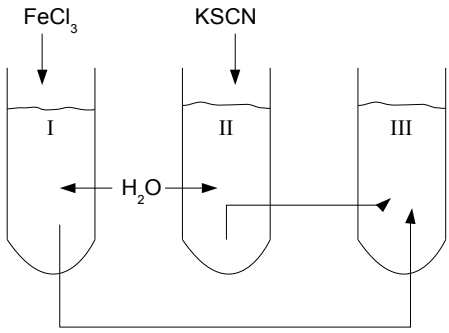
Chemisches Gleichgewicht

Beeinflussung des Chemischen Gleichgewichtes

A) Konzentration

V1.1 Versuch: farblose KSCN[1]-Lösung wird zu gelber $FeCl_3$-Lösung gegeben.



Beobachtung: Farbänderung von gelb nach dunkel rot – braun. Bei sehr großer Verdünnung orange / rosa

V1.2 Versuch: Stark verdünnte Lösung aus RG III wird mit a) $FeCl_3$ und b) KSCN versetzt

Beobachtung:
a) $FeCl_3$: Verfärbung nach tiefrot (dunkler)
b) KSCN: Verfärbung etwas ins violette (dunkler)

Auswertung 1.1 & 1.2: Auch nach einer ersten Reaktion liegen noch Teilchen der Ausgangsstoffe vor. Es handelt sich also um ein Gleichgewicht.

$FeCl_{3\,aq} + 3\,KSCN \;\rightleftharpoons\; Fe(SCN)_3 + 3\,KCl_{aq}$
$Fe^{3+}_{aq} + 3\,SCN^-_{aq} \;\rightleftharpoons\; Fe(SCN)_3$
gelb *farblos* *rot*

Durch Zugabe von Fe^{3+} steigt $c(Fe^{3+})$ und somit v_{hin}. Es entsteht mehr $Fe(SCN)_3$; „das Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts“. Es entsteht ein neues Gleichgewicht, K_c bleibt aber konstant!

$$K_c = \frac{c(Fe(SCN)_3)\uparrow}{c(Fe^{3+})\uparrow \cdot c^3(SCN^-)\downarrow}$$

V1.3 Versuch: Zu der Verdünnten Lösung aus RG III wird $AgNO_3$ gegeben.

Beobachtung: Die Lösung entfärbt sich.

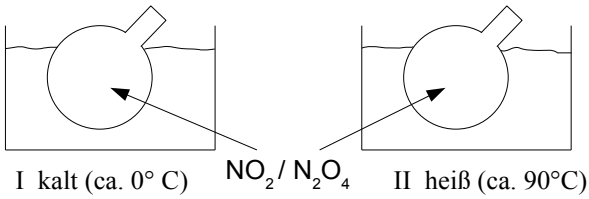
Auswertung: SCN^-_{aq} wird verbraucht. Die $c(SCN^-)$ sinkt, also nimmt v_{hin} ab und die Rückreaktion wird bevorzugt. Das Gleichgewicht verschiebt sich nach links und $c(Fe(SCN)_3)$ (für die rote Farbe verantwortlich) nimmt ab.
$Ag^+_{aq} + SNC^- \rightarrow AgSCN_{(s)}$

Allgemein: Durch Zufuhr eines Reaktionsteilnehmers verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, die einen Teil dieser Komponente verbraucht. Der Entzug eines Reaktionsteilnehmers verschiebt das Gleichgewicht in die Richtung, die einen Teil der Komponente nachliefert.

Katalysatoren verschieben das Gleichgewicht nicht, da sowohl Hin- als auch Rückreaktion beschleunigt werden.

1 Kaliumthiocyanat

B) TEMPERATUR



V2.1 Versuch: Ein NO_2 / N_2O_4-Gemisch[2] wird in Kolben abgeschlossen und in ein kaltes (I) bzw. ein heißes (II) Wasserbad gegeben.

$2\ NO_2 \quad \underset{<}{=\!=\!=\!=}{}^{>3} \quad N_2O_4$
braun *farblos*

Beobachtung:
Bei Temperaturerniedrigung (I): Blaß-braune Färbung
Bei Temperaturerhöhung (II) Braune Färbung

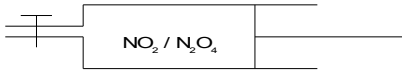
Auswertung: In I verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts, in II verschiebt es sich nach links. Dir Rückreaktion verläuft endotherm, sie kann also einen Teil der überschüssigen Wärme 'aufnehmen', die exotherme Hinreaktion kann einen Teil der fehlenden Wärme beisteuern.

Allgemein: Durch Zufuhr von Wärme wird die Reaktionsrichtung bevorzugt, bei der Wärme gebraucht wird. Bei Entzug von Wärme wird diejenige bevorzugt, bei der Wärme frei wird.
K_c ändert sich mit der Temperatur!

$$\vartheta\uparrow \quad K_c\downarrow = \frac{c(N_2O_4)\downarrow}{c^2(NO_2)\uparrow}$$

C) DRUCK

V3.1 Ein NO_2/N_2O_4-Gemisch wird in einen abgeschlossenen Kolbenprober gegeben, der schnell zusammengedrückt wird.



Beobachtung: Das Gas verfärbt sich zuerst dunkler braun, wird dann aber heller.

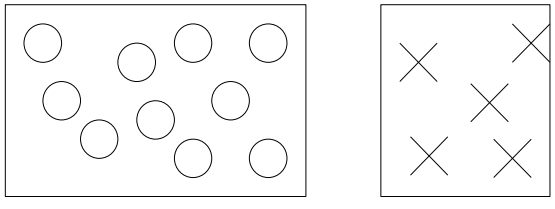
Auswertung: Zuerst verdichtet sich das dunkle Gas und wirkt so noch dunkler. Danach stellt sich ein neues Gleichgewicht ein, da es sich weiter zum N_2O_4 verschoben hat.

Allgemein: Durch Erhöhung des Drucks wird die Reaktionsrichtung bevorzugt, bei der weniger Teilchen entstehen. Durch Verminderung des Drucks wird die Reaktionsrichtung bevorzugt, bei der mehr Teilchen entstehen.
Wird V_0 kleiner, muss $n(N_2O_4)$ größer werden (Druckzunahme), damit K_p gleich bleibt, wird V_0 größer, muss $n(NO_2)$ größer werden.

$$K_p = \frac{p(N_2O_4)}{p^2(NO_2)} \quad da\ p \sim \frac{n}{V} \quad gilt: \quad p = k_x \cdot \frac{n}{V} \quad K_p = k \cdot \frac{\frac{n(N_2O_4)}{V}}{\frac{n^2(NO_2)}{V^2}}$$

$$K_p = k \cdot \frac{n(N_2O_4)}{n^2(NO_2)} \cdot V_0$$

Im Behälter II sind weniger Teilchen, sie würden auf einen Behälter, der so groß ist wie I, einen kleineren Druck ausüben. Das geschieht, wenn man den Druck auf das Gas erhöht (bzw. das Volumen verkleinert).



2 Herstellung: $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO_2 + 2\ NO_2$
3 Hinreaktion exotherm ($\Delta H < 0$)

Zusammenfassung

Prinzip von BRAUN und LE CHATELIER:

> Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System einen äußeren Zwang aus, dann verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, die die Folgen des Zwanges kompensiert bzw. die dir Folgen des Zwangs minimiert.

Äußere Zwänge:

- Konzentrationsänderung
- Temperaturänderung
- Druckänderung (bei Gasen)

Satz vom geringsten Zwang: Ein Gleichgewichtssystem, auf das ein Zwang ausgeübt wird, reagiert so, dass es den Zwang minimiert.