

# Grundlagen der Chemie

## Reaktionsgleichungen, Reaktionsenthalpie, Standardbildungsenthalpie

**Prof. Annie Powell**

Institut für Anorganische Chemie – Grundlagen der Chemie

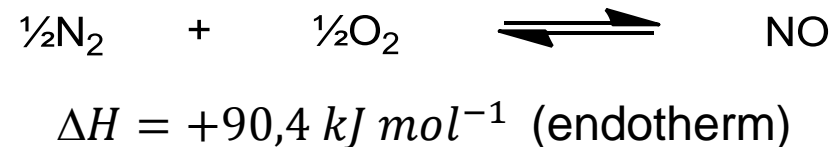
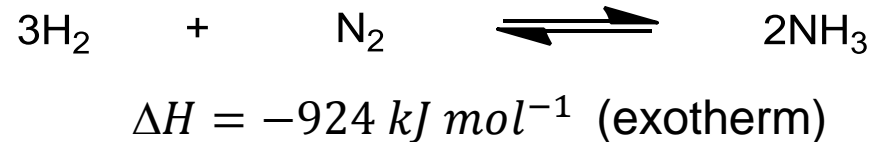


# Reaktionsenthalpie

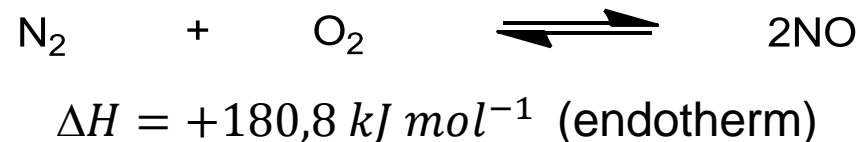
- Bei einer chemischen Reaktion findet eine Umverteilung von Atomen statt. Dabei erfolgt eine stoffliche Veränderung und auch ein **Energieumsatz**.
- Wenn Energie freigesetzt wird, läuft die Reaktion **exothermisch** ab. Die Reaktionswärme (in Joule) ist mit negativem Vorzeichen als  $-\Delta H$  angegeben.
- Wenn Energie verbraucht wird, läuft die Reaktion **endothermisch** ab. Die Reaktionswärme (in Joule) ist mit positivem Vorzeichen als  $+\Delta H$  angegeben.

# Reaktionsenthalpie - Beispiele

Beispiele



oder



- Die Reaktionsenthalpie hängt von der Temperatur und vom Druck bei der Reaktion ab. Normalerweise sind die Enthalpie auf Standardbedingungen bezogen.

# Reaktionsenthalpie

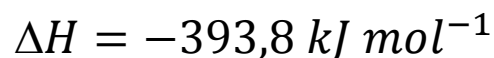
- Eine chemische Verbindung kann auf verschiedenen Reaktionswegen entstehen. Zum Beispiel kann  $\text{CO}_2$  direkt durch die Verbrennung von Kohlenstoff in Sauerstoff erhalten werden:



- Wenn weniger Sauerstoff vorhanden ist, entsteht zuerst  $\text{CO}$ . Dieses kann in einer zweiten Reaktion zu  $\text{CO}_2$  weiter verbrannt werden:



+



# Reaktionsenthalpie

- Für Gesamt-Enthalpien gilt allgemein:

$$\Delta H(\text{Weg 1}) = \Delta H(\text{Weg 2})$$

## Hess'scher Satz

- Bei gleichem Anfangs- und Endzustand ergeben verschiedene Reaktionswege gleiche Reaktionsenthalpien, unabhängig davon, ob eine Reaktion in einem Schritt oder in mehreren Teilschritten durchgeführt wird.

# Standardbildungsenthalpie

- Die **Standardbildungsenthalpie** ist die Enthalpie, die bei der Bildung einer Verbindung aus den Elementen unter Standardbedingungen frei oder verbraucht wird.

Beispiel:



- Für Elemente in ihrem bei Standardbedingungen stabilen Zustand setzt man die Standardbildungsenthalpien gleich Null.

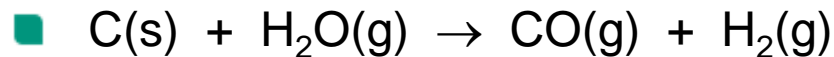
z.B.  $\Delta H_f^0 = 0$  für Wasserstoff als  $\text{H}_2$ ,  
 Stickstoff als  $\text{N}_2$ ,  
 Kohlenstoff als Graphit (nicht als Diamant)

- Allgemein:

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Edukte})$$

# Standardbildungsenthalpie - Beispiele

1. Bildung von Synthesegas aus Kohlenstoff und Wasser:

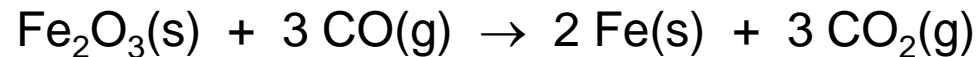


$$\Delta H_f^0 (H_2O(g)) = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}; \Delta H_f^0 (CO(g)) = -110,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \Delta \sum H_f^0 (\text{Produkte}) - \Delta \sum H_f^0 (\text{Edukte}) \\ &= (-110,6 + 0) - (0 + (-241,8)) \\ &= 131,2 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (endotherm)} \end{aligned}$$

# Standardbildungsenthalpie - Beispiele

2. Reduktion von Eisen(III)-oxid durch Kohlenmonoxid:



$$\Delta H_f^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) = -824,8 \text{ kJ mol}^{-1}; \Delta H_f^0 (\text{CO}(\text{g})) = -110,6 \text{ kJ mol}^{-1};$$

$$\Delta H_f^0 (\text{CO}_2(\text{g})) = -398,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \sum \Delta H_f^0 (\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^0 (\text{Edukte}) \\ &= \{2 * 0 + 3 * (-398,8)\} - \{-824,8 + 3 * (-110,6)\} \\ &= -24,8 \text{ kJ mol}^{-1} (\text{exotherm}) \end{aligned}$$