

-SOLUZIONE-

Una soluzione è una miscela omogenea di due o più componenti. Una soluzione può essere in:

Fase solida



Fase liquida



Fase gassosa



Soluto

Solvente

-SOLUZIONE-

Nelle soluzioni acquose i soluti possono essere:

- ✓ **elettroliti** (messi in soluzione danno luogo alla formazione di ioni - NaCl)

- ✓ **non elettroliti** (messi in soluzione non determinano la formazione di specie ioniche - glucosio)

-CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI-

Le proprietà delle soluzioni dipendono dalle quantità relative delle sostanze che le compongono, è quindi necessario quantificare la composizione di una soluzione.

La **concentrazione** di una soluzione esprime la composizione quantitativa di quella soluzione

Unità di concentrazione

Basata sul rapporto fra peso del soluto e peso del solvente/ soluzione.
Indipendente da T

- ✓ percentuale in peso
- ✓ frazione molare
- ✓ molalità

Basata sul rapporto fra peso del soluto e volume della soluzione. Dipendente da T

- ✓ molarità
- ✓ normalità
- ✓ percentuale in volume

-COMPOSIZIONE PERCENTUALE-

In peso ($\%$)_p: grammi di soluto in 100 grammi di soluzione

In volume ($\%$)_v: ml di soluto in 100 ml di soluzione

-FRAZIONE MOLARE-

Rapporto fra il numero delle moli di soluto e numero di moli totali

$$x_i = n_i / n_{\text{tot}} \qquad 0 < x_i < 1$$

-MOLALITA'-

Esprime il numero di moli di soluto disciolte in 1000g di **solvente**

$$m = n / \text{Kg} = n \cdot 1000 / g = g_{\text{soluto}} / \text{PM} \cdot 1000 / g_{\text{solvente}}$$

-MOLARITA'-

Esprime il numero di moli di soluto contenuto in un L di soluzione

$$M = n/V_l = n \cdot 1000/V_{ml} = g/PM \cdot 1000/V_{ml}$$

Esempi:

1 mole di soluto in 1 l di soluzione	→	soluzione 1M
0.5 moli di soluto in 1 l di soluzione	→	soluzione 0.5M
0.5 moli di soluto in 0.5 l di soluzione	→	soluzione 1M

-NORMALITA'-

Si definisce normalità di una soluzione il numero di equivalenti di soluto contenuti in 1L di soluzione. Il peso equivalente di una sostanza dipende dalla reazione che si considera

PE di un acido: PM/n° di H^+ dissociabili

PE di una base. PM/n° di OH^- dissociabili (o H^+ accettati)

$$N = g/PE \cdot 1/V_l$$

Per soluzioni acquose diluite

molalità=molarità

infatti 1000g di H_2O occupano 1 l e per
soluzioni diluite il volume della
soluzione è praticamente uguale al
volume di solvente

SOLUBILITA' DEI GAS NEI LIQUIDI - LEGGE DI HENRY-

A temperatura costante, la massa di gas disciolta in un dato volume di liquido è direttamente proporzionale alla pressione parziale esercitata dal gas sul liquido

$$c=KP$$

K=coefficiente di solubilità

c=concentrazione del gas nel liquido

Se il liquido è in equilibrio con una miscela gassosa per la legge delle pressioni parziali, la solubilità di ogni componente è indipendente da quella degli altri componenti

-DILUIZIONI-

In una diluizione rimane invariata la quantità di soluto, cioè il prodotto della concentrazione per il volume della soluzione:

$$n_1 = n_2$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

dove $\begin{cases} \rightarrow 1 = \text{soluzione iniziale} \\ \rightarrow 2 = \text{soluzione finale (diluata)} \end{cases}$

Più in generale il mescolamento di due soluzioni a diversa concentrazione di uno stesso soluto si risolve considerando che:

$$\begin{cases} (n = n_1 + n_2) \\ VC = V_1 C_1 + V_2 C_2 \\ V = V_1 + V_2 \end{cases}$$

dove: 1 e 2 sono le soluzioni iniziali mescolate, V e C sono riferiti alla soluzione finale

$$V_1 C_1 + V_2 C_2 = (V_1 + V_2) C$$

$$C = (V_1 C_1 + V_2 C_2) / (V_1 + V_2)$$

Possiamo calcolare la concentrazione della soluzione ottenuta mescolando la soluzione 1 e la soluzione 2

ESERCIZIO 1

Determinare in quale volume di soluzione devono essere sciolti 20g di bicarbonato di sodio (NaHCO_3 , $\text{PM}=84$) per ottenere una soluzione 0.5M di questo sale.

Applichiamo

$$M = n/V = n \cdot 1000 / V_{\text{ml}} = g / \text{PM} \cdot 1000 / V_{\text{ml}}$$

$$M = 20 / 84 \cdot 1000 / V_{\text{ml}}$$

$$V_{\text{ml}} = 20 / 84 \cdot 1000 / 0.5 = 476 \text{ml}$$

ESERCIZIO 2

La concentrazione dello ione Na^+ nel siero del sangue umano è di $\sim 3.4\text{g/l}$.
Calcolare M

(PA=23)

$$M = n/V = g/PM \cdot 1/V$$

$$M = 3.4/23 = 0.147 \text{ M}$$

ESERCIZIO 3

Calcolare la molalità di una soluzione di H_2SO_4 all' 11% in peso.

($\text{PM}_{\text{H}_2\text{SO}_4}=98$)

La percentuale in peso ci dice che 100g di soluzione contengono 11g di H_2SO_4 e quindi $100-11=89\text{g}$ di solvente

Applichiamo

$$m = n/\text{Kg} = g_{\text{soluto}}/\text{PM} \cdot \text{Kg}_{\text{solvente}}$$

$$m = 11/98 \cdot 0,089 = 1.26 \text{ m}$$

ESERCIZIO 4

Quale deve essere la molarità di una soluzione di NH_3 perché 700ml di essa aggiunti a 300ml di NH_3 0.2M diano luogo ad una soluzione 0.12M?

Il problema riguarda il mescolamento di due soluzioni a diversa concentrazione di uno stesso soluto

Applichiamo quindi:

$$C_1V_1 + C_2V_2 = (V_1 + V_2)C_3$$

$$C_1 = ?$$

$$C_2 = 0.2\text{M}$$

$$C_3 = 0.12\text{M}$$

$$V_1 = 0.7\text{ l}$$

$$V_2 = 0.3\text{ l}$$

$$V_3 = V_1 + V_2 = 1\text{ l}$$

Andando a sostituire:

$$C_1 = [C_3(V_1 + V_2) - C_2V_2] / V_1 = (0.12 \cdot 1 - 0.2 \cdot 0.3) / 0.7 = 8.57 \cdot 10^{-2}\text{M}$$

ESERCIZIO 5

La frazione molare dell' N_2 in una miscela gassosa è 0.8. Tale miscela esercita una pressione di 3atm su una fase liquida sottostante. Quanti ml di N_2 si scioglieranno nella fase liquida se il suo coefficiente di solubilità è 18.2 ml/atm?

Per la legge di Henry la quantità di gas che si scioglie in un liquido è proporzionale alla sua pressione parziale:

$$c=KP$$

$$P_{N_2}=x_2P_{tot}=0.8 \cdot 3=2.4\text{atm}$$

$$C=18.2 \cdot 2.4=43.7\text{ml disciolti in } H_2O$$

ESERCIZIO 6

A 25°C e 1atm , la quantità di O_2 che si scioglie in 400ml di acqua è $1.63 \cdot 10^{-2}\text{g}$. Calcolare la quantità di O_2 che si scioglie a 25°C e 0.3atm nel medesimo volume d'acqua.

Dalla legge di Henry deriviamo la proporzionalità diretta esistente fra le concentrazioni del soluto e la pressione.

$$c=KP$$

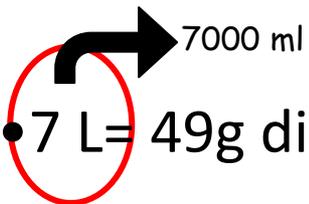
Indicando con x la quantità in g di O_2 che si scioglie a 25°C e 0.3atm :

$$1.63 \cdot 10^{-2}:x=1:0.3$$

$$x=1.63 \cdot 10^{-2} \cdot 0.3=4.9 \cdot 10^{-3}\text{g}$$

ESERCIZIO 7

La concentrazione letale di alcool etilico nel sangue è stimata in 0.007g/ml di sangue. Quale volume di un superalcolico a 40° (40% in volume di alcool etilico) corrisponde alla dose letale per un individuo il cui volume totale di sangue sia 7 l? (La densità dell'alcool etilico è 0.8g/ml. Si assuma che il 15% dell'alcool ingerito viene assorbito nel sangue.)

$$0,007 \text{ g/ml} \cdot 7 \text{ L} = 49 \text{ g di } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \text{ letale}$$


Dalla densità ricaviamo il volume a cui corrispondono 49 g
 $49\text{g}/0.8\text{gml}^{-1}=61.25\text{ml}$

Nel caso del superalcolico la soluzione è al 40% in volume quindi il volume del superalcolico sarà: $40 : 100 = 61,25 : x$

$$61.25\text{ml}/0.4=153\text{ml}$$

$$153 : x = 15 : 100$$

$$153\text{ml}/0.15=1020\text{ml dose letale di superalcolico al 40\%}$$

ESERCIZIO 8

Calcolare la molarità (M) di una soluzione ottenuta aggiungendo a 0.5 l di H₂O, 50 ml di una soluzione di NH₃ al 26% in peso, la cui densità è 1.2g/ml.

(PM=17)

$$M=n/V \quad n=g/PM$$

50 mL di soluzione di NH₃ pesano : $50\text{mL} \cdot 1.2\text{g/ml} = 60\text{g}$

Di cui $60 \cdot 0.26 = 15.6 \text{ g}$ sono di NH₃

$$M = \frac{15.6}{17 \cdot (0.5 + 0.05)} = 1.65$$

-NORMALITA'-

Si definisce **normalità** di una soluzione (**N**) il numero di equivalenti (n_{eq}) di soluto contenuti in 1 litro di soluzione

$$N = \frac{n_{eq}}{V}$$

Il **numero di equivalenti** è dato dal rapporto fra quantità della specie espressa in grammi e il suo peso equivalente (P.E.)

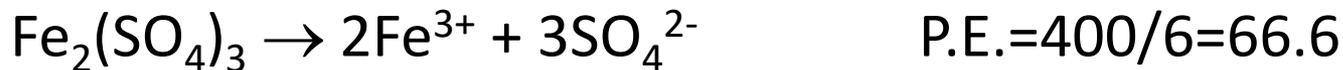
$$n_{eq} = \frac{g}{P.E.}$$

Il **peso equivalente** (P.E.) è dato dal rapporto fra P.M. della specie e:

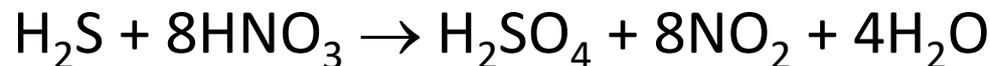
1. Il numero di H^+ che può cedere/accettare:



2. Il numero totale di cariche che si hanno nella dissociazione:



3. Il numero totale di elettroni scambiati nelle reazioni redox:



n° di ossidazione di N: da 5 a 4

n° di ossidazione di S: da -2 a 6

$$P.E._{HNO_3}=63/1=63$$

$$P.E._{H_2S}=34/8=4.2$$

- ESEMPI DI CALCOLO DI N -



$$\text{P.E.} = \text{PM}/2 = 98/2 = 49$$

$$N = \frac{\text{g}}{\text{P.E.} \cdot V} = \frac{49}{49 \cdot 1} = 1\text{N}$$

$$M = \frac{\text{g}}{\text{P.M.} \cdot V} = \frac{49}{98 \cdot 1} = 0.5\text{M}$$



$$\text{P.E.} = \text{PM}/1 = 40$$

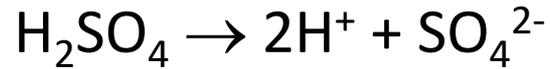
$$N = \frac{\text{g}}{\text{P.E.} \cdot V} = \frac{40}{40 \cdot 1} = 1\text{N}$$

$$M = \frac{\text{g}}{\text{P.M.} \cdot V} = \frac{40}{40 \cdot 1} = 1\text{M}$$

$$N = \frac{\text{neq}}{V}$$
$$\text{neq} = \frac{g}{\text{P.E.}}$$
$$\text{P.E.} = \frac{\text{PM}}{x}$$

ESERCIZIO 1

Calcolare la normalità di 11.72 g di H_2SO_4 (PM=98) in 2 l.



$$\text{P.E.} = \frac{\text{P.M.}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

$$n_{\text{eq}} = \frac{11.72}{49} = 0.239$$

$$N = \frac{0.239}{2} = 0.119$$

ESERCIZIO 2

Quanti grammi di KOH sono necessari per la completa neutralizzazione di 100 ml di HCl 0.8N?

($PM_{\text{KOH}}=56.1$)

$$N = \frac{n_{\text{eq}}}{V}$$

$$n_{\text{eq}} = N \times V = 0.8 \times 0.1 = 0.08$$



$$P.E. = \frac{g}{P.E.} \Rightarrow g_{\text{KOH}} = P.E. \times n_{\text{eq}} = 56.1 \times 0.08 = 4.48\text{g}$$

ESERCIZIO 3

Quanti grammi di KOH sono necessari per preparare 500 ml di una soluzione 0.4N?

($PM_{\text{KOH}}=56.1$)

$$n_{\text{eq}} = N \cdot V = 0.4 \cdot 0.5 = 0.2$$

per KOH $PM=P.E.$

$$g = n_{\text{eq}} \cdot P.E. \quad \Rightarrow \quad g = 0.2 \cdot 56.1 = 11.2\text{g}$$

ESERCIZIO 4

Quanti grammi di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ sono necessari per preparare 100ml di una soluzione 1N?

($\text{PM}_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 171.3$)



$$\text{P.E.} = \frac{\text{P.M.}}{2} = \frac{171.3}{2} = 85.6$$

$$N = \frac{n_{\text{eq}}}{V} = \frac{g}{\text{P.E.} \times V} \Rightarrow N \times \text{P.E.} \times V = 1 \times 85.6 \div 0.1 = 8.56\text{g}$$

ESERCIZIO 5

Se 12 grammi di NaOH sono necessari per neutralizzare 400ml di una soluzione di HCl, qual è la normalità della soluzione di HCl?

($PM_{\text{NaOH}}=40$)

Neutralizzare \Rightarrow $n_{\text{eqNaOH}}=n_{\text{eqHCl}}$

$P.E._{\text{NaOH}}=PM_{\text{NaOH}}=40$

$$n_{\text{eq}} = \frac{12}{40} = 0.3$$

0.3 equivalenti di NaOH neutralizzano 0.3 equivalenti di HCl

$$N_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{eq}}}{V} = \frac{0.3}{0.4} = 0.75\text{N}$$

ESERCIZIO 6

Si ha a disposizione una soluzione acquosa di fosfato di sodio 0.5M.
Calcolare quanti millilitri di acqua bisogna aggiungere a 5mL di questa
soluzione affinché la concentrazione finale risulti 0.2N.

(P.A.: O=16, N=23, P=32)



$$C_1V_1=C_2V_2$$

$$N = M \cdot n_{\text{eq}}$$

$$N = 0.5 \cdot 3 = 1.5\text{N}$$

$$1.5 \cdot 5 = 0.2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{1.5 \cdot 5}{0.2} = 37.5\text{ml}$$

37.5ml – 5ml = 32.5 ml di H₂O da aggiungere

ESERCIZIO 7

Si ha a disposizione una soluzione acquosa di solfato di potassio 0.75M. Calcolare quanti millilitri di acqua bisogna aggiungere ad un millilitro di questa soluzione affinché la concentrazione risulti 0.2N.

(P.A. : K=39, S=32, O=16)

$$\text{K}_2\text{SO}_4 \quad 0.75\text{M} = 1.5\text{N}$$

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$1.5\text{N} \cdot 1\text{ml} = 0.2\text{N} \cdot x$$

$$x = 7.5\text{ml}$$

$$7.5\text{ml} - 1\text{ml} = 6.5 \text{ ml di H}_2\text{O da aggiungere}$$

Altri esercizi

ESERCIZIO 1

Calcolare la molarità di una soluzione 3 molale di ammoniaca ($PM_{\text{NH}_3} = 17 \text{ g/mol}$) la cui densità è $0,98 \text{ g/ml}$.

$$M = \frac{g_{\text{soluto}} / PM}{V_{\text{soluzione}}}$$

$$m = \frac{g_{\text{soluto}} / PM}{Kg_{\text{solvente}}}$$

Dalla molalità sappiamo che $3 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = 51 \text{ g}_{\text{ soluto}}$

$$g_{\text{ soluzione}} = 1000 \text{ g}_{\text{ solvente}} + 51 \text{ g}_{\text{ soluto}}$$

$$d = \frac{g}{V} \quad V = \frac{g}{d} = \frac{1051 \text{ g}}{0,98 \text{ g}} \times \text{ml} = 1072,44 \text{ ml}$$

$$M = \frac{3 \text{ moli}}{1,072 \text{ L}} = 2,8 \text{ M}$$

ESERCIZIO 2

Calcolare la molalità di una soluzione 8,02 M di ammoniaca ($PM_{\text{NH}_3} = 17$ g/mol) la cui densità è 0,89 g/ml.

$$M = \frac{g_{\text{soluto}} / PM}{V_{\text{soluzione}}}$$

$$m = \frac{g_{\text{soluto}} / PM}{Kg_{\text{solvente}}}$$

Dalla Molarità sappiamo che $8,02 \times 17 = 136,34$ g soluto

$$g = d \times V = 1000 \text{ ml} \times 0,89 \text{ g/ml} = 890 \text{ g}$$

$$g_{\text{solvente}} = 890 \text{ g}_{\text{soluzione}} - 136,34 \text{ g}_{\text{soluto}} = 753,66 \text{ g}_{\text{solvente}}$$

$$m = \frac{8,02 \text{ moli}}{0,753 \text{ Kg}} = 10,64 \text{ m}$$

- 4) Quanti mL di una soluzione di HCl al 14 % peso/peso ($d = 1,18 \text{ g/mL}$) e' necessario prelevare per preparare 500 mL di una soluzione 0,5 M?
- 5) Qual e' la molarita' di una soluzione 4 m di acido solforico ($d = 1,06 \text{ g/mL}$)?
- 6) Calcolare la frazione molare del glucosio presente nella soluzione al 5% peso/volume ($d = 1,03 \text{ g/mL}$). Nota: questa e' la soluzione isotonica glucosata usata per le infusioni endovenose.
- 7) Una soluzione preparata disciogliendo 1 g di un soluto in 100 mL di acqua presenta una pressione osmotica di 2,7 atm a 25 C. Determinare il peso molecolare del soluto.
- 8) Qual e' la concentrazione in % peso/peso in una soluzione 2 M di NaCl ($d = 1,1 \text{ g/mL}$)?

4) Quanti mL di una soluzione di HCl al 14 % peso/peso ($d = 1,18 \text{ g/mL}$) e' necessario prelevare per preparare 500 mL di una soluzione 0,5 M?

Convertiamo la concentrazione in molarità:

1 L pesa 1180 g; di questi 14/100 sono HCl.

1 L contiene $1180 \times 0,14 = 165 \text{ g}$ di HCl

$$165 / 35,5 = 4,65 \text{ M}$$

$$n = C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$V_1 = C_2 \times V_2 / C_1 = 0,5 \times 0,5 / 4,65 = 0,0537 \text{ L} = 53,7 \text{ mL}$$

ESERCIZIO 7

Una soluzione preparata disciogliendo 1 g di soluto in 100 mL di acqua presenta una pressione osmotica di 2,7 atm a 25 ° C. Determinare il peso molecolare del soluto.

$$\Pi = CRT$$

$$T = 25^{\circ} \text{ C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$C = n/V = \pi / RT$$

$$n = \pi V / RT$$

$$g/PM = \pi V / RT$$

$$PM = g RT / \pi V$$

$$PM = 1 \cdot 0,0821 \cdot 298 / 2,7 \cdot 0,1 = 90,6$$

9) Un composto presenta la seguente composizione percentuale in peso: C=54,5%; H=9,1%; O=36,4%. Qual e' il peso molecolare minimo? Lo stesso composto disciolto in acqua alla concentrazione di 15 g/L presenta una pressione osmotica di 4,2 atm a 25 C. Qual e' il peso molecolare effettivo?

10) Qual e' la pressione di vapore saturo della soluzione fisiologica (NaCl 0,9 g/dL) a 37 C (P_{H_2O} a 37 C = 44 mmHg).

<https://forms.gle/NE5tfoAeUxp1KUNdA>