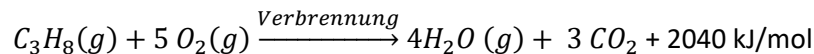


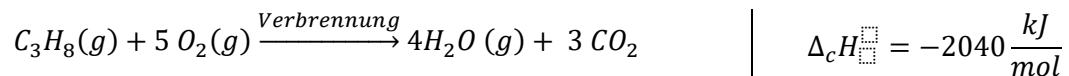
Aufgabenblatt 1: Energetik

Begriffsklärung:

1. Enthalpie: Die Enthalpie ist eine Wärmemenge. Nämlich diejenige Wärmemenge, die zum Beispiel bei einer Reaktion freigesetzt wird. Verbrennt man zum Beispiel Propan nach der Gleichung



...so bezeichnet man die freiwerdende Wärmemenge als Enthalpie. Die Enthalpie erhält hier negatives Vorzeichen, weil das Reaktionsgemisch Energie verliert:



Hier ist $\Delta_c H$ die sogenannte Verbrennungsenthalpie. Der Index „C“ (Tiefgestelltes C) steht für „Combustion“, auf Deutsch „Verbrennung“.

Weitere Enthalpien sind zum Beispiel:

$\Delta_N H$ Neutralisationsenthalpie: Wird frei, wenn man Säure und Lauge mischt, und sich beide neutralisieren. Der Wert ist immer negativ, weil Neutralisationen exotherme Reaktionen sind.

$\Delta_v H$ Verdampfungsenthalpie: Wird benötigt, wenn man z.B. 100 Grad warmes flüssiges Wasser auf 100 Grad gasförmiges Wasser verändert. Der Wert ist immer positiv, weil Energie zugefügt wird, also endotherm.

$\Delta_c H$ Verbrennungsenthalpien sind immer negativ, weil die Reaktion exotherm verläuft.

2. In den Abitursaufgaben wurde bisher immer die Gesamtwärmekapazität des Kalorimeters genutzt. Diese setzt sich zusammen aus: Wärmekapazität des Wassers plus der Wärmekapazität der Kalorimeter-Apparatur (also Dewar plus Deckel plus Thermometer plus Rührer usw...)

$$C_{\text{gesamt}} = C_{\text{Kal}} + C_{\text{Wasserportion}}$$

Der Wert für $C_{\text{Wasserportion}}$ ergibt sich aus der spezifischen Wärmekapazität des Wassers ($4.18 \text{ J/(g} \cdot \text{K)}$) multipliziert mit der Wassermenge:

$$C_{\text{Wasserportion}} = m \cdot c_{\text{Wasser}}$$

Abitur 2012, Aufgabe 1.4

(leicht abgewandelt, eigentlich wird nicht nach der Verbrennungsenthalpie, sondern nach der Bildungsenthalpie gefragt. Die ergibt sich aus der Verbrennungsenthalpie in Kombination mit dem Hess'schen Satz. Der Hess'sche Satz kommt im Unterricht später!)

Die Verbrennungsenthalpie von Benzoesäure ($\text{C}_7\text{O}_2\text{H}_6$) soll experimentell ermittelt werden.

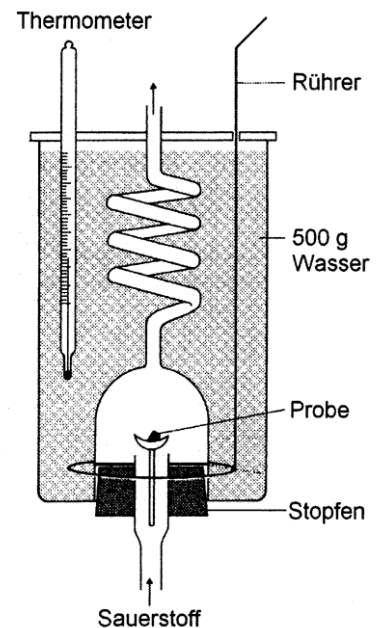
Dazu wird in einem Verbrennungskalorimeter (siehe Abbildung) eine Stoffportion Benzoesäure von $m = 0,20 \text{ g}$ verbrannt. Dabei wird im Wasser (500 g) eine Temperaturerhöhung von $\Delta T = 2,3 \text{ K}$ gemessen.

- Die Wärmekapazität des Kalorimeters beträgt $C_{Kal.} = 120 \frac{J}{K}$
- Die spezifische Wärmekapazität von Wasser beträgt $c_{Wasser} = 4,18 \frac{J}{g \cdot K}$
- Nach der Verbrennung liegt das entstehende Wasser gasförmig vor.

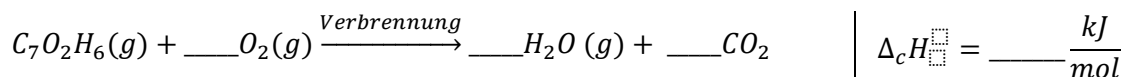
1. Stellen Sie die Reaktionsgleichung der Verbrennung auf.

2. Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie von Benzoesäure!

Hinweis: Man muss die molare Masse von Benzoesäure bestimmen, um auf kJ/mol umrechnen zu können!



Zu 1:



Lösungshinweise:

Zu 1.): Die Reaktionsgleichung einer Verbrennung sieht immer gleich aus: Das zu verbrennende Edukt reagiert mit Sauerstoff und es entsteht aus jedem Kohlenstoffatom ein Kohlenstoffdioxid-Molekül, aus jedem Wasserstoffatom entsteht Wasser. Wie viele CO_2 und H_2O -Moleküle entstehen dabei? Und wie viel Sauerstoffatome sind dann an der Reaktion beteiligt?

Zu 2.) Zunächst muss die Gesamtwärmekapazität von Kalorimeter und Kalorimeterwasser bestimmt werden, indem man die beiden Werte addiert: $C_{\text{gesamt}} = C_{\text{Kal}} + C_{\text{Wasserportion}}$. $C_{\text{Wasserportion}}$ bestimmt man über die spezifische Wärmekapazität von Wasser mal der Wassermenge: $C_{\text{Wasserportion}} = c_{\text{Wasser}} \cdot m$.

Darüber kann man mit der Temperaturänderung Q bestimmen. Dieses Q wird bei der Verbrennung von 0.2g Benzoessäure frei. Wir benötigen aber die molare Wärmemenge: Welche Wärmemenge Q wird bei der Verbrennung von 1 Mol Benzoessäure dann freigesetzt? Dies muss noch per Dreisatz berechnet werden.

Ergebnis: -3099 kJ/mol

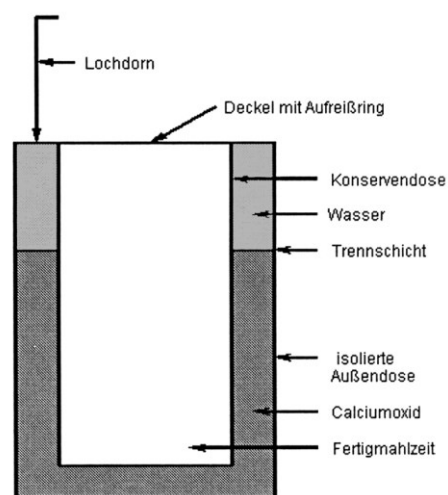
Abitur 2011, Aufgabe 1.1, 1.2

Bereits seit 1900 gibt es für Fertigmahlzeiten speziell konstruierte Konservendosen, die durch eine chemische Reaktion erwärmt werden können.

Eine in der Praxis erprobte Version einer Hot-Can®-Konservendose ist im nebenstehenden Schaubild schematisch dargestellt. Hierbei wird die bei der Reaktion von Calciumoxid mit Wasser zu Calciumhydroxid freigesetzte Energie zur Erwärmung der Fertigmahlzeit genutzt.

Funktionsweise:

Die Trennschicht wird an mehreren Stellen mit einem Lochdorn durchstoßen, wodurch das Wasser in die Calciumoxid-Schicht gelangt. Die exotherme Reaktion beginnt und der Doseninhalt erwärmt sich innerhalb weniger Minuten.



1. Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für die Reaktion: Edukte sind CaO und H₂O. Produkt ist Ca(OH)₂. Die Standardreaktionsenthalpie beträgt -65 kJ/mol:

$$\Delta_R H^0 = -65 \text{ kJ/mol.}$$

2. Berechnen Sie die Massen an Calciumoxid und Wasser in der Außendose, die erforderlich sind, um 400 ml Kaffee um 75 K zu erwärmen.

Hinweise / Vereinfachungen:

- Das System kann als isoliert betrachtet werden.
- Für Kaffee können näherungsweise die Dichte und die spezifische Wärmekapazität des Wassers $c_{\text{Wasser}} = 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$ verwendet werden.
- Wärmekapazität der Hot-Can® (inklusive Wasser und Calciumoxid): $C_{\text{HotCan.}} = 449 \frac{\text{J}}{\text{K}}$

Ergebnisse mit Zwischenergebnissen:

Notwendige Wärmemenge: 159,075 kJ

Notwendige Anzahl an CaO: $n = 2,447 \text{ mol}$

Notwendige Massen an Wasser und CaO: 44,046 g H₂O und 137,277 g CaO

Abitur 2007, Aufgabe 1.1, 1.2

In einem Praktikumsversuch soll die molare Standardneutralisationsenthalpie Δ_{NH}° der Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge bestimmt werden. Zu 100 ml Natronlauge mit der Konzentration $c = 1 \text{ mol/l}$ werden in einem Kalorimeter 100 ml Salzsäure gleicher Konzentration und gleicher Temperatur gegeben. Die ermittelte Temperaturänderung ΔT beträgt 5,2 K.

- Die Wärmekapazität des Kalorimeters beträgt $C_{\text{Kal.}} = 215,9 \frac{\text{J}}{\text{K}}$.
- Die spezifische Wärmekapazität und die Dichte verdünnter Lösungen können mit denen von Wasser gleichgesetzt werden: $c_{\text{Wasser}} = 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$

1. Skizzieren und beschriften Sie die Versuchsanordnung mit dem Kalorimeter.
3. Formulieren sie die Reaktionsgleichung
(Edukte: Salzsäure: HCl, Natronlauge: NaOH, Produkte: Natriumchlorid: NaCl, Wasser: H₂O)
2. Berechnen Sie die molare Standardneutralisationsenthalpie Δ_{NH}°

Lösungshinweis:

Die Konzentrationen von Natronlauge und Salzsäure sind gegeben. Die Konzentration c gibt an, welche Stoffmenge in einem Liter Wasser gelöst ist. Die Konzentration 1 Mol/l gibt also an, dass in 1 Liter Lösung 1 Mol Substanz vorliegt. Löst man zum Beispiel 32 Gramm Sauerstoffgas in Wasser (Sauerstoffgas: O₂, $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$), so beträgt die Konzentration 1 Mol Sauerstoffgas / l. Nehme ich von dieser Lösung eine 100ml-Portion, so sind $n = c \cdot V = 1 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l} = 0,1 \text{ mol}$ Sauerstoff in dieser Lösungsportion gelöst enthalten.

$$\begin{aligned} Q &= C_{\text{Gesamt}} \cdot 5,2 \text{ K} \\ &= - [c_{\text{W}} \cdot m(\text{Wasser von HCl}) + c_{\text{W}} \cdot m(\text{Wasser von NaOH}) + C_{\text{Kal}}] \cdot 5,2 \text{ K} \\ &= - [4,18 \text{ J/(g} \cdot \text{K)} \cdot 100 \text{ g} + 4,18 \text{ J/(g} \cdot \text{K)} \cdot 100 \text{ g} + 215,9 \text{ J/K}] \cdot 5,2 \text{ K} \\ &= - 5,47 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta_{\text{NH}}^\circ &= Q / n \\ n &= 0,1 \text{ mol} \\ \Delta_{\text{NH}}^\circ &= - 54,7 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$