCl) mit 200 mL einer 0,1 mol/L Calciumhydroxidlösung (Ca(OH)₂) vermischt. Die Kalorimeterkonstante kann vernachlässigt werden ($C_{\text{kal}} = 0 \text{ J/K}$).

Die Neutralisationsreaktion verläuft nach: $2 \text{ HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Die molare Neutralisationsenthalpie der Gesamtreaktion beträgt $\Delta H = -114,6 \text{ kJ}$.

Zeigen Sie zunächst, dass eine äquivalente Mischung vorliegt. Berechnen Sie anschließend die freigesetzte Reaktionswärme Q , die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter.

(2,29 kJ; 2,74 °C; 24,74 °C)

Aufgabe E2 In einem Kalorimeter werden bei 25 °C 500 mL einer 2,0 mol/L Salzsäurelösung mit 1000 mL einer 0,5 mol/L Calciumhydroxidlösung vermischt. Die Kalorimeterkonstante beträgt $C_{\text{kal}} = 50 \text{ J/K}$.

Die Neutralisationsreaktion lautet: $2 \text{ HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Die molare Neutralisationsenthalpie beträgt bezogen auf 1 mol gebildetes Wasser:

$\Delta H_n = -57,3 \text{ kJ/mol H}_2\text{O}$. Weisen Sie nach, dass eine äquivalente Mischung vorliegt. Berechnen Sie anschließend die Temperaturerhöhung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter. (18,13 °C; 43,13 °C)

Aufgabe E3 100 mL einer 1,0 mol/L Orthophosphorsäurelösung (H₃PO₄) werden bei 25 °C mit 300 mL einer 0,5 mol/L Calciumhydroxidlösung in einem Kalorimeter vermischt. Die Kalorimeterkonstante beträgt 200 J/K.

Die Neutralisationsreaktion verläuft nach: $2 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$

Die molare Neutralisationsenthalpie beträgt bezogen auf 1 mol gebildetes Wasser:

$\Delta H_n = -57,3 \text{ kJ/mol H}_2\text{O}$. Zeigen Sie zunächst, dass eine äquivalente Mischung vorliegt. Berechnen Sie anschließend die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter. (9,18 °C; 34,18 °C)

Aufgabe E4 In einem Kalorimeter werden bei 20 °C 100 mL einer 1,0 mol/L Salzsäurelösung mit 200 mL einer 0,5 mol/L Natronlauge (NaOH) vermischt. Die Neutralisationsenthalpie beträgt:

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -57,3 \text{ kJ}$ Die Temperatur steigt auf 23,94 °C an.

Zeigen Sie zunächst, dass eine äquivalente Mischung vorliegt. Berechnen Sie anschließend die Kalorimeterkonstante C_{kal} . (200 J/K)

Aufgabe E5 In einem Kalorimeter werden bei 22 °C 200 mL einer 0,2 mol/L Salzsäurelösung mit 400 mL einer 0,1 mol/L Natronlauge vermischt. Die Kalorimeterkonstante kann vernachlässigt werden.

Die Neutralisationsreaktion lautet: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Berechnen Sie die molare Neutralisationsenthalpie ΔH_n der Reaktion. (-57,3 kJ/mol)

Aufgabe E6 Bei einer Anfangstemperatur von 25 °C werden in einem Kalorimeter 500 mL einer 2,0 mol/L Salzsäurelösung mit 2000 mL einer 0,5 mol/L Natronlauge vermischt. Die Kalorimeterkonstante beträgt 50 J/K.

Die Neutralisationsenthalpie beträgt: $\Delta H_n = -57,3 \text{ kJ/mol H}_2\text{O}$. Berechnen Sie die

Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 des Kalorimeters. (5,46 °C; 30,46 °C)

Aufgabe E7 100 mL einer 1,0 mol/L Salzsäurelösung werden bei 25 °C mit 200 mL einer 0,5 mol/L Natronlauge in einem Kalorimeter vermischt. Die Kalorimeterkonstante beträgt 200 J/K.

Die Neutralisationsreaktion lautet: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Die molare Neutralisationsenthalpie beträgt: $\Delta H_n = -57,3 \text{ kJ/mol H}_2\text{O}$

Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 im Kalorimeter. (3,94 °C; 28,94 °C)

Aufgabe E8 In einem Kalorimeter werden bei 20 °C 100 mL einer 1,0 mol/L Salzsäurelösung mit 100 mL einer 0,5 mol/L Calciumhydroxidlösung vermischt. Die Temperatur steigt dabei auf 25,53 °C an.

Die Neutralisationsreaktion verläuft nach: $2 \text{ HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Die molare Neutralisationsenthalpie beträgt: $\Delta H = -114,6 \text{ kJ}$

Zeigen Sie zunächst, dass eine äquivalente Mischung vorliegt. Berechnen Sie anschließend die Kalorimeterkonstante C_{kal} . (200 J/K)

Teil F (Heizwert von Lebensmitteln)

Aufgabe F1

In einem einfachen Kalorimeter ohne Berücksichtigung der Kalorimeterkonstante werden 0,5 g Erdnüsse vollständig verbrannt. Der Heizwert der Erdnüsse beträgt 25 kJ/g. Das Kalorimeter enthält 0,5 kg Wasser mit einer Anfangstemperatur von 25 °C. Nach dem Einstellen des thermischen Gleichgewichts wird eine Endtemperatur von 30,98 °C gemessen. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18$ kJ/(kg·K). Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie den Heizwert der Erdnüsse in kcal/g. ($\Delta T = 5,98$ °C; $H = 5,98$ kcal/g)

Aufgabe F2

In einem Kalorimeter ohne Eigenwärmekapazität werden 0,75 g Walnüsse vollständig verbrannt. Der Heizwert der Walnüsse beträgt 30 kJ/g. Das Kalorimeter enthält 1,0 kg Wasser mit einer Anfangstemperatur von 20 °C. Nach der Verbrennung beträgt die Endtemperatur 25,38 °C. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18$ kJ/(kg·K). Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie den Heizwert der Walnüsse in kcal/g. ($\Delta T = 5,38$ °C; $H = 7,17$ kcal/g)

Aufgabe F3

0,3 g Kartoffelchips mit einem Heizwert von 22 kJ/g werden in einem Kalorimeter ohne Berücksichtigung der Kalorimeterkonstante verbrannt. Das Kalorimeter enthält 0,75 kg Wasser mit einer Anfangstemperatur von 20 °C. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18$ kJ/(kg·K). Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 des Wassers. ($\Delta T = 2,11$ °C; $T_2 = 22,11$ °C)

Aufgabe F4

In einem Kalorimeter mit einer Kalorimeterkonstante von $C_{\text{kal}} = 200$ J/K werden 0,5 g Erdnüsse vollständig verbrannt. Der Heizwert der Erdnüsse beträgt 25 kJ/g. Im Kalorimeter befinden sich 0,5 kg Wasser mit einer Anfangstemperatur von 25 °C. Nach dem Einstellen des thermischen Gleichgewichts beträgt die Endtemperatur 30,46 °C. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18$ kJ/(kg·K). Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie den Heizwert der Erdnüsse in kcal/g. ($\Delta T = 5,46$ °C; $H = 5,98$ kcal/g)

Aufgabe F5

In einem Kalorimeter mit einer Kalorimeterkonstante von $C_{\text{kal}} = 400$ J/K werden 1,5 g Toastbrot vollständig verbrannt. Der Heizwert des Toastbrots beträgt 12 kJ/g. Das Kalorimeter enthält 0,5 kg Wasser mit einer Anfangstemperatur von 18 °C. Nach vollständiger Verbrennung wird eine Endtemperatur von 25,23 °C gemessen. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18$ kJ/(kg·K). Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie den Heizwert des Toastbrots in kcal/g. ($\Delta T = 7,23$ °C; $H = 2,87$ kcal/g)

Aufgabe F6

0,5 g Kartoffelchips mit einem Heizwert von 22 kJ/g werden in einem Kalorimeter mit einer Kalorimeterkonstante von $C_{\text{kal}} = 500$ J/K verbrannt. Das Kalorimeter enthält 0,75 kg Wasser mit einer Anfangstemperatur von 20 °C. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c = 4,18$ kJ/(kg·K). Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 nach dem Einstellen des thermischen Gleichgewichts. ($\Delta T = 3,03$ °C; $T_2 = 23,03$ °C)

Teil G Kalorimetrie bei Lösungsvorgängen

Aufgabe G1

20 g Ammoniumnitrat NH_4NO_3 werden in einem Kalorimeter in 0,5 kg Wasser gelöst. Die Anfangstemperatur des Wassers beträgt $17\text{ }^\circ\text{C}$. Die molare Lösungsenthalpie beträgt $\Delta H_{\text{ls,g}} = +25,7\text{ kJ/mol}$. Die Molmasse von NH_4NO_3 beträgt $M = 80,04\text{ g/mol}$. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt. Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 nach dem Einstellen des thermischen Gleichgewichts.
($\Delta T = -3,073\text{ }^\circ\text{C}$; $T_2 = 13,927\text{ }^\circ\text{C}$)

Aufgabe G2

30 g Kaliumnitrat KNO_3 werden in einem Kalorimeter in 1,0 kg Wasser gelöst. Die Anfangstemperatur beträgt $20\text{ }^\circ\text{C}$, nach dem Lösungsvorgang beträgt die Endtemperatur $17,522\text{ }^\circ\text{C}$. Die Molmasse von KNO_3 beträgt $M = 101,1\text{ g/mol}$. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt. Berechnen Sie die molare Lösungsenthalpie $\Delta H_{\text{ls,g}}$ von Kaliumnitrat.
($\Delta H_{\text{ls,g}} = +34,9\text{ kJ/mol}$)

Aufgabe G3

50 g Ammoniumchlorid NH_4Cl werden in einem Kalorimeter in 1,5 kg Wasser gelöst. Die Anfangstemperatur beträgt $25\text{ }^\circ\text{C}$. Die molare Lösungsenthalpie beträgt $\Delta H_{\text{ls,g}} = +14,8\text{ kJ/mol}$. Die Molmasse von NH_4Cl beträgt $M = 53,49\text{ g/mol}$. Die Kalorimeterkonstante wird vernachlässigt. Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 .
($\Delta T = -2,206\text{ }^\circ\text{C}$; $T_2 = 22,794\text{ }^\circ\text{C}$)

Aufgabe G4

20 g Kaliumchlorid KCl werden in einem Kalorimeter in 0,2 kg Wasser gelöst. Die Anfangstemperatur beträgt $22\text{ }^\circ\text{C}$, die Endtemperatur nach dem Lösungsvorgang beträgt $18,546\text{ }^\circ\text{C}$. Die Molmasse von KCl beträgt $M = 74,55\text{ g/mol}$. Die Kalorimeterkonstante beträgt $C_{\text{kal}} = 500\text{ J/K}$. Berechnen Sie die molare Lösungsenthalpie $\Delta H_{\text{ls,g}}$ von Kaliumchlorid.
($\Delta H_{\text{ls,g}} = +17,2\text{ kJ/mol}$)

Aufgabe G5

40 g Natriumnitrat NaNO_3 werden in einem Kalorimeter in 0,3 kg Wasser gelöst. Die Anfangstemperatur des Wassers beträgt $21\text{ }^\circ\text{C}$. Die molare Lösungsenthalpie beträgt $\Delta H_{\text{ls,g}} = +20,5\text{ kJ/mol}$. Die Molmasse von Natriumnitrat beträgt $M = 85\text{ g/mol}$. Die Kalorimeterkonstante beträgt $C_{\text{kal}} = 200\text{ J/K}$. Berechnen Sie die Temperaturänderung ΔT sowie die Endtemperatur T_2 .
($\Delta T = -6,63\text{ }^\circ\text{C}$; $T_2 = 14,365\text{ }^\circ\text{C}$)

Aufgabe G6

35 g Kaliumiodid KI werden in einem Kalorimeter in 0,5 kg Wasser gelöst. Die Anfangstemperatur beträgt $25\text{ }^\circ\text{C}$, nach dem Lösungsvorgang beträgt die Endtemperatur $23,209\text{ }^\circ\text{C}$. Die Molmasse von KI beträgt $M = 166\text{ g/mol}$. Die Kalorimeterkonstante beträgt $C_{\text{kal}} = 300\text{ J/K}$. Berechnen Sie die molare Lösungsenthalpie $\Delta H_{\text{ls,g}}$ von Kaliumiodid.
($\Delta H_{\text{ls,g}} = +20,3\text{ kJ/mol}$)

KALORIMETRIE – ZENTRALE FORMELN

1. Stoffmenge

$$n = m / M$$

n = Stoffmenge in mol

m = Masse in g

M = Molmasse in g/mol

2. Reaktionswärme / Verbrennungswärme

$$Q = n \cdot |\Delta H_c^\circ|$$

Q = Reaktionswärme in kJ

ΔH_c° = molare Verbrennungsenthalpie
in kJ/mol

3. Wärmeaufnahme des Wassers

$$Q = m_v \cdot c_v \cdot \Delta T$$

m_v = Wassermasse in kg

c_v = spezifische Wärmekapazität des
Wassers

ΔT = Temperaturänderung

$c_v(\text{Wasser}) = 4,18 \text{ kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})$

4. Wärmeaufnahme mit Kalorimeter

$$Q = (m_v \cdot c_v + C_{\text{kal}}) \cdot \Delta T$$

C_{kal} = Kalorimeterkonstante

5. Temperaturänderung

$$\Delta T = T_2 - T_1$$

ΔT = Temperaturänderung

T_1 = Anfangstemperatur

T_2 = Endtemperatur

6. Endtemperatur

$$T_2 = T_1 + \Delta T$$

7. Berechnung der Kalorimeterkonstante

$$C_{\text{kal}} = Q/\Delta T - m_v \cdot c_v$$

8. Berechnung der Temperaturänderung

$$\Delta T = Q / (m_v \cdot c_v + C_{\text{kal}})$$

9. Berechnung der molaren Verbrennungsenthalpie

$$\Delta H_c^\circ = -Q / n$$

10. Umrechnung der Kalorimeterkonstante

$$100 \text{ J/K} = 0,100 \text{ kJ/K}$$

$$250 \text{ J/K} = 0,250 \text{ kJ/K}$$

$$500 \text{ J/K} = 0,500 \text{ kJ/K}$$

$$750 \text{ J/K} = 0,750 \text{ kJ/K}$$