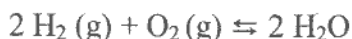


Das chemische Gleichgewicht

Zu umkehrbaren Reaktionen:

Ein Beispiel:



Bei der Reaktion der Wasserbildung bzw. dem Zerfall von Wasser handelt es sich um eine umkehrbare Reaktion.

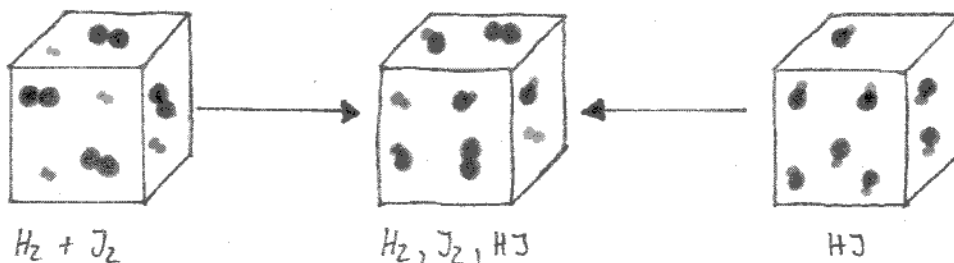
Bei der Hinreaktion handelt es sich um eine exotherme Reaktion (Energie wird frei gesetzt).

Bei der Zersetzung, also der Rückreaktion, handelt es sich um eine endotherme Reaktion (Energie wird verbraucht).

Die Hin- und Rückreaktionen stehen ständig ⁱⁿ Konkurrenz zueinander und weisen unterschiedliche Reaktionsgeschwindigkeiten auf. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist konzentrationsabhängig.

Die Geschwindigkeiten von Hin- und Rückreaktion nähern sich immer mehr an, so auch die Konzentrationen von Ausgangsstoffen und Produkten. Wenn die Reaktionsgeschwindigkeiten von der Wasserbildung und dem Zerfall von Wasser gleich groß und die Konzentrationen von Edukten und Produkten konstant und gleich sind hat sich das chemische Gleichgewicht eingestellt.

Herstellung eines chemischen Gleichgewichts mit einem mol Wasserstoff und einem mol Jod



Massenwirkungsgesetz:

Das Massenwirkungsgesetz bestimmt die Geschwindigkeitskonstante k, aus der Konzentration der Produkte durch die Konzentration der Edukte.

Das MWG ist jedoch nur anwendbar wenn die Temperatur über die gesamte Versuchszeit hinweg gleich war. Wenn der Wert unter 1 liegt so liegt der Schwerpunkt des GG auf der Seite der Produkte ist der Wert jedoch über 1 dann liegt er auf der Seite der Edukte bei 1 liegen sie zu gleichem Anteil auf beiden Seiten.

$K = \frac{c(\text{Produkte})}{c(\text{Edukte})}$ *beim: $K_C = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$ für die Reaktion $A + B \rightleftharpoons C + D$*

Gleichgewichtsbeeinflussung:

Das Gleichgewicht kann durch verschiedene Möglichkeiten beeinflusst werden, je nachdem ob die Stoffe fest, flüssig oder gasförmig sind.

Diese Möglichkeiten sind Temperatur, die Konzentration und der Druck (bei Gasen).

Temperatur:

Eine exotherme (Wärmeabgabe) Reaktion wird durch Wärmeentzug begünstigt, andererseits wird wird ist bei einer endothermen (Wärmeaufnahme) Reaktion eine Wärmezugabe sinnvoller.

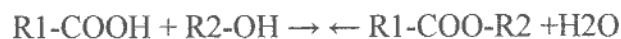


Die Hinreaktion ist exotherm da sie Wärme abgibt. Die Rückreaktion ist dann logischerweise eine endotherme Reaktion, da sie Wärme aufnimmt. *die Reaktion?*

Nun kann durch Wärmezuge-/ oder abgabe bestimmt werden, welches der beiden Stoffe mehr hergestellt werden soll.

Konzentration:

Wenn sich bei einer Gleichgewichtsreaktion das Gleichgewicht eingestellt hat, kann man die Konzentration eines Stoffes verringern oder erhöhen.



Wird jetzt beispielsweise die Konzentration von R1-COOH erhöht, so entsteht eine höhere Konzentration von R1-COO-R2 und H2O. Wenn man jedoch die Konzentration von Wasser verringert, beispielsweise durch einen Wasserabscheider, so entsteht diesmal auch mehr von R1-COO-R2 und Wasser. *Woran liegt das? Erklärung über MWG fehlt*

Druck:

Wenn der Druck erhöht wird entsteht mehr von dem Stoff der das kleinere Volumen, umgekehrt wird bei der Drucksenkung mehr von dem Stoff gebildet der ein größeres Volumen hat. *A*



Die Eduktseite hat insgesamt 4 Moleküle und die Produktseite nur 2. Wird jetzt der Druck erhöht, so entsteht mehr vom Produkt, da er weniger Platz benötigt. *R*

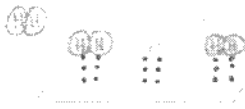
Zu Ausbeuteerhöhung mit Hilfe eines Katalysators:

Zum Katalysator:

- Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Geschwindigkeit eine Reaktion verändert
- Er liegt am Ende der Reaktion wieder unverändert vor
- Enthalpieänderung wird durch den Katalysator nicht beeinflusst -> Katalysatoren führen keine Energie zu oder nehmen welche weg
- Katalysatoren können die Aktivierungsenergie senken -> Reaktionen laufen schneller ab
- Die Geschwindigkeiten von Hin- und Rückreaktion in einem Gleichgewicht werden in gleichem Maße erhöht
- Die Lage des chemischen Gleichgewichts ^{ist} unverändert

G

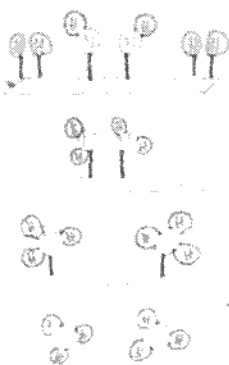
Reaktionsbeschleunigung mit Hilfe eines Katalysators am Beispiel der Ammoniak-Synthese



→ Die Gase H_2 und N_2 lösen sich an Feststoff (Eisen) (Die Moleküle werden adsorbiert)



→ Aufspaltung der Bindungen in beiden Elementmolekülen



Wasserstoff lagert sich leicht und auch an dem Feststoff an, bis Sauerstoffmoleküle adsorbiert

→ Molekülmoleküle lösen sich vom Katalysator

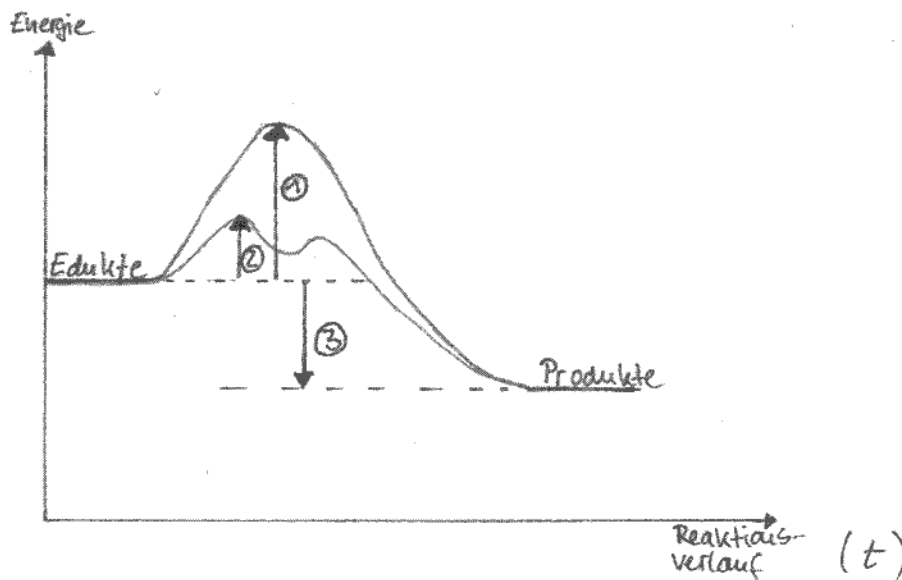
Die Ammoniaksynthese läuft bei Temperaturen um die 400- 520 °C ab. Wenn kein Katalysator verwendet werden würde, wären noch höhere Temperaturen nötig. Der Katalysator setzt die Aktivierungsenergie herab, die Bindungen zwischen den Molekülen werden schneller gespalten, da mehr Teilchen pro Zeiteinheit an einer chemischen Reaktion beteiligt sein können. Wenn man bei dieser Reaktion noch höhere Temperaturen verwenden würde, würde sich das Gleichgewicht zur Seite der Edukte verschieben. Die Rückreaktion ist

w

eine endotherme Reaktion, diese würde durch noch höhere Temperaturen unterstützt werden. Durch das Einsetzen des Katalysators kann mit geringerer Temperatur gearbeitet werden. Mehr Produkt entsteht, die Ausbeute wird erhöht.

Wirkung eines Katalysators dargestellt in einem Energiediagramm:

Wirkung eines Katalysators dargestellt
in einem Energiediagramm



Die blaue Kurve stellt eine Reaktion ohne die Verwendung eines Katalysators da. Hier ist es so, dass 2 Stoffe direkt miteinander zu einem 3. Stoff reagieren. ($A+B \rightarrow AB$)

Bei der roten Kurve wurde ein Katalysator verwendet. Hier reagiert ein Stoff der beiden Edukte (A) mit dem Katalysator. Das Zwischenprodukt (AK) reagiert weiter mit (B) zum Endprodukt AB. Der Katalysator (K) geht wieder unverändert aus der Reaktion hervor. ($A+B+K \rightarrow AK+B \rightarrow AB+K$)

Durch das Bilden des Zwischenprodukts wird die Aktivierungsenergie herabgesetzt.

- 1) Stellt die Aktivierungsenergie der Reaktion ohne Katalysator dar.
- 2) Stellt die Aktivierungsenergie der Reaktion mit Katalysator dar.
- 3) Stellt die Reaktionsenthalpie dar. Sie gibt den Energieumsatz in der Reaktion an. Hier wird daraus deutlich, dass es sich um eine exotherme Reaktion handelt. Die Produkte sind energieärmer also die Edukte. Es wird bei dieser Reaktion Energie frei. Das heißt, dass die Reaktionsenthalpie hier negativ ist.

Erhöht man die Temperatur, wird die wärmeliefernde Reaktion zurückgedrängt und umgekehrt.

Gleichgewichtsberechnungen an einfachen Beispielen:

- Berechnung der Gleichgewichtskonstante

Wenn im Chemischen Gleichgewicht die Edukte und die Produkte die gleiche Summe der Stöchiometrie Zahlen haben, kann man anstelle der Stoffmengenkonzentration (c) auch die Stoffmenge (n) verwenden.

!!!Gegeben ist die Stoffmengen der Edukte und der Produkte bevor die Reaktion beginnt und nach dem das Gleichgewicht eingestellt ist!!!

1. Schritt

Aufschreiben der Reaktionsgleichung



2. Schritt

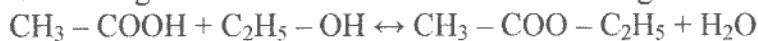
Gegebene Stoffmengen hinschreiben



3mol 4mol 0mol 1,55mol

3. Schritt

Die Stoffmengen der Reaktionsteilnehmer im Gleichgewicht aufschreiben



3mol 4mol 0mol 1,55mol
3-2,05 4-2,05 0+2,05 1,55+2,05
=0,95mol = 1,95mol =2,05mol =3,60mol

4. Schritt

Massenwirkungsgesetz aufstellen und gegebene Werte einsetzen

$$K_c = \frac{n(\text{Produkt 1}) \cdot n(\text{Produkt 2})}{n(\text{Edukt 1}) \cdot n(\text{Edukt 2})}$$

$$K_c = \frac{2,05 \text{ mol} \cdot 3,60 \text{ mol}}{0,95 \text{ mol} \cdot 1,95 \text{ mol}} = \underline{3,98}$$

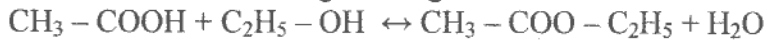
Die Gleichgewichtskonstante liegt bei 3,98.

- Berechnung der Stoffmenge eines Reaktionsprodukte im chemischen Gleichgewicht:
!!! Gegeben ist die Stoffmenge der Edukte und Produkt vor dem Start der Reaktion
und die Gleichgewichtskonstante K_c !!!

gesucht: n (Ester) im GG

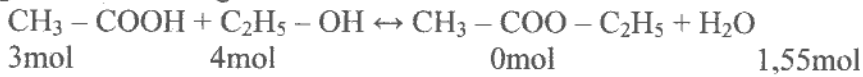
1. Schritt

Aufschreiben der Reaktionsgleichung



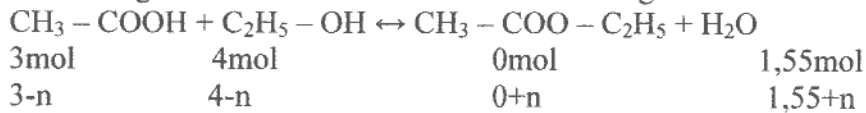
2. Schritt

Gegebene Stoffmengenkonzentrationen hinschreiben



3. Schritt

Die Stoffmengen der Reaktionsteilnehmer im Gleichgewicht aufschreiben



4. Schritt

Massenwirkungsgesetz aufstellen und gegebene Werte einsetzen

$$K_c = \frac{n(\text{Produkt 1}) \cdot n(\text{Produkt 2})}{n(\text{Edukt 1}) \cdot n(\text{Edukt 2})}$$

$$4 = \frac{n \cdot (1,55+n)}{(3\text{mol}-n) \cdot (4\text{mol}-n)}$$

5. Schritt

Ausklammern, umstellen und ausrechnen

○ Ausklammern $4 = \frac{1,55\text{mol} \cdot n + n^2}{12\text{mol}^2 - 3\text{mol} \cdot n - 4\text{mol} \cdot n - n^2}$

○ Umstellen

$$\begin{aligned} 1,55\text{mol} \cdot n + n^2 &= 4 \cdot (12\text{mol}^2 - 3\text{mol} \cdot n - 4\text{mol} \cdot n - n^2) \\ 1,55\text{mol} \cdot n + n^2 &= 48\text{mol}^2 - 28\text{mol} \cdot n + 4n^2 \\ 1,55\text{mol} \cdot n + n^2 &= 48\text{mol}^2 - 28\text{mol} \cdot n + 4n^2 \\ 0 &= 3n^2 + 48\text{mol}^2 - 29,55\text{mol} \cdot n \quad /:3 \end{aligned}$$

○ Ausrechnen

$$\begin{aligned} 0 &= n^2 - 9,95\text{mol} \cdot n + 16\text{mol}^2 \\ n_{1,2} &= \frac{9,95}{2} \text{mol} \pm \sqrt{\frac{9,9^2}{4} \text{mol}^2 - 16\text{mol}^2} = 4,925 \pm 2,873 \text{mol} \\ \underline{n_1 = 7,8\text{mol}} & \text{ (geht nicht da der wert nur zwischen 0 und 4 sein} \\ & \text{kann)} \\ \underline{n_2 = 2,05\text{mol}} & \end{aligned}$$

Essigsäureethylester ist im chemischen Gleichgewicht zu 2,05 mol vorhanden.

- Berechnung der Stoffmengenkonzentration eines Reaktionsproduktes im chemischen Gleichgewicht:

!!!Gegeben sind die Stoffmengenkonzentrationen der zwei Edukte und die Stoffmengenkonzentration eines Produktes!!!

1. Schritt

MWG aufstellen und gegebene Werte einsetzen

$$K_c = \frac{4 \text{ mol/L} \cdot c(\text{Produkt 2})}{2,5 \text{ mol/L} \cdot 5 \text{ mol/L}} = 1,6$$

2. Schritt

umstellen

$$c(\text{Produkt 2}) = \frac{2,5 \text{ mol/L} \cdot 5 \text{ mol/L} \cdot 1,6}{4 \text{ mol/L}}$$

3. Schritt

ausrechnen

$$c(\text{Produkt 2}) = \frac{2,5 \text{ mol/L} \cdot 5 \text{ mol/L} \cdot 1,6}{4 \text{ mol/L}} = \underline{\underline{5 \text{ mol/L}}}$$

Das Esterungsgleichgewicht

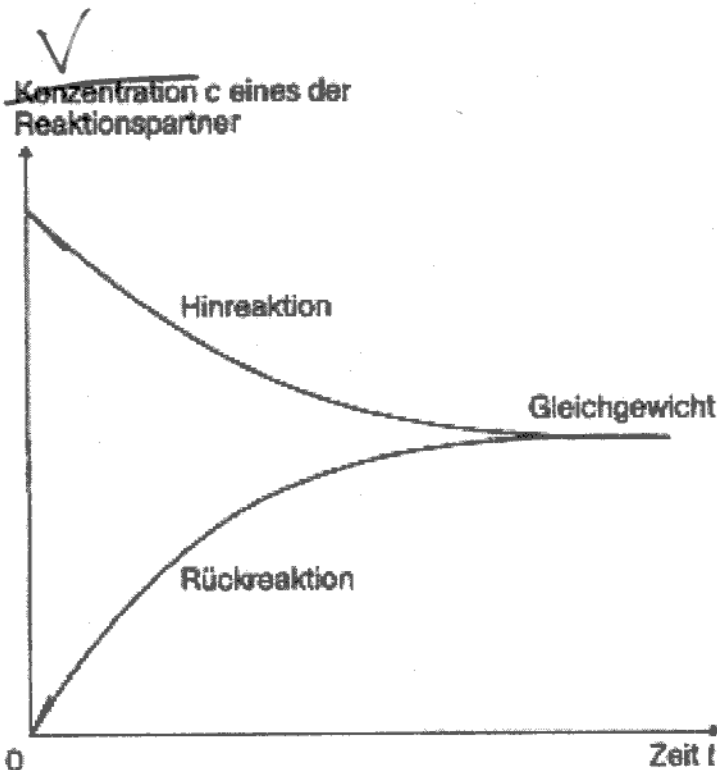
2

Unter Wasserabspaltung wird aus Alkohol und Carbonsäure Ester gebildet. Es ist eine umkehrbare Reaktion, da der Ester sich wieder mit Wasser bindet und Alkohol und Carbonsäure entsteht. Außerdem ist es eine Gleichgewichtsreaktion. Das Gleichgewicht stellt sich jedoch nur sehr langsam ein wenn man kein Katalysator verwendet. Als Katalysator verwendet man Beispielweise Schwefelsäure. Der Katalysator sorgt jedoch lediglich für die Beschleunigung der Reaktion. Um das Gleichgewicht auf die Seite der Edukte zu verschieben muss man eine der Produkte entziehen. Die Konzentration der Reaktionsteilnehmer erhält man, indem man die durch Titration die Konzentration der Carbonsäure erforscht. Die restlichen Werte ermittelt man meist rechnerisch. Eine Konstante die für die Reaktion spezifisch ist errechnet man, indem man die Stoffmengenkonzentration der beiden Produkte multipliziert und durch das Produkt der Edukte.

*Bestimmung
Abweichung
des Aktivitäts-
koeffizienten*

R
G
SB

Das heißt: $K = \frac{c(\text{Wasser}) \cdot c(\text{Ester})}{c(\text{Carbonsäure}) \cdot c(\text{Alkohol})}$



*Das ist ein Spezialfall!
Normalerweise ist $c(\text{Edukte}) \neq c(\text{Produkte})$ im GG
typisch für GG:
 $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$!*

An dem Diagramm sieht man, dass die Hinreaktion dieselbe Zeit benötigt, wie die Rückreaktion.

2
0