

Vorkurs Chemie - Tag 3

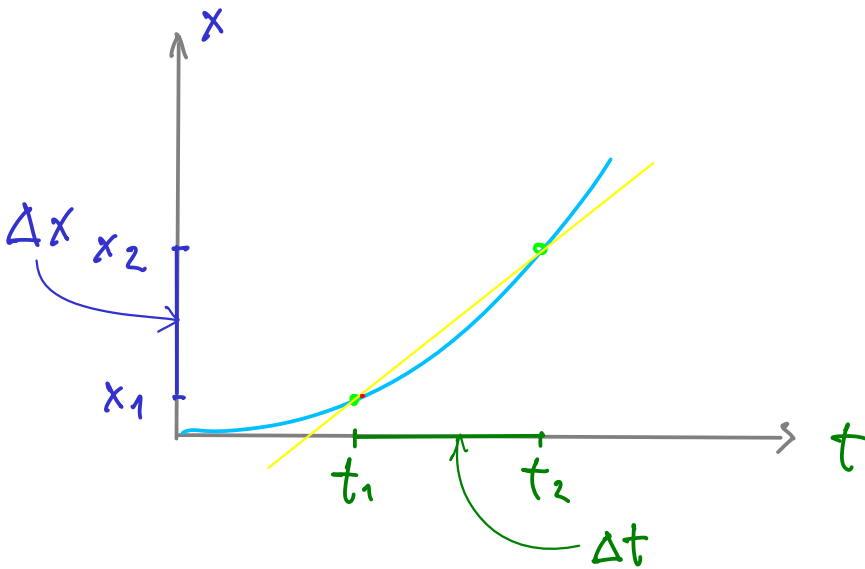
Reaktionsgeschwindigkeit
Chemisches Gleichgewicht

Geschwindigkeit in der Physik

$$\bar{v} = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

\downarrow
Durchschnittsgeschwindigkeit

Änderung eines Ortes
bezogen auf
eine Änderung der Zeit



Geschwindigkeit zu einem bestimmten Zeitpunkt
(Momentangeschwindigkeit):

$$x' = v = \frac{dx}{dt}$$

Ableitung
der Funktion $x(t)$

„ x' “
in der Physik
oft: \dot{x}

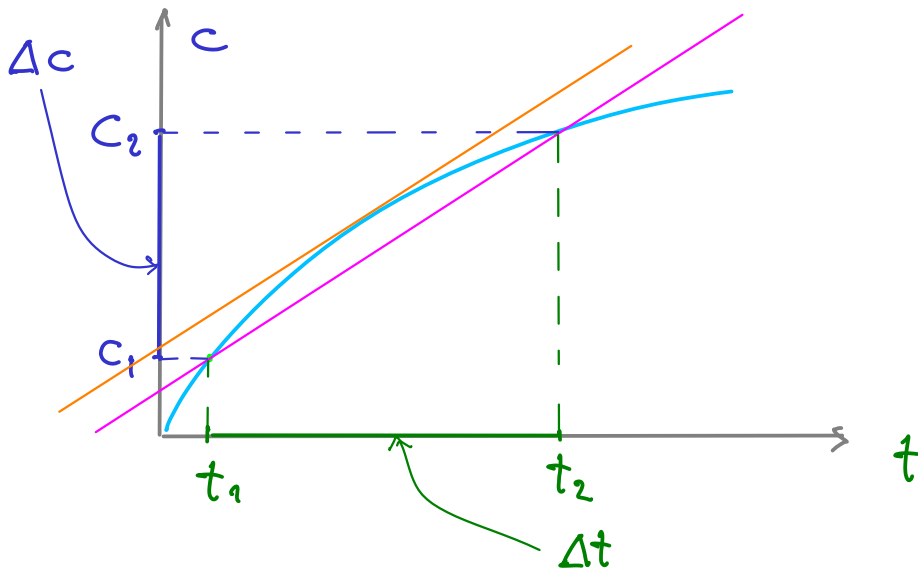
Reaktionsgeschwindigkeit (in der Chemie)
völlig analog

Unterschied: statt des Ortes
Stoffmengenkonzentration $\left(\frac{n}{V} = c\right)$

Volumen

Reaktionsgeschwindigkeit

Unter der Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion versteht man die Änderung der Stoffmengenkonzentration eines an der Reaktion beteiligten Stoffes mit der Zeit:



„ v quer“ $\bar{v} = \frac{\Delta c \text{ (Produkt)}}{\Delta t}$

Durchschnittsgeschwindigkeit

$$v(t) = \frac{dc}{dt}$$

Momentangeschwindigkeit

Zerfall von Wasserstoffperoxid

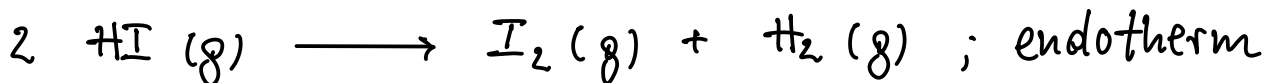
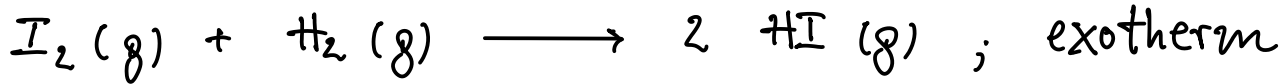
Chemisches Gleichgewicht

Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen

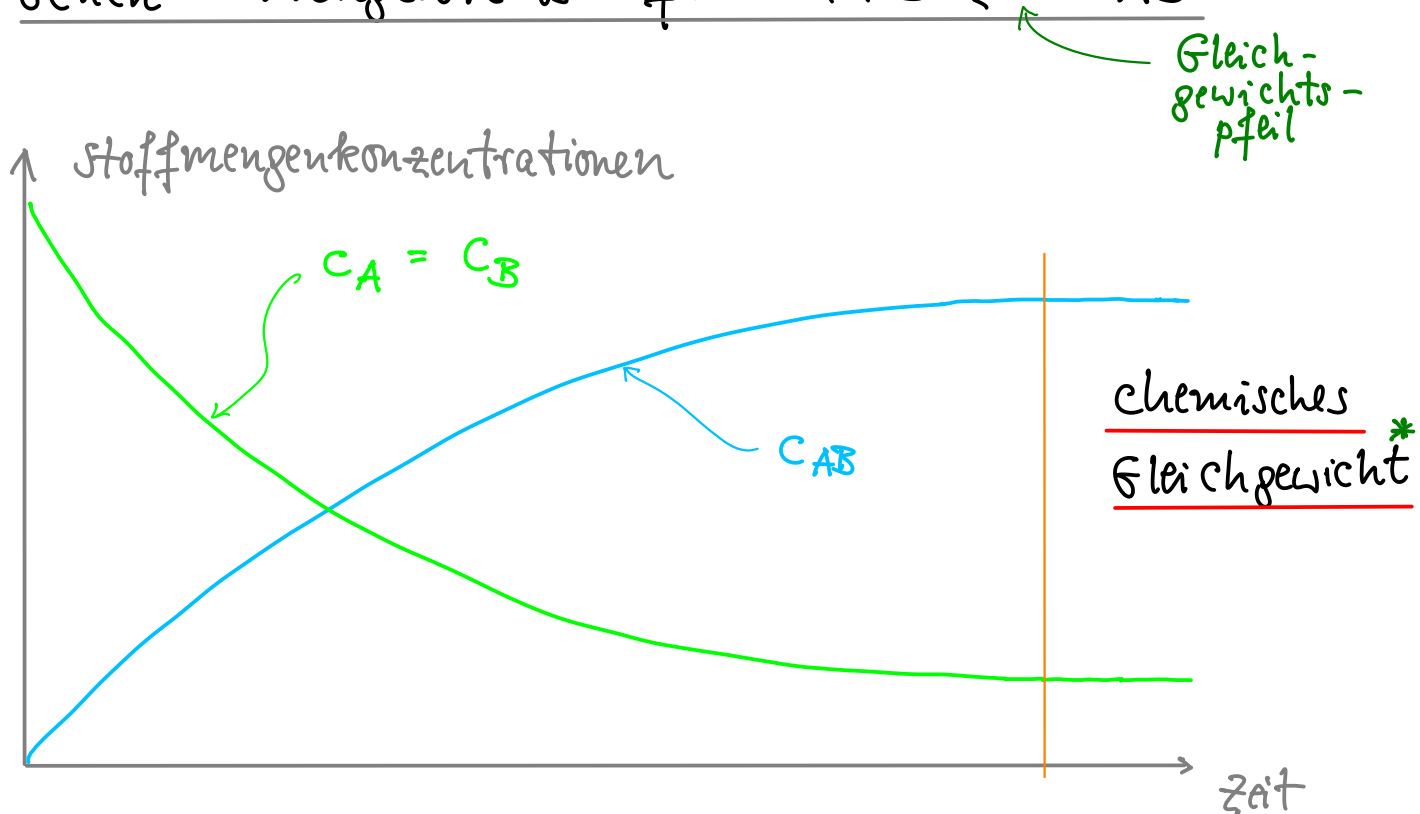
Chemische Reaktionen sind im Prinzip umkehrbar.
Ist die Hinreaktion exotherm, so verläuft die Rückreaktion endotherm

Beispiel für eine umkehrbare Rk.

Beispiel:



zeitlicher Verlauf der Einstellung eines chemischen Gleichgewichts für $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB}$



- * gleich bleibendes Stoffmengenkonzentrationsverhältnis zwischen den Produkten und den Edukten
(abhängig von der Temperatur und vom Druck)
bei Gasen

(Beispiel zum chemischen Gleichgewicht)

Das Prinzip von LE CHATELIER

auch: Prinzip vom kleinsten Zwang

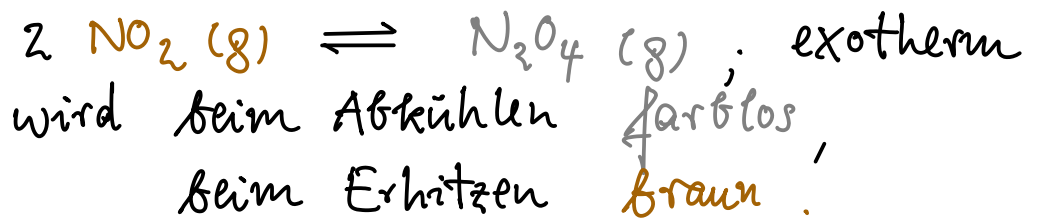
Auf eine Störung reagiert ein chemisches Gleichgewicht so, dass es der Störung „entgegenwirkt“.

Temperaturabhängigkeit

Erniedrigung der Temperatur

→ Verschiebung des Gleichgewichts
in Richtung der exothermen Reaktion

Beispiel:



→ YouTube "Telekolleg Chemie
Beeinflussung chemischer Reaktionen"
Zeitindex 22:46 ... 24:20

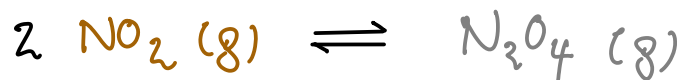
Druckabhängigkeit

(bei Reaktionen in der Gasphase, bei denen sich laut Reaktionsgleichung die Anzahl der Teilchen ändert)

Erhöhung des Drucks

→ Verschiebung des Gleichgewichts
in Richtung der Seite mit weniger Teilchen

Beispiel:

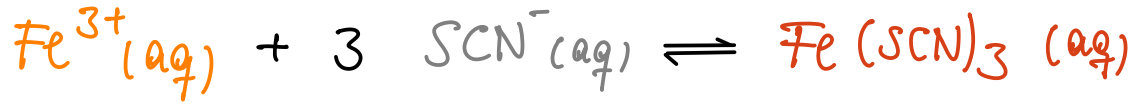


→ YouTube "Telekolleg Chemie
Beeinflussung chemischer Reaktionen
Zeitindex (19:20 ... 19:49
u.) 21:41 ... 22:10

Konzentrationsabhängigkeit

Erhöhung der Konzentration eines Reaktionsteilnehmers
--> Verschiebung des Gleichgewichts in die Richtung,
in welcher dieser Reaktionsteilnehmer umgesetzt wird

Beispiel:

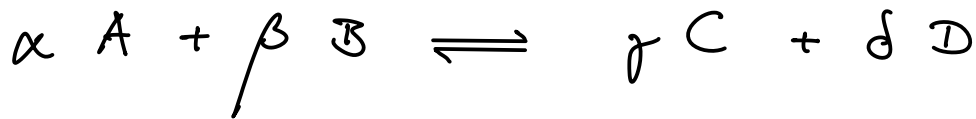


zur Konzentrationsabhängigkeit des chem. Ggw.s

Wie kann man ein chemisches Gleichgewicht quantitativ beschreiben?

Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstante

Für



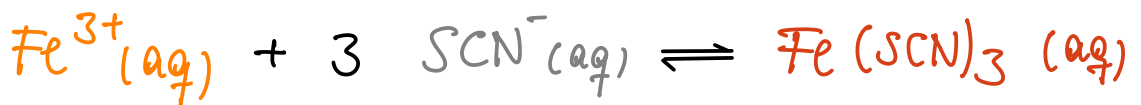
lautet das Massenwirkungsgesetz (MWG):

Gleichgewichtskonstante

$$K_c = \frac{c_C^\gamma \cdot c_D^\delta}{c_A^\alpha \cdot c_B^\beta}$$

Stoffmengenkonzentrationen im Gleichgewicht („Gleichgewichtskonzentrationen“), wenn die beteiligten Stoffe in einem homogenen System (in wässriger Lösung oder in der Gasphase) vorliegen

Beispiel:

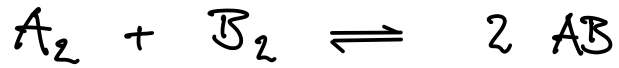


$$K_c = \frac{c_{Fe(SCN)_3}}{c_{Fe^{3+}} \cdot (c_{SCN^-})^3}$$

Massenwirkungsgesetz - Beispiel

Beispiel - Aufgabe:

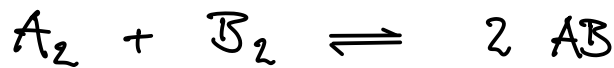
Gegeben ist ein Gleichgewichtsdruck der allgemeinen Form:



A_2 , B_2 und AB sollen in homogener Phase vorliegen.

Berechnen Sie die Gleichgewichtskonzentrationen aller Komponenten für $K_c = 10$, wenn die Anfangskonzentrationen von A_2 und B_2 jeweils $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ betragen.

Lösung:



c_0 in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ 1 1 0 Anfangskonz.

c in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ $1-x$ $1-x$ $2x$ Gleichgewichtsk.

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)} = \frac{4x^2}{1-2x+x^2} = 10$$

$$\begin{array}{c} \Downarrow \\ x^2 - \frac{10}{3}x + \frac{5}{3} = 0 \end{array}$$

$$\underline{x \approx 0,613^*}$$

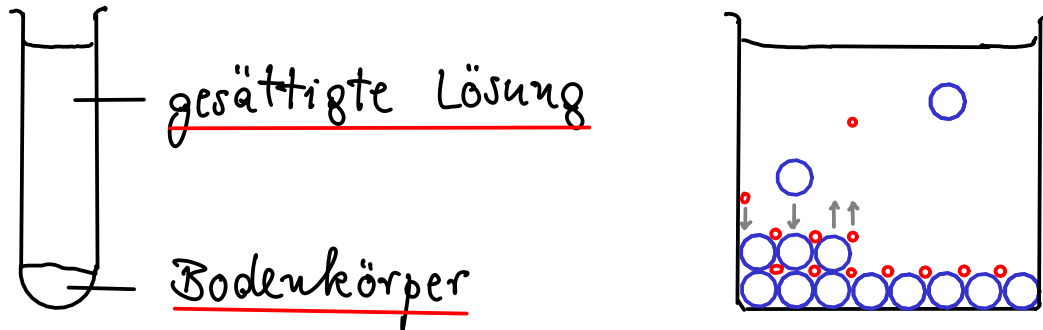
$$\text{Also: } c_{A_2} = c_{B_2} \approx 0,39 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c_{AB} \approx 1,23 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

* Die zweite Lösung der quadratischen Gleichung ist größer als 1 \rightarrow spielt für dieses Problem hier keine Rolle.

Bei heterogenen Systemen bleiben feste Stoffe im MWG unberücksichtigt.

Beispiel: Löslichkeitsgleichgewicht



konkretes Beispiel:



$$\text{MWG: } K_c = \frac{c_{\text{Ag}^+} \cdot c_{\text{Cl}^-}}{1} = K_L$$

↑
Löslichkeitsprodukt



$$K_L = [c(K^{m+})]^n \cdot [c(A^{n-})]^m$$

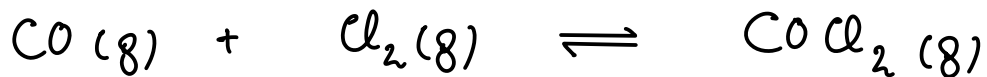
Der K_p -Wert

Für Reaktionen im Gaszustand wird oft eine Gleichgewichtskonstante K_p angegeben, die direkt aus den Partialdrücken* berechnet wird.

- * Druckanteile am Gesamtdruck, setzen sich additiv zum Gesamtdruck zusammen!

Beispiel - Aufgabe:

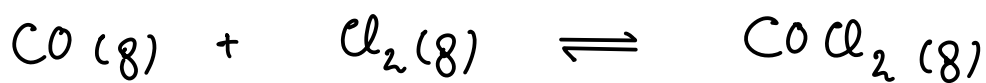
Bei der Bildung von Phosgen stellt sich folgendes Gleichgewicht ein:



In einem Experiment betrug der Partialdruck des Chlorgases vor der Reaktion 666 hPa und der des Kohlenstoffmonoxids 533 hPa.

Nachdem sich das Gleichgewicht eingestellt hatte, wurde der Gesamtdruck zu 800 hPa bestimmt. Berechnen Sie K_p .

Lösung:



$$p_0 \text{ in hPa} \quad 533 \quad 666 \quad 0$$

$$p \text{ in hPa} \quad 533-x \quad 666-x \quad x$$

$$(533-x) + (666-x) + x \stackrel{(!)}{=} 800$$

$$\Leftrightarrow 533 - x + 666 - x + x = 800$$

$$\Leftrightarrow x = 399$$

Also: $p_{\text{CO}} = 134 \text{ hPa}$

$p_{\text{Cl}_2} = 267 \text{ hPa}$

$$K_p = \frac{p_{\text{COCl}_2}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{Cl}_2}} = \frac{399}{134 \cdot 267} \text{ hPa}^{-1}$$