

# 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.

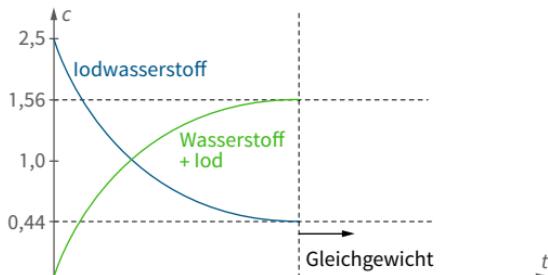
Bei manchen chemischen Reaktionen stellt sich ein **chemisches Gleichgewicht** ein.

Dafür gilt:

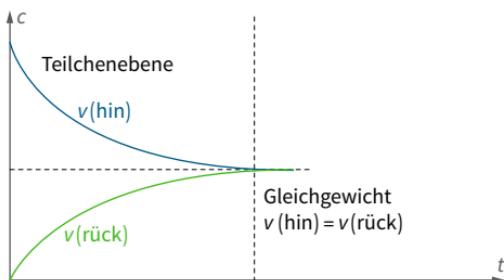
- ⇒ ständig ablaufende Hin- und Rückreaktion  
→ dynamisches Gleichgewicht, Symbol  $\rightleftharpoons$
- ⇒ gleichbleibende Stoffmengenverhältnisse von Edukten und Produkten
- ⇒  $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$
- ⇒ Voraussetzung: geschlossenes System
- ⇒ konstanter Druck und konstante Temperatur

Beispiel:

Verlauf der Konzentrationen von  $\text{H}_2$  und  $\text{I}_2$  bzw. von  $\text{HI}$



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.
- ⌚ Temperaturniedrigung führt zu Bevorzugung der *exothermen* Reaktion.
- Beispiel:  $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{\text{Temperaturniedrigung}}{\text{Temperaturerhöhung}} \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

### 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:  $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{\text{Druckerhöhung}}{\text{Druckerniedrigung}} \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

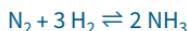
### Konzentrationsabhängigkeit

- ⌚ 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 Ammoniabildung 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)

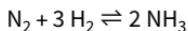
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \Rightarrow K = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

- ⇒ 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



$$K = \frac{c^2(NH_3)}{c(N_2) \cdot c^3(H_2)}$$

Zum Massenwirkungsgesetz gibt es im Abitur immer auch Rechenaufgaben.

## 1. Berechnen der Produktstoffmenge

Breche 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:**

$$2 \text{ mol} + 6 \text{ mol} \rightleftharpoons 0 \text{ mol} + 0 \text{ mol}$$

**Stoffmengen im Gleichgewicht:**

$$(2 \text{ mol} - x) + (6 \text{ mol} - x) \rightleftharpoons x \text{ mol} + x \text{ mol}$$

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:**

$$0,5 \text{ mol} + 1 \text{ mol} \rightleftharpoons 0 \text{ mol} + 0 \text{ mol}$$

**Stoffmengen im Gleichgewicht:**

$$(0,5 \text{ mol} - 0,42 \text{ mol}) + (1 \text{ mol} - 0,42 \text{ mol}) \rightleftharpoons 0,42 \text{ mol} + 0,42 \text{ mol}$$

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.