

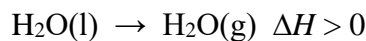
## 13 Chemische Reaktionen laufen oft unvollständig ab – das chemische Gleichgewicht

### Aufgabe zum Kapitel 13

- 13.1 Im Herbst verschwindet im Verlauf des Vormittags der Nebel, der sich nachts gebildet hat.
- Wieso löst sich der Nebel auf?
  - Beurteilen Sie den Übergang  $\text{Wasser(l)} \rightarrow \text{Wasser(g)}$  anhand der Gibbs-Helmholtz-Gleichung: Änderung der Enthalpie  $\Delta H$ , Änderung der Entropie  $\Delta S$ , Änderung der freien Enthalpie  $\Delta G$  (keine Zahlen, keine Rechnungen, sondern Beschreibung mit Worten).

## Lösung zur Aufgabe

13.1 a) Durch die Erwärmung im Verlauf des Vormittags kann die Luft mehr Feuchtigkeit [H<sub>2</sub>O(g)] aufnehmen. Das Wasser verdunstet:



b)  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

- Die Enthalpie ist ungünstig.  $\Delta H$  erhält ein positives Vorzeichen, da die zwischenmolekularen Kräfte (V.d.W.- und Dipol-Dipol-Kräfte sowie H-Brücken) überwunden werden müssen. Es handelt sich um einen endothermen Vorgang.

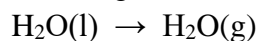
- Die Entropie ist günstig, d. h., sie nimmt zu.  $\Delta S$  erhält ein positives Vorzeichen, da das Wasser vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand wechselt. Die Möglichkeiten unterschiedlicher Anordnungen der Wasser-Moleküle im gasförmigen Zustand sind viel grösser als in der flüssigen Phase.

- Es handelt sich um eine Reaktion mit widersprüchlichen Triebkräften, bei denen die Temperatur entscheidet, ob sie freiwillig oder unfreiwillig abläuft.

- Wenn die Temperatur zunimmt, wird die günstige Wirkung der Entropie auf die Freiwilligkeit grösser, d. h., mit Erhöhung der Temperatur wird die Reaktion freiwilliger.

- Man spricht in diesem Zusammenhang auch von Mikrozuständen, einzelnen möglichen Anordnungen, z. B. von  $6.02 \cdot 10^{23}$  Wasser-Molekülen (= 1 mol Wasser) im gasförmigen Zustand.

Man könnte nun annehmen, dass die freie Enthalpie  $\Delta G$  negativ ist, da es sich scheinbar um einen freiwillig ablaufenden Vorgang handelt. Berechnet man hingegen  $\Delta G$ , so stellt man fest, dass das Vorzeichen positiv ist, die Reaktion also nicht freiwillig abläuft:



$$\Delta H = -241.8 - (-285.8) = +44.0 \text{ kJ/mol (Tabelle 7.3)}$$

$$\Delta S = 188.9 - 70.0 = +118.9 \text{ J/K} \cdot \text{mol} = 0.119 \text{ kJ/K} \cdot \text{mol (Tabelle 12.1)}$$

Bei angenommenen  $20 \text{ }^\circ\text{C} = 293.15 \text{ K}$

$$\Delta G = 44.0 \text{ kJ/mol} - 293.15 \text{ K} \cdot 0.119 \text{ kJ/K} \cdot \text{mol} = +9.12 \text{ kJ/mol}$$

Was ist hier falsch? Das Verdunsten von Wasser führt in einem abgeschlossenen System zu einem Gleichgewicht:



Bei der Hinreaktion ist die Entropie günstig, bei der Rückreaktion die Enthalpie.

Beim Verdunsten des Nebelwassers haben wir jedoch ein offenes System, das gasförmige Wasser kann sich ungehindert in der Umgebung ausbreiten. Das Gleichgewicht wird deshalb vollständig nach rechts verschoben, da die Konzentration des Produkts H<sub>2</sub>O(g) dauernd abnimmt.