

## Allgemeine Chemie: Serie 6, Aufgabe 4

### Gesamte Energie im System berechnen

Referenz ist  $H_2O$  (273.15K, s) = 0 kJ \* mol<sup>-1</sup>

Die absolute Enthalpie kann nicht bestimmt werden, die folgenden Werte sind nur die Enthalpieunterschiede zur definierten Referenz.

1mol  $H_2O$  (273.15K, s) → 0kJ

1mol  $H_2O$  (373.15K, g) → 1mol \* ( $C_{p,m} * 100K + \Delta_{fus}H^\circ + \Delta_{vap}H^\circ$ ) = 54.6kJ

$\Delta H$  im System → 0kJ + 54.6kJ = 54.6kJ

### Energie im System wieder «zurückverteilen»

2mol  $H_2O$  (273.15K, s) = 0kJ

2mol  $H_2O$  (273.15K, l) = 2mol \*  $\Delta_{fus}H^\circ$  = 12kJ

2mol  $H_2O$  (373.15K, l) = 12kJ + 2mol \*  $C_{p,m} * 100K$  = 27.2kJ

Jetzt bleibt noch [54.6kJ – 27.2]kJ übrig und genügt nicht um 2mol  $H_2O$  zu verdampfen.

$\frac{54.6kJ - 27.2kJ}{\Delta_{vap}H^\circ} = 0.67mol \rightarrow$  Es kann nur 0.67mol in den Gaszustand übergehen.

**Lösung:**  $T = 373.15K$ , 0.67mol davon als Gas und die übrigen 1.33mol flüssig.