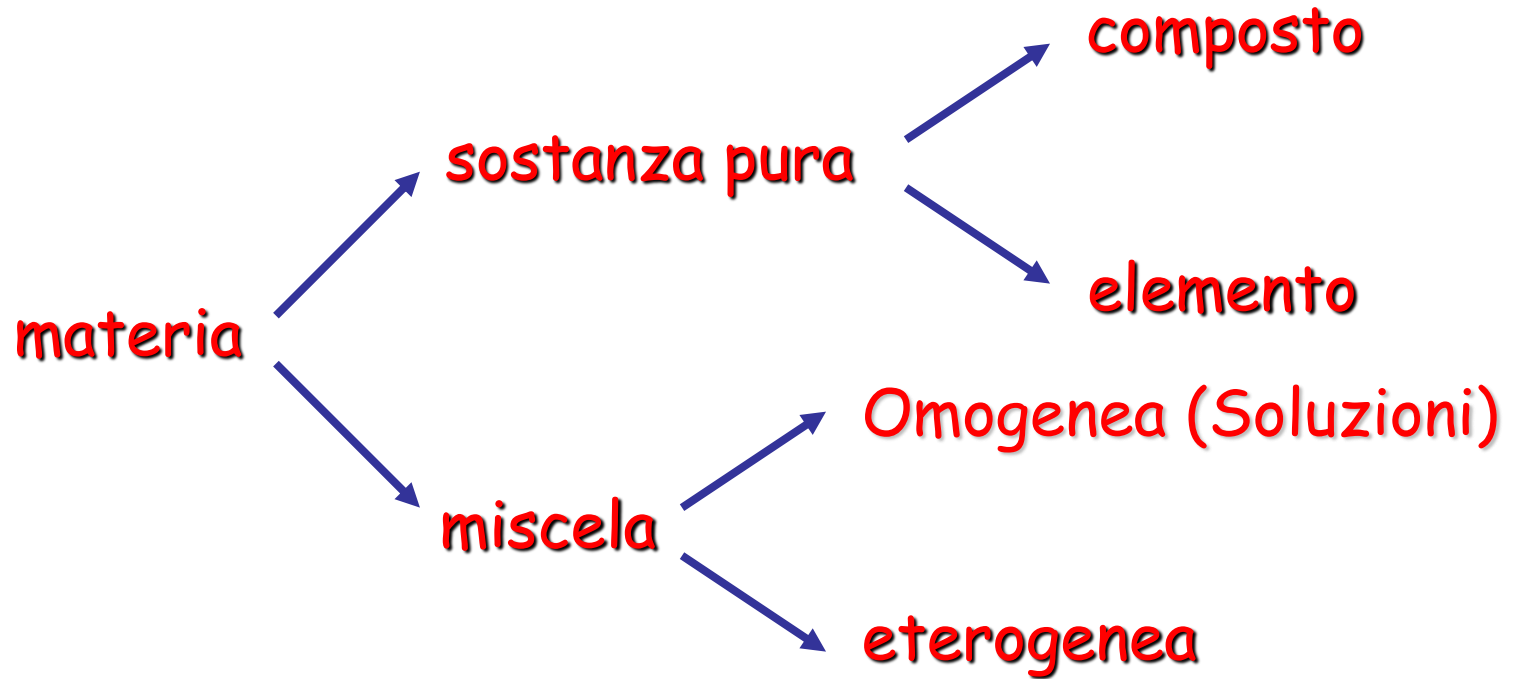


Classificazione della materia



Definizione di Soluzione

Una soluzione è il prodotto della dispersione omogenea delle molecole (atomi o ioni) di una sostanza solida, liquida o gassosa nelle molecole (atomi o ioni) di almeno un'altra sostanza che può essere a sua volta solida, liquida o gassosa, e nella quale non è possibile in alcun modo distinguere le particelle elementari dei diversi componenti né ad occhio nudo né con un microscopio.

E' un sistema monofasico!

Miscela omogenea (Soluzioni)



Le proprietà intensive del sistema sono omogenee nel suo interno e diverse da quelle dei costituenti.



Composizione variabile ed i costituenti si possono separare con metodi fisici.

Miscela eterogenea



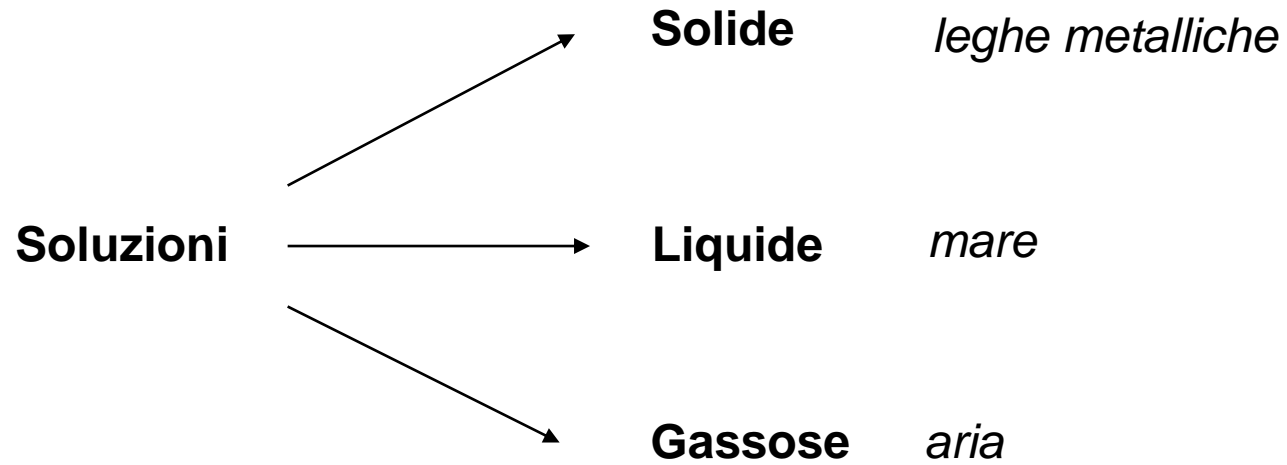
Le proprietà intensive del sistema non sono omogenee nel suo interno perché ognuno dei costituenti mantiene le sue proprietà iniziali inalterate nel sistema miscela.



Composizione variabile ed i costituenti si possono separare con metodi fisici.

Nota: In un composto puro la composizione è costante rispetto agli elementi costituenti, che non possono essere separati con metodi fisici. Un composto individua una sostanza con una propria identità chimica diversa da quella degli elementi costituenti.

Stato di Aggregazione



Soluzioni gassose

I gas sono miscibili tra loro completamente ed in qualunque proporzione e danno sempre soluzioni omogenee.

Legge di Dalton delle pressioni parziali

La pressione esercitata da una soluzione gassosa in un recipiente di volume (V) a temperatura (T), è la somma delle pressioni che i singoli gas costituenti la soluzione eserciterebbero nelle stesse condizioni di temperatura occupando da soli il volume a disposizione dell'intera miscela, cioè è la somma delle pressioni parziali dei singoli componenti.

$$P_{\text{soluzione}} = \sum_{i=1}^a p_i \text{ (pressioni parziali)}$$

(a numero di componenti la miscela)

$$P_i = P \chi_i$$

Legge di Amagat dei volumi parziali (Émile-Hilaire Amagat 1841-1915)

Il volume totale V di una miscela di gas è uguale alla somma dei volumi parziali dei singoli componenti.

Il volume parziale è quello che ogni gas componente la miscela occuperebbe se si trovasse da solo alla stessa temperatura della miscela ed alla stessa pressione totale della miscela.

$$V_{\text{soluzione}} = \sum_{i=1}^a v_i \text{ (volumi parziali)}$$

(a numero di componenti la miscela)

$$V_i = V \chi_i$$

Soluzioni solide (Leghe metalliche)

Una lega è la soluzione omogenea allo stato solido di un metallo in un altro metallo o di un elemento in un metallo.

Gli atomi di un metallo possono sostituirsi a quelli dell'altro metallo nel reticolo cristallino.

Le proprietà delle leghe sono diverse da quelle dei metalli di partenza.

Acciaio (ferro-carbonio)

Ottone (rame-zinco)

Bronzo (rame-stagno)

Soluzioni di un liquido in un liquido

Anche nel caso di mescolamento di due liquidi può accadere che si ottengano miscele omogenee e quindi soluzioni.

Nel caso di formazione di soluzioni si parla di miscibilità dei liquidi e si possono avere:

Liquidi miscibili in tutti i rapporti

Liquidi parzialmente miscibili

Liquidi immiscibili (sistema eterogeneo)

Soluzioni di gas nei liquidi

La quantità di gas massima che si discioglie in un liquido (solubilità) ad una certa temperatura aumenta con la pressione esercitata dal gas sulla superficie del liquido.

La quantità massima di gas che si può disciogliere in un liquido (solubilità) diminuisce all'aumentare della temperatura.

Definizioni

- Soluto** → o fase dispersa: sostanza presente in quantità minore nella soluzione.
- Solvente** → o fase disperdente: sostanza presente in quantità maggiore nella soluzione.
- Solubilità** → quantità massima di soluto che si discioglie in una data quantità di solvente ad una T prefissata.

Definizione alternativa di solvente:

Quando le sostanze costituenti una soluzione hanno allo stato puro differente stato di aggregazione nelle condizioni ambientali, si può definire solvente la sostanza che conserva il suo stato di aggregazione nella soluzione.

Esempio: l'aria che respiriamo è costituita da diversi gas, principalmente azoto, l'umidità nell'aria è acqua che nella soluzione si trova allo stato gassoso ma come sostanza pura nelle stesse condizioni ambientali è un liquido.

Una soluzione risulta caratterizzata quando si conoscono il solvente, i soluti ed il loro rapporto quantitativo cioè la concentrazione.

La concentrazione è una grandezza che esprime le quantità relative dei componenti che costituiscono una soluzione.

Solubilità

Si definisce **solubilità** la quantità massima di soluto che si discioglie in una data quantità di solvente ad una temperatura prefissata.

Alternativamente:

La **solubilità** è la quantità di soluto in una data quantità della sua soluzione satura ad una temperatura prefissata.

Terminologia

Concentrazione

Misura delle quantità relative dei componenti di una soluzione.

Solubilità

Quantità massima di soluto che si può disciogliere in una data quantità di solvente ad una temperatura data.

Soluzione satura

Soluzione in cui il soluto ha raggiunto la sua solubilità ed è presente come fase solida (corpo di fondo), il sistema è eterogeneo.

Soluzione sovrassatura

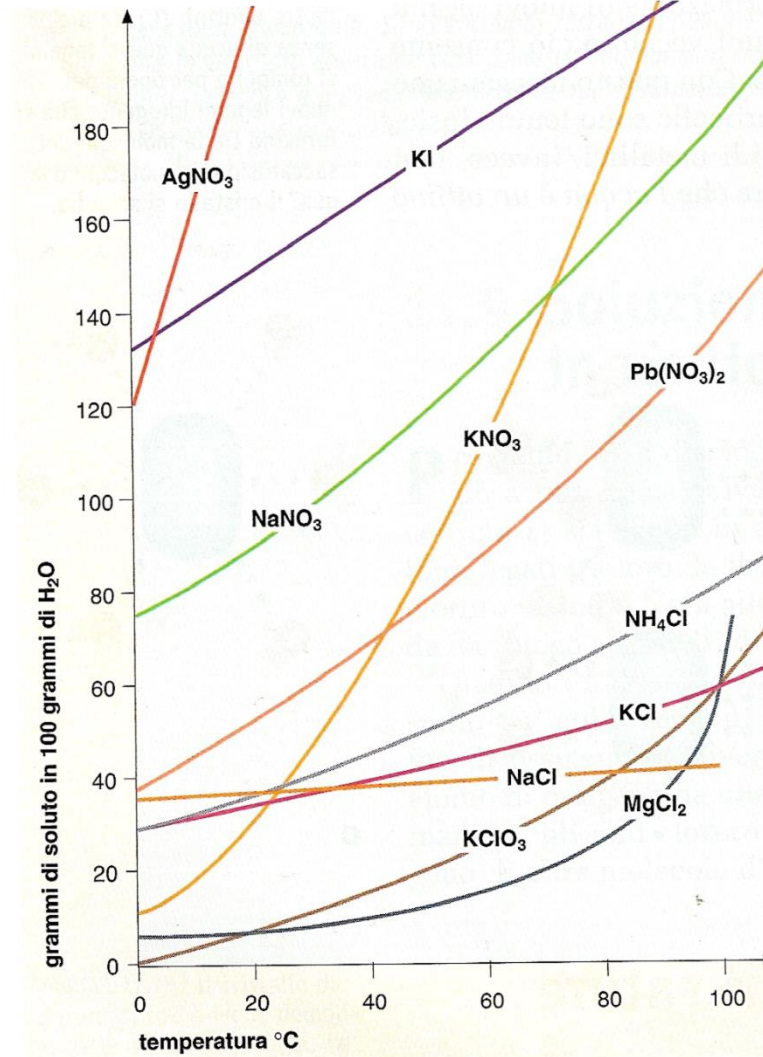
Soluzione in cui il soluto è presente in misura superiore alla sua Solubilità (ma è ancora omogeneo).

Fattori che influenzano la solubilità

Temperatura

Natura del soluto e del solvente

Fattore temperatura



In genere la solubilità aumenta con l'aumentare della temperatura

Soluzioni liquide di un soluto solido

La soluzione è definita **satura** quando il composto solido non riesce più a sciogliersi nel liquido e rimane come corpo di fondo. La quantità di soluto disciolto in una soluzione satura definisce la **solubilità**. Quando il soluto è anch'esso liquido si usa spesso il termine **miscibilità**

In generale la solubilità dipende dalle interazioni tra le molecole/atomi/ioni che costituiscono il soluto e le molecole del solvente ed in particolarità dalla polarità dei due componenti

“Il simile scioglie il simile”

Soluti ionici o polari tendono ad avere solubilità molto alte in solventi polari.

Viceversa, soluti poco polari o non polari hanno solubilità più alte in solventi apolari o poco polari.

La solubilità di un soluto (solido) in un solvente è funzione di:

- forze di interazione tra le molecole del solvente puro
- forza di interazione tra molecole/atomi/ioni che costituiscono il soluto all'interno del suo reticolo cristallino.
- forze di interazione tra le molecole/atomi/ioni del soluto e le molecole del solvente ed in particolarità dalla polarità dei due componenti.

Per avere una buona solubilità, occorre che **l'interazione tra le molecole/atomi/ioni del soluto e le molecole del solvente prevalga (sia più forte) delle interazioni tra le molecole del solvente puro tra loro e delle interazioni tra le molecole/atomi/ioni presenti nel solido**

Solubilizzazione

Il processo di solubilizzazione di un soluto dipende dalla sua interazione, ossia dalla sua **solvatazione**, da parte delle molecole di un solvente. Per avere la dissoluzione di un composto solido, questo tipo di interazione deve essere abbastanza forte da controbilanciare sia le interazioni che ioni, molecole o atomi hanno in un reticolo cristallino, sia le interazioni tra le molecole di solvente nel solvente puro.

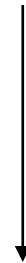
Il simile scioglie il simile

Solventi polari o ionici



Soluti polari o ionici

Solventi apolari



Soluti apolari

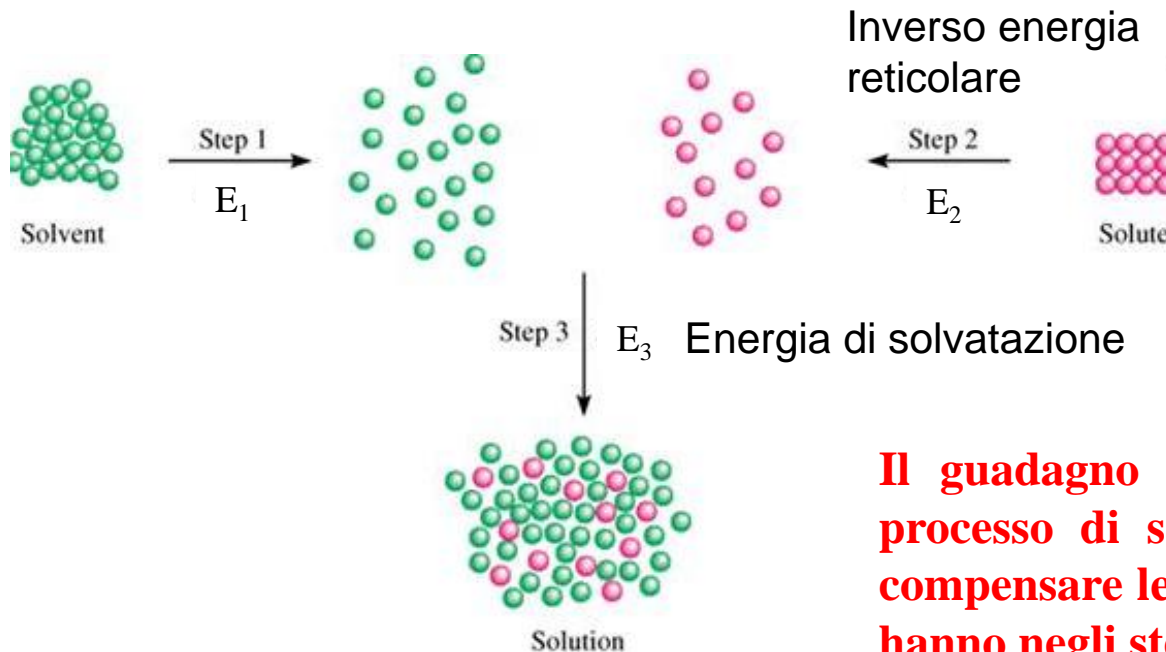
Solubilizzazione

Le energie in gioco:

l'energia relativa all'interazione tra le molecole di solvente puro (E_1 , Step 1)

l'energia relativa all'interazione tra molecole/ioni/atomi nel reticolo cristallino del solido (E_2 , Step 2)

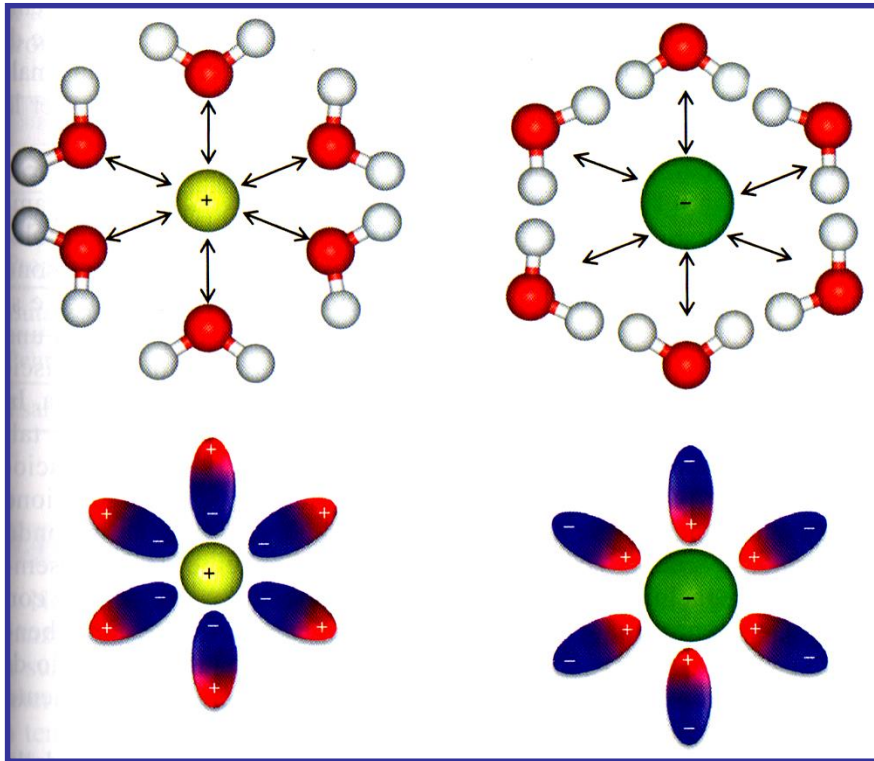
L'energia di interazione tra le molecole di solvente e molecole/ioni/atomi del soluto (**energia di solvatazione**, E_3 Step 3).



Il guadagno energetico che si ha nel processo di solvatazione (step 3) deve compensare le perdite energetiche che si hanno negli step 1 e 2

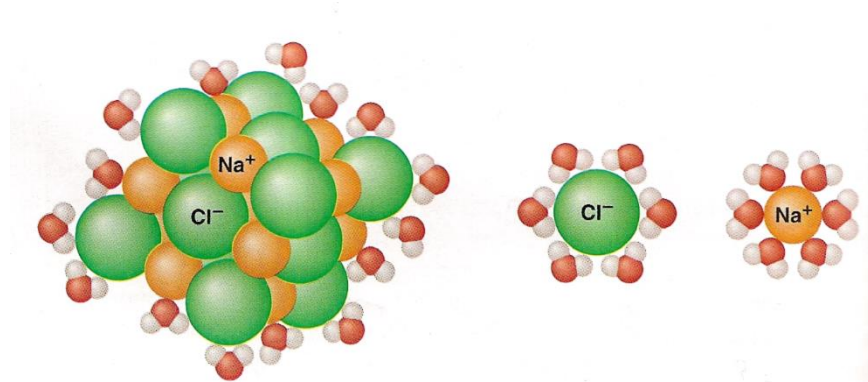
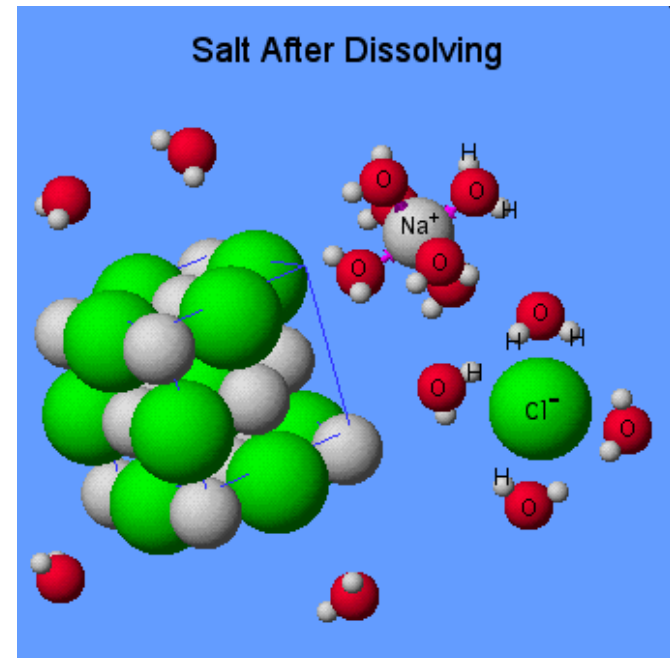
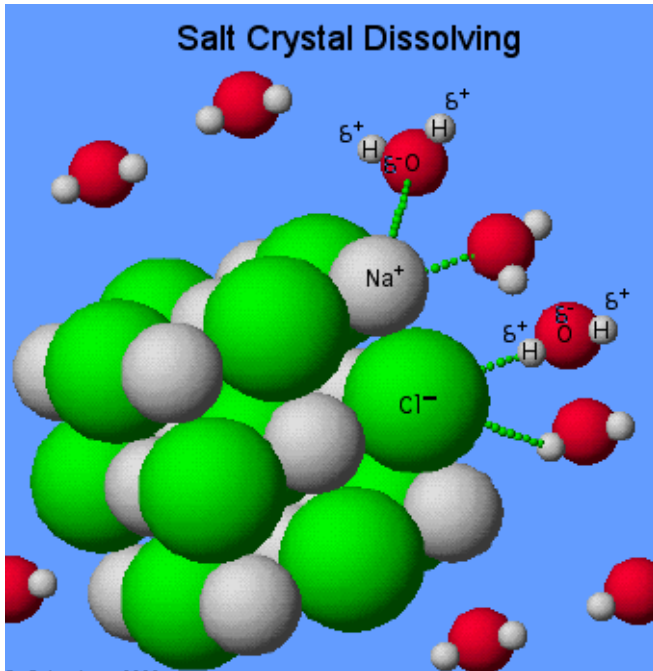
Solubilizzazione di un composto solido ionico

Un solido ionico è caratterizzato da una forte interazione elettrostatica tra cationi ed anioni, organizzati in un reticolo cristallino. Per poter “vincere” questo tipo di interazione occorre un’interazione altrettanto forte che può essere realizzata solo in presenza di un solvente molto polare, come l’acqua.



Rappresentazione della solvatazione (idratazione) di un catione e di un anione da parte di molecole d’acqua attraverso interazioni ione-dipolo

Solubilizzazione di un composto solido ionico in acqua



Rappresentazione del processo di solubilizzazione di un solido ionico

Solubilizzazione di composti solidi poco polari

Soluti poco polari o non polari hanno solubilità più alte in solventi apolari o poco polari, ma sono poco solubili in solventi molto polari

Ad esempio, un solido apolare è costituito da molecole o atomi, organizzate in un reticolo cristallino ma che interagiscono tramite deboli interazioni di Van der Waals.

In questo caso, giocano un ruolo molto importante le interazioni tra le molecole del solvente

Solubilizzazione di composti solidi poco polari

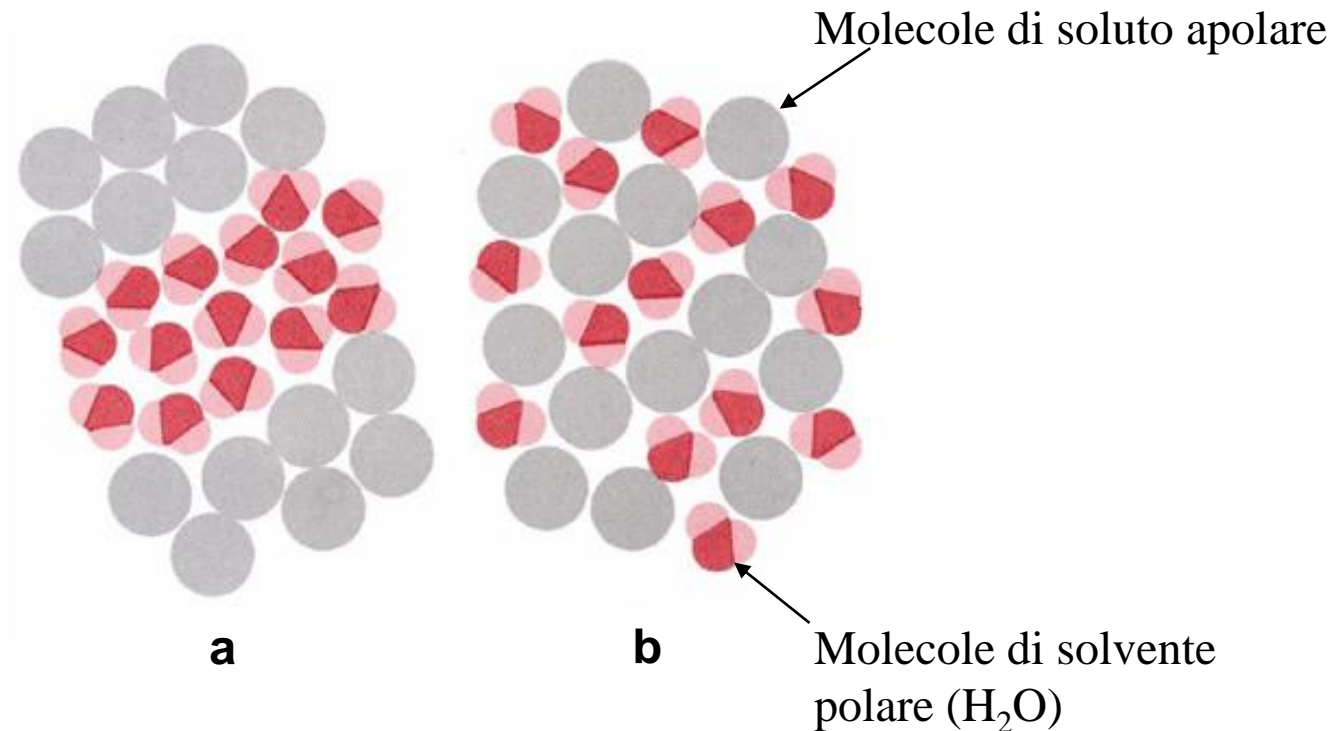
Se il solvente è molto polare, le molecole che lo compongono sono tenute insieme da interazioni dipolo-dipolo (o di legame ad idrogeno) forti.

Le interazioni che si instaurano tra molecole di solvente e molecole di un soluto apolare sono di tipo dipolo-dipolo indotto, anch'esse deboli e in genere **non sufficienti a bilanciare il dispendio energetico derivante dalla perdita delle interazioni tra le molecole o gli atomi nel solido e delle interazioni tra le molecole di solvente puro** .

Per questo motivo **un composto apolare generalmente non si scioglie in solvente polare.**

Viceversa, **un composto apolare tende a sciogliersi in un solvente apolare o poco polare.** Anche se le interazioni tra molecole di soluto e solvente nella soluzione sono deboli, in questo caso le interazioni tra le molecole del solvente puro sono anch'esse deboli.

Solubilizzazione di composti solidi poco polari



La situazione rappresentata in **a** (molecole di soluto non polare e molecole di solvente separate) è più stabile della situazione in **b**, rappresentativa di una soluzione. In **b** si perdono le interazioni tra le molecole di soluto e soprattutto le interazione tra le molecole di solvente, che non vengono compensate dalle interazioni (deboli) tra molecole di solvente e di soluto.

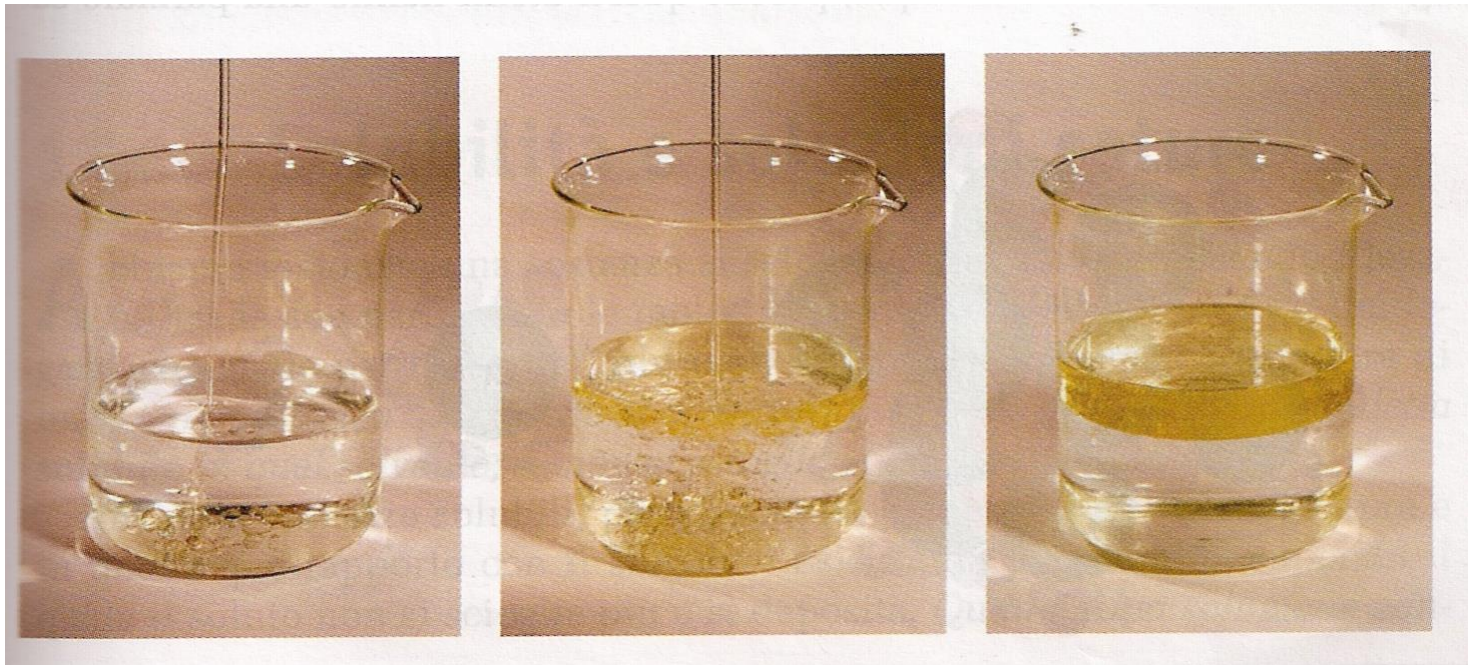
Miscibilità

Considerazioni analoghe valgono nel caso della miscibilità di due liquidi.

Due liquidi sono completamente miscibili quando, mescolati in qualsiasi rapporto, formano un'unica soluzione omogenea

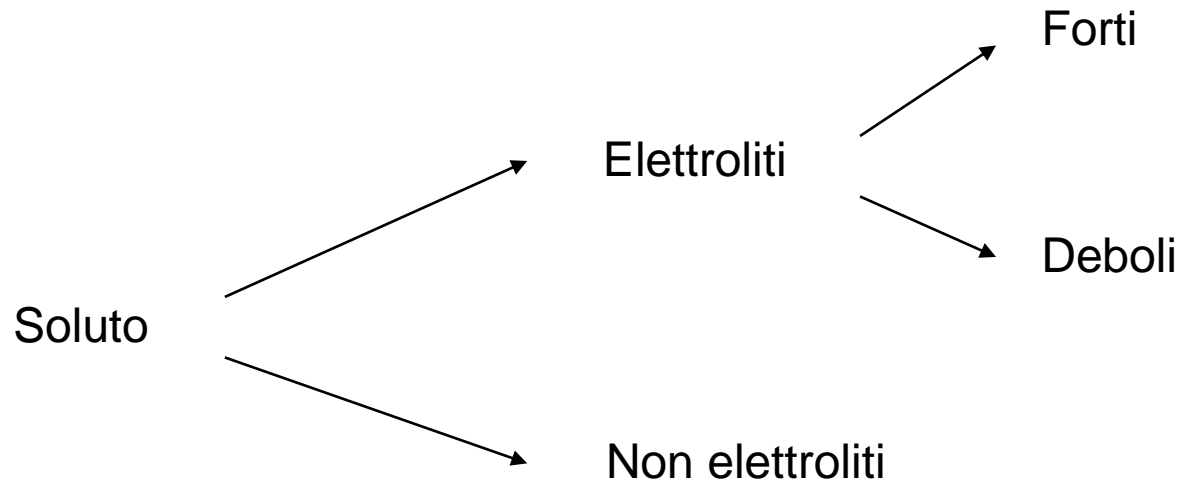
Sono immiscibili quando non si sciolgono l'uno nell'altro e si hanno due strati (fasi) delle due sostanze pure.

Sono parzialmente miscibili quando ciascuno scioglie solo una limitata quantità dell'altro.

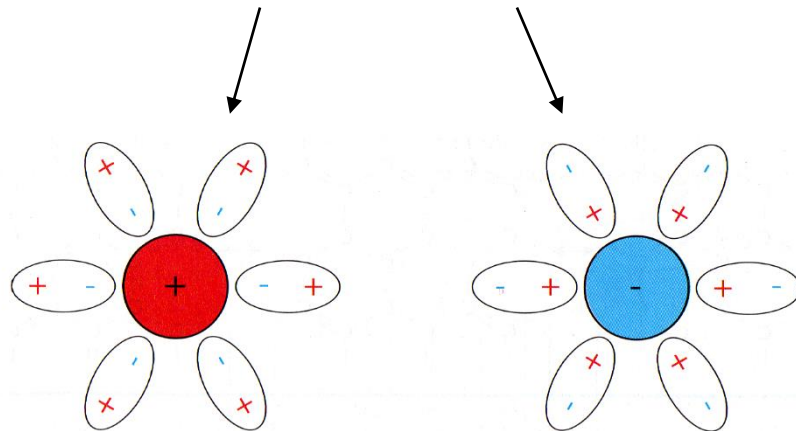
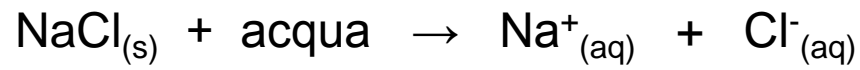


Il sistema bifasico acqua-olio

Soluti in acqua



Dissociazione elettrolitica



Definizioni

- **elettrolita**: soluto che in soluzione si dissocia dando ioni
 - tipici elettroliti sono
 - i sali solubili
 - gli idrossidi dei metalli del 1° e 2° gruppo
 - gli acidi forti (HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4)
 - **elettrolita forte**: elettrolita completamente dissociato in soluzione
 - **elettrolita debole**: elettrolita parzialmente dissociato in soluzione
- **soluzione elettrolitica**: soluzione (tipicamente acquosa) di un elettrolita
 - conduce la corrente elettrica

REGOLE DI SOLUBILITÀ DEI SALI ED IDROSSIDI PIÙ COMUNI

Sono solubili in acqua:

- 1) I sali dei **metalli alcalini** e dello **ione ammonio** (NH_4^+).
- 2) I **nitriti** (NO_2^-), **nitrati** (NO_3^-), **Clorati** (ClO_3^-), **perclorati** (ClO_4^-) ed **acetati** (CH_3COO^-).
(L'acetato di Ag^+ ed il perclorato di K^+ sono moderatamente solubili).
- 3) Gli **alogenuri** (F^- , Cl^- , Br^- , I^-), con eccezione dei sali di Pb^{2+} , Ag^+ ed Hg_2^{2+} ; PbCl_2 è debolmente solubile.
- 4) I **solforati** (SO_4^{2-});
i solforati di Ca^{2+} ed Ag^+ sono moderatamente solubili;
i solforati di Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , ed Hg_2^{2+} sono insolubili.

Sono insolubili (Eccetto i sali del precedente punto 1):

- 1) I **carbonati** (CO_3^{2-}), **cromati** (CrO_4^{2-}) e **fosfati** (PO_4^{3-}).
- 2) I **solfori** (S^{2-}); tranne i sali dei metalli alcalini e alcalino-terrosi.
- 3) Gli **idrossidi** sono generalmente insolubili eccetto quelli dei metalli alcalini che sono solubili. Gli idrossidi di Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} sono moderatamente solubili.
- 4) Tutti gli **ossidi** dei metalli eccetto quelli dei metalli alcalini e di Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} sono insolubili. Gli ossidi dei metalli, quando si sciolgono, reagiscono con l'acqua per formare idrossidi, per esempio:



Elettroliti forti:

Acidi forti es. HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄.

Basi forti es. gli idrossidi alcalini ed alcalino terrosi.

Sali la maggior parte dei sali inorganici ed organici.

Elettroliti deboli

La grande maggioranza di **acidi e basi inorganici ed organici**.

Gli alogenuri e i cianuri di metalli pesanti, per es. Pb ed Hg, sono spesso elettroliti deboli.

Non-elettroliti

acqua.

La grande maggioranza dei **composti organici**.

Domande di verifica a scelta multipla

Una soluzione è satura quando:

- a) Ulteriore soluto può disciogliersi in essa
- b) Contiene disciolta la massima quantità di soluto
- c) La pressione sovrastante è quella atmosferica
- d) La temperatura è quella di ebollizione del solvente

Quali tra le seguenti affermazioni è vera:

- a) Una soluzione è sempre liquida
- b) E' sempre possibile distinguere i componenti di una soluzione
- c) Il solvente è il componente presente in quantità minore
- d) Una soluzione è un miscugli fisicamente e chimicamente omogeneo

Risposte a domande di verifica a scelta multipla

Una soluzione è satura quando:

- a) Ulteriore soluto può disciogliersi in essa
- X b) Contiene disciolta la massima quantità di soluto
- c) La pressione sovrastante è quella atmosferica
- d) La temperatura è quella di ebollizione del solvente

Quali tra le seguenti affermazioni è vera:

- a) Una soluzione è sempre liquida
- b) E' sempre possibile distinguere i componenti di una soluzione
- c) Il solvente è il componente presente in quantità minore
- X d) Una soluzione è un miscuglio fisicamente e chimicamente omogeneo

Come definiamo la composizione cioè il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di solvente in una soluzione?

Concentrazione

Con la misura della concentrazione indichiamo la quantità di soluto aggiunto ad una quantità unitaria di solvente o disciolto nella quantità unitaria di soluzione.

Concentrazione espressa in unità chimiche :

Molarità

Molalità

Frazione molare

Concentrazione espressa in unità fisiche :

Percentuale ponderale (% p/p)

Percentuale peso/volume (% p/v)

Percentuale in volume (% v/v)

Molarità di un soluto

La molarità è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto, n_{Soluto} , ed il volume, $V_{\text{Soluzione}}$ (espresso in $\text{dm}^3 = \text{L}$), di soluzione in cui è disciolto.

Pertanto la molarità esprime il numero di moli di soluto disciolte in 1 L di soluzione.

$$M \text{ (mol/L)} = \frac{n_{\text{Soluto}} \text{ (mol)}}{V_{\text{Soluzione}} \text{ (L)}}$$

Molalità di un soluto

La molalità è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto, n_{soluto} , e la massa di solvente, m_{Solvente} , (espressa in kg), in cui sono disciolte.

La molalità esprime il numero di moli di soluto disciolte in 1 kg di solvente puro.

$$\text{Molalità (mol kg}^{-1}\text{)} = \frac{n_{\text{Soluto}} \text{ (mol)}}{m_{\text{Solvente}} \text{ (kg)}}$$

Esempio: una soluzione di NaCl 3 molale significa **3 mol** di NaCl puro in **1 Kg** di solvente.

Frazione molare

La frazione molare è il rapporto tra il numero di moli di un componente la somma delle moli di tutti i componenti la soluzione.

Per una soluzione a due componenti (soluti e solvente):

$$X_{\text{soluti}} = \frac{n_{\text{Soluti}} \text{ (mol)}}{n_{\text{Soluti}} \text{ (mol)} + n_{\text{Solvente}} \text{ (mol)}}$$

La frazione molare è un numero necessariamente compreso tra 0 e 1, e la somma delle frazioni molari di una soluzione è uguale all'unità.

Percentuale ponderale

La percentuale ponderale è data dal rapporto percentuale tra la massa del soluto, m_{Soluto} , o del solvente, m_{Solvente} , e la massa totale della soluzione, $m_{\text{Soluzione}}$, espresse nelle stessa unità di misura.

La percentuale ponderale esprime la quantità in grammi di un componente contenuta in 100 (g) di soluzione.

$$\text{massa}\% = \%p/p = \frac{m_{\text{Soluto}} \text{ (g)}}{m_{\text{Soluzione}} \text{ (g)}} \cdot 100$$

$$\text{massa}\% \text{ soluto} = 100 - \text{massa}\% \text{ solvente}$$

Esempio: una soluzione di NaCl 37% (p/p) contiene **37 g** di sale puro in **100 g** di soluzione acquosa.

Percentuale peso/volume (%p/v)

La percentuale peso/volume è data dal rapporto percentuale tra la massa di soluto, m_{Soluto} (g) ed il volume della soluzione, $V_{\text{Soluzione}}$ (mL).

$$\%p/V = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (ml)}} \cdot 100$$

Esempio: una soluzione fisiologica di NaCl contiene **0,9 g** di sale in **100 ml** di soluzione acquosa, quindi è 0,9 % p/v.

Percentuale in volume

La percentuale in volume è data dal rapporto percentuale tra il volume di un soluto, V_{Soluto} , ed il volume totale della soluzione, $V_{\text{Soluzione}}$ entrambi espressi nelle stesse unità di misura.

$$\text{volume}\% = \%v/v = \frac{V_{\text{Soluto}} \text{ (mL)}}{V_{\text{Soluzione}} \text{ (mL)}} \cdot 100$$

Questa unità di misura della concentrazione viene utilizzata soprattutto nel caso di miscele di liquidi.

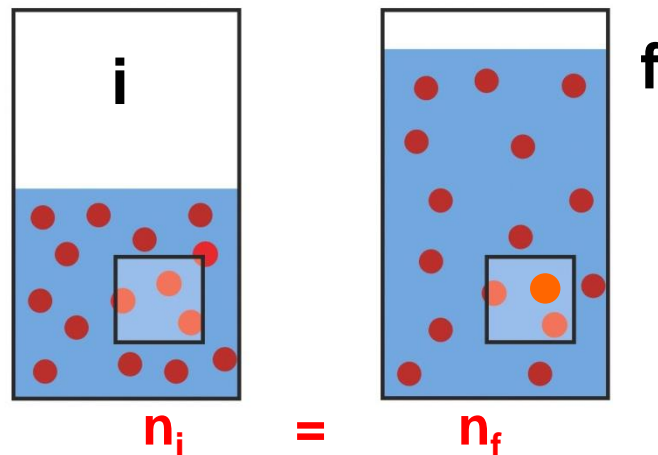
Qualora sia noto il volume% del soluto, quello del solvente, nel caso di miscele a due componenti, non può essere ottenuto dalla relazione $100 - \text{volume}\% \text{ soluto}$, a differenza di quanto si può fare per la massa%.

Esempio: etanolo 10 % (v/v) significa **10 ml** di etanolo puro in **100 ml** di soluzione.

DILUIZIONE

**MESCOLAMENTO DI DUE O PIU' SOLUZIONI
(senza reazioni chimiche tra i soluti)**

Diluizione con solvente puro



*Stesso numero di moli
Diversa concentrazione!*

Quando una soluzione viene diluita si aggiunge solo del solvente.
Se aggiungiamo ad una soluzione di **molarità nota** del solvente in più, **NON** modifichiamo il numero di moli di soluto ($n_i = n_f$) ma modifichiamo il volume della soluzione e quindi la concentrazione.

M_i = concentrazione iniziale della soluzione

V_i = volume iniziale della soluzione

$$M_i = \frac{n_i}{V_i}$$

M_f = nuova concentrazione dopo diluizione

V_f = nuovo volume della soluzione dopo diluizione

$$M_f = \frac{n_f}{V_f}$$

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

$$n_i = n_f$$

Passaggio da Molarità a % p/p

$$M \text{ (mol/L)} = \frac{n_{\text{Soluto}} \text{ (mol)}}{V_{\text{Soluzione}} \text{ (L)}} = \frac{n_{\text{Soluto}} \text{ (mol)} \cdot PM_{\text{Soluto}} \text{ (g/mol)}}{V_{\text{Soluzione}} \text{ (mL)} \cdot \text{densità soluzione (g/mL)}} \cdot \frac{m_{\text{Soluto}} \text{ (g)}}{m_{\text{Soluzione}} \text{ (g)}} \cdot 100 = \% \text{ p/p}$$

Nel caso del passaggio inverso da %p/p a Molarità, prendendo 100 (g) di soluzione a base del calcolo, bisognerà dividere i grammi di soluto per il suo PM (g/mol), per ottenere le moli corrispondenti; bisognerà dividere 100 (g) di soluzione per la sua densità (g/ml) per ottenere il volume corrispondente, e poi bisognerà dividere le moli di soluto per il volume della soluzione espresso in litri.

Unità di misura di Volume

$$1 \text{ m} = 10 \text{ dm}$$

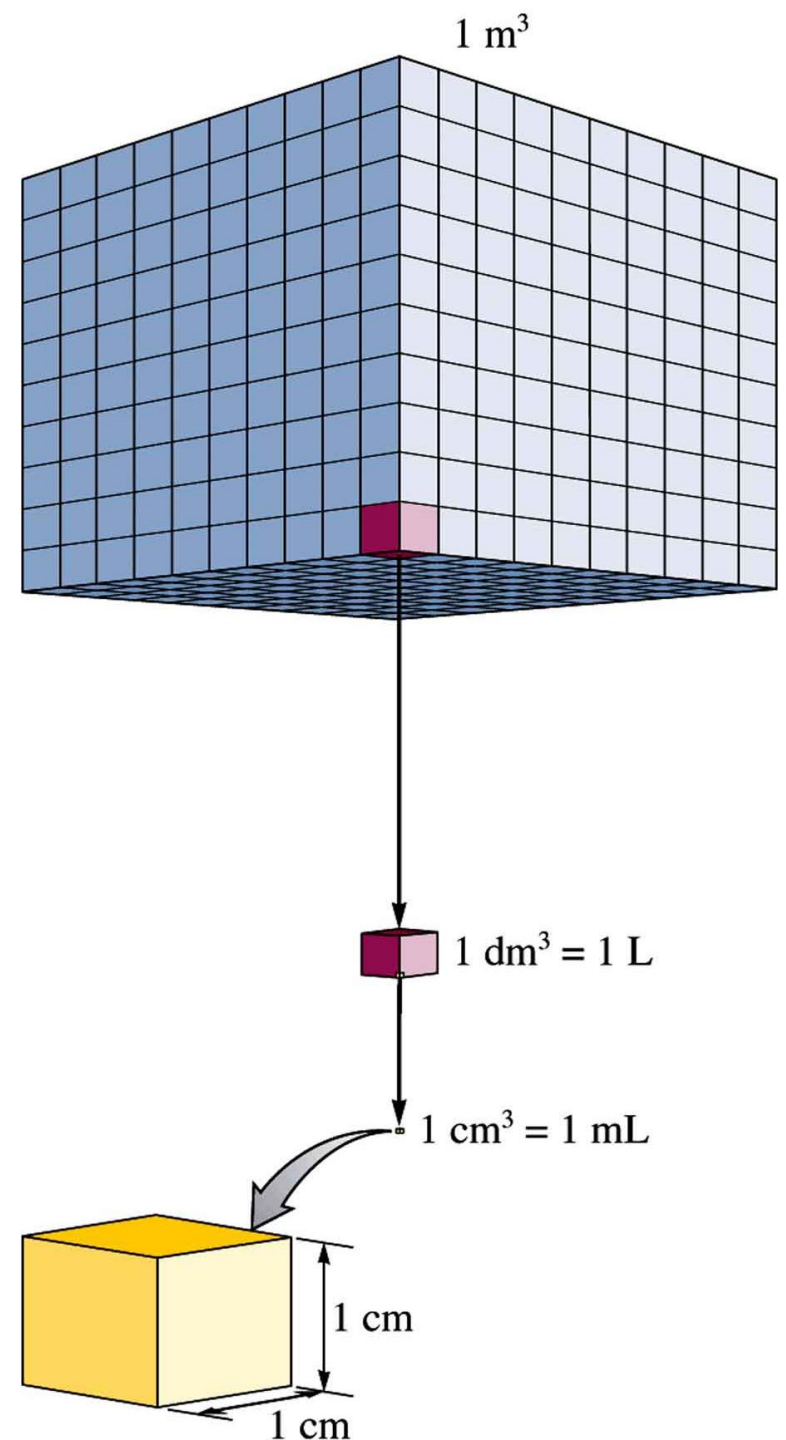
$$(1 \text{ m})^3 = (10 \text{ dm})^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm} = 10 \text{ cm}$$

$$(1 \text{ dm})^3 = (10 \text{ cm})^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL}$$



Solubilità

La solubilità di un composto si esprime molto spesso in molarità M (mol/L) ad indicare le moli di soluto che si disciolgono in 1 L di soluzione satura ad una data temperatura fatta con solvente puro.

Domande di verifica a scelta multipla

Quale tra le seguenti soluzioni è quella più concentrata:

- a) NaOH 0.7 M
- b) 30 (g) di NaOH in 100 mL di soluzione
- c) 2 (mol) NaOH in 3,0 L di soluzione
- d) 50 (g) di NaOH in 200 mL di soluzione

La Molarità di una soluzione si ricava dal rapporto tra il numero di moli di soluto e:

- a) Litri di solvente
- b) Litri di soluzione
- c) Grammi di solvente
- d) Chilogrammi di solvente

Risposte a domande di verifica a scelta multipla

Quale tra le seguenti soluzioni è quella più concentrata:

- a) NaOH 0.7 M
- X b) 30 (g) di NaOH in 100 mL di soluzione
- c) 2 (mol) NaOH in 3,0 L di soluzione
- d) 50 (g) di NaOH in 200 mL di soluzione

La Molarità di una soluzione si ricava dal rapporto tra il numero di moli di soluto e:

- a) Litri di solvente
- X b) Litri di soluzione
- c) Grammi di solvente
- d) Chilogrammi di solvente

Domande a scelta multipla

1

Le soluzioni sono:

- A** miscugli omogenei;
- B** sospensioni;
- C** miscugli eterogenei;
- D** sostanze pure.

2

Quale tra le seguenti ha la caratteristica di un miscuglio eterogeneo?

- A** acqua e olio;
- B** acqua e zucchero;
- C** acqua e sale;
- D** acqua ed alcol;

3

Quale delle seguenti affermazioni non è corretta?

- A** i soluti covalenti non polari sono solubili in solventi covalenti non polari;
- B** i soluti covalenti polari sono solubili in solventi covalenti polari;
- C** i soluti ionici sono solubili in solventi covalenti polari;
- D** i soluti ionici sono solubili in solventi covalenti non polari.

4

Una soluzione viene definita satura quando:

- A** il solvente è una sostanza polare;
- B** contiene una mole di soluto per litro di soluzione;
- C** contiene disciolta la massima quantità di soluto;
- D** si trova in equilibrio con il proprio vapore.

Risposta domande a scelta multipla

1) A; 2) A; 3) D; 4) C.

Esercizio di verifica

Si ha a disposizione una soluzione di acido nitrico, HNO_3 , al 30% p/p e di densità 1,20 (g/mL). Quanti mL di questa soluzione occorre prelevare e diluire con solo acqua per ottenere 500,00 (mL) di una soluzione con concentrazione finale 0.10 M dello stesso acido.

Svolgimento esercizio di verifica

Si tratta di calcolare la concentrazione di una soluzione di acido nitrico ottenuta per diluizione a partire da una soluzione più concentrata dello stesso acido.

La particolarità principale è che le due soluzioni quella prima e quella dopo la diluizione hanno concentrazioni espresse in diverse unità di misura.

Trasformiamo la concentrazione espressa in %p/p in M, che è l'unità di misura della concentrazione della soluzione finale dopo diluizione.

In 100 (g) della soluzione di partenza sono contenuti 30 (g) di soluto. Il numero di moli corrispondenti a questa quantità sono:

$$\begin{aligned}n_{\text{HNO}_3}(\text{mol}) &= m_{\text{HNO}_3}(\text{g}) / MM_{\text{HNO}_3}(\text{g/mol}) = m_{\text{HNO}_3}(\text{g}) / PM_{\text{HNO}_3}(\text{g/mol}) \\ &= 30 (\text{g}) / 63,01287 (\text{g/mol}) = 0.48 (\text{mol})\end{aligned}$$

Continua.....

Continua

Svolgimento esercizio di verifica

Il volume corrispondente a 100 (g) di soluzione al 30 %p/p lo calcoliamo sapendo la sua densità:

$$V_{\text{Soluzione}} \text{ (mL)} = m_{\text{Soluzione}} \text{ (g)} / d \text{ (g/mL)} = 100 \text{ (g)} / 1,20 \text{ (g/mL)} \\ = 83,33 \text{ (mL)}$$

Quindi la molarità della soluzione di partenza sarà:

$$M \text{ (mol/L)} = 0,48 \text{ (mol)} / 0,08333 \text{ (L)} = 5,76 \text{ M}$$

Considerando che si tratta di una diluizione, applichiamo l'uguaglianza: $M_i V_i = M_f V_f$ che implica un ugual numero di moli di soluto nella soluzione di partenza ed in quella finale dopo diluizione.

$$M_i V_i = M_f V_f$$

$$5,76 \text{ M} \cdot V_i = 0,10 \text{ M} \cdot 0,500 \text{ (L)}$$

$$V_i = 0,10 \text{ M} \cdot 0,500 \text{ (L)} / 5,76 \text{ M} = 0,00868 \text{ (L)} = 8,68 \text{ (mL)}$$

Obiettivi minimi

- 1) Distinguere una soluzione da un miscuglio
- 2) Elencare le proprietà delle soluzioni
- 3) Saper definire soluto, solvente, solubilità e concentrazione
- 4) Sapere la differenza tra elettrolita forte e elettrolita debole
- 5) Sapere le unità di misura della concentrazione e il loro significato
- 6) Saper passare da una unità di misura ad un'altra
- 7) Sapere il significato di diluizione
- 8) Sapere calcolare la concentrazione a seguito di diluizione