

Lernzettel

Reaktionsgleichgewicht: Gibbs-Energie,
Gleichgewichtskonstante K , Reaktionsquotient Q
und Temperaturabhängigkeit (Van't Hoff)

Universität: Technische Universität Berlin
Kurs/Modul: Thermodynamik II
Erstellungsdatum: September 6, 2025



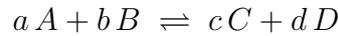
Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

<https://study.AllWeCanLearn.com>

Thermodynamik II

Lernzettel: Reaktionsgleichgewicht – Gibbs-Energie, Gleichgewichtskonstante K, Reaktionsquotient Q und Temperaturabhängigkeit (Van't Hoff)**(1) Grundbegriffe und Aufbau des Reaktionsgleichgewichts.**

Für eine reversible Reaktion



gilt der Reaktionsquotient

$$Q = \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b},$$

wobei a_i die Aktivitäten der Spezies i sind. Bei idealen Gasen entspricht dies dem Partialdruckgesetz,

$$a_i \approx \frac{p_i}{p^\circ}, \quad p^\circ = 1 \text{ bar.}$$

Bei idealen Lösungen gilt $a_i \approx x_i$ bzw. Aktivitätseinheit.

Der Gleichgewichtszustand ist erreicht, wenn die Änderung der freien Gibbs-Energie des Reaktionssystems gleich null ist:

$$\Delta_r G = 0 \quad \text{bzw.} \quad Q = K.$$

(2) Gibbs-Energie und Gleichgewichtskonstante K.

Für die Reaktion gilt

$$\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln Q.$$

Am Gleichgewicht gilt $\Delta_r G = 0$. Daraus folgt

$$0 = \Delta_r G^\circ + RT \ln K \quad \Rightarrow \quad \Delta_r G^\circ = -RT \ln K.$$

Damit verbindet sich die Standard-Gibbs-Energieänderung mit der Gleichgewichtskonstante:

$$K = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}\right).$$

(3) Zusammenhang und Nutzung von Q und K.

- Wenn $Q < K$: $\Delta_r G < 0$ und die Reaktion läuft nach rechts (Bildung der Produkte) hinein.
- Wenn $Q > K$: $\Delta_r G > 0$ und die Reaktion läuft nach links (Bildung der Edukte) hinein.
- Am Gleichgewicht gilt $Q = K$ und $\Delta_r G = 0$.

(4) Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtskonstante (Van't Hoff).

Unter der Annahme einer annähernd konstanten Standard-Reaktionsenthalpie (ΔH°) gilt

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2}.$$

Für konstante ΔH° ergibt sich durch Integration

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right).$$

Hinweis: Bei Phasen- oder Mehrstoffgleichgewichten gilt diese Form analog, sofern die Enthalpieänderung des relevanten Gleichgewichts konstant ist. In der Praxis können Temperaturabhängigkeiten von ΔH° und volatilen Komponenten die Form leicht modifizieren.

(5) Verknüpfungen und Beispiele.

- Aus $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K$ folgt, dass eine größere Standard-Gibbs-Energieänderung zu einem kleineren Gleichgewichtskonzentrationsverhältnis führt.
- Für exotherme Reaktionen ($\Delta H^\circ < 0$) erhöht sich bei steigender Temperatur typischerweise der Kehrwert von K ; das Gleichgewicht verschiebt sich nach links.
- Für endotherme Reaktionen ($\Delta H^\circ > 0$) erhöht sich K bei steigender Temperatur (Verschiebung des Gleichgewichts nach rechts).

(6) Merksätze und Empfehlungen zur Anwendung.

- Gleichgewicht ergibt sich aus dem Gleichgewicht zwischen Gibbs-Energie und dem Reaktionsquotienten: $\Delta_r G = 0 \iff Q = K$.
- Die Gleichgewichtskonstante ist temperaturabhängig; Van't Hoff liefert eine vernünftige Näherung für moderate Temperaturbereiche.
- Bei technischen Prozessen empfiehlt sich eine grobe Abschätzung über $\Delta_r G^\circ$ bzw. ΔH° sowie die Berücksichtigung der Aktivitätskorrekturen.

Hinweis zur Notation und Praxis: In der Praxis werden Aktivitäten oft durch Konzentrationen oder Partialdrücke angenähert. Die dargestellten Formeln gelten analog, wenn entsprechende Aktivitätskoeffizienten γ_i berücksichtigt werden.