

Übungen zur Physikalischen und Theoretischen Chemie I

Übung 10

Abgabe bis Montag, 26.06.2017, 12 Uhr

Aufgabe 1

- a. Das System Sauerstoff-Stickstoff bildet im flüssigen und gasförmigen Zustand eine ideale Mischung. Die Verdampfungsenthalpien und Siedepunkte sind

	$\Delta_V H^0$ [kJ/mol]	T_V [K]
O ₂	6,82	90,3
N ₂	5,58	77,5

Berechnen Sie unter der Annahme, dass die Verdampfungsenthalpien temperaturunabhängig sind, die Stoffmengenanteile der flüssigen und gasförmigen Phase, die bei Standarddruck und 85 K miteinander im Gleichgewicht stehen.

- b. Für eine Mischung aus Ethanol und Wasser wurden folgende Dichten bei 22°C experimentell ermittelt:

Gewichtsprozent	Ethanol Dichte [g/mL]
40%	0,93521
50%	0,91778
60%	0,89532

- i. Berechnen Sie aus den Daten das partiell molare Volumen von Ethanol und Wasser zwischen 40 und 50, sowie 50 und 60 Gewichtsprozent Ethanol.
 - ii. Berechnen Sie das Exzessvolumen.
- c. Mischungen aus Methylcyclohexan und THF weisen bei 303,15 K Exzess-Freie Enthalpien auf, die durch die folgende Gleichung angepasst werden können:

$$G^E = RTx(1-x)\{0,4857 - 0,1077(2x-1) + 0,0191(2x-1)^2\}$$

mit x: Molenbruch von Methylcyclohexan

Berechnen Sie die Gibbs-Energie einer Mischung von 1 mol Methylcyclohexan und 2 mol THF.

Aufgabe 2

- a) Ethanol hat bei 20°C einen Dampfdruck von 58 mbar. Wie groß müsste die molare Masse eines unbekanntes Stoffes sein, damit 200 g davon in 2 l Ethanol gelöst eine Dampfdruckabnahme auf 50 mbar bewirkt?
Die Dichte von Ethanol beträgt 0,79 g/cm³.
- b) Bryan Mills liebt das Leben am Limit. Als renommierter Thermodynamikfuchs hat er ein eigenes Schmieröl (enthält 0,03% Propan) entwickelt, bei dem er gerade noch gefahrlos rauchen kann, ohne Gefahr zu laufen das Propan-Luft-Gemisch in seinen Öltanks zu entzünden. Warum?

Der Dampfdruck von Propan beträgt 10,73 bar. Die mittlere molare Masse seines Schmieröls ist 300 g/mol. Die Explosionsgrenzen sind 2,3 bis 9,5 Vol% Propan in Luft. Der Luftdruck sei 1 bar.

Aufgabe 3

- a) Das partielle molare Volumen von Kaliumsulfat (aq) kann mit Hilfe der folgenden empirischen Gleichung beschrieben werden:

$$V_B/\text{cm}^3\text{mol}^{-1} = 32,280 + 18,216 (b/b^0)^{1/2}$$

wobei b die Molalität von Kaliumsulfat und $b^0 = 1 \text{ mol} / 1 \text{ kg}$. Anhand der Gibbs-Duhem-Gleichung leiten Sie bitte eine Beziehung für das molare Volumen von Wasser in der Lösung ab, mit $V_A/\text{cm}^3\text{mol}^{-1}$ (reines Wasser)=18,079, m_A (Wasser)=2 kg.

Stellen Sie zunächst die Gleichung für die Volumen der Mischung auf und formen Sie diese über die Gibbs-Duhem-Gl. um, damit sie die Änderung von V_A mit b/b^0 bestimmen können.

- b) Leiten Sie aus der Gibbs-Duhem-Gleichung die Gibbs-Margulesche-Gleichung her, mit

$$\left(\frac{\partial \ln f_A}{\partial \ln n_A}\right)_{p,T} = \left(\frac{\partial \ln f_B}{\partial \ln n_B}\right)_{p,T}$$

wobei f für die Fugazität steht.

Aufgabe 4

- a) Warum ist die Gefrierpunktserniedrigung größer als die Siedepunktserhöhung?
b) Berechnen Sie die Gefrierpunktserniedrigung und die Siedepunktserhöhung von 3 g Glucose in 5, 50, 500 und 5000 mL Wasser.
Kryoskopische Konstante $K_K = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1}$
Ebulioskopische Konstante $K_E = 0,51 \text{ K kg mol}^{-1}$

Für die letzte Aufgabe laden sie sich am besten das Blatt „Hilfe für Aufgabenblatt 10“ von der Homepage runter.