

Leçon 7. Propriétés des solutions



I. Propriétés colligatives

Les propriétés colligatives sont des propriétés physiques des solutions dépendant du nombre des particules de solutés qui sont des molécules covalentes dans la solution.

Les propriétés colligatives comprennent :

- l'abaissement du point de congélation ;
- l'élévation du point d'ébullition ;
- l'abaissement de la pression de vapeur.

Ici, on ne s'intéresse que l'abaissement du point de congélation et l'élévation du point d'ébullition.

1.1. L'abaissement du point de congélation

Quand un soluté est dissous dans un solvant, le point de congélation de la solution est inférieur à celui du solvant pur, par exemple, la solution sucrée ou la solution d'urée de concentration 1 m ou 1 mol/kg a un point de congélation égal à $-1,86^{\circ}\text{C}$. Cela veut dire que le point de congélation de la solution sucrée ou de la solution d'urée possède les mêmes concentrations en comparant du point de congélation du solvant : le point de congélation de l'eau est 0°C , donc la différence entre le point de congélation du solvant pur et celui de la solution est $0^{\circ}\text{C} - (-1,86^{\circ}\text{C}) = 1,86^{\circ}\text{C}$, cette valeur est appelée constante cryoscopique molale de l'eau, $K_f = 1,86^{\circ}\text{C}$.

1.2. L'élévation du point d'ébullition

L'élévation du point d'ébullition signifie que le point d'ébullition de la solution est supérieur à celui du solvant pur, par exemple, la solution sucrée ou la solution d'urée de concentration 1 mol/kg a le même point d'ébullition égal à $100,512^{\circ}\text{C}$. Cela veut dire que la différence entre le point d'ébullition de la solution et celui du solvant pur est $100,512^{\circ}\text{C} - 100^{\circ}\text{C} = 0,512^{\circ}\text{C}$, cette valeur est appelée constante ébullioscopique molale de l'eau, $K_b = 0,512^{\circ}\text{C}$.

II. Calculs de l'abaissement du point de congélation et l'élévation du point d'ébullition

Le calcul peut se faire par la règle de trois ou d'utiliser la formule de l'abaissement du point de congélation ou de l'élévation du point d'ébullition.

2.1. Abaissement du point de congélation

$$\Delta T_f = K_f \times m \qquad \Delta T_f = K_f \frac{m_1 \times 1000}{m_2 \times M}$$

$$\Delta T_f = T_f \text{ solvant} - T_f \text{ solution}$$

ΔT_f : abaissement du point de congélation (°C)

K_f : constante cryoscopique molale (°C/mol/kg ou °C/m)

T_f : point de congélation (°C)

m : molality de la solution (mol/kg)

m_1 : masse de soluté en grammes (g)

m_2 : masse du solvant en grammes (g)

M : masse molaire de soluté en grammes par mole (g/mol)

2.2. Élévation du point d'ébullition

$$\Delta T_b = K_b \times m \qquad \Delta T_b = \frac{K_b \times m_1 \times 1000}{m_2 \times M}$$

$$\Delta T_b = T_b \text{ solution} - T_b \text{ solvant}$$

ΔT_b : élévation du point d'ébullition (°C)

K_b : constante ébullioscopique molale (°C/mol/kg ou °C/m)

T_b : point d'ébullition (°C)

m : molality de la solution (mol/kg)

m_1 : masse de soluté en grammes (g)

m_2 : masse du solvant en grammes (g)

M : masse molaire de soluté en grammes par mole (g/mol)

Remarque : la constante cryoscopique molale (K_f) et la constante ébullioscopique molale (K_b) sont obtenues expérimentalement dépendant du type de solutions

| Solvant | Point de congélation | K_f (°C/m) | Point d'ébullition | K_b (°C/m) |
|---|----------------------|-----------------|--------------------|-----------------|
| Eau | 0 | 1,86 | 100 | 0,512 |
| Benzène | 5,5 | 5,12 | 80,1 | 2,53 |
| Acide acétique | 16,5 | 3,90 | 118 | 3,07 |
| Tétrachlorure de carbone (CHCl_4) | - 22,8 | 29,8 | 76,8 | 5,02 |
| Chloroforme (CHCl_3) | - 63,5 | 4,68 | 61,2 | 3,63 |
| Alcool éthylique | - 114,6 | 1,99 | 78,4 | 1,22 |

Exemple : On prépare une solution en faisant dissoudre 15,0 g du sucre, $C_{12}H_{22}O_{11}$, dans 200 g d'eau. Quelle est la différence entre le point d'ébullition et de congélation de la solution.

(Données : eau a pour $K_f = 1,8^\circ C/m$, $K_b = 0,51^\circ C/m$.)

Solution

Sachant que $K_f = 1,8^\circ C/m$ $K_b = 0,51^\circ C/m$ $m_1 = 15 \text{ g}$ $m_2 = 200 \text{ g}$

$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g/mol}$ $\Delta T_f = ?$ $\Delta T_b = ?$

- Calcul l'abaissement du point de congélation (ΔT_f) :

$$\Delta T_f = K_f \frac{m_1 \times 1000}{m_2 \times M} = 1,8^\circ C \times \frac{15 \text{ g} \times 1000}{200 \text{ g} \times 342 \text{ g/mol}} = \mathbf{0,394 \approx 0,4^\circ C}$$

- Calcul l'élévation du point d'ébullition (ΔT_b) :

$$\Delta T_b = K_b \times \frac{m_1 \times 1000}{m_2 \times M} = 0,51^\circ C \times \frac{15 \text{ g} \times 1000}{200 \text{ g} \times 342 \text{ g/mol}} = \mathbf{0,1^\circ C}$$

- Calcul le point de congélation de la solution :

D'après la relation : $\Delta T_f = T_f \text{ solvant} - T_f \text{ solution}$

$$\text{On a : } T_f \text{ solution} = T_f \text{ solvant} - \Delta T_f = 0^\circ C - 0,4 = \mathbf{-0,4^\circ C}$$

- Calcul le point d'ébullition de la solution :

D'après la relation : $\Delta T_b = T_b \text{ solution} - T_b \text{ solvant}$

$$\text{On a : } T_b \text{ solution} = T_b \text{ solvant} + \Delta T_b = 100 + 0,1 = \mathbf{100,1^\circ C}$$

- Calcul la différence entre le point d'ébullition et de congélation :

$$100,1 - (-0,4) = \mathbf{100,5^\circ C}$$

Remarque : Pour les ΔT_f et ΔT_b des solutés de structure ionique dépendent du nombre de moles d'ions dissociés dans le solvant, par exemple, le ΔT_b du chlorure de sodium ($NaCl$) qui comporte 2 moles d'ions ($Na^+ + Cl^-$) est de $1,86 \times 2 = 3,72^\circ C$



Exercices

- Calculer le point de congélation et le point d'ébullition de la solution du glucose ($C_6H_{12}O_6$) de concentration 0,02 m (ou mol/Kg) dans l'eau, sachant que l'eau a pour $K_b = 0,51^\circ C/m$ et $K_f = 1,86^\circ C/m$. (Données : H = 1 ; C = 12 ; O = 16)
- Quelle est la molalité (m) d'éthylène glycol ($C_2H_6O_2$) doit-on ajouter à 37,8 g d'eau pour préparer une solution dont le point de congélation est de $-0,150^\circ C$ sachant que l'eau a pour $K_f = 1,86^\circ C/m$.
- Calculer le point de congélation de chacune des solutions suivantes :
 - 3,00 g de la solution du tétrachlorure de carbone (CCl_4) dans 190 g de benzène. ($K_f = 5,12^\circ C/m$; T_f benzène = $5,5^\circ C$)
 - la solution du méthanol (CH_3OH) de concentration 1,5 m (1,5 mol/Kg) dans l'eau. ($K_f = 1,86^\circ C/m$)
 - 0,02 mol de la solution d'acide acétique (CH_3COOH) dans 200 g d'eau. (Données : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 ; Cl = 35,5 et K_f (eau) = $1,8^\circ C/m$)
- On dissout 2,11 g du naphthalène ($C_{10}H_8$) dans 35 g du xylène pour obtenir une solution dont le point de congélation est de $11,25^\circ C$, le point de congélation du solvant est $13,25^\circ C$. Calculer la constante cryoscopique molale (K_f) du xylène. (Données : H = 1 ; C = 12)
- On prépare une solution en faisant dissoudre 18,00 g de glucose dans 150,0 g d'eau. Le point d'ébullition de cette solution est de $100,34^\circ C$. Calculer la masse molaire du glucose. (Donnée : K_b (eau) = $0,5^\circ C$)
- Quelle masse de naphthalène ($C_{10}H_8$) doit-on ajouter à 50,0 g de benzène (C_6H_6) pour préparer une solution dont le point de congélation est égal au point de congélation de l'eau pure. Le point de congélation de benzène est de $5,53^\circ C$ et K_f de benzène est $5,12^\circ C/m$. (Données : H = 1 ; C = 12)

