

Gleichgewichtslage

Die Gleichgewichtslage wird verändert, aber der Wert der **Gleichgewichtskonstante k_s/k_p** ändert sich nicht bei:

- Konzentrationsänderungen
- Druckänderungen
- Katalysatoren

Die Gleichgewichtskonstante k_s/k_p ändert sich nur mit der **Temperatur T**. Es gibt dann unendlich viele Gleichgewichtskonstanten.

Bei der Synthese von Ammoniak wird der optimale Betriebspunkt von der Temperatur T und dem Druck p eingestellt, **Haber-Bosch-Verfahren**, Drücke von 100-1000 bar und Temperaturen 400°-550° Celsius.

Katalysator

$A+B \rightleftharpoons AB$ der Doppelpfeil steht für die Hin- und Rückreaktion

Bei einem Katalysator laufen die Reaktionen schneller ab, sowohl von links nach rechts, als auch von rechts nach links.

Die Gleichgewichtskonstante k_s/k_p ändert sich nicht.

Der Katalysator bewirkt, daß der Gleichgewichtszustand k_s =konstant schneller erreicht wird.

Konzentration

Versuch: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
Essigsäure Ethanol Essigsäureethylester Wasser

Meßergebnisse:	Essigsäure	Ethanol	Essigsäureethylester	Wasser
c Anfang	1 mol/Vr	1 mol/Vr	0 mol/Vr	0 mol/Vr
c Gleichgewicht	0,333 mol/Vr	0,333 mol/Vr	0,667 mol/Vr	0,667 mol/Vr

V_r =Volumen des Reaktionsraumes und c =Konzentration

$$\text{ergibt } K_s = (0,667 \text{ mol/Vr} \cdot 0,667 \text{ mol/Vr}) / (0,333 \text{ mol/Vr} \cdot 0,333 \text{ mol/Vr}) = \mathbf{4,0}$$

nun wird die Konzentration geändert

c Anfang	1 mol/Vr	10 mol/Vr	0 mol/Vr	0 mol/Vr
c Gleichgewicht	0,026 mol/Vr	9,026 mol/Vr	0,974 mol/Vr	0,974 mol/Vr

$$\text{ergibt } K_s = (0,974 \text{ mol/Vr} \cdot 0,974 \text{ mol/Vr}) / (0,026 \text{ mol/Vr} \cdot 9,026 \text{ mol/Vr}) = \mathbf{4,0}$$

Die Gleichgewichtskonstante K_s hat sich durch die Veränderung der Konzentration Ethanol von $c=1 \text{ mol/Vr}$ auf $c=10 \text{ mol/Vr}$ nicht geändert.

Die Konzentration auf der rechten Seite mit c Essigsäureethylester und c Wasser hat sich entsprechend erhöht.

Druck

Ammoniaksynthese $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$

Arbeitet man bei einer Temperatur von $t=400^\circ \text{ Celsius}$ und einem Druck von $p=50 \text{ bar}$, so beträgt die Ausbeute 15 %.

Erhöht man den Druck auf $p=75$ bar, so beträgt die Ausbeute 20 %.

Da alle beteiligten Stoffe gasförmig sind, ergibt sich nach den Massenwirkungsgesetz $K_p = \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p(\text{N}_2) \cdot p^3(\text{H}_2)}$ weil bei einer Druckerhöhung $K_p = \text{konstant}$ gilt, muß sich die Konzentration von $c(\text{NH}_3)$ erhöhen.

$p^3(\text{H}_2)$ hier ist der Exponent $n=3$ und deshalb wird der Nenner stark beeinflusst.

Nun muß der Partialdruck $p^2(\text{NH}_3)$ entsprechend steigen, damit $K_p = \text{konstant}$ bleibt und das ergibt eine Erhöhung der Konzentration von Ammoniak $c(\text{NH}_3)$.

Temperatur

Eine Temperaturerhöhung ist die Zuführung von Energie (Wärmeenergie).

Allgemein führt eine Temperaturerhöhung zu einer **endothermen Reaktion** (Energie wird verbraucht)

Eine Temperaturniedrigung führt zu einer **exothermen Reaktion** (Energie wird abgegeben).

Synthese von Ammoniak bei $t=550^\circ$ Celsius $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$ $\Delta H = -111 \text{ kJ/mol}$

Das Minuszeichen bedeutet, daß Energie abgegeben wird (Exotherme Reaktion).

Bei einer Temperaturerhöhung (Energiezufuhr) reagiert das System mit

$2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$ Energie wird verbraucht.

Das System reagiert auf den Zwang Energiezufuhr mit den Verbrauch von Energie.