

Drill&Practice: Prinzip von Le Châtelier

1. Weshalb stellt sich ein Gleichgewicht nur in einem geschlossenen System ein? Ein geschlossenes System ist z.B. ein Kolben, aus dem nach Mischung aller Komponenten keine Stoffe entweichen können und keine hinzukommen, was besonders bei gasförmigen Produkten eine Rolle spielt. **Dynamisches Gleichgewicht ist definiert als "Geschwindigkeit der Hinreaktion = Geschwindigkeit der Rückreaktion". Die Geschwindigkeiten sind direkt abhängig von den Konzentration der Stoffe. Bis zur vollständigen Einstellung des Gleichgewichts ändern sich die Konzentrationen der Stoffe. Ist das Gleichgewicht eingestellt ändern sich die Konzentrationen nicht mehr. Ein offenes System würde hier die Konstanz der Konzentrationen stören, da besonders gasförmige Stoffe unter Umständen entweichen können. Nach LeChâtelier würde sich ein neues Gleichgewicht einstellen (man spricht dann übrigens von einem "Fließgleichgewicht").**

2. Warum ist die Ammoniaksynthese ein offenes System, bei dem sich praktisch nie ein Gleichgewicht einstellt?
Ammoniak wird ständig aus dem System entnommen. Daher versucht das System ständig aus Stickstoff und Wasserstoff den Ammoniak nachzubilden. Das System läuft der Gleichgewichtseinstellung ständig hinterher.

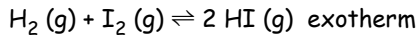
3. Sauerstoff wird in den Lungen an das Eiweiß Hämoglobin (Hb) gebunden und zu den Muskeln transportiert. Auch dies ist eine Gleichgewichtsreaktion.
$$\text{O}_2 (\text{g}) + \text{Hb}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HbO}_2 (\text{aq})$$

Versuchen Sie zu ergründen, was es mit der "Höhenkrankheit" auf sich hat. Hierbei kommt es ab etwa 4000 müM zu Atemnot und Übelkeit wegen Sauerstoffunterversorgung.
Auf 4000 müM ist der Sauerstoffdruck geringer als auf 400 müM. Ausserdem ist der Gesamtdruck tiefer. Das Hämoglobin/Sauerstoff-Gleichgewicht verschiebt sich auf die Seite von $\text{O}_2 (\text{g}) + \text{Hb}(\text{aq})$. Das Hämoglobin kann nur noch zu einem geringen (oder zu einem geringeren) Teil mit Sauerstoff beladen werden, was letztendlich zu einem Sauerstoffmangel führt, da Sauerstoff im Wesentlichen über $\text{HbO}_2 (\text{aq})$ zu den Geweben geführt wird.

4. Von der Bauindustrie wird Ihnen die Aufgabe gestellt eine Anlage für das Brennen von Kalk (CaCO_3) zu erstellen, die das Produkt Calciumoxid (CaO) als Grundlage für Mörtel verwendet. Die Reaktion soll möglichst zu 100% ablaufen. Betrachten Sie die Reaktion unter sämtlichen Aspekten des Prinzips von Le Châtelier. Welche Bedingungen würden Sie wählen?
$$\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \quad \text{endotherm}$$

Temperatur hoch, Druck tief, Konzentration: Es gibt 3 Möglichkeiten: Konzentration an Kalk hoch, Konzentration an Calciumoxid tief, Druck von Kohlenstoffdioxid tief. Von den dreien ist "Druck von Kohlenstoffdioxid tief" am einfachsten zu realisieren, da man bei dem Brennvorgang einfach das CO_2 entweichen lässt, somit versucht das System ständig CO_2 nachzubilden, was auch bedeutet, dass ständig CaO nachgebildet wird.

5. Das Iodwasserstoffgleichgewicht erreicht bei 721 K einen K-Wert von 50.2. Die dazugehörigen Konzentrationen: $\text{HI} = 10.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\text{I}_2 = 1.2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\text{H}_2 = 0.01727 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.



Stören Sie das Gleichgewicht durch Zugabe von $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ H}_2$.

- Berechnen Sie die neue Gleichgewichtskonstante die dadurch (direkt nach der Störung) entstanden ist.
- Wie und warum reagiert das System auf diese Störung (ganz allgemein)?
- In welche Richtung wird das GG als Reaktion auf die Störung verschoben?
- Wie ändern sich die Konzentrationen der einzelnen Komponenten (keine Zahlen sondern nur qualitativ)?
- Geben Sie die Gleichgewichtskonstante nach erneuter Gleichgewichtseinstellung an.
- Wie verändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- und Rückreaktion nach Zugabe von H_2 ?
- Zeichnen Sie nach logischen Gesichtspunkten in ein Geschwindigkeits-Zeit-Diagramm die Störung durch Zugabe von H_2 und die nachfolgende Veränderung der Geschwindigkeit der Hin-Reaktion ein. Dabei kommt es nicht auf die Zahlen an, sondern auf die prinzipiellen Veränderungen.
 - Für H_2 muss jetzt eine Konzentration (eigentlich Druck, da Komponente gasförmig) von $0.11727 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ eingesetzt werden. Damit ändert sich K auf 7.39.
 - Das GG ist damit ruckartig nach links verschoben worden (obwohl es mit 7.39 ja immer noch auf der rechten Seite liegt). Das System versucht jetzt den ursprünglichen Wert wiederherzustellen.
 - Das GG verschiebt sich nach rechts. Damit wird der Wasserstoff verbraucht.
 - Die Konzentration von HI steigt an, die von H_2 und I_2 sinken ab. Damit kann der ursprüngliche Wert von K wieder hergestellt werden, was am Ausdruck für das MWG zu erkennen ist.
 - 50.2 wie am Anfang
 - Direkt nach Zugabe von H_2 steigt die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion sprunghaft an, da die Konz. von H_2 erhöht wurde, denn $V_{\text{H}} = k_{\text{H}} \cdot c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)$. Die Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion ist direkt nach Zugabe von H_2 noch nicht geändert, da sich direkt nach Zugabe von H_2 die Konz. von HI noch nicht verändert hat. Dies geschieht erst mit der Einstellung des neuen GG.

