**Aufgaben**

1. Berechne die Standardbildungsenthalpie von CO. Bekannt sind folgende Daten:

C + O2 ⎯→ CO2 *ΔfH°*(CO2) = –393 kJ/mol

CO + ½ O2 ⎯→ CO2 *ΔrH°* = –283 kJ

2. Berechne die Standardbildungsenthalpie von SO2. Bekannt sind folgende Daten:

S + 3/2 O2 ⎯→ SO3 *ΔfH°*(SO3) = –396 kJ/mol

SO2 + ½ O2 ⎯→ SO3 *ΔrH°* = –146 kJ

3. Kann es (in einem geschlossenen System) eine freiwillige Reaktion geben, bei der die Entropie abnimmt?

4. Nimmt die Entropie bei folgenden Reaktionen zu oder ab? Begründe.

a. N2 (g) + 3 H2 (g) ⎯→ 2 NH3 (g)

b. 2 N2O5 (g)  ⎯→ 4 NO2 (g)  + O2 (g)

5. Berechne ΔG für folgende Reaktion. (T = 250°C)

C(S\*) + CO2(g) 🡪 2 CO(g)

\*Graphit, nicht Diamant

**Lösungen**

1. ΔfH0 (CO) = -110 kJ/mol

2. ΔfH0 (SO2) = -250 kJ/mol

3. Ja, wenn dabei extrem viel Energie frei wird kann es sein, dass eine Reaktion freiwillig stattfindet, bei der die Entropie abnimmt.

4. a) ΔS ist negativ (weniger Teilchen, kleineres Volumen)

b) ΔS ist positiv (mehr Teilchen, grösseres Volumen)

5. ΔH = H(Produkte) - H(Edukte)

ΔH = 2\*(-110.52 kJ/mol) – ( (-393.51 kJ/mol) + 0 kJ/mol) = 172.47 kJ/mol = 172470 J/mol

ΔS = S(Produkte) - S(Edukte)

ΔS = 2\*197.67 J/mol\*K – (213.74 J/mol\*K + 5.74 J/mol\*K) = 175.86 J/mol\*K

= 172470 T/mol – 523.15K \* 175.86 J/mol\*K = 80468 J/mol = 80.47 kJ/mol