

Zadania domowe z Podstaw Fizyki IV

seria #8

(5 maja 2020)

Rozwiązanie jednego z tych zadań będzie zbierane we wtorek 12.05.2020. Powodzenia!

Zadanie 1

Znaleźć współczynnik lotności ϕ dla gazu van der Waalsa.

Wskazówka: Wyznaczyć molową energię swobodną Helmholtza $f = F/N$ dla gazu van der Waalsa i dla gazu doskonałego korzystając z równań stanu. Następnie korzystając z transformacji Legendre'a oraz z tego, że $\mu = G/N$ wyznaczyć potencjał chemiczny dla gazu i dla gazu van der Waalsa. Za ich pomocą zgodnie z definicją można wyznaczyć współczynnik lotności w funkcji v i T .

Zadanie 2

W przypadku roztworów idealnie rozcieńczonych ciśnienie parcjalne rozpuszczalnika p_1 jest proporcjonalne do ułamka molowego x_1 (≈ 1) rozpuszczalnika. Korzystając z tej informacji pokazać, że zmiana temperatury wrzenia tego roztworu jest proporcjonalna do ułamka molowego x_2 ($\ll 1$) substancji rozpuszczonej. Zwróć uwagę, że substancja rozpuszczona także może parować.

Wskazówka: Wykorzystaj prawo Raoult'a i Henry'ego dla roztworów idealnie rozcieńczonych.

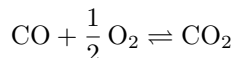
Zadanie 3

Udowodnić, że spełnione jest równanie Kirchoffa:

$$\left(\frac{\partial \Delta_r H^0}{\partial T}\right)_p = \Delta_r C_p,$$

gdzie $\Delta_r H^0 = \sum_{i \in \text{prod.}} \nu_i \Delta_{tw} H_i^0 - \sum_{j \in \text{subst.}} |\nu_j| \Delta_{tw} H_j^0$ (prawo Hessa), a $\Delta_r C_p = \sum_{i \in \text{prod.}} \nu_i C_{p,i} - \sum_{j \in \text{subst.}} |\nu_j| C_{p,j}$.

Wykorzystując ten wynik obliczyć standardową zmianę entalpii w temperaturze 473 K dla reakcji:



Standardowe entalpie tworzenia CO i CO₂ w temperaturze 298 K wynoszą odpowiednio -110.5 kJ/mol i -393.5 kJ/mol. Ciepła molowe CO, CO₂ i O₂ w przedziale temperatur 298-474 K są określone równaniami:

$$c_p(\text{CO}) = (26.53 + 7.7 \cdot 10^{-3}T - 1.17 \cdot 10^{-6}T^2) \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$$

$$c_p(\text{CO}_2) = (26.78 + 42.26 \cdot 10^{-3}T - 14.23 \cdot 10^{-6}T^2) \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$$

$$c_p(\text{O}_2) = (25.52 + 13.6 \cdot 10^{-3}T - 4.27 \cdot 10^{-6}T^2) \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$$

w których T oznacza temperaturę.

Zadanie 4

W temperaturze 55°C całkowita prężność pary różnych mieszanin etanolu i metylocykloheksanu określają następujące dane (x_{EtOH} oznacza ułamek molowy etanolu):

x_{EtOH}	0.0	0.053	0.125	0.220	0.362	0.507	0.683	0.779	0.935	1.0
$p_{cał}/Tr$	168	320	353	368	376	380	380	376	338	280

Wykonać wykres zależności całkowitej prężności pary od x_{EtOH} . Zaznaczyć na tym wykresie prawdopodobne krzywe cząstkowej prężności pary dla każdego (podać uzasadnienie), a także linie odpowiadające doskonałemu zachowaniu się mieszaniny. Zakładając, że stosunek $p(\text{rzeczywiste})/p(\text{doskonałe})$ jest identyczny dla każdego składnika, gdy $x_{EtOH} = 0.5$, oraz że entropia mieszania odpowiada przypadkowi doskonałemu (tzn. wynosi ona $\Delta S_{mix} = -NR[x_{EtOH} \ln x_{EtOH} + (1 - x_{EtOH}) \ln(1 - x_{EtOH})]$), obliczyć ciepło mieszania (tj. entalpię mieszania $\Delta_{mix}H = \Delta_{mix}G + T\Delta_{mix}S$) 0.5 mola etanolu z 0.5 mola metylocykloheksanu.

Wskazówka: Trzeba wyznaczyć aktywność etanolu i cykloheksanu z podanych danych. W zadaniu tym bardzo pomocne przy szkicowaniu wykresów jest skorzystanie z prawa Raoult'a i Henry'ego dla rozcieńzonego roztworu metylocykloheksanu w etanolu ($x_{EtOH} \approx 1$) oraz rozcieńzonego roztworu etanolu w metylocykloheksanie ($x_{EtOH} \approx 0$). Ciśnienie 1 Tr (tor) to około $1 \text{ mmHg} = \frac{1}{760} \text{ atm}$.

Zadanie 5

Dla szerokiego przedziału temperatury standardowa entalpia swobodna Gibbsa tworzenia 1 mola pary wodnej w temperaturze T jest określona równaniem:

$$\Delta_{tw}G^0 = (-2,4 \cdot 10^5 + 6.95T + 12.9T \log_{10} T) \text{ J/mol}$$

Opierając się na tym obliczyć:

- standardową entalpię $\Delta_{tw}H^0$ i standardową entropię $\Delta_{tw}S^0$ tworzenia pary wodnej w temperaturze 2000 K.
- procent pary wodnej zdysocjowanej w temperaturze 2000 K i pod ciśnieniem 0.1 bara.