

Le Chaterlie Prinzip des kleinsten Zwanges

„Übt man auf ein System, das sich im chemischen Gleichgewicht befindet, einen Zwang durch Änderung der äußeren Bedingungen aus, so stellt sich infolge dieser Störung des Gleichgewichts ein neues Gleichgewicht, dem Zwang ausweichend, ein.“

1. Wärmeenergie

- Wärmeentzug begünstigt exotherme Reaktionen
- Wärmezugabe begünstigt endotherme Reaktionen



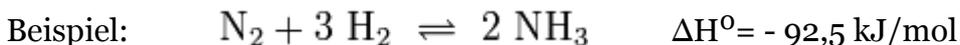
Die Hinreaktion von Stickstoff und Wasserstoff zu Ammoniak ist exotherm (exotherm = es wird Wärme frei!), die Rückreaktion ist dagegen endotherm (endotherm = es wird Wärmeenergie benötigt).

Fügt man nun dem Gleichgewicht Wärme hinzu, so ist das Gleichgewicht in Richtung Edukte verschoben, da diese Reaktion endotherm ist (sie braucht Wärme).

Entnimmt man dem System Wärme, so ist die Exotherme Hinreaktion bevorzugt (sie gibt Wärme frei).

2. Druck

- Das Gleichgewicht weicht bei Druck auf die Seite aus, wo weniger Moleküle sind

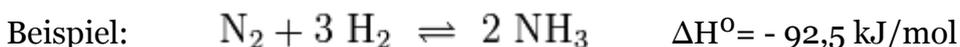


Auf der Eduktseite sind 4 Teilchen pro Volumeneinheit (ein Stickstoff- und drei Wasserstoffmoleküle), auf der Produktseite sind zwei Moleküle (2 Ammoniakmoleküle).

Erhöht man den Druck auf das Gleichgewichtssystem, so wird der Platz für die Moleküle enger, so dass das Gleichgewicht auf die Seite ausweicht, wo weniger Moleküle sind, da diese weniger Platz einnehmen. Im Falle des Beispiels, würde bei einer Druckerhöhung das Gleichgewicht auf Seiten des Ammoniaks ausweichen.

3. Stoffmengenänderung

- Entzieht man dem Gleichgewichtssystem einen Stoff, so verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite, wo man den Stoff entnommen hat
- Fügt man dem Gleichgewichtssystem einen Stoff hinzu, so verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite, wo der Stoff nicht hinzugefügt wurde.



Entzieht man dem Gleichgewicht Ammoniak, so verschiebt sich das Gleichgewicht auf Seiten des Ammoniak. So wird z.B. die Ausbeute für die Ammoniaksynthese erhöht. Wird kontinuierlich Ammoniak entzogen, so reagieren alle Ausgangsstoffe zu Ammoniak.

Fügt man beispielsweise Stickstoff hinzu, so verschiebt sich das Gleichgewicht auch in Richtung des Ammoniaks, da hier nun ein Eduktüberschuss vorhanden ist

Dies kann man auch mit dem MWG begründen:

- erhöht man $c^2(\text{NH}_3)$, so wird „K“ größer
- erhöht man $c(\text{N}_2)$ oder $c^3(\text{H}_2)$, so wird „K“ kleiner

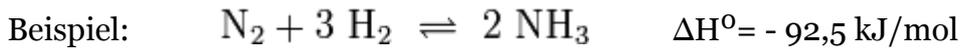
$K > 1$: Das Gleichgewicht liegt auf Seiten der Hinreaktion

$K < 1$: Das Gleichgewicht liegt auf Seiten der Rückreaktion

$$K = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{H}_2)}$$

Beispiel für die Anwendung von Le Chateliers Prinzipien:

Das Haber-Bosch-Verfahren



Wasserstoff und Stickstoffgas reagieren in einem geschlossenem Gefäß (Reaktor) bei 450°C und bei einem Druck von 300 bar zu Ammoniak. Das Produkt wird dabei ständig entnommen.

Die Hohe Temperatur wirkt zwar entgegen des gewünschten Gleichgewichts (also der Ammoniaksynthese), wird jedoch benötigt, damit die Reaktion schnellst möglich abläuft (sonst müsste man Wochen warten, bis sich das Gleichgewicht einstellt). Der hohe Druck verschiebt das Gleichgewicht auf Seiten des gewünschten Produkts.

Dadurch, dass die ganze Zeit das Ammoniak entnommen wird, kann das komplette Stickstoff- und Wasserstoffgas umgesetzt werden.