

Lösungen: Gleichgewichte und freie Enthalpie

1. Da ΔG negativ ist, muss die Reaktion *spontan* (= von selbst) ablaufen. Da diese aber nicht *sofort* abläuft, fehlt die notwendige Aktivierungsenthalpie.

2a. $\Delta H = -114 \text{ kJ}$ $\Delta S = -0,15 \text{ kJ/k}$

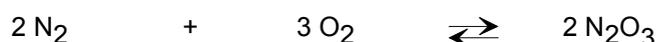
b. $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = (-114 + 300 \cdot 0,15) \text{ kJ} = -69 \text{ kJ}$

c. $\Delta G < 0$, also liegt das Gleichgewicht rechts.

d. Wenn das Gleichgewicht rechts liegt, muss $K > 1$ sein.

e. Erhöhung der Eduktkonzentration K bleibt gleich
Druckerhöhung dito
Temperatursenkung der numerische Wert von K wird grösser

3a. $x = 2, y = 3, z = 2$



b. $\Delta S < 0$, d.h. ΔS hat ein negatives Vorzeichen. Die Entropie nimmt bei dieser Reaktion ab, da die Zahl der Gasteilchen kleiner wird. Es hat nämlich auf der linken Seite 5, rechts aber nur 2 Moleküle.

c. Druck**erhöhung**: Verschiebung gegen **rechts** Druck**senkung**: Verschiebung gegen **links**

d. Es geht bei dieser Rechnung darum, dass mit möglichst wenig Konzentrationsanalysen (in diesem Falle nur die von N_2O_3) alle Konzentrationen zu bestimmen, damit der Zahlenwert von K bestimmt werden kann.

Vor Beginn der Reaktion	2,00 mol/L N_2	3,00 mol/L O_2	0,00 mol/L N_2O_3
Veränderung	-0,10 "	-0,15 "	+0,10 "
Nach Einstellung des Gleichgew.	1,90 mol/L	2,85 mol/L	0,10 mol/L

Einige Bemerkungen zur Zeile Veränderung. Aus der Reaktionsgleichung folgt das Molekülverhältnis von N_2O_3 zu N_2 , nämlich 2 : 2. Aus der Zahl der gebildeten N_2O_3 -Teilchen, ergibt sich demzufolge die Zahl der verbrauchten N_2 -Moleküle. Aus der Definition der Konzentration (Anzahl Teilchen pro Volumeneinheit) folgt, dass bei gleicher Teilchenzahl auch die Konzentration identisch ist. Daher sind die **rot** eingetragenen Differenzen gleich. Die Zahl der beteiligten O_2 -Moleküle ist aber gemäss Reaktionsgleichung anders. Von dort folgt für die Sauerstoffabnahme eine andere Konzentration (**blaue** Zahl).

$$K = \frac{c^2(\text{N}_2\text{O}_3)}{c^2(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{O}_2)} = \frac{0,10^2}{1,90^2 \cdot 2,85^3} = 0,00012 \frac{\text{L}^3}{\text{mol}^3}$$

4a.

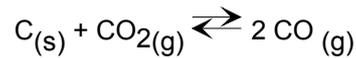
$$2 \text{ SO}_2 + \text{ O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ SO}_3$$

Vor Beginn der Reaktion	0,10 mol/L SO_2	0,05 mol/L O_2	0,00 mol/L SO_3
Veränderung	-0,08 "	-0,04 "	+0,08 "
Nach Einstellung des Gleichgew.	0,02 mol/L	0,01 mol/L	0,08 mol/L

$$K = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)} = \frac{0,08^2}{0,02^2 \cdot 0,01} = 1600 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

b. Das $K > 1$ ist, liegt das Gleichgewicht rechts. Daraus kann geschlossen werden, dass die Produkte weniger freie Enthalpie besitzen. Gemäss dem Prinzip des Energieminimums werden die energieärmeren Stoffe bevorzugt gebildet. Daher muss also die freie Enthalpie abnehmen, $\Delta G < 0$.

5. Zur Lösung dieser Aufgabe muss das Prinzip von Le Châtelier angewendet werden.



- a. Für die Voraussage einer Temperaturänderung muss das Vorzeichen von ΔH bekannt sein. Mit Hilfe der Enthalpie-Tabelle kann dieses bestimmt werden, bei dieser Reaktion ist es positiv ($\Delta H > 0$).
 Temperatur**erhöhung**: Verschiebung gegen **rechts** Temp. **senkung**: Verschiebung gegen **links**
- b. Drucker**erhöhung**: Verschiebung gegen **links** Drucker**senkung**: Verschiebung gegen **rechts**
6. Die Umwandlung könnte an der Luft gemäss folgendem Gleichgewicht erfolgen:



$$\Delta H = (-2 \cdot 393 + 0 + 2 \cdot 111) \text{ kJ} = -564 \text{ kJ}$$

$$\Delta S = (2 \cdot 0,214 - 0,205 - 2 \cdot 0,198) \text{ kJ} = -0,173 \text{ kJ/K}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = (-564 + 293 \cdot 0,173) \text{ kJ} = -513 \text{ kJ}$$

Da ΔG negativ ist, wäre die Bildung des ungiftigen CO_2 -Gases **spontan**. Da die Entgiftung an der Luft aber nicht **sofort** erfolgt, fehlt die notwendige Aktivierungsenergie.



$$\Delta H = -92 \text{ kJ}$$

$$\Delta S = (2 \cdot 0,192 - 0,192 - 3 \cdot 0,131) \text{ kJ} = -0,201 \text{ kJ/K}$$

- a. $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = (-92 + 298 \cdot 0,201) \text{ kJ} = -32 \text{ kJ}$

$$K = e^{\frac{\Delta G}{R \cdot T}} = e^{\frac{-32}{0,0083 \cdot 298}} = 4,16 \cdot 10^5 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2}$$

- b. $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = (-92 + 1273 \cdot 0,201) \text{ kJ} = 164 \text{ kJ}$

$$K = e^{\frac{\Delta G}{R \cdot T}} = e^{\frac{164}{0,0083 \cdot 1273}} = 1,82 \cdot 10^{-7} \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2}$$