

Was die Thermodynamik kann:

Sie kann Aussagen machen ...

- wieviel Wärme bei einem Prozess abgegeben oder aufgenommen wird
- um wieviel sich bei einem Prozess die Entropie ändert
- wieviel Arbeit aus einem Prozess max. gewonnen werden kann
- ob ein Prozess spontan ablaufen wird oder nicht
- wie der Gleichgewichtszustand aussehen wird
- über den Wert der Gleichgewichtskonstanten

Sie kann keine Aussagen machen ...

- über zeitabhängige Größen
- über den Aufbau der Materie

Das ideale Gasgesetz:	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	Ein Gas ist dann ideal, wenn es dem idealen Gasgesetz gehorcht
Isotherme: (T und n = const.)	$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$	
Isobar: (p und n = const.)	$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$	p Druck [p] = Pa = N/m ² V gasförmiges Volumen [V] = m ³ n Stoffmenge [n] = mol T Temperatur [T] = Kelvin R universelle Gaskonstante R = 8.31 JK ⁻¹ mol ⁻¹
Isochor: (V und n = const.)	$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$	
Teilchenzahl: (p und T = const.)	$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$	
Das molare Volumen:	$V_m = \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{p}$	Bei Standardbedingungen p° = 10 ⁵ Pa, T _R = 298.15 K: V _m ≈ 0.025 m ³ ≈ 25 dm ³

Die Enthalpie H: H = U + p * V

Änderung des Volumens: $\Delta H = p \cdot \Delta V$

Endotherm: $\Delta H > 0 \Rightarrow -\Delta T$

Änderung der Temperatur: $\Delta H(T_2) = \Delta H(T_1) + C_p \cdot (T_2 - T_1)$

Exotherm: $\Delta H < 0 \Rightarrow +\Delta T$

Die Entropie S:

- Die Entropie ist für Temperaturen über null Kelvin positiv
- Die Entropie von Gasen ist grösser als die von Flüssigkeiten als die von Festkörpern
- Bei höherer Temperatur wird die Entropie grösser
- Je mehr Kovalentbindungen ein Atomeingeht, desto kleiner ist die Entropie
- Die Entropie nimmt mit der Atom- oder Molekülmasse zu

Temperaturabhängigkeit:

$$\Delta S(T_2) = S(T_1) + C_p \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$$

Phasenübergang:

$$\Delta S(T_{irs}) = \frac{\Delta H}{T_{irs}}$$

Das chemische Potential m_p:

$$G = n \cdot G_m = \sum x_j \cdot m_j$$

μ: chemisches Potential [μ] = J mol⁻¹

G: Standard-Gibbsenergie [ΔG] = J mol⁻¹

x_j: Molenbruch x_j = n_j / Σ n_j

Die Gibbsenergie: $\Delta G = G_{\text{Produkte}} - G_{\text{Edukte}} = \Delta H - T \cdot \Delta S$

Druckabhängigkeit: $\Delta G = n \cdot R \cdot T \cdot \ln(p_2 / p_1)$

ΔG < 0: Die Reaktion läuft spontan von links nach rechts

Temperaturabhängigkeit: $G(T_2) = G(T_1) - S \cdot (T_2 - T_1)$

ΔG = 0: Die Reaktion ist im stabilen Gleichgewicht

Temp. & Druck: $\Delta G = -S(p_1) \cdot (T_2 - T_1) + V(T_2) \cdot (p_2 - p_1)$

ΔG > 0: Die Reaktion läuft spontan von rechts nach links

Gibbsenergie und Gleichgewichtskonstante: $\ln K = \frac{-\Delta G}{R \cdot T} \quad K = e^{\frac{-\Delta G}{R \cdot T}}$

Druckabhängigkeit: K ist nicht druckabhängig

pK-Wert bei T=298.15 K: $pK = \frac{\Delta G}{5708 \text{ Jmol}^{-1}}$

Temperaturabhängigkeit: $\ln K(T_2) = \ln K(T_1) - \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$

Die Arbeit:

Kraft mal Weg: $\Delta W = F \cdot s$

Volumenänderung bei konstantem Druck: $\Delta W = p \cdot \Delta V$

Wärmekapazität: $\Delta W = c \cdot m \cdot \Delta \vartheta$

Volumenänderung bei konst. Temperatur: $\Delta W = -n \cdot R \cdot T \cdot \ln(V_1 / V_2)$

Phasenübergänge:

$$\text{fest / flüssig: } p = p^\circ + \frac{\Delta H_B^\circ}{\Delta V_B^\circ} \cdot \frac{T}{T^\circ}$$

p°: Standarddruck für den T° bekannt ist [p°] = Pa

ΔH_B[°]: molare Schmelz-/ Verdampfungsenthalpie [ΔH_B[°]] = J mol⁻¹

T: Schmelz-/ Verdampfungspunkttemp. bei p [T] = K

T°: Schmelz-/ Verdampfungspunkttemp. bei p° [T°] = K

$$\text{flüssig / gas: } \ln \frac{p(T_2)}{p^\circ} = -\frac{\Delta H_B^\circ}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T^\circ} \right)$$

ΔV_B[°]: molare Volumenänderung von B [ΔV_B[°]] = m³ mol⁻¹