



**POLITECNICO**  
MILANO 1863

# *Corsa di Chimica Generale*

Ing. Informatica/Automazione/Telecomunicazioni

## *Esercitazione 5 – A.A. 2024/2025*

## ✦ *Esercizio 1 - Molarità e w/v%*

Calcolare il volume di  $\text{HNO}_3$  al 65% in massa ( $d = 1.39 \text{ g/mL}$ ) necessario per preparare 0.600 L di una soluzione 2.50 M noto che il peso molecolare di  $\text{HNO}_3$  è 63 g/mol.

### **Svolgimento**

Calcoliamo le moli di  $\text{HNO}_3$  necessarie per preparare la soluzione 2,5 M:

$$\text{mol HNO}_3 = 0.600 \text{ L} * 2.5 \text{ mol/L} = 1.50 \text{ mol}$$

Calcoliamo la massa di  $\text{HNO}_3$  corrispondente

$$1.50 \text{ mol} * 63.0 \text{ g/mol} = 94.5 \text{ g}$$

La soluzione di acido di partenza è al 65% in peso, perciò la massa totale di acido da prelevare sarà:

$$94.5 \text{ g} * 100/65 = 145 \text{ g}$$

Nota la densità calcoliamo il volume:

$$V = 145 \text{ g} / 1.39 \text{ g/mL} = \underline{\underline{104 \text{ mL}}}$$





## ✦ *Esercizio 2 - Diluizioni*

Una soluzione di HCl con volume di 350 mL e concentrazione 0.2 M viene diluita con H<sub>2</sub>O pura e portata al volume finale di 1.4 L. Calcolare la molarità della soluzione risultante dalla diluizione.

### **Svolgimento**

Quando una soluzione viene diluita mediante aggiunta di un solvente puro, il suo volume aumenta, la sua concentrazione diminuisce, ma la quantità di soluto rimane costante. Le due soluzioni conterranno perciò lo stesso numero di moli di soluto.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$M_2 = M_1 V_1 / V_2 = (0.350 \text{ L} * 0.2 \text{ mol/L}) / 1.4 \text{ L} = 0.06 \text{ M}$$



## ✦ *Esercizio 3 – Legge di Raoult*

La tensione di vapore dell'acqua a 25° C è 23,8 mmHg. Calcolare la tensione di vapore alla stessa temperatura di una soluzione acquosa al 6,84% in peso di saccarosio ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).

### **Svolgimento**

La tensione di vapore della soluzione può essere calcolata applicando la legge di Raoult:  $P_{\text{soluz}} = X_{\text{solv}} P^{\circ}_{\text{solv}}$

Bisogna calcolare la frazione molare del solvente:  $X_{\text{solv}} = \text{mol } H_2O / \text{mol tot}$

Considerando 100g di soluzione, calcoliamo la massa di saccarosio e di acqua:

$$\text{Massa } C_{12}H_{22}O_{11} = 100g \times 6,84 = 6,84g$$

$$\text{Massa } H_2O = (100 - 6,84)g = 93,2 g$$

MM del saccarosio è pari a 342 g/mol

Quindi calcoliamo le moli di saccarosio, di acqua e quelle totali:

$$\text{mol } C_{12}H_{22}O_{11} = 6,84g / 342 g/mol = 0,0200 \text{ mol}$$

$$\text{mol } H_2O = 93,2 g / 18 g/mol = 5,18 \text{ mol}$$

$$\text{mol tot} = 0,0200 \text{ mol} + 5,18 \text{ mol} = 5,20 \text{ mol}$$

$$P_{\text{soluz}} = X_{\text{solv}} P^{\circ}_{\text{solv}} = (5,18 \text{ mol} / 5,20 \text{ mol}) \times 23,8 \text{ mmHg} = 23,7 \text{ mmHg}$$



## ✦ *Esercizio 4 – Miscela di liquidi*

Una soluzione è costituita da 64,5 g di  $\text{CHCl}_3$  e da 197 g di  $\text{CCl}_4$ .

Calcolare la tensione di vapore all'equilibrio a  $25^\circ \text{C}$  e la composizione della fase vapore, sapendo che  $P^\circ \text{CHCl}_3 = 199 \text{ mmHg}$  e  $P^\circ \text{CCl}_4 = 143 \text{ mmHg}$ .

### **Svolgimento**

La tensione di vapore di una miscela di liquidi volatili è data dalla seguente equazione:

$$P = P^\circ_{\text{CHCl}_3} \cdot X_{\text{CHCl}_3} + P^\circ_{\text{CCl}_4} \cdot X_{\text{CCl}_4}$$

Dove  $X_{\text{CHCl}_3}$  e  $X_{\text{CCl}_4}$  rappresentano le frazioni molari dei due componenti nella fase liquida.

Per calcolare le frazioni molari dei due componenti, dobbiamo prima calcolare il numero di moli:

$$\text{mol CHCl}_3 = 64,5 \text{ g} / (119,5 \text{ g/mol}) = 0,54 \text{ mol}$$

$$\text{mol CCl}_4 = 197 \text{ g} / (154 \text{ g/mol}) = 1,28 \text{ mol}$$

$$\text{mol tot} = (1,28 + 0,54) = 1,82$$

La composizione della soluzione sarà:

$$X_{\text{CHCl}_3} = 0,54 \text{ mol} / 1,82 \text{ mol} = 0,3$$

$$X_{\text{CCl}_4} = 1 - X_{\text{CHCl}_3} = 0,7$$



## ✦ *Esercizio 4 – Miscela di liquidi*

$$P_{\text{CHCl}_3} = P^\circ_{\text{CHCl}_3} \cdot X_{\text{CHCl}_3} = 199 \text{ mmHg} \times 0,3 = 59,7 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{CCl}_4} = P^\circ_{\text{CCl}_4} \cdot X_{\text{CCl}_4} = 143 \text{ mmHg} \times 0,7 = 100 \text{ mmHg}$$

$$P = 59,7 \text{ mmHg} + 100 \text{ mmHg} = 159,7 \text{ mmHg}$$

Per calcolare la composizione della fase vapore ci serviamo della legge di Dalton:

$$P^\circ_{\text{CHCl}_3} = X_{\text{CHCl}_3}^{\text{vap}} P_{\text{tot}} \quad \text{e} \quad P^\circ_{\text{CCl}_4} = X_{\text{CCl}_4}^{\text{vap}} P_{\text{tot}}$$

Adesso però le frazioni molari sono quelle di  $\text{CHCl}_3$  e  $\text{CCl}_4$  nella fase vapore. Perciò

$$X_{\text{CHCl}_3}^{\text{vap}} = P_{\text{CHCl}_3} / P_{\text{tot}} = 59,7 \text{ mmHg} / 160 \text{ mmHg} = 0,37$$

$$X_{\text{CCl}_4}^{\text{vap}} = P_{\text{CCl}_4} / P_{\text{tot}} = 100 \text{ mmHg} / 160 \text{ mmHg} = 0,63$$



## ✦ *Esercizio 5 – Abbassamento crioscopico*

Calcolare la temperatura di congelamento (punto di gelo) di una soluzione acquosa ottenuta mescolando 200 ml di  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ( $d_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,790 \text{ g/ml}$ ) con 1000 ml di  $\text{H}_2\text{O}$ .

( $K_{\text{cr}} = 1,86^\circ\text{C Kg/mol}$  e  $T_{\text{cong}} = 0,0^\circ\text{C}$  per  $\text{H}_2\text{O}$  pura)

### **Svolgimento**

La dissoluzione di un soluto in acqua provoca un abbassamento del punto di congelamento che è proporzionale alla molalità della soluzione:

$$\Delta T = - K_{\text{cr}} \times m$$

Per calcolare la molalità della soluzione dobbiamo ricavare le moli di etanolo:

$$\text{massa di etanolo} = V \times d = 200 \text{ mL} \times 0,790 \text{ g/mL} = 158 \text{ g}$$

$$\text{moli di etanolo} = 158 \text{ g} / 46 \text{ g/mol} = 3,43 \text{ mol}$$

Poiché la massa di 1L di  $\text{H}_2\text{O}$  è pari a 1Kg, la concentrazione della soluzione espressa in molalità  $m$  sarà:

$$m = 3,43 \text{ mol/1Kg} = 3,43 \text{ mol/Kg}$$

Quindi

$$\Delta T = - 1,86^\circ\text{C} \times \text{Kg/mol} \times 3,43 \text{ mol/Kg} = -6,38^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{cong soluzione}} = -6,38^\circ\text{C}$$



## ✦ *Esercizio 6 – Van't Hoff*

Calcolare la temperatura di congelamento di una soluzione che contiene 8,1 g di  $\text{CaCl}_2$  in 750 g di  $\text{H}_2\text{O}$ .

( $K_{\text{cr}} = 1,86^\circ\text{C Kg/mol}$  e  $T_{\text{cong}} = 0,0^\circ\text{C}$  per  $\text{H}_2\text{O}$  pura)

### **Svolgimento**

A differenza del caso precedente, il  $\text{CaCl}_2$  è un elettrolita forte e in acqua è completamente dissociato secondo la seguente reazione:



Bisogna tenere conto di tale dissociazione e considerare che da 1 mole di  $\text{CaCl}_2$  si formano per dissociazione 3 moli di ioni. Pertanto la riduzione del punto di congelamento sarà:

$$\Delta T = -i \times K_{\text{cr}} \times m$$

Dove  $i$  è il Fattore di Van't Hoff ed in questo caso è pari a 3.

Calcoliamo la molalità della soluzione:

$$m = (8,1\text{g} / 111\text{g/mol}) / 0,750 \text{ Kg} = 0,073 \text{ mol} / 0,750 \text{ Kg} = 0,097 \text{ mol/Kg}$$

$$\Delta T = -v \times K_{\text{cr}} \times m = -3 \times (1,86^\circ\text{C} \times \text{Kg/mol}) \times 0,097 \text{ mol/Kg} = -0,54^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{cong soluzione}} = \underline{\underline{-0,54^\circ\text{C}}}$$





## ✦ *Esercizio 7 – Innalzamento ebullioscopico*

Calcolare la massa molare di un composto Y, non elettrolita, sapendo che la temperatura di ebollizione di una soluzione al 10% in peso di Y in  $\text{CH}_3\text{COOH}$  è  $122,5^\circ\text{C}$ . ( $T_{\text{eb}} = 118,5^\circ\text{C}$  e  $K_{\text{eb}} = 3,1^\circ\text{C Kg/mol}$  per  $\text{CH}_3\text{COOH}$  puro)

### **Svolgimento**

Consideriamo 100g di soluzione. In tale soluzione ci saranno 10g di composto Y e 90 g di acido acetico.

Y = 10 g                      Solvente = acido acetico = 90g

La molalità sarà

$$m = (10 \text{ g} / \text{MM}) / 0,09 \text{ Kg}$$

L'innalzamento ebullioscopico sarà dato dalla seguente relazione:

$$\text{DT} = K_{\text{eb}} \times m = (122,5^\circ\text{C} - 118,5^\circ\text{C}) = 4,0^\circ\text{C}$$

Introducendo la molalità nella formula del DT si ha

$$3,1^\circ\text{C Kg/mol} \times \frac{10\text{g}}{0,09\text{kg} \times \text{MM}} = 4,0^\circ\text{C}$$

$$\text{MM} = 3,1^\circ\text{C Kg/mol} \times \frac{10\text{g}}{0,09\text{kg} \times 4^\circ\text{C}} = 86 \text{ g/mol}$$



## ✦ *Esercizio 8 – Pressione osmotica*

Calcolare la pressione osmotica a 20.0°C di una soluzione ottenuta aggiungendo 1.20 g di NaCl(s) a 0.400 L di acqua.

### **Svolgimento**

Il cloruro di sodio è un elettrolita forte, in acqua è completamente dissociato secondo la reazione:



il coefficiente di van't Hoff si identifica con il numero di ioni che vanno in soluzione per formula:

il cloruro di sodio è completamente dissociato, perciò  $i = 2$

$$[\text{NaCl}] = (1.20/58.44)/ 0.400 = 0.0513 \text{ M}$$

La pressione osmotica  $\Pi = C i RT$  vale quindi

$$\Pi = 0.0513 \times 2 \times 0.0821 \times 293 = 2.47 \text{ atm}$$



## ✦ *Esercizio 9 – Pressione osmotica*

Tutte le soluzioni che vengono iniettate per endovena devono presentare la stessa pressione osmotica del plasma del sangue umano  $\pi = 7,65$  atm, alla temperatura di  $37,0$  °C. Calcolare la massa (g) di glucosio,  $C_6H_{12}O_6$  (MM = 180,16) che si deve sciogliere in acqua per ottenere 1,00 litro di soluzione che abbia la stessa pressione osmotica del plasma.

### **Svolgimento**

La pressione osmotica è legata alla concentrazione della soluzione dalla seguente formula:

$$\pi = C \times R \times T \quad C = \text{molarità}$$

La soluzione di glucosio deve essere isotonica con il plasma, cioè devono avere la stessa pressione osmotica per cui possiamo scrivere :

$$\pi = C \times R \times T = 7,65 \text{ atm}$$

da cui

$$C = [C_6H_{12}O_6] = \pi / (R \times T) = 7,65 \text{ atm} / ((0,0821 \text{ l} \times \text{atm} / \text{K} \times \text{mol}) \times 310 \text{ K}) = 0,300 \text{ mol/l}$$



## ✦ *Esercizio 9 – Pressione osmotica*

Poiché  $V = 1\text{L}$  possiamo calcolare le moli di glucosio:

$$\text{mol glucosio} = 0,300 \text{ mol/l} \times 1 \text{ l} = 0,300 \text{ mol}$$

la MM del glucosio è  $180,16 \text{ g/mol}$

$$\text{massa di glucosio} = 0,300 \text{ mol} \times 180,16 \text{ g/mol} = 54,05 \text{ g}$$



## ✦ *Esercizio 10 – Abbassamento Tensione di Vapore*

Una soluzione acquosa di NaCl presenta un abbassamento relativo di tensione di vapore pari a  $3.1 \times 10^{-3}$ . Calcolare la pressione osmotica a 25°C, la temperatura di ebollizione e la temperatura di congelamento di questa soluzione utilizzando i seguenti dati:

$$K_{\text{eb}} = 0.54^\circ\text{C Kg/mol}$$

$$K_{\text{cr}} = 1.86^\circ\text{C Kg/mol}$$

Densità della soluzione  $d = 1.0 \text{ g/cm}^3$ .

### **Svolgimento**

Nella soluzione acquosa in esame il soluto è un sale (elettrolita forte) e quindi bisognerà considerare il coefficiente di dissociazione del sale stesso

$$i = 2$$

L'abbassamento della tensione di vapore di una soluzione contenente un elettrolita è data dalla relazione:

$$DP = i X_{\text{soluto}} P^\circ_{\text{solvente}} = 2 X_{\text{NaCl}} P^\circ_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$X_{\text{NaCl}} = DP / 2 P^\circ_{\text{solvente}} = 3.1 \times 10^{-3} / 2 = 1.55 \times 10^{-3} = n_{\text{NaCl}} / (n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}})$$





## ✦ *Esercizio 10 – Abbassamento Tensione di Vapore*

Consideriamo 1000 moli di soluzione; avremo:

$$\mathbf{n_{tot} = 1000\ mol ; n_{NaCl} = 1,55\ mol ; n_{H_2O} = 998,45\ mol}$$

A questo punto possiamo determinare la concentrazione della soluzione in termini di molalità (m) e molarità (M) che serviranno per calcolare la pressione osmotica a 25° C, la temperatura di ebollizione e la temperatura di congelamento di questa soluzione.

La molalità di una soluzione è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto ed i kg di solvente; occorre quindi determinare la massa del solvente relativa a 998,45 moli:

$$\text{massa } H_2O = n_{H_2O} \cdot MM_{H_2O} = 998,45\ mol \times 18\ g/mol = 17972\ g_{H_2O} = 17,972\ Kg\ H_2O$$

La molalità sarà quindi

$$m = 1,55\ mol / 17,972\ Kg = 0,086\ mol/Kg$$

E' quindi possibile calcolare l'abbassamento ebullioscopio e l'innalzamento crioscopico:

$$DT_{eb} = 2 \times \mathbf{0,54^\circ\ C\ Kg/mol} \times 0,086\ mol/Kg = 0,093^\circ\ C$$

$$T_{eb} = 100 + 0,093^\circ\ C = 100,093^\circ$$

$$DT_{cr} = -2 \times \mathbf{1,86^\circ\ C\ Kg/mol} \times 0,086\ mol/Kg = -0,320^\circ\ C$$

$$T_{cong} = - 0,320^\circ\ C$$



## ✦ *Esercizio 10 – Abbassamento Tensione di Vapore*

$$\text{Kg soluzione} = \text{kg H}_2\text{O} + \text{kg NaCl} = 17.972 + 0.09 = 18.062$$

Essendo la densità della soluzione:  $d = 1.0 \text{ g/cm}^3 = 1.0 \text{ kg/l}$

il volume della soluzione sarà:

$$V \text{ soluzione} = \text{Kg soluzione} / d = 18.062 \text{ l}$$

La molarità sarà quindi

$$M = 1.55 \text{ mol NaCl} / 18.062 \text{ L} = 0.086 \text{ M}$$

In questo caso specifico, essendo la soluzione molto diluita e la densità unitaria si poteva porre direttamente:  $m \sim M$

La pressione osmotica sarà:

$$p = CRTn = 8.6 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \times 0.0821 (\text{L} \times \text{atm} / \text{K} \times \text{mol}) \times 298 \text{ K} \times 2 = \mathbf{4.2 \text{ atm}}$$

