

План підготовки до практичного заняття 9 з теми:

«Колігативні властивості розчинів.»

1. Опрацювати тему по конспекту лекцій (сайт – лекція 2 «Розчини. Розчини неелектролітів), підручникам(сайт).

2.-Опрацювати приклади типових задач.

Необхідно знати: поняття «ідеальний розчин», які властивості називаються колігативними, закон Рауля і його наслідки, закон Вант-Гоффа, формули для розрахунку зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури замерзання розчину, підвищення температури кипіння розчину, осмотичного тиску, розмірність фізичних величин які використовуються у розрахункових формулах.

Необхідно вміти: пояснювати які властивості називаються колігативними, закон Рауля і його наслідки, закон Вант-Гоффа, наводити приклади процесів, які ілюструють вказані закони, зокрема, пояснювати явища плазмолізу, деплазмолізу, гемолізу. Використовувати формули для розрахунку зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури замерзання розчину, підвищення температури кипіння розчину, осмотичного тиску, для розв'язування задач, виводити формули для розрахунку молярної маси речовини у ебуліоскопічному та криоскопічному способі.

Приклади типових задач

Приклад 1 Визначити тиск насиченої пари розчинника над розчином, одержаним при розчиненні 12г карбаміду $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ у 180г води, при 100°C .

Розв'язок. Молярні маси речовин у розчині:

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60\text{г/моль}, \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{г/моль}.$$

Кількість речовини карбаміду і води:

$$\nu(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = m/M = 12/60 = 0,2\text{моль};$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m/M = 180/18 = 10\text{моль}.$$

Згідно з законом Рауля зниження тиску ($P_1^0 - P_1$) насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$P_1^0 - P_1 = P_1^0 \chi_2,$$

а мольна частка розчиненої речовини визначається з формули $\chi_2 = \nu_1/(\nu_1 + \nu_2)$,

звідки маємо вираз для обчислення тиску насиченої пари

$$P_1 = P_1^0 - P_1^0 \chi_2 = P_1^0 \left(1 - \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2} \right).$$

Підставимо в одержаний вираз відповідні дані:

$$P_1 = 101,325 \left(1 - \frac{0,2}{10 + 0,2} \right) = 99,338 \text{ кПа}.$$

Приклад 2. Обчислити молярну масу неелектроліту, якщо тиск насиченої пари розчинника над його 8%-ним розчином в етиловому спирті при 20°C становить 7,02кПа, а тиск пари над чистим розчинником при тій самій температурі – 7,22кПа.

Розв'язок. В кожних 100г 8%-ного розчину міститься 8г неелектроліту і 92г етилового спирту. Молярна маса етилового спирту $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46\text{г/моль}$, а молярну масу неелектроліту позначимо $M_{\text{неел}}$. Тоді мольна частка неелектроліту

$$\chi_{\text{неел}} = \frac{\nu_{\text{неел}}}{\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + \nu_{\text{неел}}} = \frac{8/M_{\text{неел}}}{92/46 + 8/M_{\text{неел}}}.$$

Скористуємось виразом закону Рауля:

$$\frac{P^0_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} - P_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{P^0_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}} = \chi_{\text{неел}}$$

Підставивши у вираз (8.13) відповідні значення:

$$\frac{7,22 - 7,02}{7,22} = \frac{8/M_{\text{неел}}}{2 + 8/M_{\text{неел}}}$$

одержимо молярну масу неелектроліту: $M_{\text{неел}} = 140$ г/моль.

Приклад 3. У 0,9л води розчинено 54г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Розрахувати змінення тиску насиченої пари над розчином, а також температури кипіння і замерзання цього розчину.

Розв'язок. Маса 0,9л (або 900мл) води дорівнює 900г вважаючи, що густина води 1г/мл. Молярна маса глюкози $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$ г/моль.

Для обчислення зниження тиску насиченої пари розчинника (тобто води – у нашому прикладі) над розчином глюкози скористаємось рівнянням :

$$\Delta P = P^0_{\text{H}_2\text{O}} - P_{\text{H}_2\text{O}} = P^0_{\text{H}_2\text{O}} \frac{V_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{V_{\text{H}_2\text{O}} + V_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}$$

Тиск насиченої пари води при її кипінні $P^0_{\text{H}_2\text{O}} = 101325$ Па, тоді

$$\Delta P = 101325 \text{ Па} \frac{\frac{54\text{г}/180\text{г/моль}}{0,3 \text{ моль}}}{90\text{г}/18\text{г/моль} + \frac{54\text{г}/180\text{г/моль}}{0,3 \text{ моль}}} = 101325 \text{ Па} \frac{0,3 \text{ моль}}{50 \text{ моль} + 0,3 \text{ моль}} = 604 \text{ Па}.$$

Ебуліоскопічна і криоскопічна константи для води

$$K_E = 0,52^\circ, \quad K_K = 1,86^\circ.$$

Згідно з наслідком законом Рауля підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчину пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_E \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 1000}{V_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}} = 0,52 \frac{54 \cdot 1000}{180 \cdot 900} = 0,17^\circ,$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = 1,86 \frac{54 \cdot 1000}{180 \cdot 900} = 0,62^\circ.$$

За умов атмосферного тиску температури кипіння і замерзання води відповідно становлять 373,15К (100⁰С) і 273,15К (0⁰С), тому температури кипіння і замерзання розчину глюкози дорівнюватимуть:

$$T_{\text{кип}} = T_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta T_{\text{кип}} = 373,15 + 0,17 = 373,32\text{К},$$

$$T_{\text{зам}} = T_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta T_{\text{зам}} = 273,15 - 0,62 = 272,53\text{К}.$$

За шкалою Цельсія це складає:

$$t_{\text{кип}} = 100 + 0,17 = 100,17^\circ \text{С},$$

$$t_{\text{зам}} = 0 - 0,62 = -0,62^\circ \text{С}.$$

Приклад 4. Яку масу гліцерину $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ необхідно розчинити у 100г води, щоб одержаний розчин закипів при 101⁰С?

Розв'язок. Молярна маса гліцерину і підвищення температури кипіння розчину дорівнюють:

$$M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 92\text{г/моль};$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = T_{\text{кип. розчину}} - T_{\text{кип. H}_2\text{O}} = 101 - 100 = 1^\circ.$$

Із наслідку закону Рауля

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_E \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{роз-на}}}$$

маємо масу гліцерину, яку необхідно розчинити у 100г води для підвищення температури кипіння на один градус:

$$m = \frac{\Delta T_{\text{кип}} \cdot M \cdot m_{\text{роз-на}}}{K_E \cdot 1000} = \frac{1 \cdot 92 \cdot 100}{0,52 \cdot 1000} = 17,7\text{г.}$$

Приклад 5. Визначити молекулярну масу аніліну, якщо його розчин з концентрацією 1% і густиною 1г/мл при 0°C має осмотичний тиск 244кПа.

Розв'язок. Нехай маса розчину дорівнює 100г. Оскільки густина розчину 1г/мл, то його об'єм складає:

$$V = m/\rho = 100\text{г} / 1\text{г/мл} = 100 \text{ мл} = 0,1\text{л.}$$

За формулою (8.21) розрахуємо молярну масу аніліну

$$M = \frac{m R T}{\pi \cdot V} = \frac{1 \cdot 8,314 \cdot 273}{244 \cdot 0,1} = 93\text{г/моль.}$$

Відносна молекулярна маса чисельно співпадає з молярною масою, тому $M_r(\text{аніліну}) = 93$.

Приклад 6. Визначити осмотичний тиск при 7°C для розчину, у 200мл якого міститься 11,4г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Розв'язок. Молярна маса цукру $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342\text{г/моль}$, об'єм розчину 200мл = 0,2л. Молярна концентрація цукрового розчину:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{11,4}{342 \cdot 0,2} = 0,17\text{моль/л.}$$

Після переведення температури до шкали Кельвіна ($T = 7 + 273 = 280\text{К}$) знайдемо осмотичний тиск:

$$\pi = C_M R T = 0,17 \cdot 8,314 \cdot 280 = 388 \text{ кПа.}$$