

5 Das chemische Gleichgewicht

Reversible Reaktionen

Viele chemische Reaktionen sind umkehrbar/reversibel.

Man schreibt die exotherme Reaktion meist von links nach rechts, die endotherme von rechts nach links.

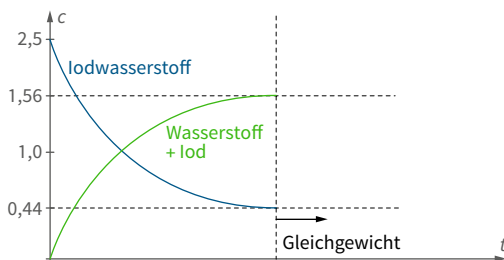
Bei manchen chemischen Reaktionen stellt sich ein **chemisches Gleichgewicht** ein.

Dafür gilt:

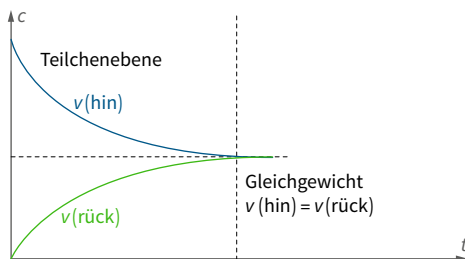
- ➡ ständig ablaufende Hin- und Rückreaktion
→ dynamisches Gleichgewicht, Symbol \rightleftharpoons
- ➡ gleichbleibende Stoffmengenverhältnisse von Edukten und Produkten
- ➡ $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$
- ➡ Voraussetzung: geschlossenes System
- ➡ konstanter Druck und konstante Temperatur

Beispiel:

Verlauf der Konzentrationen von H_2 und I_2 bzw. von HI



Verlauf der Geschwindigkeiten $v(\text{hin}) = v(\text{rück})$



Beeinflussung der Lage des chemischen Gleichgewichts

- ➔ Äußere Faktoren beeinflussen Lage des chemischen Gleichgewichtes.
- ➔ **Prinzip von LE CHATELIER:** System weicht dem ausgeübten Zwang aus.
- ➔ Lage des chemischen Gleichgewichts ändert sich.

Temperaturabhängigkeit

- ➔ Temperaturerhöhung führt zu Bevorzugung der *endothermen* Reaktion.
 - ➔ Temperaturerniedrigung führt zu Bevorzugung der *exothermen* Reaktion.
- ➔ Beispiel: $2 \text{ NO}_2 (\text{g}) \xrightleftharpoons[\text{Temperaturerhöhung}]{\text{Temperaturerniedrigung}} \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$

Druckabhängigkeit

- ➔ hat nur Auswirkung, wenn Teilchenvolumina von Edukten und Produkten unterschiedlich sind.
 - ➔ Druckerhöhung führt zu Bevorzugung der Reaktion, bei der *weniger* Teilchenvolumina entstehen.
 - ➔ Druckerniedrigung führt zu Bevorzugung der Reaktion, bei der *mehr* Teilchenvolumina entstehen.
- ➔ Beispiel: $2 \text{ NO}_2 (\text{g}) \xrightleftharpoons[\text{Druckerniedrigung}]{\text{Druckerhöhung}} \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$

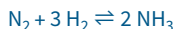
Konzentrationsabhängigkeit

- ➔ Erhöhung der Konzentration eines Eduktes oder Produktes führt zur Bevorzugung der Reaktion, die diesen Stoff *verbraucht*.
 - ➔ Erniedrigung der Konzentration eines Eduktes oder Produktes führt zur Bevorzugung der Reaktion, die diesen Stoff *nachbildet*.
- ➔ Beispiel: Estersynthese
 Carbonsäure + Alkohol \rightleftharpoons Ester + Wasser
 Wasserentzug und Zugabe von Carbonsäure und Alkohol führt zu verstärkter Esterbildung.

TIPP

Das HABER-BOSCH-Verfahren

Anwendung findet das Prinzip von LE CHATELIER z. B. in der großtechnischen Synthese von Ammoniak. Beim HABER-BOSCH-Verfahren wird aus Stickstoff und Wasserstoff Ammoniak hergestellt.



5 Das chemische Gleichgewicht

Die Ammoniakbildung wird bevorzugt durch:

- ➔ möglichst hohen Druck
- ➔ möglichst niedrige Temperatur (Katalysatoreinsatz)
- ➔ ständige Produktentnahme oder Eduktzufuhr

Das Massenwirkungsgesetz

GULDBERG und WAAGE beschrieben 1867 die quantitative Betrachtung des chemischen Gleichgewichts.

Massenwirkungsgesetz (MWG)

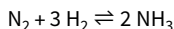
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \Rightarrow K = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

- ➔ Gleichgewicht bei konstanter Temperatur
- ➔ homogenes System
- ➔ geschlossenes System
- ➔ Quotient aus Produkt der Produktkonzentrationen und Produkt der Eduktkonzentration ist konstant
- ➔ Koeffizienten als Hochzahlen
- ➔ gasförmige Stoffe: Partialdruck statt Konzentration

Gleichgewichtskonstante K

- ➔ $K = 1$: Konzentration Edukte = Konzentration Produkte
- ➔ $K < 1$: Gleichgewicht liegt auf Eduktseite
- ➔ $K > 1$: Gleichgewicht liegt auf Produktseite

Anwendung: HABER-BOSCH-Verfahren



$$K = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{H}_2)}$$

Zum Massenwirkungsgesetz gibt es im Abitur immer auch Rechenaufgaben.

1. Berechnen der Produktstoffmenge

Brechne die Stoffmenge an Ester, die man im Gleichgewicht erhält, wenn man von 6 mol Ethanol (Alkohol) und 2 mol Essigsäure (Ethansäure) ausgeht. Die Gleichgewichtskonstante K_c beträgt 4.

Lösung:

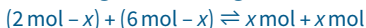
Reaktionsschema:



Ausgangsstoffmenge:



Stoffmengen im Gleichgewicht:



Das MWG aufstellen und die Werte einsetzen,

Lösungsformel („Mitternachtsformel“ für quadratische Gleichungen) anwenden:

$$K_c = \frac{c(E) \cdot c(W)}{c(A) \cdot c(S)} = \frac{x^2}{(6-x) \cdot (2-x)} = \frac{x^2}{x^2 - 6x - 2x + 12} = \frac{x^2}{x^2 - 8x + 12} = 4$$

$$4(x^2 - 8x + 12) = x^2$$

$$4x^2 - 32x + 48 = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \Rightarrow x_1 = 1,806 \text{ mol}; x_2 = 8,86 \text{ mol}$$

Es ist nur der Wert für $x_1 = 1,806 \text{ mol}$ Ester möglich, da bei 2 mol eingesetzter Ethansäure bei vollständiger Umsetzung maximal 2 mol Ester entstehen können. Im Gleichgewichtszustand liegen 1,806 mol Ester vor.

2. Berechnung der Gleichgewichtskonstanten

Man setzt 1 mol Ethanol mit 0,5 mol Essigsäure um und erhält im Gleichgewichtszustand 0,42 mol Essigsäureethylester.

Berechne die Gleichgewichtskonstante K_c .

Lösung:

Reaktionsschema:



Ausgangsstoffmenge:



Stoffmengen im Gleichgewicht:



MWG aufstellen und die Werte einsetzen:

$$K_c = \frac{c(E) \cdot c(W)}{c(A) \cdot c(S)} = \frac{0,42 \text{ mol} \cdot 0,42 \text{ mol}}{0,58 \text{ mol} \cdot 0,08 \text{ mol}} = 3,8$$

Ergebnis: Die Gleichgewichtskonstante K_c beträgt 3,8.