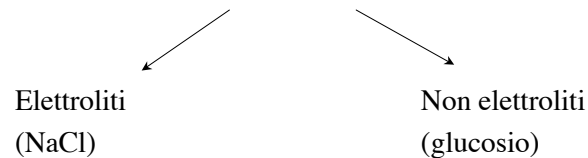


Soluzioni

Le soluzioni acquose sono un caso particolare delle soluzioni in fase liquida:

- Il **solvente** è H_2O
- I **soluti** possono essere divisi in due classi:



- Gli elettroliti messi in soluzione danno luogo a formazione di ioni
- I non elettroliti non formano specie ioniche in soluzione.

Definizioni

Si definisce **soluzione** una miscela omogenea di 2 o più componenti occupanti la stessa fase.

Una soluzione può essere in:

- Fase **solida** (leghe metalliche)
- Fase **liquida** (gas+liquido, liquido+liquido, solido+liquido)
- Fase **gassosa** (miscela gassosa)

In una soluzione in **fase liquida** distinguiamo:

- **Solvente** (componente liquido più abbondante)
- **Soluto** (uno o più componenti minori)

Unità di concentrazione

Le proprietà delle soluzioni dipendono dalle **quantità relative** delle sostanze che le compongono \Rightarrow bisogna specificare **quantitativamente** la composizione di una certa soluzione

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

Le unità di concentrazione possono essere divise in due gruppi

- | | |
|---|--|
| <ul style="list-style-type: none"> • Basato sul rapporto tra peso del soluto (g, n, eq) e peso del solvente o della soluzione • Indipendente da T | <ul style="list-style-type: none"> • Basato sul rapporto tra peso del soluto (g, n, eq) e volume della soluzione • Dipendente da T |
| ↓ | ↓ |
| <ul style="list-style-type: none"> • Percentuale in peso • Frazione molare • Molalità | <ul style="list-style-type: none"> • Molarità • Normalità • Percentuale in Volume |

Unità del secondo gruppo
 (peso solvente / volume soluzione)
 (dipendente da T)

- **Composizione percentuale in volume**
 $(\%)_v = \text{g di soluto in } 100\text{ml di soluzione}$

- **Molarità**

moli di soluto contenute in 1l di soluzione $\Rightarrow M = \frac{n}{V} = \frac{g}{PM \cdot V_{(l)}}$

Es.:

- 1 mole di soluto in 1l di soluzione \Rightarrow soluzione 1M
- 0.5 moli di soluto in 1l di soluzione \Rightarrow soluzione 0.5M
- 0.5 moli di soluto in 0.5l di soluzione \Rightarrow soluzione 1M

- **Normalità**

Numero di equivalenti di soluto contenuti in 1l di soluzione $\Rightarrow N = \frac{n_{eq}}{V_{(l)}} = \frac{g}{P.E. \cdot V_{(l)}}$

Il peso equivalente di una sostanza dipende dalla reazione che si considera:

P.E. di un acido: PM/numero H⁺ dissociabili

P.E. di una base: PM/n. OH⁻ dissociabili

Unità del primo gruppo
 (peso solvente / peso soluzione)
 (indipendente da T)

- **Composizione percentuale in peso**
 $(\%)_p = \text{g di soluto in } 100\text{g di soluzione}$

- **Frazione molare**

Rapporto tra numero di moli del soluto e numero di moli totali $\Rightarrow x_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$

- **Molalità**

Numero di moli di soluto disciolte

in 1000g di solvente \Rightarrow

$$m = \frac{n}{Kg} = \frac{n \cdot 1000}{g_{solv}} = \frac{g_{soluto}}{PM} \cdot \frac{1000}{g_{solvente}}$$

In caso di soluzioni acquose diluite, molalità = molarità, infatti 1000g di H₂O occupano 1l e per soluzioni diluite il volume del solvente è praticamente uguale al volume della soluzione.

Diluizioni

- In una diluizione la quantità di soluto (n_{soluto}) rimane invariata
- Il prodotto tra la concentrazione e il volume di soluzione rimane invariato

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad \Rightarrow \quad V_2 = C_1 V_1 / C_2$$

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

Se si chiede di calcolare la concentrazione finale di una soluzione ottenuta mescolando due soluzioni a diversa concentrazione, allora bisogna risolvere il seguente sistema di equazioni di primo grado:

$$\begin{cases} V_f C_f = (V_1 C_1) + (V_2 C_2) \\ V_f = V_1 + V_2 \end{cases}$$

$$\Downarrow$$

$$(V_1 + V_2) C_f = (V_1 C_1) + (V_2 C_2) \quad \Rightarrow \quad C_f = \frac{(V_1 \cdot C_1) + (V_2 \cdot C_2)}{V_1 + V_2}$$

Solubilità 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:

$$c = kP_i$$

dove: c = conc. del gas nel liquido

P_i = pressione del gas sul liquido

k = coefficiente di solubilità

- 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.

Esercizio 2

Calcolare la molalità di una soluzione di acido solforico (H_2SO_4 , $PM=98$) all'11% in peso.

La percentuale in peso ci dice che 100g di soluzione contengono 11g di acido solforico e quindi il solvente sarà:

$$100g - 11g = 89g$$

Applichiamo:
$$m = \frac{g_{soluto}}{PM} \cdot \frac{1000}{g_{solvente}}$$

Quindi:
$$m = \frac{g_{soluto}}{PM} \cdot \frac{1000}{g_{solvente}} = \frac{11 \cdot 1000}{98 \cdot 89} = 1.26m$$

Esercizio 1

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

Applichiamo la definizione di Molarità:
$$M = \frac{n}{V} = \frac{g}{PM \cdot V}$$

E ricaviamo il volume:
$$V = \frac{g}{PM \cdot M}$$

Quindi:
$$V = \frac{g}{PM \cdot M} = \frac{20}{84 \cdot 0.5} = 0.476l = 476ml$$

Esercizio 3

La densità dello ione Na^+ nel siero del sangue umano è di 3.4g/l.

Calcolare la molarità. (P.A.= 23)

Ricordando che la densità è data dal rapporto:
 $d = g/V$

e riarrangiando la definizione di Molarità:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{g}{PM \cdot V} = \frac{d}{PM}$$

otteniamo:
$$M = \frac{d}{PM} = \frac{3.4}{23} = 0.148M$$

Esercizio 4

Quale deve essere la molarità di una soluzione di ammoniaca (NH_3) affinché 700ml di questa aggiunti a 300ml di ammoniaca 0.2M diano luogo ad una soluzione 0.12M?

Siamo di fronte al mescolamento di due soluzioni a diverse concentrazioni dello stesso soluto, quindi applichiamo:

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

Quali dati abbiamo?

$$\begin{array}{lll} C_1=? & C_2=0.2M & C_3=0.12M \\ V_1=0.7l & V_2=0.3l & V_3=V_1+V_2=1l \end{array}$$

Sostituiamo e troviamo l'incognita:

$$C_1 = \frac{(V_3 \cdot C_3) - (C_2 \cdot V_2)}{V_1} = \frac{0.12 - 0.06}{0.7} = 8.57 \cdot 10^{-2} M$$

Esercizio 6

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

Per la legge di Henry, la concentrazione di soluto e la pressione sono direttamente proporzionali, perciò possiamo scrivere la seguente proporzione:

$$0.0163g : 1atm = x : 0.3atm$$

Quindi possiamo ricavare l'incognita:

$$x = 0.0163 \cdot 0.3 = 4.89 \cdot 10^{-3}g$$

Esercizio 5

La frazione molare dell'azoto in una miscela gassosa è 0.8. Tale miscela esercita una pressione di 3 atm su una fase liquida sottostante. Quanti ml di N_2 si scioglieranno nella fase liquida se il suo coefficiente di solubilità è 18.2ml per 1atm?

Per la legge di Henry, la quantità di gas che si scioglie in un liquido è data da:

$$c = kP_i$$

$$P_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{tot}} = 0.8 \cdot 3 = 2.4atm$$

Quindi la concentrazione di N_2 in acqua sarà:

$$c = \frac{18.2ml \cdot 2.4atm}{atm} = 43.68ml$$

Esercizio 7

La concentrazione letale di alcool etilico nel sangue è stimata in 0.007g/ml di sangue. Sapendo che la densità dell'alcool etilico è 0.8g/ml e solo il 15% dell'alcool ingerito viene assorbito nel 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 di 7l?

$$d=g/V \Rightarrow g = d \cdot V = 0.007g/ml \cdot 7000ml = 49g$$

$$\Rightarrow \text{Dose letale di alcool} = 49g \text{ per } 7l \text{ di sangue}$$

Calcoliamo il volume di alcool in cui è sciolta la dose letale:

$$V = g/d = 49g / 0.8g/ml = 61.25ml$$

Calcoliamo il volume di alcool letale in una soluzione al 40%:

$$61.25 / 0.4 = 153.125ml$$

Calcoliamo infine il volume di superalcolico al 40% letale nel sangue:

$$153.125 / 0.15 = 1020.83ml$$

Normalità

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

$$N = n_{\text{eq}} / V_{(l)}$$

- Il numero di equivalenti è dato dal rapporto tra quantità della specie espressa in grammi e il suo peso equivalente

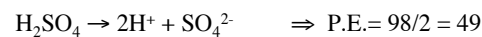
$$n_{\text{eq}} = g / \text{P.E.}$$

- Il grammo equivalente corrisponde al peso in grammi pari al valore del P.E.
- $\text{P.E.} = \text{PM} / x$

Esercizio 1

Calcolare la normalità e la molarità di una soluzione di acido solforico (H_2SO_4) ottenuta sciogliendo 49g dello stesso in 1l di acqua.

(P.M.=98)



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

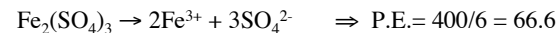
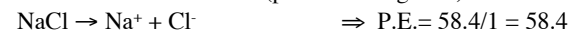
$$M = \frac{g}{\text{PM} \cdot V} = \frac{49}{98 \cdot 1} = 0.5M$$

Il peso equivalente (P.E.) è dato dal rapporto tra il PM della specie e una delle seguenti categorie (x):

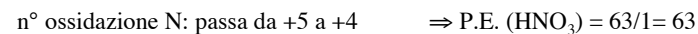
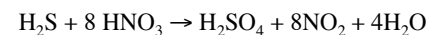
- Numero di H^+ che una sostanza può cedere o accettare



- Numero totale di cariche (positive o negative) che si hanno nella dissociazione



- Numero di elettroni scambiati nelle reazioni redox



Esercizio 2

Calcolare la normalità e la molarità di una soluzione di soda caustica (NaOH) ottenuta sciogliendo 40g della stessa in 1l di acqua.

(P.M.=40)

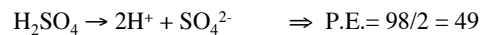


$$N = \frac{g}{\text{P.E.} \cdot V} = \frac{40}{40 \cdot 1} = 1N$$

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

Esercizio 3

11.72g di acido solforico vengono sciolti in 2l di acqua. Calcolare la normalità.
(P.M.=98)



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

$$N = 0.239 / 2 = 0.119\text{N}$$

Esercizio 5

Quanti grammi di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ sono necessari per preparare 100ml di una soluzione
1N? (PM = 171.3)



$$g = \text{P.E.} \cdot N \cdot V = 85.6 \cdot 1 \cdot 0.1 = 8.56\text{g}$$

Esercizio 4

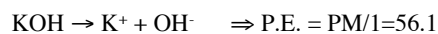
Quanti grammi di KOH sono necessari per la completa neutralizzazione di 100ml
di HCl 0.8N?

(P.M._{KOH} = 56.1)

In una reazione acido-base, si ha la neutralizzazione quando il n_{eq} di acido e n_{eq}
di base sono uguali:

$$n_{\text{eq}}(\text{acido}) = n_{\text{eq}}(\text{base})$$

$$n_{\text{eq}}(\text{HCl}) = N \cdot V = 0.8 \cdot 0.1 = 0.08$$



$$g = \text{P.E.} \cdot n_{\text{eq}} = 56.1 \cdot 0.08 = 4.49\text{g}$$

Esercizio 6

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

(P.M._{NaOH} = 40)

$$\text{Neutralizzazione} \Rightarrow n_{\text{eq}}(\text{NaOH}) = n_{\text{eq}}(\text{HCl})$$



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

0.3 equivalenti di NaOH neutralizzano 0.3 equivalenti di HCl

↓

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

Esercizio 7

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

(P.M.=17)

50ml di una soluzione al 26% di NH₃ pesano:

$$g = d \cdot V = 1.2 \cdot 50 = 60g$$

$$\text{Di questi 60g solo il 26\% sono di NH}_3 \Rightarrow g_{\text{NH}_3} = 60 \cdot 0.26 = 15.6g$$

$$V_{\text{tot}} = (0.5 + 0.05)l = 0.55l$$

↓

$$M = \frac{g}{PM \cdot V} = \frac{15.6}{17 \cdot (0.55)} = 1.67M$$

Esercizio 8

Nel corso di una prova di funzionalità renale si raccoglie l'urina di 1h e si misura il contenuto di inulina, un tracciante renale, che risulta essere pari a 75mg.

La concentrazione plasmatica del tracciante era 1mg%.

Calcolare il volume di plasma filtrato dai reni in un minuto.

$$[\text{Inulina}]_{\text{plasma}} = 1\text{mg\%} = 1\text{mg}/100\text{ml} = 0.01\text{mg/ml}$$

$$[\text{Inulina}]_{\text{urina}} = 75\text{mg}/1\text{h} \Rightarrow \text{in 1min: } 75/60 = 1.25\text{mg/min}$$

$$C (\text{\%peso/volume}) = \text{Peso(inulina)} / V(\text{soluzione})$$

$$\text{L'incognita è } V/\text{min} \Rightarrow V_{\text{min}} = \frac{[I]_{\text{plasma}}}{[I]_{\text{urina}}} = \frac{1.25\text{mg/min}}{0.01\text{mg/ml}} = 125\text{ml/min}$$

Oppure:

$$M = \frac{\% \cdot d \cdot 1000}{PM} = \frac{0.26 \cdot 1.2 \cdot 1000}{17} = 18.35M$$

$$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow C_2 = \frac{C_1V_1}{V_2} = \frac{18.35 \cdot 50}{550} = 1.67M$$