

## Berechnung von Bindungsenthalpien mit dem Satz von Hess

### Problem:

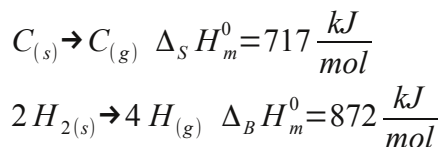
Es soll die Bindungsenthalpie der C-H-Bindung in Methan berechnet werden.

Bei der Bildung von Methan muss einerseits Enthalpie aufgebracht werden und andererseits wird auch etwas Enthalpie frei.

### 1. benötigte Enthalpien

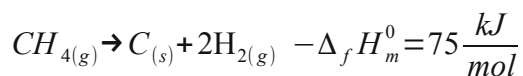
Kohlenstoff ist ein fester Stoff, der zuerst in seine Atome zerlegt werden muss. Dieser Vorgang heist Sublimation. Man benötigt also die Sublimationsenthalpie  $\Delta_S H_m^0$  von Kohlenstoff:

Außerdem muss Wasserstoff, der molekular vorkommt, ebenfalls in Atome zerlegt werden. Dazu muss seine Bindungsenthalpie  $\Delta_B H_m^0$  aufgebracht werden.



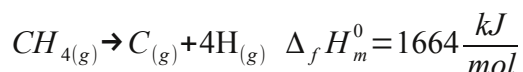
### 2. gewonnene Enthalpie

Beim Entstehen der Verbindung Methan aus den Elementen wird die Standard-Bildungsenthalpie  $\Delta_f H_m^0$  frei. Hinweis: Bindung bedeutet immer, dass ein energetisch niedrigerer Zustand erreicht wird. Weil die Enthalpie frei wird, muss nach dem Satz von Hess ihr Vorzeichen negativ sein, also:  $-\Delta_f H_m^0$ .



### 3. Bilanz

Zur Berechnung der Bindungsenthalpie der C-H-Bindung kann man das Zerlegen des Methans in seine Komponenten betrachten (4 Wasserstoffatome und 1 Kohlenstoffatom). Dabei werden 4 C-H-Bindungen aufgespalten. Diese Reaktion muss nach dem Satz von Hess die gleiche Enthalpie besitzen, wie die Summe der Enthalpien aus 1. und 2.:



Damit lässt sich die Bindungsenthalpie der C-H-Bindung berechnen, sie beträgt 1/4 des Betrags:

$$\Delta_B H_m^0 = 1664 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} : 4 = 413 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Die Bindungsenthalpie der C-H-Bindung beträgt 413 kJ/mol.