Aufgabe 1a

Bei einer chemischen Reaktion findet ein Energieumsatz statt. Energie kann dabei in unterschiedlichen Formen auftreten (Wärmeenergie, elektrische Energie, Volumenabeit usw.. Die molare Standardreaktionsenthalpie $\Delta_R H_m^0$ ist äquivalent zur Wärmemenge Q, die bei der Reaktion von einem Mol eines Stoffes bei Standardbedingungen (p=1013hPa, T=298K) frei wird.

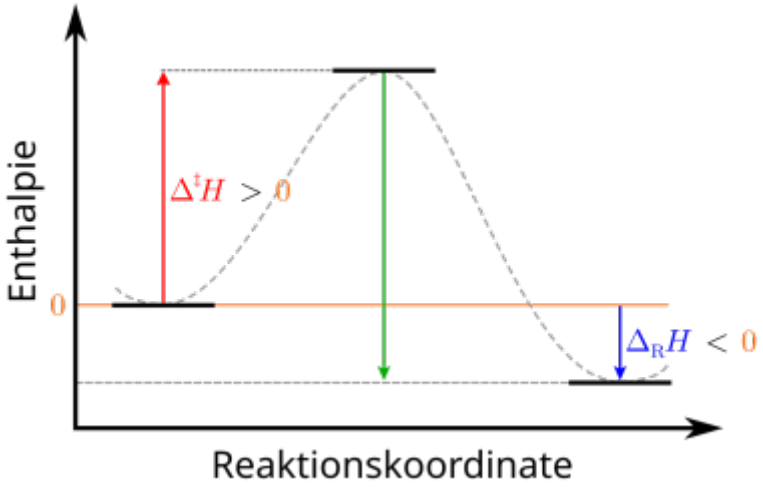
Aufgabe 1b

Die molare Standardbildungsenthalpie $\Delta_f H_m^0$ ist ein Sonderfall der molare Standardreaktionsenthalpie $\Delta_R H_m^0$ (Gleichung 2), wenn ein Stoff aus den Elementen gebildet wird (Gleichung 1), bzw. in der Reaktionsgleichung ausschließlich Elemente auf der linken Seite stehen.

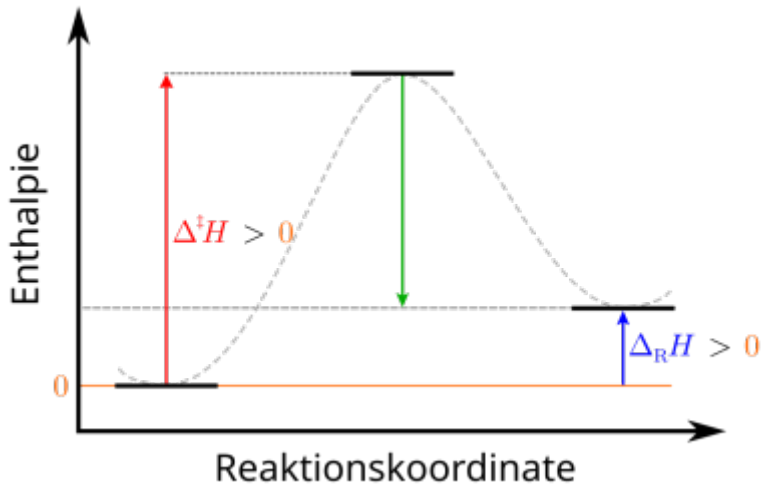
(1) $Fe + S \rightarrow FeS$; exotherm, $Q_m = \Delta_f H_m^0$
(2) $CO + 1/2O_2 \rightarrow CO_2$; exotherm, $Q_m = \Delta_R H_m^0$

Aufgabe 1c

Bei einer exothermen Reaktion gibt das System Energie an die Umgebung ab. Dadurch sinkt seine innere Energie U um die Betrag dieser Energieabgabe.



Bei einer endothermen Reaktion nimmt das System Energie aus der Umgebung auf. Dadurch steigt seine innere Energie U um die Betrag dieser Energieaufnahme.



Aus Sicht des System ist bei einem exothermen Vorgang daher die Definition einer negativen Energiebilanz sinnvoll, bei endothermen Vorgängen entsprechend umgekehrt.

Aufgabe 3a

Es soll eine Temperaturerhöhung ΔT von 55K für 200g Kaffee (= 0,2kg) erreicht werden. Bekannt ist die auf ein Mol bezogene Wärmemenge, die bei der Reaktion von festem Calciumoxid frei wird: $\Delta_R H$ = -65kJ/mol.

gegeben:
ΔT = 55K
m(Kaffee) = 200g = 0,2kg
c_{Wasser} = 4,19 kJ·kg^{-1}·K^{-1}
$\Delta_R H$ = -65kJ/mol
M(CaO) = M(Ca) + M(O) = 56g

allgemein gilt:
(1) $Q = c_p \cdot m \cdot \Delta T$

Bei der Aufgabe gibt es den Sonderfall, dass unterschiedliche Kombinationen aus Wasser und Calciumoxid die benötigte Wärmemenge bereitstellen können. Daher wird in einer ersten Näherung zunächst mit 1Mol Calciumoxid (56g) und 100g Wasser gerechnet. Da das Calciumoxid selbst auch erwärmt werden muss, sollte man es bei der Masse m berücksichtigen.

Berechnung von ΔT für 0,1kg Wasser und einem Mol Calciumoxid (0,056kg), d.h. zunächst Umstellung von (1) nach ΔT.

(2) $\Delta T = \Delta_R H \cdot c_{Wasser}^{-1} \cdot m^{-1}$

Danach ist bekannt, welches ΔT ein Einsatz von einem Mol Calciumoxid zusammen mit 0,156kg Masse innerhalb der Dose bewirkt. Die Wärmemenge aus dem Mantel wird an den Doseninhalt abgegeben, ist also positiv.

Das muss lediglich hochgerechnet werden auf ΔT = 55K. Dabei handelt es sich um einen einfachen Dreisatz, weil die Gleichung proportional ist (nur Multiplikation, lineare Gleichung).

Man erhält dann eine Stoffmenge an Calciumoxid, die man über die bekannte molare Masse M in eine Masse umrechnen kann.

Rechnung:
$\Delta T = 65kJ / (4{,}19kJ \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 0{,}156kg)^{-1} \approx$ **99,4K**
Mit einem Mol Calciumoxid und 0,1kg Wasser lässt sich als eine Temperaturerhöhung von 99,4K im Dosenmantel erreichen.

1 mol/99.4K = x mol / 55K
$x = 55K \cdot 1mol/99{,}4K \approx$ **0,55mol**
Man benötigt also 0.55mol Calciumoxid für eine Erwärmung um 55K.

$0{,}55mol \cdot 56g/mol \approx$ **30,8g**
Es wird eine Masse von 30,8g Calciumoxid benötigt, um eine Erwärmung von 55K im Dosenmantel zu erreichen.

Alternativer Ansatz:

Welche Wärmemenge Q wird benötigt, um 0,2kg Wasser um 55K zu erwärmen?
$Q = (4{,}19kJ \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 0{,}2kg \cdot 55K \approx 46kJ$

Welche Menge an Calciumoxid ist dafür erforderlich?
1 Mol Calciumoxid gibt 65kJ an die Umgebung ab. Wie viel Mol geben 46kJ an die Umgebung ab? 1 mol/65kJ = x mol / 46kJ
$x = 46kJ \cdot 1mol/65kJ \approx$ **0.7mol**

Das entspricht einer Masse von 0.7mol * 56g/mol = **39,2g**.

Aufgabe 3b

Man setzt 30,8g Calciumoxid und 0,1kg zusätzliches Wasser für die Erwärmung ein. Diese Stoffe müssen genau wie die Dose selbst durch die Reaktion mit erwärmt werden. Zusätzlich ist in der Realität nicht von einem geschlossenem System auszugehen, sodass Wärmeverluste auftreten.

Aufgabe 4

Der Satz von Hess besagt, dass die Menge der umgesetzten Energie nicht vom Reaktionsweg abhängt. Die Gleichung

$\Delta_R H_1 = \Delta_R H_2 + \Delta_R H_3$ lässt sich umstellen zu:
$\Delta_R H_3 = \Delta_R H_1 - \Delta_R H_2$

Damit ist $\Delta_R H_3$ berechenbar.

From:
https://schule.riecken.de/ - **Unterrichtswiki**

Permanent link:
https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:lesson:klasse12:kl02muster&rev=1730464192

Last update: **2024/11/01 12:29**