



## LE SOLUZIONI



### LE SOLUZIONI

#### 8.A PRE-REQUISITI

#### 8.B PRE-TEST

#### 8.C OBIETTIVI

#### 8.1 LE SOLUZIONI

#### 8.2 CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

##### 8.2.1 DEFINIZIONI

##### 8.2.2 QUANTITA' DI SOSTANZA E CONCENTRAZIONE

##### 8.2.3 REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE

##### 8.2.4 ESERCIZI SVOLTI

#### 8.3 LE PROPRIETA' COLLIGATIVE

##### 8.3.1 LA LEGGE DI RAOULT E L'ABBASSAMENTO RELATIVO DELLA TENSIONE DI VAPORE

##### 8.3.2 INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO E ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

##### 8.3.3 PRESSIONE OSMOTICA

##### 8.3.4 SOLUZIONI NON IDEALI

##### 8.3.5 ESERCIZI SVOLTI

#### 8.V VERIFICA SE HAI CAPITO

#### ESERCIZI





## LE SOLUZIONI



### 8.A PRE-REQUISITI

[Soluzione](#)



Prima di iniziare a lavorare su questa Unità, dovresti essere in grado di:

- distinguere tra sostanze e miscele e tra miscele omogenee ed eterogenee;
- descrivere le caratteristiche fondamentali di un liquido;
- definire la tensione di vapore di un liquido;
- descrivere le interazioni di natura dipolare, con particolare riferimento all'acqua;
- conoscere le caratteristiche dei principali tipi di solidi, in particolare riguardo alla loro solubilità in solventi polari e non polari;
- comprendere il concetto di mole e la sua relazione con la massa molare.



### 8.B PRE-TEST

Calcolare quanti  $\text{cm}^3$  di soluzione di KOH al 15,9 % in peso ( $d = 1,145 \text{ g/cm}^3$ ) devono essere diluiti con acqua per ottenere 0,240 l di KOH 0,5 M.

### 8.C OBIETTIVI

Al termine di questa Unità dovrai essere in grado di:

- definire il solvente ed il soluto di una soluzione, ed esemplificare diversi tipi di soluzioni;
- comprendere gli aspetti fondamentali del fenomeno della solvatazione;
- definire i diversi modi con cui può essere espressa la concentrazione di una soluzione (molarità, molalità, normalità, frazione molare, composizioni percentuali) e convertirle una nell'altra;
- applicare queste definizioni a calcoli;
- calcolare la concentrazione di una soluzione a partire dalla quantità di sostanza introdotta, e viceversa;
- comprendere la differenza concettuale tra concentrazione e quantità di sostanza;
- comprendere il significato della diluizione ed applicarla a calcoli sulle soluzioni;



## LE SOLUZIONI



- definire il concetto di equivalente ed usarlo nei calcoli;
- comprendere il significato generale della titolazione ed applicare la relazione che lega i volumi e le concentrazioni a casi concreti;
- definire le proprietà colligative di soluzioni di non-elettroliti e di soluzioni reali;
- calcolare la variazione della tensione di vapore, l'innalzamento ebullioscopico, l'abbassamento crioscopico e la pressione osmotica di una soluzione ideale e di una reale;
- enunciare la legge di Raoult e comprenderne il significato.

### 8.1 LE SOLUZIONI

Le **SOLUZIONI** sono *miscele omogenee* di due (o più) specie chimiche.

Il SOLVENTE è in genere il componente che si presenta nello stesso stato fisico della soluzione, il SOLUTO l'altro componente. Ad esempio, in una soluzione di zucchero (solido) in acqua, quest'ultima rappresenta il solvente, e lo zucchero il soluto. Se

entrambe le specie sono nello stesso stato fisico, il solvente è quella presente in maggior quantità.

Ci sono vari tipi di soluzioni:

1. Soluzioni gassose, indicate in genere come miscele gassose (ad esempio, l'aria);
2. Soluzioni liquide, che possono essere costituite da un gas, un liquido o un solido sciolto in un liquido (ad esempio, l'acqua di mare, l'acqua minerale, ecc.).
3. Soluzioni solide, costituite da un gas, un liquido o un solido sciolto in un solido (ad esempio,  $H_2$  in palladio, leghe di vario tipo, ecc.).

Le soluzioni più frequentemente studiate sono quelle costituite da un gas, un liquido o un solido in acqua.

Quando un solido ionico entra in contatto con le molecole polari dell'acqua, si hanno interazioni di natura dipolare che producono l'orientazione delle molecole d'acqua sulla superficie del cristallo in base all'attrazione tra cariche o dipoli opposti. Le molecole d'acqua penetrano nel reticolo ed indeboliscono le interazioni tra gli ioni, che vengono progressivamente scalzati dalle loro posizioni reticolari; attorno allo ione passato in soluzione si formano vari strati di molecole d'acqua, orientate in



## LE SOLUZIONI



base alle interazioni dipolari (in questo caso, si dice che lo ione è SOLVATATO). I solidi ionici o polari si sciolgono facilmente nei solventi polari, mentre le sostanze apolari presentano solubilità maggiore in solventi non polari. L'acqua è un'ottimo solvente sia nei confronti di specie ioniche, a causa della polarità della sua molecola, sia nei confronti di specie molecolari contenenti gruppi polari, con le quali stabilisce interazioni dipolari o legame a idrogeno.

### 8.2 CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

La **CONCENTRAZIONE** indica la quantità di soluto presente in una certa quantità di soluzione e può essere espressa in vari modi; una soluzione CONCENTRATA contiene una quantità relativamente alta di soluto, presente in quantità inferiore se la soluzione è DILUITA.

#### 8.2.1 DEFINIZIONI

1. MOLARITA' (M): esprime le moli di soluto presenti in 1 litro di soluzione ed è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto ed il volume in litri di soluzione in cui sono disciolte:

$$M = \frac{\text{moli}}{1}$$

Così, una soluzione 1 M contiene 1 mole/l, una soluzione 5 M contiene 5 mol/l e così via.

Modificando questa relazione che fornisce la CONCENTRAZIONE è possibile calcolare le moli contenute in un certo volume di una soluzione a concentrazione nota ( $\text{mol} = M \times l$ ), risalendo quindi alla QUANTITÀ DI SOSTANZA (vedi [8.2.2](#)).



## LE SOLUZIONI



### ESEMPI

- Calcolare la M di una soluzione di NaOH contenente 0,1 moli in 500 cm<sup>3</sup> di soluzione.  
 $M = \text{mol/l} = 0,1 \text{ mol} / 0,5 \text{ l} = 0,2 \text{ M}$
- Calcolare la M di una soluzione contenente 4,0 g di NaOH in 100 cm<sup>3</sup>.  
 $\text{mol (NaOH)} = 4,0 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,1 \text{ mol}$   
 $M = \text{mol/l} = 0,1 \text{ mol} / 0,1 \text{ l} = 1 \text{ M}$
- Calcolare il peso di NaOH contenuto in 500 cm<sup>3</sup> di una soluzione 0,2 M.  
 $\text{mol} = M \times l = 0,2 \text{ mol l}^{-1} \times 0,5 \text{ l} = 0,1 \text{ mol}$   
 $\text{g (NaOH)} = 0,1 \text{ mol} \times 40 \text{ g mol}^{-1} = 4 \text{ g}$

2. NORMALITA' (N): esprime gli equivalenti di soluto presenti in un litro di soluzione ed è data dal rapporto tra il numero di equivalenti di soluto ed il volume in litri di soluzione:

$$N = \frac{\text{eq}}{l}$$

Gli equivalenti si ottengono dividendo il peso di soluto per il peso equivalente (espresso in g/eq), secondo la relazione:

$$\text{eq} = \text{g} / \text{PE}$$

Il peso equivalente, a volte chiamato anche grammo-equivalente, può essere riferito a varie reazioni ed è definito come:

la quantità in grammi di sostanza che può cedere o acquistare una mole di elettroni (reazioni di ossido-riduzione), oppure fornire in soluzione acquosa una mole di H<sup>+</sup> o di OH<sup>-</sup> (reazioni acido-base).

La sua importanza è legata al fatto che in una reazione di ossido-riduzione o acido-base specie ossidante /riducente e acido/base reagiscono fra loro secondo lo stesso numero di equivalenti.

- Il peso equivalente di un ossidante o di un riducente si ottiene dividendo la massa molare per il





## LE SOLUZIONI



numero di elettroni acquistati o ceduti.



### ESEMPIO

Se in una reazione  $\text{HNO}_3$  si riduce a  $\text{NO}$  (variazione N.O. di 3 unità, interpretabile come acquisto di 3 elettroni), il peso equivalente di  $\text{HNO}_3$  (Massa molare =  $63,01 \text{ g mol}^{-1}$ ) è dato da:  
 $63,01 \text{ g mol}^{-1} / 3 \text{ eq mol}^{-1} = 21,00 \text{ g/eq}$ .



- Il peso equivalente degli acidi e delle basi si ottiene dividendo la massa molare per il numero di H/OH. Per gli acidi poliprotici, si hanno diversi valori a seconda del numero di H ceduti.



Analogamente, il peso equivalente di un sale si ottiene dividendo la massa molare per il numero di cariche negative generate nella dissociazione del sale.



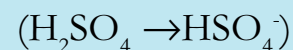
### ESEMPIO

Il peso equivalente di  $\text{HCl}$  (Massa molare =  $36,5 \text{ g mol}^{-1}$ ) è uguale a:  
 $36,5 \text{ g mol}^{-1} / 1 \text{ eq mol}^{-1} = 36,5 \text{ g/eq}$   
Per  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (Massa molare =  $98,08$ ) abbiamo due

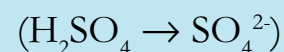


possibilità:

$$98,08 \text{ g mol}^{-1} / 1 \text{ eq mol}^{-1} = 98,08 \text{ g/eq}$$



$$98,08 \text{ g mol}^{-1} / 2 \text{ eq mol}^{-1} = 49,04 \text{ g/eq}$$



Per  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  (che forma  $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ , massa molare =  $399,9 \text{ g mol}^{-1}$ ) il peso equivalente è:

$$399,9 \text{ g mol}^{-1} / 6 \text{ eq mol}^{-1} = 66,65 \text{ g/eq}$$

Come verrà mostrato negli esercizi, una soluzione è caratterizzata da un unico valore di M, ma può avere diversi valori di N in relazione a diversi processi a cui il soluto può partecipare.

### ESEMPI

- Calcolare la N come base di una soluzione di  $\text{KOH}$  (massa molare =  $56,09 \text{ g mol}^{-1}$ ) contenente  $49,9 \text{ g}$  di soluto in  $1,0$  litro di soluzione.  
 $\text{PE} = \text{PM} / 1 = 56,09 \text{ g eq}^{-1}$   
 $\text{eq} = 49,9 \text{ g} / 56,09 \text{ g eq}^{-1} = 0,89 \text{ eq}$



## LE SOLUZIONI



$$N = 0,89 \text{ eq/l} = 0,89 \text{ N}$$



- Calcolare i grammi di soluto contenuti in 400 cm<sup>3</sup> di HCl 0,01 N come acido.

$$PE = PM/1 = 36,5 \text{ g eq}^{-1}$$

$$0,01 \text{ N} = \text{eq}/0,4 \text{ l} \rightarrow \text{eq} = 0,01 \text{ eq l}^{-1} \times 0,4 \text{ l} = 0,004 \text{ eq}$$

$$\text{eq} = \text{g} / PE \rightarrow \text{g} = \text{eq} \times PE = 0,004 \text{ eq} \times 36,5 \text{ g eq}^{-1} = 0,146 \text{ g}$$



3. MOLALITA' (m): esprime le moli di soluto presenti in 1 kg di SOLVENTE PURO ed è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto ed il peso in kg di solvente in cui sono disciolte; spesso, il peso di solvente si ottiene sottraendo dal peso della soluzione (soluto + solvente) il contributo del soluto:

$$m = \frac{\text{moli}}{\text{kg solvente}}$$

### ESEMPIO

Calcolare la molalità di una soluzione che contiene 13 g di KOH in 997 g di H<sub>2</sub>O.

Calcoliamo le moli corrispondenti a 13 g di soluto, contenute in 997 g di solvente:

$$\text{mol} = 13 \text{ g} / 56 \text{ g mol}^{-1} = 0,23 \text{ mol}$$

$$m = 0,23 \text{ mol} / 0,997 \text{ kg} = 0,24 \text{ mol/kg}$$

4. COMPOSIZIONI PERCENTUALI (% p/p e % p/v)

- percentuale in peso (% p/p): esprime i grammi di soluto contenuti in 100 g di soluzione.
- percentuale in volume (% p/v): esprime i grammi di soluto contenuti in 100 cm<sup>3</sup> di soluzione.



## LE SOLUZIONI



### ESEMPI

- Calcolare il percento in peso di una soluzione contenente 20 g di soluto in 100 g di  $H_2O$ .

Peso totale di soluzione =  $100 + 20 = 120$  g, che contengono 20 g di soluto.

Impostiamo una proporzione:

$$\begin{array}{lcl} 120 \text{ g soluzione} & : & 20 \text{ g soluto} = 100 \text{ g soluzione} : x \text{ g soluto} \\ & & x = 16,7 \% \text{ in peso} \end{array}$$

- Una soluzione al 30 % in volume ha densità 1,2. Calcolare il % in peso.

La soluzione contiene 30 g di soluto in  $100 \text{ cm}^3$  di soluzione, cioè in:

$$g \text{ soluzione} = 100 \text{ cm}^3 \times 1,2 \text{ g cm}^{-3} = 120 \text{ g}$$

$$\begin{array}{lcl} 120 \text{ g soluzione} & : & 30 \text{ g soluto} = 100 \text{ g soluzione} : x \text{ g soluto} \\ & & x = 25 \% \text{ in peso} \end{array}$$

5. FRAZIONE MOLARE ( $\chi$ ): esprime il rapporto tra le moli di un componente e la somma delle moli di tutti i componenti della soluzione; per il componente i-esimo:

$$\chi_i = \frac{\text{moli}_i}{\text{moli}_{\text{totali}}}$$

In una soluzione la somma delle frazioni molari delle varie specie presenti è uguale a 1.

### ESEMPIO

Calcolare le frazioni molari di una soluzione contenente 98 g di  $H_2SO_4$  in 180 g di  $H_2O$ .

$$\text{moli } H_2SO_4 = 98 \text{ g} / 98,08 \text{ g mol}^{-1} = 1,0 \text{ mol}$$

$$\text{moli } H_2O = 180 \text{ g} / 18,01 \text{ g mol}^{-1} = 10,0 \text{ mol}$$

$$\chi_{H_2O} = \frac{10 \text{ mol}}{11 \text{ mol}} = 0,909$$

$$\chi_{H_2SO_4} = \frac{1 \text{ mol}}{11 \text{ mol}} = 0,09$$

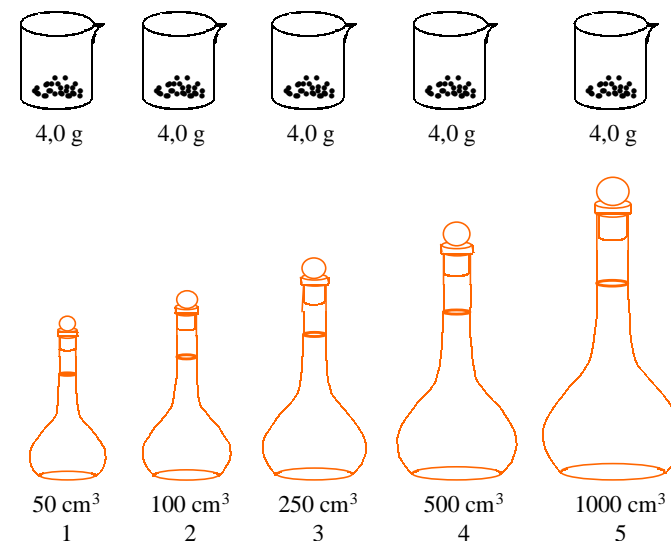




## LE SOLUZIONI

### 8.2.2 QUANTITÀ DI SOSTANZA E CONCENTRAZIONE

Come mostrato nei calcoli relativi alla molarità, è necessario tenere ben distinti il concetto di QUANTITÀ DI SOSTANZA e quello di CONCENTRAZIONE. Chiariamo meglio questa distinzione con un esempio: abbiamo una serie di porzioni di idrossido di sodio ciascuna del peso di 4,0 grammi ed una serie di recipienti con capacità diverse (50, 100, 250, 500 e 1000 cm<sup>3</sup>), come rappresentato in Figura.



Trasferiamo ora il soluto nei diversi recipienti ed aggiungiamo acqua fino al volume indicato. Tutte le soluzioni contengono la stessa quantità di NaOH, cioè 4,0 grammi. Ma la concentrazione nei vari casi non è la stessa.

In tutti i casi, le moli corrispondenti a 4,0 grammi di NaOH si ottengono dividendo questo peso per la massa molare del composto:

$$\text{moli NaOH} = 4,0 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,1 \text{ mol}$$



## LE SOLUZIONI



Calcoliamo le concentrazioni corrispondenti ai recipienti di diverso volume, in moli per litro di soluzione:



Soluzione 5:  $M = 0,1 \text{ mol}/1 \text{ l} = 0,1 \text{ mol/l}$

Soluzione 4:  $M = 0,1 \text{ mol}/0,5 \text{ l} = 0,2 \text{ mol/l}$

Soluzione 3:  $M = 0,1 \text{ mol}/0,25 \text{ l} = 0,4 \text{ mol/l}$

Soluzione 2:  $M = 0,1 \text{ mol}/0,1 \text{ l} = 1,0 \text{ mol/l}$

Soluzione 1:  $M = 0,1 \text{ mol}/0,05 \text{ l} = 2,0 \text{ mol/l}$



Discorso analogo vale quando una soluzione viene diluita, cioè viene aggiunto del solvente; ad esempio, prendiamo la soluzione 3, che contiene 4,0 g di NaOH in  $250 \text{ cm}^3$  con una concentrazione 0,4 M, e trasferiamola in un recipiente più grande, aggiungendo acqua fino a  $500 \text{ cm}^3$  di soluzione. La stessa quantità di soluto si trova ora in un volume doppio di soluzione, per cui la concentrazione si è dimezzata ( $0,1 \text{ mol}/0,5 \text{ l} = 0,2 \text{ M}$ ), assumendo un valore uguale a quello della soluzione 2.



### ESEMPIO

Quale volume di una soluzione acquosa 2,0 M di NaCl è necessario per preparare 0,5 l di una soluzione 1,0 M?

Determiniamo la quantità di soluto contenuto in 0,5 l della seconda soluzione e poi il volume della prima soluzione che contiene questa stessa quantità di sostanza.

Moli contenute in 0,5 l di soluzione 1,0 M:

$$\text{moli} = 1,0 \text{ mol l}^{-1} \times 0,5 \text{ l} = 0,5 \text{ mol}$$

oppure, con le proporzioni:

$$1,0 \text{ mol} : 1 \text{ l} = x \text{ mol} : 0,5 \text{ l} \quad x = 0,5 \text{ mol}$$

Volume di soluzione 2,0 M che contiene 0,5 mol:

$$2,0 \text{ mol} : 1 \text{ l} = 0,5 \text{ mol} : x \text{ l} \quad x = 0,25 \text{ l},$$

corrispondenti a  $250 \text{ cm}^3$ .



## LE SOLUZIONI



### 8.2.3 REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE



Facendo avvenire una reazione di **NEUTRALIZZAZIONE** è possibile determinare la concentrazione della soluzione di un acido valutando il volume di una soluzione di base a concentrazione nota che lo neutralizza completamente; discorso analogo vale per determinare la concentrazione di una base facendola reagire con un acido. Per questo procedimento, che prende il nome di **titolazione** e che verrà trattato più dettagliatamente in seguito, vale la relazione:



$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$



dove gli indici 1 e 2 sono associati alla soluzione da titolare ed a quella a concentrazione nota. Conoscendo tre delle quattro grandezze è possibile determinare il dato incognito.



### ESEMPIO

Calcola la N di una soluzione di KOH, 52,3 cm<sup>3</sup> della quale sono neutralizzati completamente da 40,3 cm<sup>3</sup> di HCl 0,2 N.

$$N_1 = 0,2 \text{ N}$$

$$V_1 = 40,3 \text{ cm}^3$$

$$N_2 = ?$$

$$V_2 = 52,3 \text{ cm}^3$$

$$N_2 = 0,2 \text{ eq l}^{-1} \times 40,3 \text{ cm}^3 / 52,3 \text{ cm}^3 = 0,154 \text{ N (eq l}^{-1}\text{)}$$

### 8.2.4 ESERCIZI SVOLTI

1) Calcola i grammi di Ba(OH)<sub>2</sub> necessari per preparare 150 cm<sup>3</sup> di una soluzione 0,50 N.

Partendo dalla definizione di N, si ricava che 150 cm<sup>3</sup> di soluzione 0,50 N contengono:

$$\text{eq} = 0,50 \text{ eq l}^{-1} \times 0,150 \text{ l} = 0,075 \text{ eq}$$



## LE SOLUZIONI



Poiché il composto ha 2 gruppi OH,

$$PE = \text{massa molare} / 2 = 171,34 / 2 = 85,67 \text{ g eq}^{-1}$$

Visto che  $\text{eq} = \text{g} / PE$ , i grammi contenuti in 0,150 l di soluzione 0,50 N sono:

$$g = 0,075 \text{ eq} \times 85,67 \text{ g eq}^{-1} = 6,4 \text{ g}$$



2) *Calcola la N come base di una soluzione al 36,73 % in peso di KOH,  $d = 1,36 \text{ g/cm}^3$ . Qual è la M?*



Una soluzione al 36,73 % in peso contiene 36,73 g di KOH in 100 g di soluzione; in base alla densità, 1,0 l di soluzione pesa 1360 g. Quindi, usando una proporzione:

$$100 \text{ g soluzione} : 36,73 \text{ g soluto} =$$

$$= 1360 \text{ g soluzione} : x \text{ g soluto}$$

$$x = 499,5 \text{ g di soluto in } 1,0 \text{ l di soluzione}$$



$$PE = \text{massa molare} / 1 = 56,09 \text{ g eq}^{-1}$$

$$\text{eq} = \text{g} / PE = 499,5 \text{ g} / 56,09 \text{ g eq}^{-1} = 8,9 \text{ eq}$$

Abbiamo già considerato un volume pari ad 1,0 l, per

cui:

$$N = \text{eq} / l = 8,9 \text{ N}$$

Visto che il peso equivalente coincide con la massa molare (KOH ha 1 gruppo OH), M e N coincidono: la soluzione è 8,9 M.

3) *Data una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 53,6 % in peso,  $d = 1,44 \text{ g/cm}^3$ , calcola la M e le N relative a reazioni acido-base in cui si formano sali neutri e sali monoacidi.*

Considero 1,0 l di soluzione al 53,6 % in peso, che, in base alla densità, pesa 1440 g e contiene:

$$\begin{array}{lcl} 100 \text{ g soluzione} : 53,6 \text{ g soluto} & = & 1440 \text{ g soluzione} : \\ x \text{ g soluto} & & x = 772 \text{ g/l di soluto} \end{array}$$

la M è data dalle moli corrispondenti:

$$M = 772 \text{ g l}^{-1} / 98,08 \text{ g mol}^{-1} = 7,87 \text{ M}$$

Per calcolare N, consideriamo i PE relativi a due diversi processi:

$$PE (\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_4^-) = \text{massa molare} / 1 =$$



## LE SOLUZIONI



$$= 98,08 \text{ g eq}^{-1}$$

$$\text{PE (H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}) = \text{massa molare}/2 =$$

$$= 49,04 \text{ g eq}^{-1}$$



Avendo considerato un volume pari a 1,0 l, gli equivalenti corrispondono a N:

$$\text{eq (H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_4^-) = \text{g/PE} = 772 \text{ g}/98,08 \text{ g eq}^{-1}$$

$$= 7,87 \text{ N (= M)}$$

$$\text{eq (H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}) = \text{g/PE} = 772 \text{ g}/49,04 \text{ g eq}^{-1} = 15,7 \text{ N}$$



4) *Calcola le frazioni molari e la molalità di una soluzione acquosa di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 7,87 M, densità 1,44 g/cm<sup>3</sup>.*



7,87 moli di soluto corrispondono a:

$$g = 7,87 \text{ mol} \times 98,09 \text{ g mol}^{-1} = 772 \text{ g di soluto in 1,0 l di soluzione, che pesa 1440 g.}$$

Di questi, sono rappresentati dal solvente:

$$1440 \text{ g} - 772 \text{ g} = 668 \text{ g di H}_2\text{O}$$

che corrispondono a:

$$\text{mol} = 668 \text{ g}/18,01 \text{ g mol}^{-1} = 37,1 \text{ mol di H}_2\text{O}$$



Le frazioni molari sono date da:

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{37,1 \text{ mol}}{(7,87 + 37,1) \text{ mol}} = 0,825$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{7,87 \text{ mol}}{(7,87 + 37,1) \text{ mol}} = 0,175$$

7,87 moli di soluto sono contenute in 668 g di solvente, per cui

$$m = 7,87 \text{ mol}/0,668 \text{ kg} = 11,8 \text{ mol/kg}$$

5) *Quanti cm<sup>3</sup> di NH<sub>3</sub> al 25 % in peso,  $d = 0,91 \text{ g/cm}^3$ , sono necessari per preparare 2,0 l di una soluzione 0,1 M?*

Calcoliamo la quantità di soluto contenuta nella soluzione da preparare:

$$\text{mol} = 0,1 \text{ mol l}^{-1} \times 2,0 \text{ l} = 0,2 \text{ mol, corrispondenti a}$$
$$g = 0,2 \text{ mol} \times 17 \text{ g mol}^{-1} = 3,4 \text{ g}$$



## LE SOLUZIONI



La soluzione di cui disponiamo contiene 25 g di soluto in 100 g di soluzione; quindi, 3,4 g di soluto sono contenuti in:



100 g soluzione : 25 g soluto = x g soluzione : 3,4 g soluto  
 $x = 13,6$  g di soluzione

usando la densità, questi corrispondono a  
 $\text{cm}^3 = 13,6 \text{ g} / 0,91 \text{ g cm}^{-3} = 14,94 \text{ cm}^3$ .



6) *Quanti  $\text{cm}^3$  di KOH 0,2 M occorrono per neutralizzare completamente 15,0  $\text{cm}^3$  di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,4 M?*



Trasformano le M in N:

per KOH  $M = N = 0,2$

Per  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $N = 2M$  (da una mole di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  vengono generate 2 moli di  $\text{H}^+$ ) = 0,8 N

Applichiamo la relazione  $N_1 V_1 = N_2 V_2$

$N_1 = 0,8 \text{ N}$

$V_1 = 15 \text{ cm}^3$

$N_2 = 0,2$

$V_2 = ?$

$V_2 = 0,8 \text{ eq l}^{-1} \times 15 \text{ cm}^3 / 0,2 \text{ eq l}^{-1} = 60 \text{ cm}^3$  di KOH



7) *Calcola la M di una soluzione ottenuta miscelando 75,0  $\text{cm}^3$  di HCl 0,200 M con 25,8  $\text{cm}^3$  di HCl 0,450 M. Considera i volumi additivi.*

In 75,0  $\text{cm}^3$  di HCl 0,200 M sono contenute:

$\text{mol} = 0,200 \text{ mol l}^{-1} \times 0,075 \text{ l} = 0,0150 \text{ mol}$

In 25,8 ml di HCl 0,450 M sono contenute:

$\text{mol} = 0,450 \text{ mol l}^{-1} \times 0,0258 \text{ l} = 0,0116 \text{ mol}$

moli totali =  $0,0150 + 0,0116 = 0,0266$  moli

in un volume finale di  $(75,0 + 25,8) \text{ cm}^3 = 101 \text{ cm}^3$ .

$M = 0,0266 \text{ mol} / 0,101 \text{ l} = 0,263 \text{ M}$

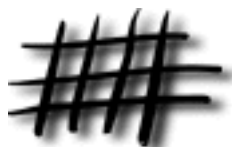
### 8.3 LE PROPRIETÀ' COLLIGATIVE

Le cosiddette **PROPRIETÀ' COLLIGATIVE** dipendono dal numero di particelle presenti e non dalla loro natura. Per le soluzioni, appartengono a questa categoria l'abbassamento relativo della tensione di vapore, l'innalzamento ebullioscopico,





## LE SOLUZIONI



l'abbassamento crioscopico e la pressione osmotica.

Le leggi che verranno ora descritte sono valide per soluzioni IDEALI, in cui non vi siano interazioni tra i componenti. In pratica, valgono per soluzioni diluite di soluti non volatili che non si dissociano (non-elettroliti).

### 8.3.1 LA LEGGE DI RAOULT E L'ABBASSAMENTO RELATIVO DELLA TENSIONE DI VAPORE

La legge di Raoult riguarda la tensione di vapore delle soluzioni ideali e descrive l'abbassamento della tensione di vapore del solvente quando in esso viene disciolto un soluto. Se consideriamo, dunque, una soluzione ideale di due componenti A e B in un recipiente sotto vuoto e ad una certa temperatura, la tensione di vapore della soluzione (p) comprende i contributi delle pressioni parziali di A e di B:

$$p = p_A + p_B$$

Raoult dimostrò che per una soluzione ideale la tensione di vapore di ogni componente è data dal prodotto della tensione di vapore di quella sostanza

allo stato puro per il valore della sua frazione molare:

$$p_A = \chi_A p_A^0$$

$$p_B = \chi_B p_B^0$$

dove  $p_A^0$  e  $p_B^0$  rappresentano le tensioni di vapore di A e B puri, mentre  $\chi_A$  e  $\chi_B$  sono le rispettive frazioni molari.

Quindi, la tensione di vapore della soluzione è data da:

$$p = \chi_A p_A^0 + \chi_B p_B^0$$

Per una soluzione contenente un unico soluto non volatile, la tensione di vapore della soluzione coincide con quella del solvente, e la legge di Raoult si può scrivere:

$$p = p^0 \chi_{\text{solv}}$$

dove p è la tensione di vapore della soluzione,  $p^0$  è la tensione di vapore del solvente puro e  $\chi_{\text{solv}}$  la frazione molare del solvente.

In alternativa, la legge di Raoult può essere espressa



## LE SOLUZIONI



in termini di abbassamento relativo della tensione di vapore:



$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \chi_{\text{soluti}}$$



La legge di Raoult può essere applicata alla separazione di due liquidi A e B per distillazione frazionata, considerando la relazione esistente all'equilibrio tra composizione della soluzione e composizione del suo vapore saturo. Nel caso particolare in cui i due liquidi abbiano valori uguali di tensione di vapore, la composizione della fase vapore è uguale a quella della fase liquida; in tutti gli altri casi, la fase vapore è più ricca del componente più volatile. Attraverso una serie successiva di evaporazioni-condensazioni, il vapore diventa progressivamente più ricco del componente più volatile ed i due liquidi vengono così separati.



### 8.3.2 INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO ED ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

Considerato che:

- l'aggiunta di un soluto provoca un abbassamento della tensione di vapore del solvente;
- la **temperatura di ebollizione** di un liquido è la temperatura alla quale la tensione di vapore del liquido è uguale alla pressione esterna;
- la **temperatura di solidificazione** è la temperatura a cui la tensione di vapore della fase liquida e della fase solida sono uguali.

La TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE di una soluzione è SUPERIORE a quella del solvente puro;

la TEMPERATURA DI SOLIDIFICAZIONE di una soluzione è INFERIORE a quella del solvente puro.



## LE SOLUZIONI



La variazione nella temperatura di ebollizione, chiamata INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO, è proporzionale alla molalità della soluzione:

$$\Delta t_e = k_e m$$

( $k_e$  = costante ebullioscopica che dipende dal solvente)



Un'espressione analoga si ha per la variazione della temperatura di congelamento o ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO:

$$\Delta t_c = k_c m$$

( $k_c$  = costante crioscopica che dipende dal solvente).



### 8.3.3 PRESSIONE OSMOTICA



Quando una soluzione ed il suo solvente sono separati da una membrana che permette unicamente il passaggio delle molecole del solvente (non di quelle del soluto), queste tendono a passare nella soluzione per equilibrare la differenza di concentrazione ai due lati della membrana. Questo fenomeno si chiama OSMOSI.

La PRESSIONE OSMOTICA è la pressione che deve essere esercitata sulla soluzione per impedire che il solvente passi nella soluzione.

Per le soluzioni ideali la pressione osmotica è descritta da una relazione del tutto analoga all'equazione di stato dei gas perfetti:

$$\Pi V = nRT$$

Poiché la molarità di una soluzione è data dal rapporto tra moli di soluto e volume di soluzione ( $c = n/V$ ), la relazione può essere scritta:

$$\Pi = cRT$$

### 8.3.4 SOLUZIONI NON IDEALI

Le relazioni viste finora sono valide per soluti non dissociati e devono essere opportunamente modificate quando si considerano soluti che danno dissociazione.

Il numero totale di moli di particelle, molecole indissociate e ioni formati per dissociazione a partire da  $n_0$  particelle è dato da:



## LE SOLUZIONI



$$n_{\text{tot}} = n_0 - \alpha n_0 + v \alpha n_0 = n_0 (1 - \alpha + v \alpha) = n_0 [1 + \alpha (v - 1)]$$



in cui:

$\alpha$  è il **grado di dissociazione**, dato dal rapporto tra moli dissociate e moli inizialmente presenti;

$n_0 - \alpha n_0$  è il numero di moli di soluto indissociate;

$v \alpha n_0$  è il numero di moli di ioni derivati da  $n_0$  moli dissociate ( $v$  = numero di ioni generati).



Il termine in parentesi quadra (spesso indicato con  $i$ ) è il COEFFICIENTE DI VAN'T HOFF e

rappresenta il numero per il quale va moltiplicato il numero di moli, tenendo conto della dissociazione.



Nel caso di soluti che si dissociano, le relazioni che descrivono le proprietà colligative vengono così modificate:



$$\Delta t_c = k_c i m = k_c m [1 + \alpha (v - 1)]$$

$$\Delta t_c = k_c i m = k_c m [1 + \alpha (v - 1)]$$

$$\Pi = i c R T = [1 + \alpha (v - 1)] c R T$$



### 8.3.5 ESERCIZI SVOLTI

1) Calcola la tensione di vapore di una soluzione contenente 9,00 g di glucosio,  $C_6H_{12}O_6$ , in 100,0 g di acqua alla temperatura di 20 °C (tensione di vapore di  $H_2O$  a 20°C = 17,5 Torr).

Questa soluzione contiene un unico soluto non volatile e che non si dissocia. Quindi la tensione di vapore della soluzione è data da:

$$p = p^0 \chi_{H_2O} = p^0 \frac{\text{moli } H_2O}{\text{moli } H_2O + \text{moli glucosio}}$$

$$\text{moli } (H_2O) = 100,0 \text{ g} / 18,01 \text{ g mol}^{-1} = 5,55 \text{ mol}$$

$$\text{moli (glucosio)} = 9,00 \text{ g} / 180,16 \text{ g mol}^{-1} = 0,050 \text{ mol}$$

$$\text{moli totali} = 5,55 \text{ mol} + 0,050 \text{ mol} = 5,60 \text{ mol}$$



## LE SOLUZIONI



$$p = 17,5 \text{ Torr} \times \frac{5,55 \text{ mol}}{5,60 \text{ mol}} = 17,3 \text{ Torr}$$

2) Calcola i grammi di glicerolo che devono essere aggiunti a 1000 g di  $\text{H}_2\text{O}$  per abbassare la tensione di vapore di 1,00 Torr a  $25^\circ\text{C}$  (tensione di vapore di  $\text{H}_2\text{O}$  a  $25^\circ\text{C} = 23,756 \text{ Torr}$ ).

$$\begin{aligned} \text{moli } (\text{H}_2\text{O}) &= 1000 \text{ g} / 18,01 \text{ g mol}^{-1} = 55,51 \text{ mol} \\ \text{moli (glicerolo)} &= x \text{ g} / 92,09 \text{ g mol}^{-1} \\ \text{moli totali} &= 55,51 \text{ mol} + x \text{ g} / 92,09 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$p = p^0 \chi_{\text{solvente}}$$

$$(23,756 - 1,00) \text{ Torr} =$$

$$= 23,756 \text{ Torr} \times \frac{55,51 \text{ mol}}{55,51 + x \text{ g} / 92,09 \text{ g mol}^{-1}}$$

Svolgendo i calcoli, si ottiene  $x = 224 \text{ g}$

3) Calcola la temperatura di ebollizione e di congelamento di una soluzione che contiene 20 g di fruttosio (massa molare =  $180 \text{ g mol}^{-1}$ ) in 400 g di  $\text{H}_2\text{O}$  ( $k_e = 1,86$ ;  $k_c = 0,512$ ).

Calcoliamo la molalità della soluzione; in 400 g di solvente sono contenute:

$$\begin{aligned} \text{mol (fruttosio)} &= 20 \text{ g} / 180 \text{ g mol}^{-1} = 0,11 \text{ mol} \\ m &= 0,11 \text{ mol} / 0,40 \text{ kg} = 0,278 \text{ m} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta t_c &= k_c m = 1,86 \times 0,278 = 0,516 \\ t_c &= 0^\circ\text{C} - 0,516 = -0,516^\circ\text{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta t_e &= k_e m = 0,512 \times 0,278 = 0,142^\circ\text{C} \\ t_e &= 100^\circ\text{C} + 0,142 = 100,142^\circ\text{C} \end{aligned}$$



## LE SOLUZIONI



4) 3,9 g di un composto organico vengono sciolti in 40 g di  $CS_2$  e si ha un innalzamento ebullioscopico di  $1,0174^\circ C$ . Calcola la massa molare del composto ( $k_e$  di  $CS_2 = 2,4$ ).



$$\Delta t_e = k_e m \rightarrow m = \Delta t_e / k_e = 1,0174 / 2,4 = 0,424 \text{ m}$$



in 1000 g saranno presenti  $3,9 \text{ g} / 0,040 \text{ kg} = 97,5 \text{ g/kg}$



visto che  $m = \text{g kg}^{-1} / \text{massa molare (g mol}^{-1}) \rightarrow$   
 $\text{massa molare} = \text{g} / m = 97,5 / 0,424 = 230 \text{ g mol}^{-1}$



5) Calcola la quantità di glicerolo  $C_3H_8O_3$  (massa molare =  $92 \text{ g mol}^{-1}$ ) che sciolta in 125 g di  $H_2O$  provoca un innalzamento ebullioscopico  $\Delta t_e = 0,150^\circ C$  ( $k_e = 0,512$ ).



$$m = \Delta t_e / k_e = 0,150 / 0,512 = 0,293 \text{ m}$$



Le moli contenute in 125 g di  $H_2O$  sono:

$$\text{mol (glicerolo)} = m \times \text{kg} = 0,293 \times 0,125 = 0,0366 \text{ mol}$$

$$\text{g (glicerolo)} = 0,0366 \text{ mol} \times 92 \text{ g mol}^{-1} = 3,37 \text{ g}$$

6) Il plasma del sangue umano ha una pressione osmotica di  $7,65 \text{ atm}$  a  $37^\circ C$ . Calcola quanto glucosio  $C_6H_{12}O_6$  (massa molare  $180 \text{ g mol}^{-1}$ ) si deve sciogliere in acqua per ottenere  $0,250 \text{ l}$  di soluzione isotonica (cioè con la stessa pressione osmotica) del plasma.

$$\Pi = 7,65 \text{ atm}$$

$$V = 0,250 \text{ l}$$

$$R = 0,0821$$

$$T = 37^\circ C = 310 \text{ K}$$

Sostituendo nella relazione, calcoliamo  $n$ , cioè il numero di moli:

$$n (\text{moli di glucosio}) = \Pi V / RT =$$

$$7,65 \times 0,250 / 0,0821 \times 310 = 0,075 \text{ mol}$$

$$\text{g (glucosio)} = 0,075 \text{ mol} \times 180 \text{ g mol}^{-1} = 13,5 \text{ g}$$





## LE SOLUZIONI



7) Calcola la temperatura di congelamento di una soluzione acquosa contenente 4,52 g di NaOH (massa molare = 40 g mol<sup>-1</sup>) in 199,7 g di H<sub>2</sub>O ( $k_c = 1,86$ ).



$$\begin{aligned} \text{moli (NaOH)} &= 4,52 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,113 \text{ mol} \\ m &= 0,113 \text{ mol} / 0,1997 \text{ kg} = 0,566 \text{ m} \end{aligned}$$



Essendo NaOH completamente dissociato, si ha  $v = 2$  e  $\alpha = 1$ ; quindi, il coefficiente di Van't Hoff è:



$$i = [1 + \alpha (v - 1)] = 1 + 1(2 - 1) = 2$$

$\Delta t_c = k_c i m = 1,86 \times 2 \times 0,566 = 2,11^\circ\text{C}$ . Essendo la temperatura di congelamento di H<sub>2</sub>O uguale a 0,00°C, la soluzione congela a -2,11°C.



8) Calcola la concentrazione di una soluzione di glucosio isotonica con una soluzione 0,100 M di NaCl, completamente dissociato.



Due soluzioni isotoniche hanno la stessa pressione osmotica.

Indicando con  $M'$  la concentrazione della soluzione di glucosio (non dissociato), e considerato che per



NaCl  $\alpha = 1$ ,  $v = 2$  e  $i = 2$ , si ha:

$$\Pi = M'RT = 2 \times 0,100 \times RT$$

$$M' = 0,200 \text{ M.}$$

### 8. V VERIFICA SE HAI CAPITO

8.V.1 Partendo dalla definizione di [soluzione](#), riconosci il soluto e il solvente:

- sale da cucina in acqua
- acqua minerale gasata, contenente CO<sub>2</sub>
- 5 ml di metanolo in un litro d'acqua
- ghisa (5 % di C in Fe)
- soluzione acquosa di acido solforico

8.V.2 Sulla base dei diversi modi per esprimere la [concentrazione di una soluzione](#), determina la concentrazione delle seguenti soluzioni:



## LE SOLUZIONI



- M di una soluzione contenente 2 moli di soluto in 1 litro di soluzione



- M di una soluzione contenente 0,5 moli di soluto in 1 litro di soluzione

- M di una soluzione contenente 0,1 moli di soluto in 1 litro di soluzione



- M di una soluzione contenente 4 moli di soluto in 2 litri di soluzione

- M di una soluzione contenente 1 mole di soluto in 2 litri di soluzione



- M di una soluzione contenente 0,2 moli di soluto in 2 litri di soluzione



- M di una soluzione contenente 1 mole di soluto in 0,5 litri di soluzione

- M di una soluzione contenente 0,25 moli di soluto in 0,5 litri di soluzione



- N di una soluzione 1 M di HCl

- N di una soluzione 0,5 M di HCl

- N di una soluzione 1 M di  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (formazione di sali neutri)

- N di una soluzione 1 M di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (formazione di

sali neutri)

8.V.3 Tenendo presente la distinzione tra concentrazione e quantità di sostanza determina il numero di moli di soluto presente nelle seguenti soluzioni:

- 1 litro di soluzione 1 M

- 0,5 litri di soluzione 1 M

- 2 litri di soluzione 1 M

- 2 litri di soluzione 0,5 M





## LE SOLUZIONI

### Soluzione Pre-Test



La soluzione da preparare contiene:



$$\text{moli} = M \times l = 0,5 \text{ mol l}^{-1} \times 0,240 \text{ l} = 0,120 \text{ mol}$$



La soluzione di partenza contiene 15,9 g di soluto in 100 g di soluzione;

100 g di soluzione corrispondono a 100 g / 1,145 g cm<sup>-3</sup> = 87,34 cm<sup>3</sup>, in cui sono contenuti 15,9 g di soluto



Quindi, 87,34 cm<sup>3</sup> di soluzione contengono:

$$\text{mol} = 15,9 \text{ g} / 56,10 \text{ g mol}^{-1} = 0,283 \text{ mol}$$



Imposto una proporzione per individuare il volume di soluzione che contiene 0,120 moli:

$$87,34 \text{ cm}^3 : 0,283 \text{ mol} = x \text{ cm}^3 : 0,120 \text{ mol}$$



$$x = 37,0 \text{ ml}$$

