

96,0 g van een niet-vluchtig, niet-dissociërend bestanddeel wordt opgelost in 5,25 mol toluen. De oplossing heeft een dampdruk van 0,163 bar bij 60°C, terwijl die van zuiver toluen 0,186 bar bedraagt (bij dezelfde temperatuur). Hoeveel bedraagt de molaire massa van dat bestanddeel?

Oplossing

De dampdruk van een oplossing van een niet-vluchtig, niet-dissociërend bestanddeel in een vluchtig oplosmiddel wordt gegeven door de wet van Raoult:

$$P_{\text{oplossing}} = \chi_{\text{oplosmiddel}} \times P_{\text{oplosmiddel}}^{\circ}$$

In dit geval wordt dit: $P_{\text{oplossing}} = \chi_{\text{tolueen}} \times P_{\text{tolueen}}^{\circ}$

Hieruit volgt dat

$$\chi_{\text{tolueen}} = \frac{P_{\text{oplossing}}}{P_{\text{tolueen}}^{\circ}} = \frac{0,163 \text{ bar}}{0,186 \text{ bar}} = 0,876$$

Die molfractie kunnen we ook uit de samenstelling van de oplossing berekenen:

Opgeloste stof	Tolueen
$96,0 \text{ g} = \frac{96,0 \text{ g}}{M \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{96,0}{M} \text{ mol}$	5,25 mol

$$\chi_{\text{tolueen}} = \frac{5,25 \text{ mol}}{5,25 \text{ mol} + \frac{96,0}{M} \text{ mol}} = \frac{5,25 \times M}{5,25 \times M + 96,0}$$

Door beide uitdrukkingen aan elkaar gelijk te stellen vinden we dat:

$$\frac{5,25 \times M}{5,25 \times M + 96,0} = 0,876$$

$$5,25 \times M = 0,876 \times (5,25 \times M + 96,0)$$

$$5,25 \times M = 4,599 \times M + 84,1$$

$$0,651 \times M = 84,1$$

$$\mathbf{M = 129,2 \frac{g}{mol}}$$