

# Grundlagen der Chemie

## Chemisches Gleichgewicht

**Prof. Annie Powell**

Institut für Anorganische Chemie – Grundlagen der Chemie

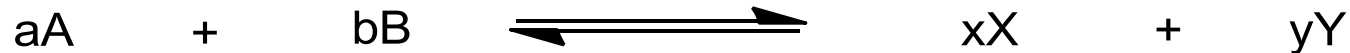


# Das Massenwirkungsgesetz

- Wenn Substanzen miteinander eine reversible chemische Reaktion eingehen, so stellt sich ein dynamischer ***Gleichgewichtszustand*** ein.
- Die Geschwindigkeiten der Hinreaktion und der Rückreaktion sind gleich.
- Die Konzentrationen aller beteiligten Substanzen bleiben konstant.
- Die Konzentrationen stehen zueinander in einem Verhältnis, welches durch das Massenwirkungsgesetz erfasst wird.

# Das Massenwirkungsgesetz

- Für die allgemeine Reaktion:



lautet das Massenwirkungsgesetz:

$$K = \frac{[X]^x [Y]^y}{[A]^a [B]^b}$$

- Die Gleichgewichtskonstante  $K$  ist **temperaturabhängig**.
- Sie ist **unabhängig**
  - von den anwesenden Stoffmengen,
  - vom Druck,
  - von der An- oder Abwesenheit eines Katalysators.

# Das Massenwirkungsgesetz

- Wenn  $K$  groß ist, liegt das Gleichgewicht auf der rechten Seite (es läuft weitgehend die Hinreaktion ab).
- Wenn  $K$  klein ist, liegt das Gleichgewicht auf der linken Seite.

# Reaktionsquotient

- **Reaktionsquotient**
- Der Reaktionsquotient  $Q$  entspricht dem Ausdruck für  $K$ , wenn beliebige Konzentrationen vorliegen.
- Bei  $Q = K$  liegt ein Gleichgewichtszustand vor.
- Bei  $Q < K$  läuft die Reaktion von links nach rechts ab.
- Bei  $Q > K$  läuft die Reaktion von rechts nach links ab.

# Reaktionsquotient

- Im Gleichgewichtszustand gilt:

$$\Delta G = 0$$

aber

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln K$$

- Mit den Gleichgewichtskonzentrationen der beteiligten Reaktanden gilt dann:

$$0 = \Delta G^0 + RT \ln K$$

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

# Reaktionsquotient - Beispiele

- Bei negativen  $\Delta G^0$ -Werten ist  $K > 1$ , die Produkten sind bevorzugt.

- Beispiel: Bildung von Wasser aus den Elementen:



- $\Delta G_f^0$  für Wasserdampf =  $-228,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

$$2 * (-228,6 \text{ kJ mol}^{-1}) = -(8,3145 * 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 298 \text{ K}) \ln K$$

$$K = e^{184,34}$$

$$K \approx 10^{80}$$

# Reaktionsquotient - Beispiele

- Bei positiven  $\Delta G^0$ -Werten ist  $K < 1$ , die Reaktanden sind bevorzugt.

**Beispiel:** Bildung von Wasser aus den Elementen:



- $\Delta G_f^0$  für Stickstoffmonoxid =  $+86,7 \text{ kJ mol}^{-1}$

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

$$2 * (+86,7 \text{ kJ mol}^{-1}) = -(8,3145 * 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 298 \text{ K}) \ln K$$

$$K = e^{-70}$$

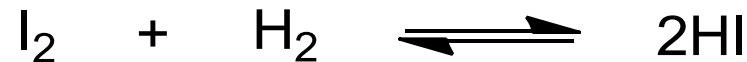
$$K \approx 10^{-31}$$



# Chemisches Gleichgewicht

- Bei  $\Delta G^0 = 0$  gilt  $[A]^a [B]^b = [X]^x [Y]^y$

Beispiel: die Reaktion zwischen Iod und Wasserstoff:



- Bei einer Temperatur von 490 °C in einem Volumen von 1 L reagieren 1 mmol  $\text{H}_2$  und 1 mmol  $\text{I}_2$  zu einem Gemisch aus 1,544 mmol HI, 0,228 mmol  $\text{H}_2$  und 0,228 mmol  $\text{I}_2$ . Umgekehrt, werden 2 mmol HI auf die gleiche Temperatur erhitzt, findet die folgende Reaktion statt:



- Aus 2 mmol HI bildet sich ein Gemisch aus 1,544 mmol HI, 0,288 mmol  $\text{H}_2$  und 0,228 mmol  $\text{I}_2$ .

# Chemisches Gleichgewicht

- Für die Hinreaktion:

$$K_c = \frac{[KI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{1,544^2}{0,228 * 0,228} = 45,9$$

- Für die Rückreaktion:

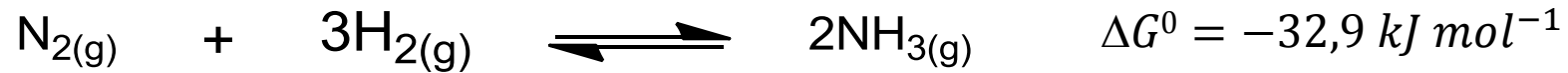
$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[KI]^2} = \frac{0,228 * 0,228}{1,544^2} = 0,0218$$

$K$  wird mit dem Symbol  $K_c$  geschrieben, wenn das MWG mit Stoffmengenkonzentrationen, und mit  $K_p$ , wenn es mit Partialdrücken formuliert werden.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

wobei  $\Delta n$  die Differenz zwischen Molzahlen der Gase auf der rechten und der linken Seite der Reaktionsgleichung ist.

# Chemisches Gleichgewicht - Beispiel



- wie groß ist  $K$  bei 25 °C (298 K)?

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

$$-32,9 \text{ kJ mol}^{-1} = -(8,3145 * 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 298 \text{ K}) \ln K$$

$$\ln K = 13,3$$

$$K = e^{13,3}$$

$$K \approx 6 * 10^5$$

- Produkten sind bevorzugt!