

Einfluss der Temperatur

1. NO_2 neigt zum Dimerisieren (siehe Strukturformel!). Geben Sie die Reaktionsgleichung in Strukturformeln an. Schätzen Sie das Vorzeichen der Reaktionsenthalpie ab.

Versuch: Gleichgewicht zwischen NO_2 und N_2O_4

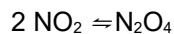
D: Eine Glasampulle mit einem $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$ -Gasgemisch wird in Eiswasser gestellt. Eine Vergleichsampulle wird bei Raumtemperatur bzw. in warmem Wasser gelagert.

B:

E:

2. Einfluss des Drucks bei gasförmigen Reaktionspartnern

Auch der Einfluss von Druckänderungen kann am $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$ -Gleichgewicht untersucht werden. Beim Komprimieren des Gasgemisches bei konstanter Temperatur wird zunächst eine Farbvertiefung beobachtet. Dies hängt damit zusammen, dass sich durch die Komprimierung mehr NO_2 -Moleküle pro Raumeinheit befinden. Die damit verbundene Erhöhung der Konzentration dieser Farbstoffmoleküle verstärkt den Farbeindruck. Nach kurzer Zeit hellt sich die Farbe des komprimierten Gases jedoch wieder auf. Die Aufhellung basiert auf einer Verschiebung der Gleichgewichtslage zugunsten des farblosen N_2O_4 :



2. Erklären Sie, weshalb die Druckerhöhung das Gleichgewicht in Richtung Distickstofftetraoxid verschiebt.

3. Einfluss der Konzentrationen der Reaktanden

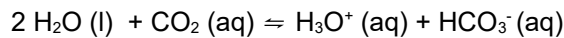
Bei Erhöhung der Konzentration eines Reaktanden verändert sich die Lage des Gleichgewichts so, dass diese Konzentration wieder etwas verringert wird. Das gilt auch umgekehrt: Erniedrigt man die Konzentration eines der im Gleichgewicht vorliegenden Stoffe, so verschiebt sich das Gleichgewicht so, dass dieser Stoff nachgebildet wird.

- **Beispiel 1:** Eine gesättigte Silberchloridlösung steht mit einem Bodensatz im Gleichgewicht: $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{AgCl} (\text{s})$. Erhöht man nun die Konzentration von Ag^+ in Lösung, z.B. durch Zugabe von AgNO_3 -Lösung, so fällt weiteres AgCl aus. Die Ag^+ -Zugabe führt zu einer Neueinstellung des Gleichgewichts, die wieder zur Absenkung Ag^+ -Konzentration führt (der ursprünglich niedrige Wert für $c(\text{Ag}^+)$ wird jedoch dadurch nicht ganz erreicht). Bei Zugabe von Ag^+ -Ionen kommt es durch die Ausfällung von AgCl auch zwangsläufig zur Senkung der Cl^- -Konzentration. Gibt man zu einer gesättigten AgCl -Lösung mit Bodensatz etwas NaCl -Lösung, so fällt wegen der Erhöhung der Cl^- -Konzentration auch hier weiteres AgCl aus.

- **Beispiel 2:** Bei der Bildung eines Esters aus Alkohol und Carbonsäure wird eines der Produkt direkt aus dem Reaktionsgemisch entfernt (Wasserabscheidung, Abdestillation des Esters o.ä.). Durch die Entfernung, muss zur GG-Einstellung ständig Produkt nachgebildet werden, so dass sich größere Mengen des Produkts bilden:



- **Beispiel 3:** Kohlenstoffdioxid löst sich im Wasser, indem es zum Teil in Ionen dissoziiert:



Gibt man eine Base zur Lösung, so kann sie die Oxoniumionen neutralisieren ($\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$). Durch diese Senkung der H_3O^+ -Konzentration, wird das Gleichgewicht auf die rechte Seite verschoben: Weiteres gelöstes CO_2 reagiert zu Ionen.

- **Beispiel:** 4: Entsprechende Beobachtungen gelten auch für Reaktionen bei denen sich die Teilchenzahl ändert. Beim Verdünnen wird immer die Reaktionsrichtung begünstigt, die zu einer Vergrößerung der Teilchenzahl führt. Gelöste Essigsäure dissoziiert als schwache Säure z.B. nicht vollständig, sondern nur zu einem gewissen Teil in Ionen. Es handelt sich um eine Gleichgewichtsreaktion: $\text{HAc}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Ac}^-_{(\text{aq})}$. Verdünnt man die Lösung, so verschiebt sich die Lage des Gleichgewichts nach rechts. Durch die Gleichgewichtsverschiebung weicht also durch Erhöhung der Teilchenzahl aus.

Die Verallgemeinerung von LE CHATELIER – Prinzip des kleinsten Zwangs

- Erhöht man die Temperatur, wird die wärmeliefernde Reaktion zurückgedrängt und umgekehrt.
- Erhöht man den Druck, weicht das System so aus, dass die druckverkleinernde Reaktion gefördert wird und umgekehrt.
- Ändert man die Konzentration, z. B. indem man ein Produkt aus dem Ansatz entfernt, so reagiert das Gleichgewichtssystem, indem dieses Produkt nachproduziert wird.

Das allgemeine Prinzip der Gleichgewichtsveränderung aufgrund äußerer Einflüsse wurde zwischen 1884 – 1888 vom franz. Chemiker LE CHATELIER 1884 als „**Prinzip des kleinsten Zwangs**“ erkannt und zusammengefasst:

.....

.....

.....

Aufgaben

1. Wie verändert sich die Lage des chemischen Gleichgewichts der folgenden Reaktionen? Geben sie auch die passende Reaktionsgleichung an, wobei von Molekülverbindungen die Strukturformeln anzugeben sind.

A) Erhöhen der Temperatur

B) Erniedrigen des Drucks

a) Schwefeldioxid + Sauerstoff \rightleftharpoons Schwefeltrioxid (g), $\Delta_{\text{RH}} = -197 \text{ kJ}$

b) Calciumhydroxid \rightleftharpoons Calciumoxid + Wasser (g), $\Delta_{\text{RH}} = 109 \text{ kJ}$

c) Hydrierung von Kohlenstoffmonoxid zu Methanol (g), $\Delta_{\text{RH}} = -92 \text{ kJ}$

d) Wassergasgleichgewicht: $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$, $\Delta_{\text{RH}} = 41 \text{ kJ}$

2. Durch welche Maßnahmen können Gase verflüssigt werden? Begründen Sie mithilfe einer chemischen Gleichgewichtsreaktion am Beispiel vom Sauerstoff.