

Das Prinzip von Le Chatelier

Zeit für eine Verallgemeinerung



LNCU.de
ID 35505
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

M1 Das Prinzip von Le Chatelier

„Wird auf ein System, das sich im chemischen Gleichgewicht befindet, ein äußerer Zwang ausgeübt, stellt sich ein verändertes Gleichgewichts so ein, dass die Wirkung des Zwanges minimal wird.“

VIDEO



Mit dem Klick auf diesen Hinweis aktivierst du Inhalte von einem Drittanbieter. Dabei wird eine Verbindung zu dessen Servern hergestellt und deine IP-Adresse übertragen. Der Anbieter nutzt ggf. Cookies und Tracking-Tools, um dein Nutzungsverhalten zu analysieren.



Im Zusammenhang mit dem Prinzip von Le Chatelier wird oft davon gesprochen, dass sich „das Gleichgewicht auf die Produktseite oder die Eduktseite verschiebt“. Das klingt komisch.



Gemeint ist eigentlich, dass nach der Störung des ursprünglichen Gleichgewichts kurzfristig die Reaktionsrate entweder zur vermehrten Bildung von Produkten oder Edukten überwiegt.

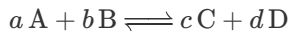


Aufgaben

- 1 Betrachten** Sie das Video und **erklären** Sie die prinzipielle Aussage, die in dem Prinzip von Le Chatelier zum Ausdruck kommt, unter Verwendung der Begriffe *Störung und Neueinstellung eines Gleichgewichts*.
- 2 Einzelarbeit: Kopieren** Sie aus den **Vorlagen** die *tabellarische Übersicht* und **vervollständigen** Sie diese mit Hilfe von **M2**.
- 3 Partnerarbeit: Kopieren** Sie aus den **Vorlagen** den *Beginn der Concept-Map* und **vervollständigen** Sie die Map.

Die Gleichgewichtskonstante K_c

Stellen wir uns eine beliebige Gleichgewichtsreaktion vor:



K_c beschreibt nun das Gleichgewicht über die Stoffmengenkonzentrationen der beteiligten Stoffe in mol/L.

$$K_c = \frac{c(C)^c \cdot c(D)^d}{c(A)^a \cdot c(B)^b}$$

Produkte stehen im Zähler, Edukte im Nenner – jeweils mit dem stöchiometrischen Koeffizienten als Exponent. Reine Feststoffe und Lösungsmittel tauchen nicht auf, weil ihre Konzentration konstant bleibt.

Drei Arten von äußerem Zwang – drei unterschiedliche Wirkungen

Wir haben drei Faktoren kennengelernt, die ein Gleichgewicht stören können. Sie wirken jedoch grundlegend unterschiedlich – und das zeigt sich besonders darin, was mit der Gleichgewichtskonstante K passiert.

Konzentration

Erhöht oder erniedrigt man die **Konzentration** eines beteiligten Stoffs, weicht der Massenwirkungsquotient Q vorübergehend von K ab. Die Reaktion läuft verstärkt in die Richtung, die Q wieder an K angleicht – bis sich ein neues Gleichgewicht mit veränderten Konzentrationen eingestellt hat.

Wiedereinstellung des Gleichgewichts

k_M beträgt fortwährend 2 s^{-1} , k_B fortwährend 1 s^{-1} . Folglich ist die Gleichgewichtskonstante K unverändert.



$$\frac{2 \text{ s}^{-1}}{1 \text{ s}^{-1}} = \frac{16 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}{8 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}} \quad \frac{2 \text{ s}^{-1}}{1 \text{ s}^{-1}} = \frac{16 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}{20 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}} \quad \frac{2 \text{ s}^{-1}}{1 \text{ s}^{-1}} = \frac{24 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}{12 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}$$

Abb. 1: Analogie zur Konzentrationsänderung

Druck

„Druck erhöhen“ kann in zwei verschiedenen Systemtypen auftreten, die sich unterscheiden.

Zweiphasensystem: Gas über einer Flüssigkeit

Erhöht man den **Partialdruck eines Gases**

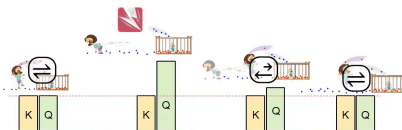
zum Beispiel durch Einpressen von CO_2 in der Gasphase über dem Wasser, so steigt die Konzentration des gelösten CO_2 in der wässrigen Phase an, bis sich ein neues Gleichgewicht eingestellt hat.

Verringert man den Druck, gilt das Umgekehrte

Konzeptuell handelt es sich bei der Druckveränderung in einem Zweiphasensystem eigentlich um eine Konzentrationsveränderung in der Gasphase.

Wiedereinstellung des Gleichgewichts

k_M beträgt fortwährend 2 s^{-1} , k_B fortwährend 1 s^{-1} . Folglich ist die Gleichgewichtskonstante K unverändert.



$$\frac{2 \text{ s}^{-1}}{1 \text{ s}^{-1}} = \frac{24 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}{12 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}} \quad \frac{2 \text{ s}^{-1}}{1 \text{ s}^{-1}} = \frac{24 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}{6 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}} \quad \frac{2 \text{ s}^{-1}}{1 \text{ s}^{-1}} = \frac{18 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}{9 \frac{\text{Bälle}}{\text{m}^3}}$$

Abb. 2: Analogie zur Druckänderung 2 Phasen

Einphasiges System: alle Reaktionspartner sind gasförmig

Anders verhält es sich, wenn alle Reaktionspartner gasförmig sind. Eine Druckveränderung durch Volumenänderung des Behälters beeinflusst die Gleichgewichtslage dann, wenn auf Edukt- und Produktseite unterschiedlich viele Gasmoleküle beteiligt sind. Als eindrucksvolles Beispiel – auch weil es sichtbar ist – dient das Stickstoffdioxid-Gleichgewicht:



NO_2 ist rotbraun, N_2O_4 ist nahezu farblos. Das Gleichgewicht lässt sich daher direkt beobachten: Eine Druckerhöhung (Volumenverkleinerung) erhöht die Konzentration aller Gase gleichzeitig. Das Gemisch wird zunächst dunkler. Das

Temperatur

Die Temperatur ist der **einzige Faktor**, der **K selbst verändert**. Das ist der entscheidende Unterschied zu Konzentration und Druck.

Wiedereinstellung des Gleichgewichts

$\frac{k_M}{k_B}$ verändert sich von $\frac{2}{1}$ auf $\frac{2,5}{2}$, d. h. es gilt eine neue Gleichgewichtskonstante K .

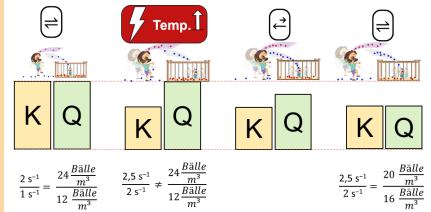


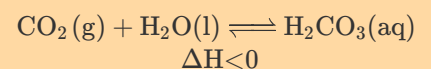
Abb. 4: Analogie zur Temperaturveränderung

Bei einer Temperaturerhöhung wird stets die endotherme Reaktionsrichtung begünstigt, bei einer Temperaturerniedrigung die exotherme. Das neu eingestellte Gleichgewicht besitzt einen anderen K -Wert als das ursprüngliche.

Ob eine Reaktionsrichtung endo- oder exotherm ist, lässt sich an der Reaktionsenthalpie ΔH ablesen:

- $\Delta H < 0$: die Hinreaktion ist exotherm (gibt Energie ab)
- $\Delta H > 0$: die Hinreaktion ist endotherm (nimmt Energie auf)

Die **Lösung von CO_2** in Wasser ist zum Beispiel exotherm.



Eine Temperaturerhöhung begünstigt die Rückreaktion – CO_2 verlässt die Lösung.

Merke: Eine Tabelle mit K -Werten ist deshalb immer mit einer

Temperaturangabe verbunden. Der K -Wert einer Reaktion bei $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ist ein anderer als bei $50 \text{ }^\circ\text{C}$.



System stellt sich dann neu ein und die Gasmischung hellt sich wieder auf.

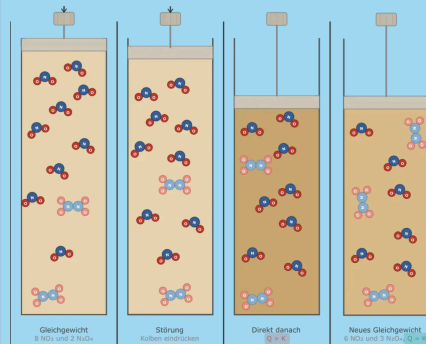


Abb. 3: Modell zur Druckänderung in 1 Phase ¹

Haben Katalysatoren eigentlich einen Einfluss auf die Gleichgewichtslage?



Nein. Sie beschleunigen Hin- und Rückreaktion gleichermaßen. Bei Zugabe eines Katalysator stellt sich also kein neues Gleichgewicht ein, sondern das Gleichgewicht stellt sich einfach schneller ein!

Einzelnachweise

¹ Gregor von Borstel, 2026

² Das beschreibt das Henry-Gesetz: Die Löslichkeit eines Gases in einer Flüssigkeit ist proportional zum Partialdruck dieses Gases über der Flüssigkeit. Das Henry-Gesetz gilt streng nur für ideale Lösungen und mäßige Drücke, was für die hier betrachteten Konzentrationen eine sehr gute Näherung ist.