

## Lösungen Reaktionsenthalpie

**Aufgabe 10)** Wie viel Wärme wird frei, wenn 6 g Kohlenstoff zur Reaktion mit Sauerstoff gebracht werden. Notieren Sie die Reaktionsgleichung.

1. Reaktionsgleichung:  $\text{C (s)} + 1/2 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO (g)}$   $\Delta H_f^\circ = -111 \text{ kJ/mol}$
2. Bedingende Faktoren:  $12 \text{ g } ^{12}\text{C} = 1 \text{ mol}$   
 $6 \text{ g } ^{12}\text{C} = 0.5 \text{ mol (es können maximal 0.5 mol CO entstehen)}$
3. Berechnung: Es werden  $0.5 \text{ mol} \cdot (-111 \text{ kJ/mol}) = -55.5 \text{ kJ}$  an Wärme freigesetzt.

**Aufgabe 11)** Wie viel Wärme wurde bei der Entstehung von 1.75 Gramm Rost ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) freigesetzt? Notieren Sie die Reaktionsgleichung.

1. Reaktionsgleichung:  $2 \text{Fe (s)} + 1.5 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{(s)}$
2. Bedingende Faktoren:  $M(\text{Fe}) = 55.85 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159.7 \text{ g/mol}$   
 $m = 1.75 \text{ g (Fe}_2\text{O}_3\text{)}, \Delta H_f^\circ = -824 \text{ kJ/mol}$   
 $n = m/M = 1.75 \text{ g} / 159.7 \text{ g/mol} \rightarrow n = 0.011 \text{ mol}$
3. Berechnung: Es werden  $0.011 \text{ mol} \cdot (-824 \text{ kJ/mol}) = \underline{-9.03 \text{ kJ}}$  Wärme freigesetzt.

## Lösungen Reaktionsenthalpie

**Aufgabe 12)** Die molare Standardbildungsenthalpie von Kohlenmonoxid (CO) ist  $\Delta H_f^\circ = -111 \text{ kJ/mol}$ . Die molare Standardbildungsenthalpie von Kohlenstoffdioxid ( $\text{CO}_2$ ) ist  $\Delta H_f^\circ = -393 \text{ kJ/mol}$ . Wie gross ist die Bildungsenthalpie von  $\text{CO}_2$  aus CO?

Lösungsweg 1) „ $\text{CO}_2$  entsteht aus CO“

1.) Reaktionsgleichung:  $\text{CO (g)} + 1/2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$

2.) Berechnung:  $\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ \text{ (Produkte)} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ (Edukte)}$

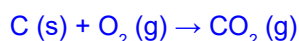
$$\Delta H = [1 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2)] - [1 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{CO}) + 1/2 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{O}_2)]$$

$$\Delta H = [1 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-111 \text{ kJ/mol}) + 1/2 \text{ mol} \cdot (0 \text{ kJ/mol})]$$

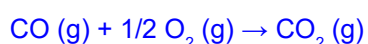
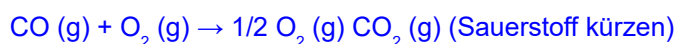
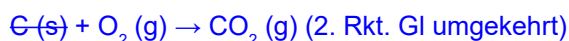
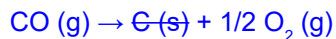
$$\Delta H = -393 \text{ kJ} + 111 \text{ kJ} = -282 \text{ kJ}$$

Lösungsweg 2) die beiden Reaktionsgleichungen so anpassen, dass der elementare Kohlenstoff aus dem „Gleichungssystem“ herausgekürzt werden kann.

1. Reaktionsgleichungen:  $\text{C (s)} + 1/2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO (g)}$



2. Bedingende Faktoren (C (s) kürzen), d.h. eine Reaktionsgleichung muss umgekehrt werden.



3. Berechnung:  $\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ \text{ (Produkte)} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ (Edukte)}$

(Produkt ist 1 mol  $\text{CO}_2$ , Edukte sind 1 mol CO und 1/2 mol  $\text{O}_2$ )

$$\Delta H = [1 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2)] - [1 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{CO}) + 1/2 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{O}_2)]$$

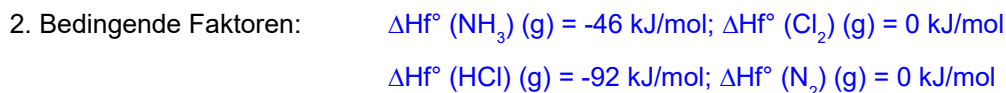
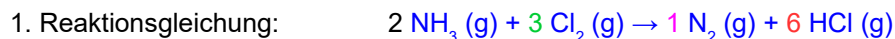
$$\Delta H = [1 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-111 \text{ kJ/mol}) + 1/2 \text{ mol} \cdot (0 \text{ kJ/mol})]$$

$$\Delta H = -393 \text{ kJ} + 111 \text{ kJ} = -282 \text{ kJ}$$

Die molare Standardbildungsenthalpie von  $\text{CO}_2$  aus CO beträgt -282 kJ

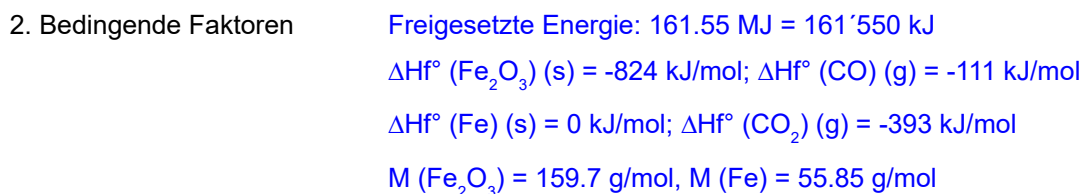
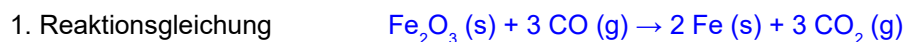
## Lösungen Reaktionsenthalpie

**Aufgabe 13)** Ammoniakgas reagiert mit Chlorgas zu Stickstoff und Chlorwasserstoff. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung und berechnen Sie die Reaktionsenthalpie aus den Standardbildungs-enthalpien.



3. Berechnung:  $\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ (\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{Edukte})$   
 $\Delta H = [6 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{HCl}) + 1 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{N}_2)] - [2 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{NH}_3) + 3 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{Cl}_2)]$   
 $\Delta H = [6 \text{ mol} * (-92 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} * (0 \text{ kJ/mol})] - [2 \text{ mol} * (-46 \text{ kJ/mol}) + 3 \text{ mol} * (0 \text{ kJ/mol})]$   
 $\Delta H = -552 \text{ kJ} + 92 \text{ kJ} = \underline{-460 \text{ kJ}}$

**Aufgabe 14)** Eisenoxid ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) wird mit Hilfe von Kohlenstoffmonoxid (CO) zu elementarem Eisen und Kohlenstoffdioxid reduziert. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. Welche Masse Eisenoxid wurde eingesetzt, wenn dabei 161.55 MJ Reaktionswärme freisetzt wurden? Wieviel Roheisen kann maximal aus dieser Menge Eisenoxid gewonnen werden?



3. Berechnung:  $\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ (\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{Edukte})$   
 $\Delta H = [3 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + 2 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{Fe})] - [1 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3 \text{ mol } \Delta H_f^\circ (\text{CO})]$   
 $\Delta H = [3 \text{ mol} * (-393 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} * (0 \text{ kJ/mol})] - [1 \text{ mol} * (-824 \text{ kJ/mol}) + 3 \text{ mol} * (-111 \text{ kJ/mol})]$   
 $\Delta H = -1179 \text{ kJ} + 824 \text{ kJ} + 333 \text{ kJ} = -22 \text{ kJ} (\text{aus 1 Mol Eisenoxid})$

Welche Menge Eisenoxid erzeugt 161'550 kJ Wärmeenergie?

$$161'550 \text{ kJ} / 22 \text{ kJ/mol} = 7343.2 \text{ mol}$$

$$7343.2 \text{ mol} \times 159.7 \text{ g/mol} = 1'172'709 \text{ g} = 1.17 \text{ t}$$

Wie viel % Eisen enthält Rost?

$$M (\text{Fe}) / M (\text{Fe}_2\text{O}_3) = 100\% \times 111.7 \text{ g/mol} / 159.7 \text{ g/mol} = 70\% (=0.7)$$

Aus 1.17 Tonnen Rost kann man maximal  $1.17 \text{ t} \times 0.7 = \underline{0.819 \text{ t}}$  Eisen gewonnen werden.