

SOLUZIONI

"Miscela omogenea monofasica i cui costituenti non è possibile separare meccanicamente"

Soluzioni



Sistema Omogeneo (presenta le stesse proprietà in qualsiasi sua porzione) \implies Monofasico

Nella fase omogenea si possono distinguere un **solvente** (componente presente in quantità maggiore) e un **soluto** (componente presente in quantità minore)

Soluzioni gassose:

Le miscele gassose sono sempre omogenee formano sempre una soluzione

Soluzioni solide :

Gas, liquidi o solidi disciolti in un solido. Leghe metalliche: miscela omogenea solida di più metalli.

Soluzioni liquide :

Ottenute solubilizzando in un liquido, gas, solidi o liquidi.

SOLUBILITA'

Quantità massima di soluto che può essere disciolta in un volume unitario di solvente, a una certa temperatura.

Quando un soluto si discioglie nel solvente le particelle di soluto si disperdono in tutto il solvente e vanno ad occupare posizioni prima occupate da molecole di solvente.

La "facilità" con cui una molecola di soluto "rimpiazza" una molecola di solvente all'interno della soluzione dipende dalla forza relativa di tre tipi di interazioni:

- 1- Interazione tra le molecole di solvente;**
- 2- Interazione tra le molecole di soluto;**
- 3- Interazione tra le molecole di solvente e le molecole di soluto**

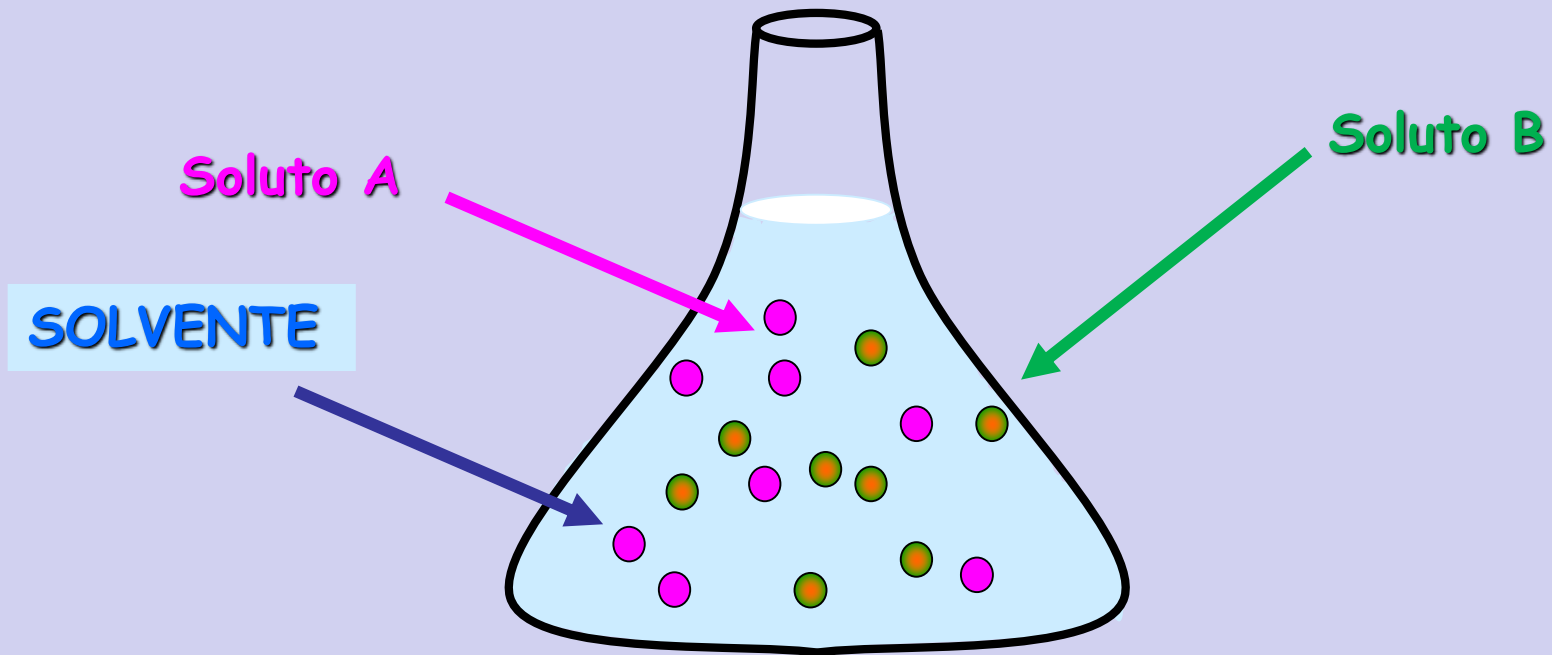
I **soluti** delle soluzioni acquose (soluzioni liquide) possono essere divisi in due grandi categorie:

- **elettroliti**: sostanze che, una volta disciolte in acqua, originano ioni positivi e negativi i quali hanno la capacità di condurre corrente elettrica (conduttori di seconda specie)
- **non-elettroliti**: sostanze che, in acqua, non producono ioni e quindi le loro soluzioni non conducono corrente elettrica

soluzione satura: soluzione in cui il soluto disciolto è in equilibrio con il soluto non disciolto. Si dice che la soluzione è in presenza del corpo di fondo.

Solvente

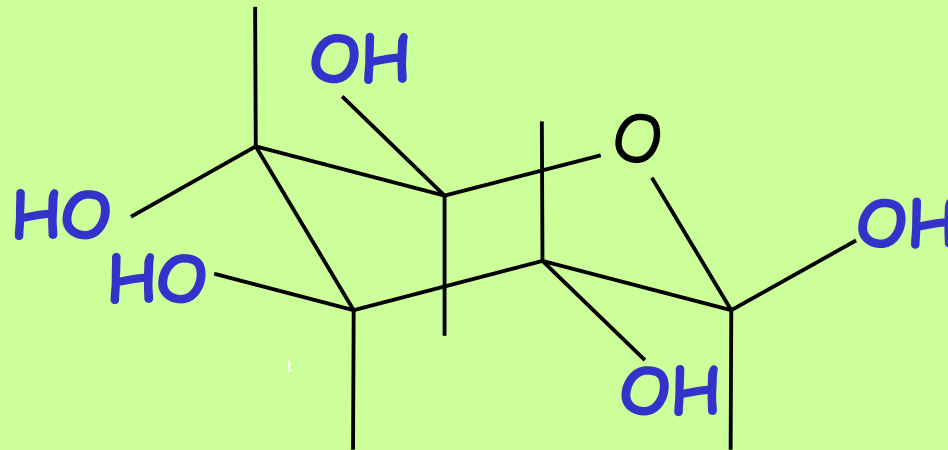
Componente più abbondante



Il passaggio di una specie in soluzione si ha quando tra soluto e solvente si stabiliscono forze di attrazione dovute alla loro simile natura ("ogni simile scioglie il suo simile").

Solubilità

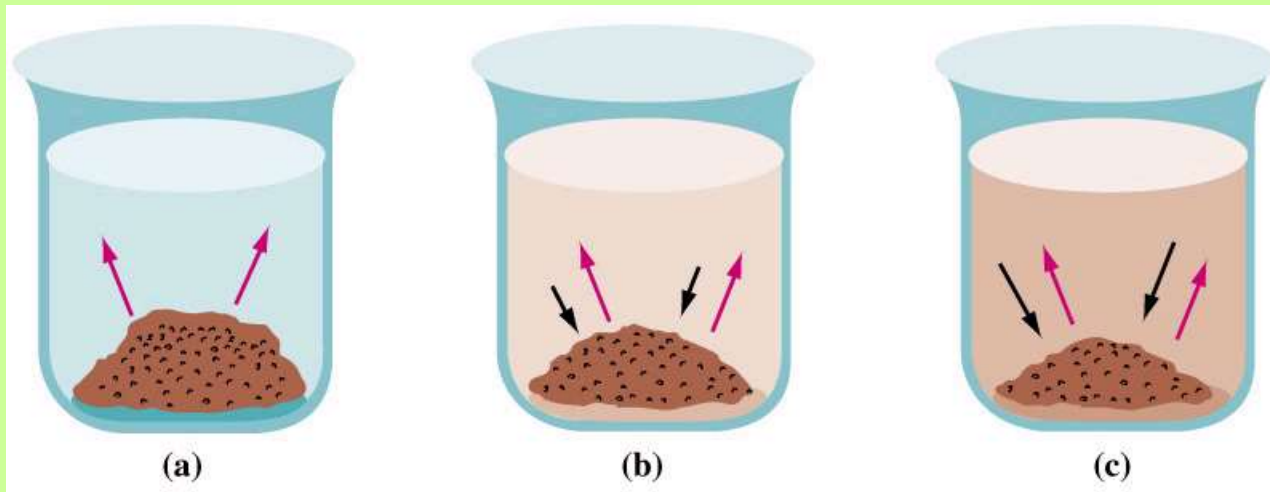
“massima quantità di soluto che può essere sciolta in una data quantità di solvente ad una data temperatura”



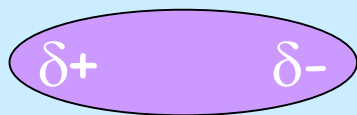
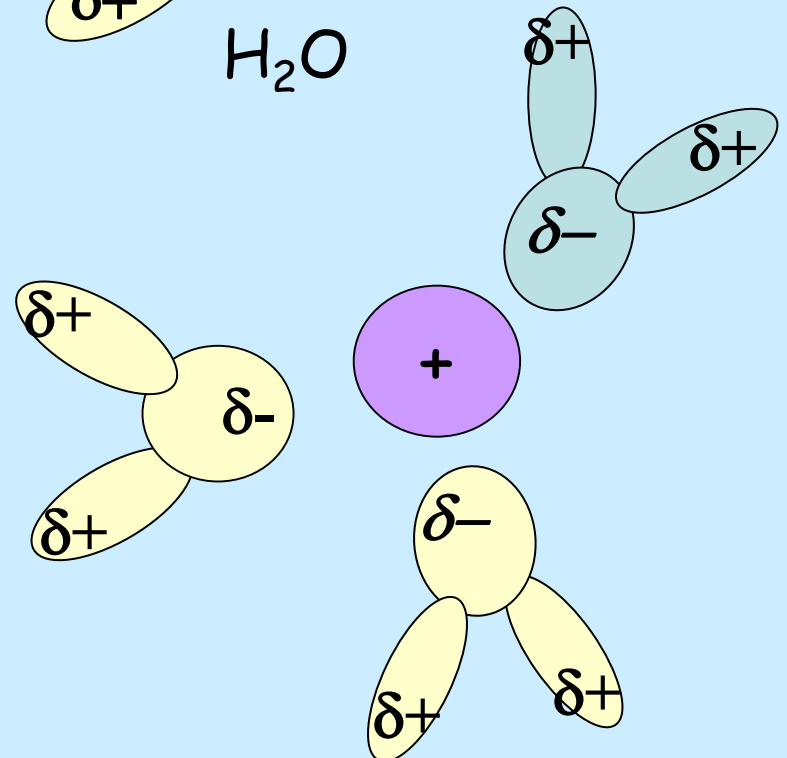
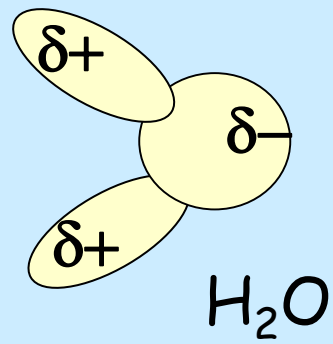
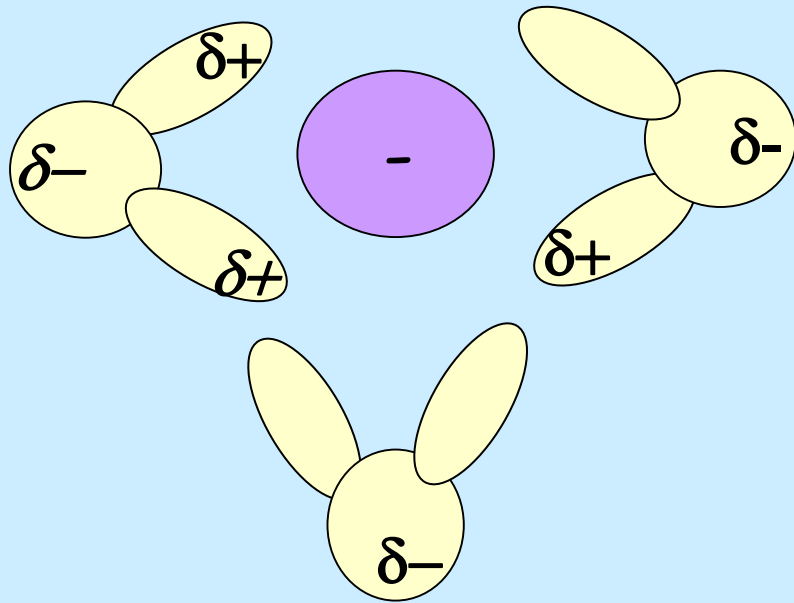
Glucosio: non elettrolita

Solubilità

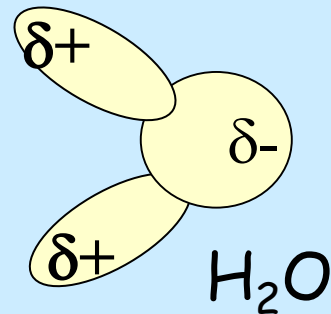
Il processo di dissoluzione si arresta quando si raggiunge un equilibrio dinamico tra fase solida e fase liquida dando luogo alla cosiddetta soluzione satura, cioè una soluzione in equilibrio con un eventuale solido in eccesso (corpo di fondo)



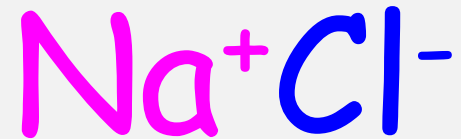
**Equilibrio
dinamico**



Molecola polare



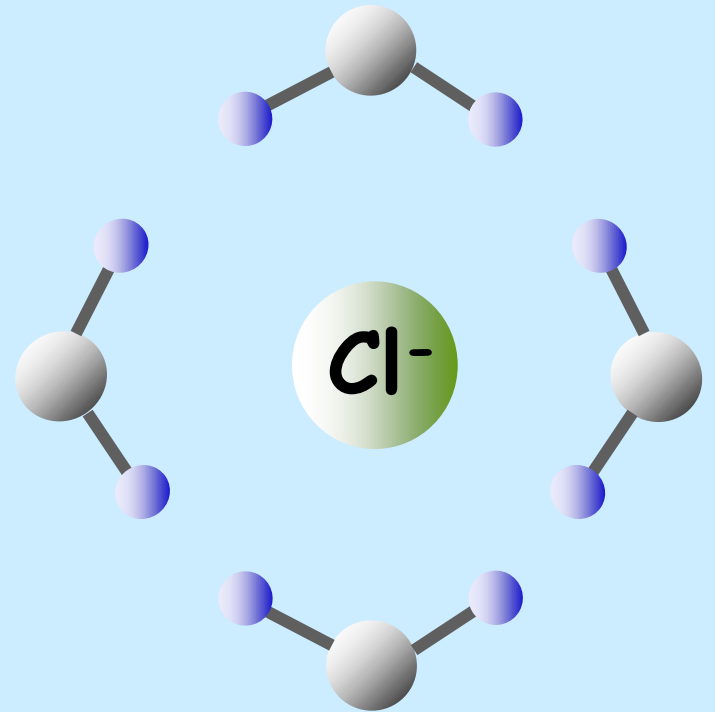
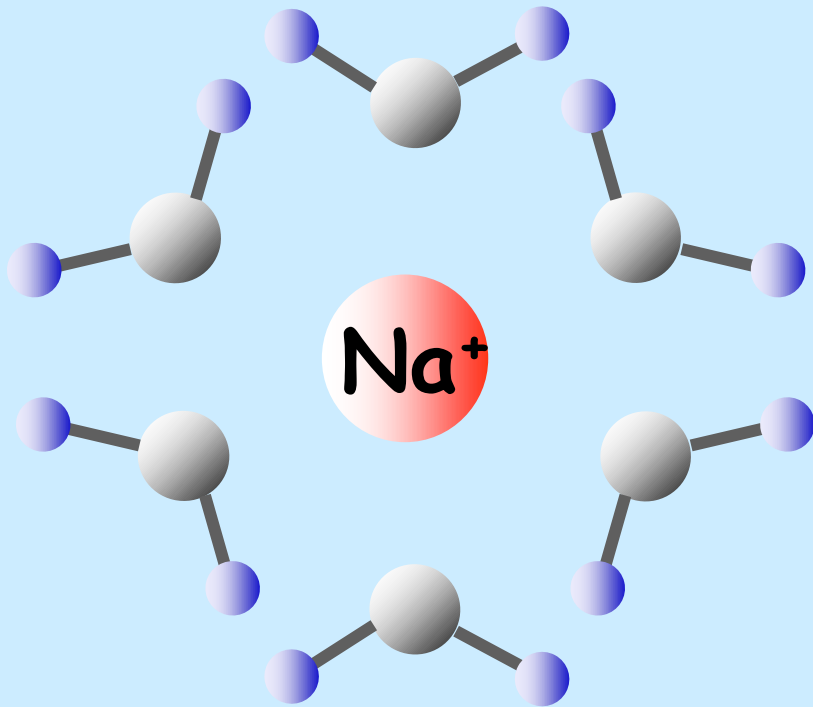
Soluti ionici



Le molecole di acqua si avvicinano agli ioni Na^+ esponendo la loro porzione negativa

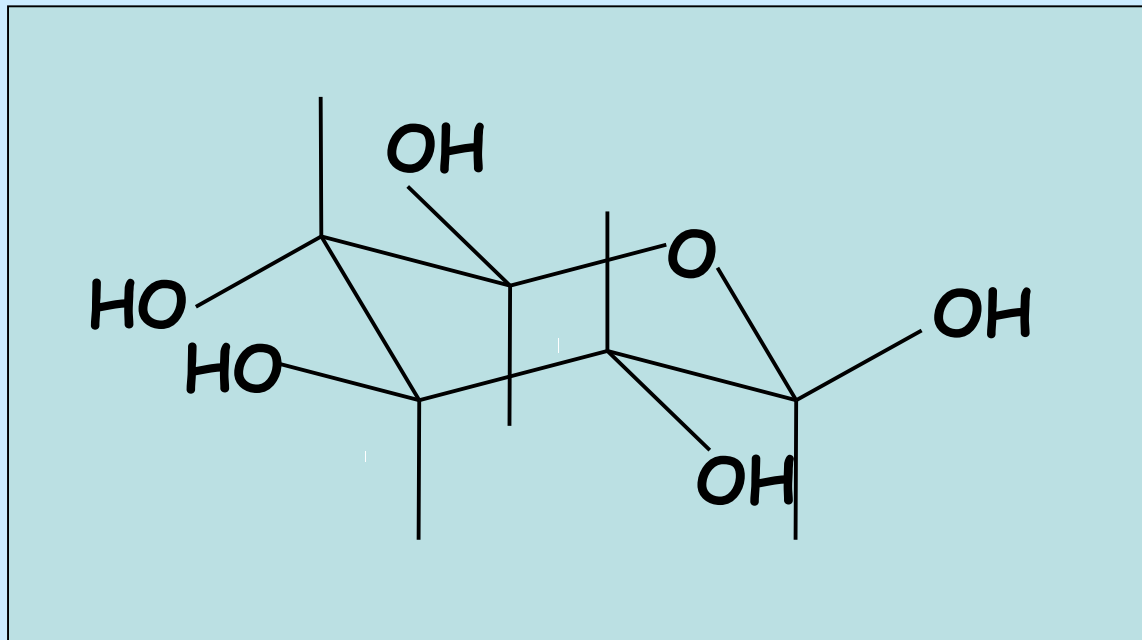
... e si presentano invece con la loro porzione positiva intorno agli ioni Cl^-

Le interazioni ione-dipolo portano alla dissoluzione di NaCl in acqua



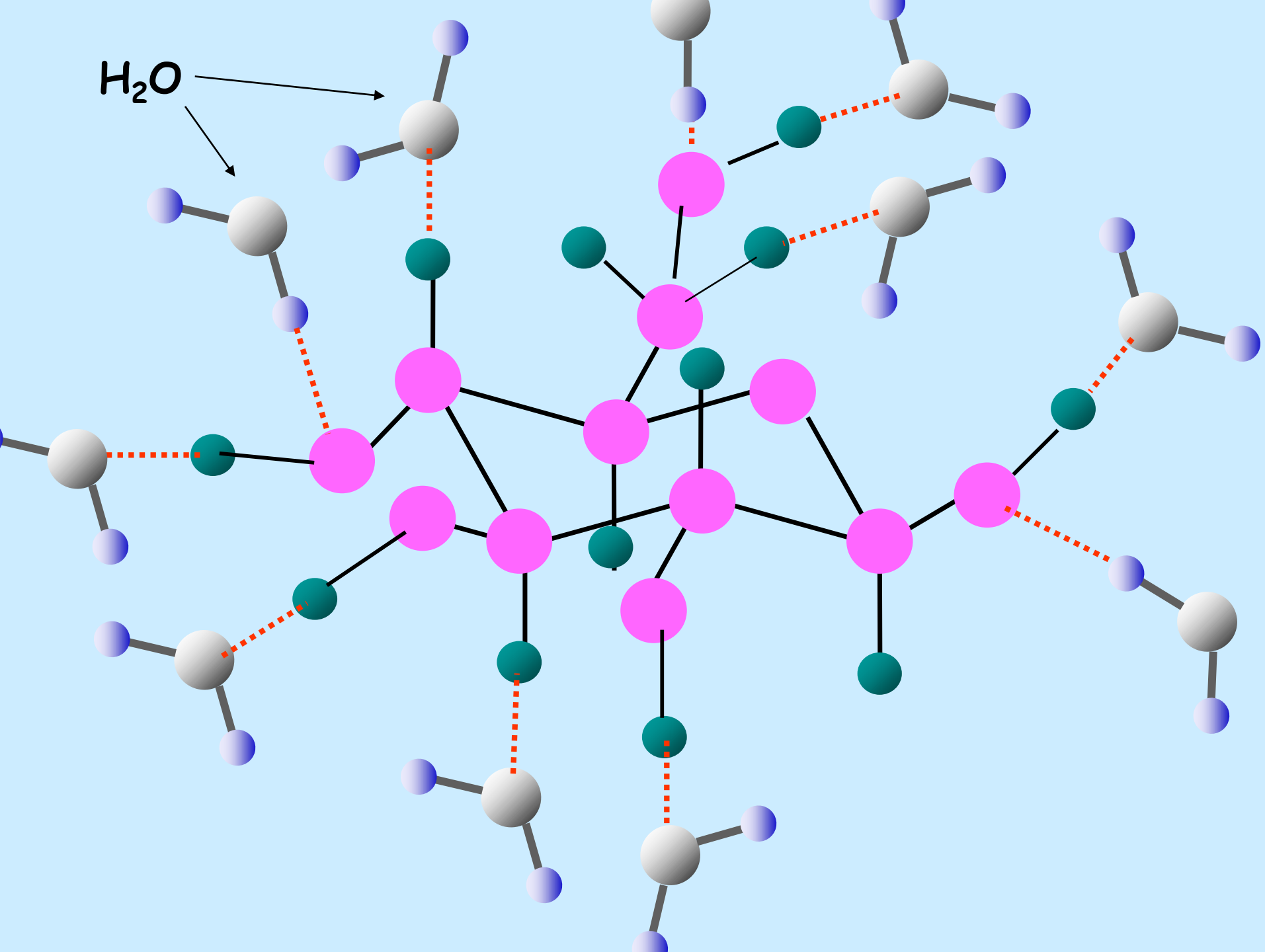
Soluti polari

β -D glucopiranosio



Il glucosio è solubile in acqua, a causa dei forti legami idrogeno che si possono contrarre fra l'acqua e i gruppi ossidrilici.

H₂O



Fattori che influenzano la solubilità

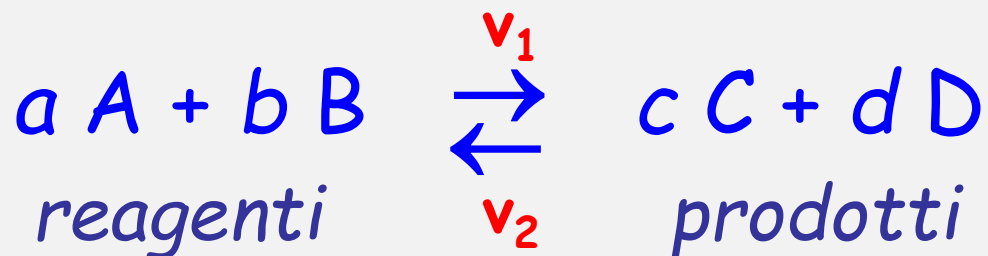
1) Natura del solvente e del soluto

- Le sostanze non polari sono solubili in solventi non polari;
- Le sostanze ioniche e quelle molecolari polari sono solubili in solventi polari, ad esempio cloruro di sodio e glucosio sono solubili in acqua
- le sostanze non polari e quelle polari sono insolubili le une nelle altre

2) Temperatura

- La solubilità delle sostanze la cui dissoluzione è un processo endotermico **augmenta** all'aumentare della temperatura, in accordo con il principio di Le Chatelier; questo vale per la maggior parte dei solidi molecolari polari e per i solidi ionici
- La solubilità delle sostanze la cui dissoluzione è un processo esotermico **diminuisce** all'aumentare della temperatura, ad esempio la dissoluzione di un gas in un liquido.

L'Equilibrio Chimico



$$v_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b$$

$$v_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

All'equilibrio $v_1 = v_2$

$$k_1 [A]^a \cdot [B]^b = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

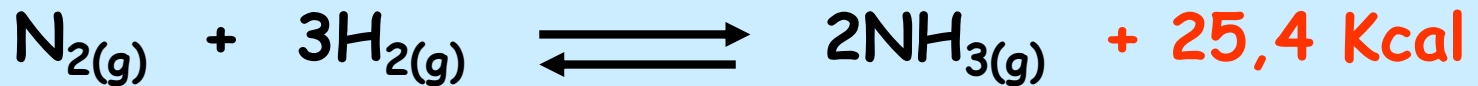
Legge di azione delle masse

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

K = costante di equilibrio
è funzione solo di T

Principio di Le Chatelier

La variazione della temperatura comporta una variazione della costante di equilibrio. Il principio di Le Chatelier permette di prevedere qualitativamente la variazione della costante di equilibrio K_{eq} al variare della temperatura:



$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}$$

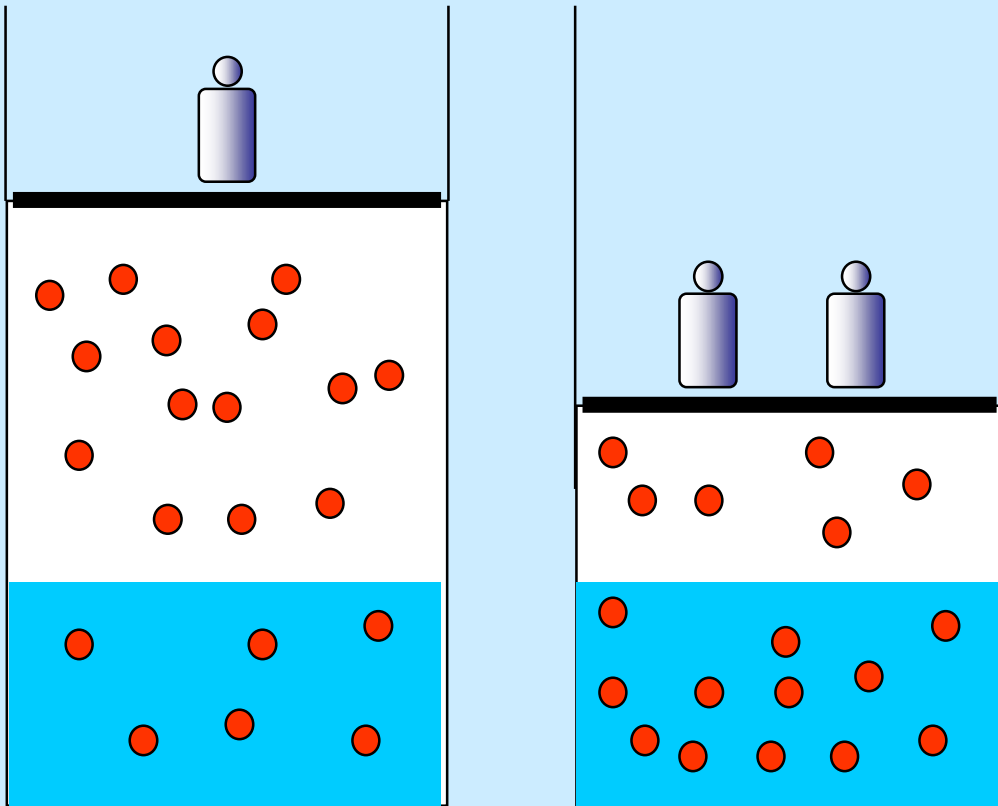
La reazione di sintesi dell'ammoniaca è **esotermica**, per cui quando la **temperatura aumenta**, K_{eq} diminuisce perchè l'equilibrio si sposta a sinistra

- nelle reazioni endotermiche, aumentando la temperatura l'equilibrio si sposta verso destra e la K_{eq} aumenta; viceversa, abbassando la temperatura l'equilibrio si sposta a sinistra e diminuisce il valore della costante.

- nelle reazioni esotermiche aumentando la temperatura l'equilibrio si sposta verso sinistra e la K_{eq} diminuisce. Al contrario, abbassandosi la temperatura l'equilibrio si sposta a destra e la K_{eq} aumenta.

Pressione

Questo parametro influenza la solubilità dei gas nei liquidi



Legge di Henry

$$C = K_H \cdot P$$

La solubilità di un gas in un liquido è proporzionale alla pressione parziale del gas

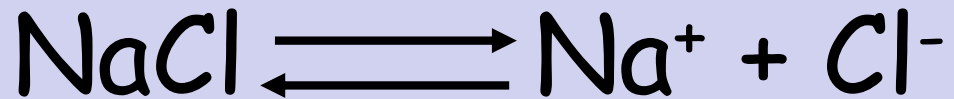
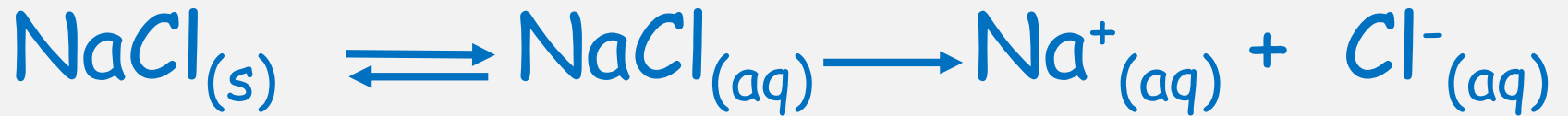
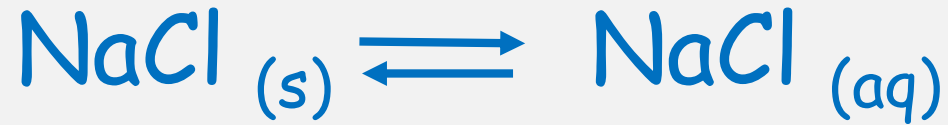
C è la concentrazione molare del gas disciolto

K è la costante di Henry specifica per ogni coppia gas liquido e dipende dalla T

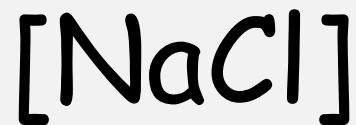
P è la pressione parziale espressa in atmosfere

Come si calcola la solubilità di un composto in soluzione:

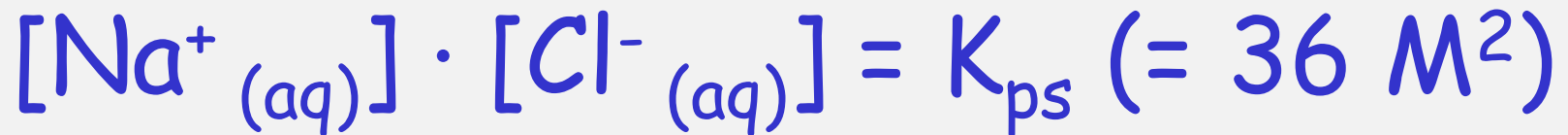
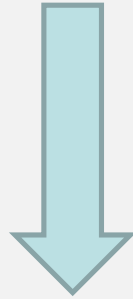
- prodotto di solubilità (**K_{ps}**): prodotto delle concentrazioni degli ioni provenienti dalla dissociazione del composto in soluzione satura. La concentrazione del soluto nella soluzione satura è detta solubilità (**s**), moli/litro e rappresenta la massima concentrazione di uno ione in soluzione.
- la solubilità (**s**) dipende da quattro fattori che sono: la natura del solvente, la natura del soluto, la temperatura e la pressione.
- l'unità di misura è **moli/litro** .
- **K_{ps}**: si calcola moltiplicando le concentrazioni dei prodotti all'equilibrio.



$$\frac{[\text{Na}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{NaCl}]} = K$$



La concentrazione di un solido puro si può considerare costante per cui....



$$s \cdot s = K_{\text{ps}} (= 36 \text{ M}^2)$$



$$s = \sqrt{K_{\text{ps}}} = 6 \text{ M}$$

6 moli in 1L

0.6 moli in 100 ml ($d\text{H}_2\text{O} = 1$)

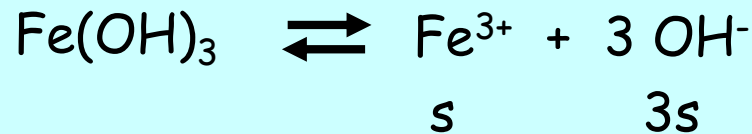
Prodotto di solubilità K_{ps}

$$K_{ps} \text{ AgCl} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2$$

$$K_{ps} \text{ BaSO}_4 = 1.1 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2$$

$$K_{ps} \text{ CuS} = 8.0 \cdot 10^{-45} \text{ M}^2$$

$$K_{ps} \text{ Fe(OH)}_3 = 1.1 \cdot 10^{-36} \text{ M}^4$$



$$K_{ps} = s \times (3s)^3$$

$$= s \times 27s^3 = 27s^4$$



$$s = \sqrt[4]{K_{ps} / 27}$$

La solubilità molare dello iodato di Piombo (II) a 25°C è 40 μmol.L-1. Quale è il valore di Kps di questo sale?

25,6 10⁻¹⁵

2,56 10⁻¹⁴

2,56x 10⁻¹³

$$1 \mu\text{M} = 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{+2}] \times [\text{I}^{-}]^2$$



$$K_{ps} = s \times (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = 4 \times 10^{-5} \mu\text{M/L}$$

Concentrazione delle Soluzioni

$$C = \frac{\text{Quantità di Soluti}}{\text{Quantità di Solvente}}$$

Unità fisiche

- % p/p: Percento Peso/Peso
grammi di Soluto per 100 grammi di Soluzione
- % p/v: Percento Peso/Volume
grammi di Soluto per 100 ml di Soluzione
- % v/v: Percento Volume/Volume
ml di Soluto per 100 ml di Soluzione

Percento in peso

- Dire che una soluzione acquosa di NaCl è al 2% in peso significa che in 100 g della soluzione ci sono 2 g di NaCl (e 98 di acqua).
- La soluzione fisiologica di NaCl ha una concentrazione dello 0.9% in peso.
Questo significa che in 1 kg di soluzione sono contenuti 9 g di NaCl.
- *In 1 kg di una soluzione acquosa di saccarosio al 10% sono contenuti 100 g di saccarosio.*

Percento in volume

• In una soluzione acquosa del volume di 500 ml sono presenti 20 g di idrossido di sodio (NaOH).

Qual è la concentrazione della soluzione, espressa in percentuale peso/volume?

La percentuale peso/volume indica i grammi di soluto presenti in 100 ml di soluzione per cui:

$$20\text{g} : 500\text{ml} = x : 100\text{ml}$$

$$x = 4\text{g} \longrightarrow \text{si tratta di una soluzione al } 4\% \text{p/v}$$

MOLARITA' $M = n/V$

“numero di moli di soluto presenti in un litro di soluzione”

Mole di atomi (o grammoatomo): quantità di un elemento puro che contiene un n. di particelle pari a $6,023 \times 10^{23}$ (Numero di Avogadro)

Mole di molecole (mole o grammomolecola): quantità di un composto puro che contiene un numero di Avogadro ($6,023 \times 10^{23}$) di molecole del composto

$$n^{\circ} \text{ moli} \quad n = \frac{g}{PM}$$

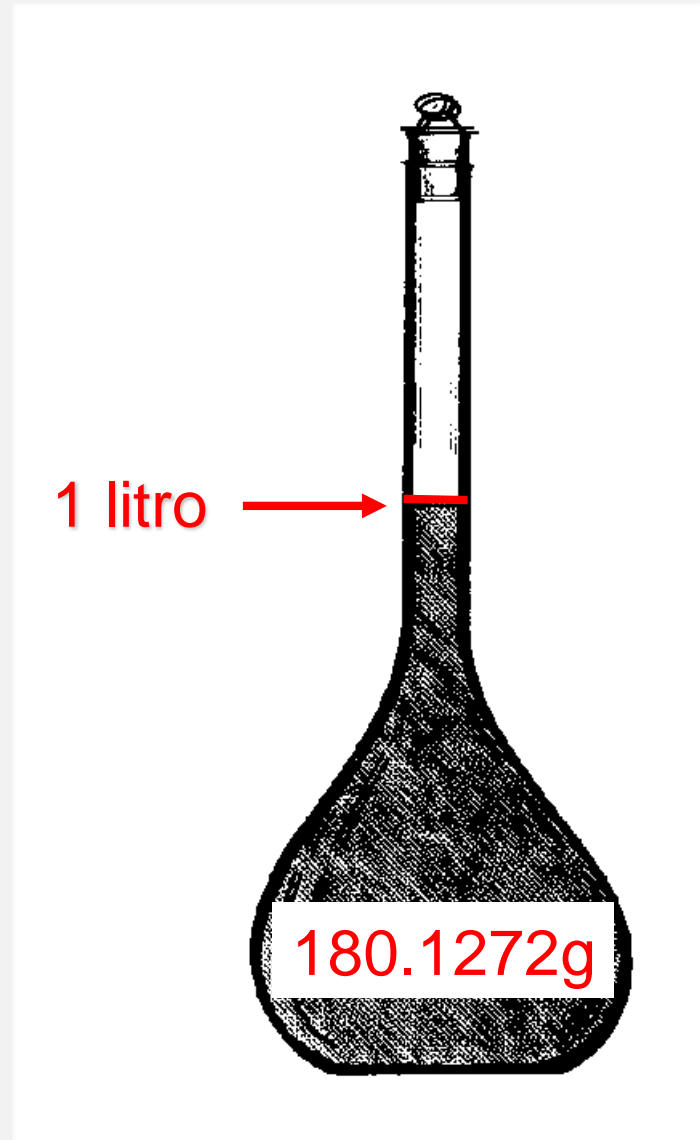
Una mole di atomi o molecole (cioè $6,023 \times 10^{23}$ atomi o molecole) è quella quantità, espressa in grammi, pari a peso atomico o molecolare di quella sostanza

Dire che una soluzione di glucosio è 1M significa che in un litro di soluzione è dissolta una mole di glucosio (che corrisponde al suo peso molecolare)

Glucosio $C_6H_{12}O_6$

$$\begin{array}{r} \text{PM glucosio :} \quad 6 \times 12.0112 + \\ \quad \quad \quad 12 \times 1.008 \quad + \\ \quad \quad \quad 6 \times 15.994 \quad = \\ \hline \quad \quad \quad 180.1272 \end{array}$$

In 1 litro di soluzione sono disciolti
180,1272 g di glucosio

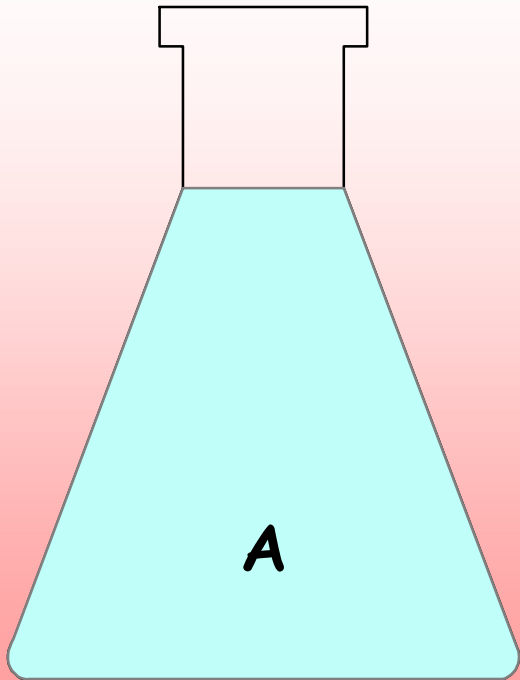


MOLARITA'

$$M = n/V$$

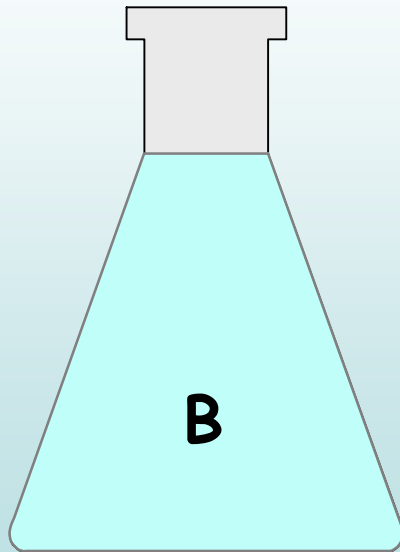
"N° di moli di soluto disciolte in un litro di soluzione"

$n = 1$ mole



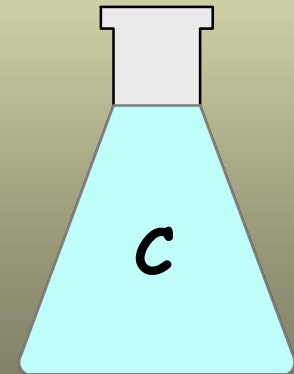
$V = 1$ l

$n = 0,5$ moli



$V = 500$ ml

$n = 0,25$ moli



$V = 250$ ml

Le tre soluzioni di glucosio hanno concentrazione 1M

MOLALITA'

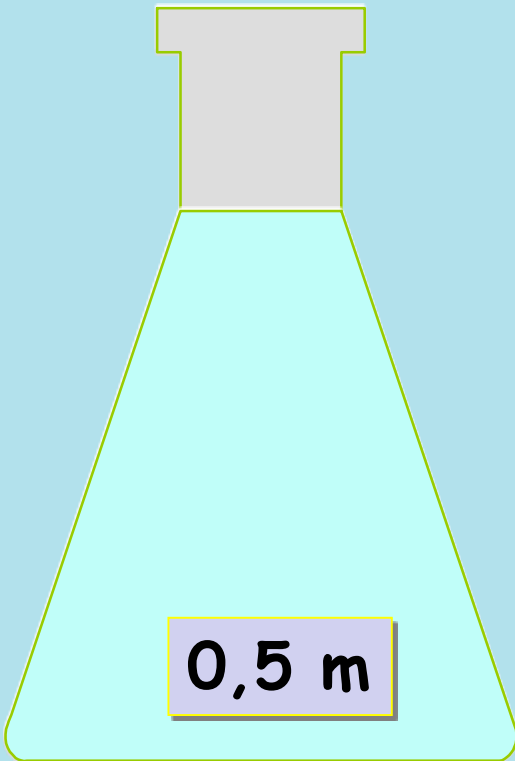
$$m = n/Q$$

$Q = \text{kg di solvente}$

“N° di moli di soluto presenti in 1 Kg di solvente”

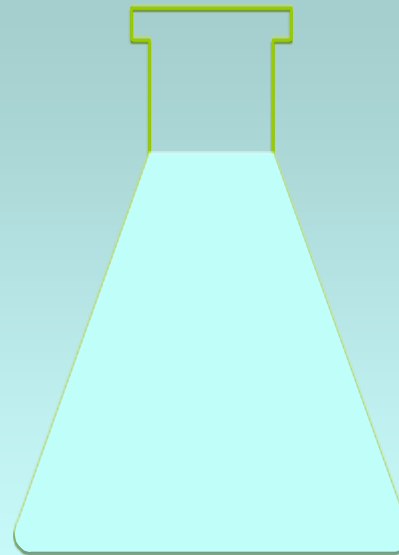
$$n=0,1$$

$$Q=200 \text{ g}$$



$$n=0,1$$

$$Q=100 \text{ g}$$



$$n=0,05$$

$$Q=10 \text{ g}$$



Dire che una soluzione acquosa di glucosio è 1m significa che in un kg di acqua è dissolta una mole di glucosio.

Glucosio $C_6H_{12}O_6$

$$\begin{array}{r} \text{PM glucosio :} \quad 6 \times 12.0112 + \\ \quad \quad \quad 12 \times 1.008 \quad + \\ \quad \quad \quad 6 \times 15,994 \quad = \\ \hline \quad \quad \quad 180.1272 \end{array}$$

Per preparare una soluzione acquosa 1m di glucosio, 1 mole (180,1272 g) di glucosio viene dissolta con 1 kg di acqua

NORMALITA'

$$N = n^{\circ}Eq/V$$

"N° di equivalenti di soluto in un litro di soluzione"

Equivalente chimico : "Peso in grammi di una specie chimica che, a seconda della natura di questa, può fornire, combinarsi, ossidare o ridurre (direttamente o indirettamente) un grammo atomo H o un grammo ione H⁺, H⁻".

$$N^{\circ} \text{ equivalenti} = \frac{\text{grammi}}{\text{Peso Equivalente}}$$

$$PE(\text{g/eq}) = \frac{PM(\text{g/mol})}{X}$$

Mentre una mole è una quantità definita e costante di materia (contenente un numero di Avogadro di particelle), l'equivalente è una quantità variabile, definita di volta in volta dall'equazione chimica

L'equivalente chimico è un'unità di quantità di materia la cui definizione dipende dal tipo di sostanza considerata e dalla reazione in cui questa è coinvolta

- Un **equivalente di acido** = frazione di mole che cede una mole di ioni H^+ dissociandosi
- Un **equivalente di base** = frazione di mole che cede una mole di ioni OH^- dissociandosi
- Un **equivalente di ossidante o riducente** = frazione di mole che acquista o cede una mole di elettroni in una reazione di ossidoriduzione

Peso equivalente per acidi e basi

HCl $PM = PE = 36.5$

NaOH $PM = PE = 40$

H₂SO₄ $PM = 98$
 $PE = 49$

Ca(OH)₂ $PM = 74$
 $PE = 37$

H₃PO₄ $PM = 98$
 $PE = 32,6$

Al(OH)₃ $PM = 78$
 $PE = 26$



$$\text{PM} = 78 \quad \text{PE} = 26$$

1 mole contiene tre equivalenti di idrossido di alluminio

Concentrazione
Molare

1M

3 mM

20 mM

Concentrazione
Normale

3N

9 mN

0,06 N

Peso equivalente per i sali

Il numero di equivalenti contenuti in una mole di un sale che si dissocia in ioni corrisponde al numero di cariche positive o negative che il sale libera dissociandosi



$$\text{PE} = \frac{\text{PF}}{\text{N}^\circ \text{ cariche}}$$

Peso equivalente nelle ossidoriduzioni



Una mole di MnO_4^- in questa specifica reazione scambia 5 elettroni quindi:

$$\text{PE} = \frac{\text{PF}}{\text{N}^\circ \text{ cariche}} \quad \text{PE} = \frac{119 \text{ g/mol}}{5 \text{ eq/mol}} = 23,8 \text{ g/eq}$$

Riassumendo

Peso equivalente di acidi e basi:

È dato dal rapporto tra il peso formula della specie e il numero di H^+ che essa può cedere (acido) o accettare (base).

$$\text{Es: } H_2SO_4 \text{ p.f./}2 = 98,08/2 = 49,04$$

$$Ca(OH)_2 = \text{p.f./}2 = 74/2 = 37$$

Peso equivalente di elettroliti:

È dato dal rapporto tra il peso formula della specie e il numero totale di cariche di stesso segno che si hanno nella dissociazione

$$\text{Es: } NaCl \text{ p.f./}1 = PE = 58,45$$

$$Fe_2(SO_4)_3 = \text{p.f./}6 = 399,9/6 = 66,65$$

Peso equivalente di ossidanti e riducenti:

È dato dal rapporto tra peso formula della specie e il numero di elettroni

da essa messi in gioco nella reazione redox considerata.

Per ricavare la normalità di una soluzione a molarità nota e viceversa valgono le relazioni:

$$N^{\circ} \text{ equivalenti} = \frac{\text{grammi}}{PE} \quad PE = \frac{PM}{X}$$

$$N^{\circ} \text{ equivalenti} = n \text{ moli} \cdot X$$

La normalità di una soluzione è sempre superiore o tutt'al più uguale alla sua molarità, ma mai inferiore

Frazione molare

“Si definisce frazione molare di un componente il rapporto fra il numero di moli di quel componente ed il numero totale di moli presenti nella miscela”

$$\text{Frazione molare di A} = x_a = \frac{n_a}{n_a + n_b + n_c + \dots + n_z}$$

La somma delle frazioni molari è uguale a 1

Frazione molare

Una soluzione è costituita da 36 g di acqua (PM 18) e 64 g di metanolo

a) 36 g di acqua (PM 18) corrispondono a 2 moli di acqua

b) 64 g di metanolo (PM 32) corrispondono a 2 moli dell'alcole

La frazione molare dell'acqua si calcola come segue:

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2}{2 + 2} = 0.5$$

Diluizione

Una soluzione diluita può essere preparata aggiungendo acqua a una soluzione concentrata; diluendo la soluzione concentrata il numero di moli non varia per cui:

$$M_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}}$$

$$N_{\text{con}} \times V_{\text{conc}} = N_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}}$$

Proprietà colligative nelle soluzioni elettrolitiche

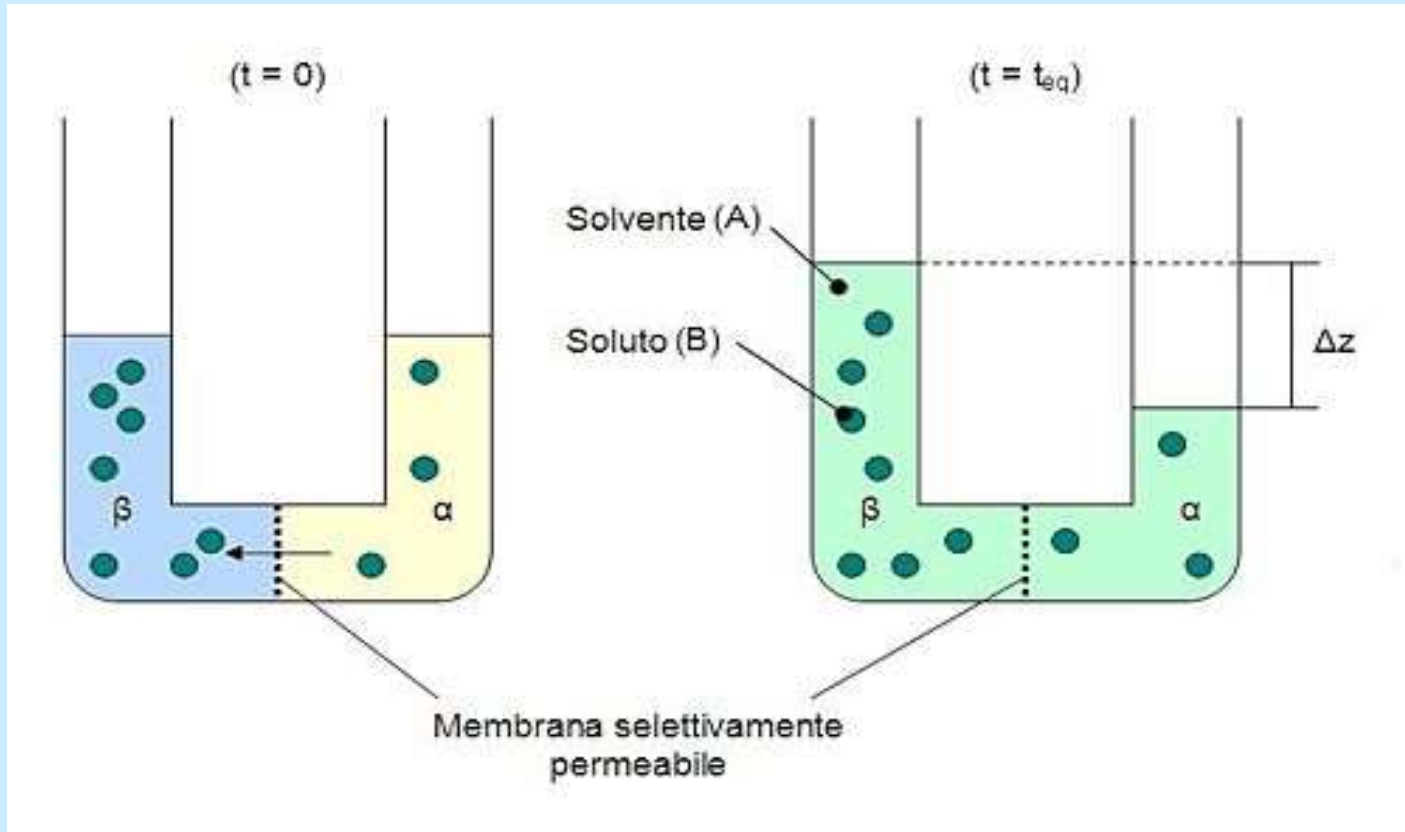
Dipendono esclusivamente dal numero di particelle di soluto presenti nel solvente

In una soluzione, nei confronti del solvente puro si ha:

- abbassamento della pressione di vapore
- innalzamento della temperatura di ebollizione
- abbassamento della temperatura di congelamento
- **pressione osmotica**

Pressione Osmotica

$$\pi = C \cdot R \cdot T$$



L'**osmosi** è un processo spontaneo che permette di raggiungere l'equilibrio al tempo t : le due soluzioni diventano isotoniche cioè hanno la stessa concentrazione

$$\pi = C \cdot R \cdot T$$

La formula generale della pressione osmotica è stata ricavata sperimentalmente e ha la stessa forma dell'equazione di stato dei gas ideali

$$\pi V = n R T$$

n = numero di moli

V = volume in litri

Se poniamo $n/V(L)=M$ avremo

$$\pi = M R T$$

T = temperatura in °K

$R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol}$

Soluzioni di glucosio, sodio cloruro, sodio fosfato aventi la stessa concentrazione molare **non sono isotoniche, hanno temperature di ebollizione e di congelamento diverse**

sol. acquosa
0.1 M di

π (atm)

a) glucosio

2.45

b) NaCl

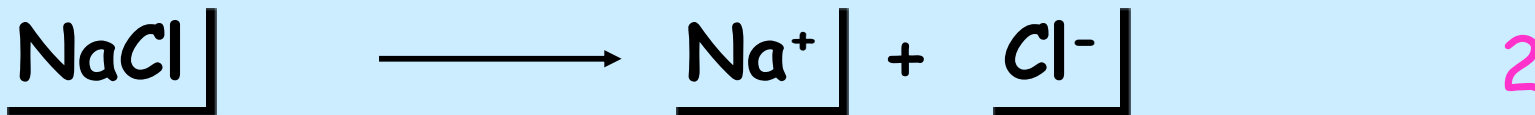
4.90

c) Na₃PO₄

9.80



- Un elettrolita in soluzione si dissocia in ioni, contrariamente a un non-elettrolita
- la conseguenza è che un elettrolita in soluzione libera più particelle mentre un non-elettrolita rimane indissociato



$$\pi = i \cdot C \cdot R \cdot T$$

i = numero di ioni in cui l'elettrolita è dissociato

Confrontando la pressione osmotica di due soluzioni:

$$\pi_A = \pi_B$$

soluzioni *isotoniche*

- $\pi_A > \pi_B$ la soluzione A è *ipertonica* rispetto alla soluzione B
e la soluzione B è *ipotonica* rispetto alla soluzione A

Se due soluzioni aventi diversa pressione osmotica sono separate da una membrana semipermeabile, si ha passaggio netto di solvente dalla soluzione ipotonica a quella ipertonica fino al raggiungimento di una condizione di equilibrio

Una soluzione allo 0.9 p/v di NaCl è chiamata **soluzione fisiologica** perché ha la stessa pressione osmotica dei fluidi corporei (π circa 7.5 atm) ed è quindi isotonica rispetto a questi.

Nelle banche del sangue i globuli rossi vengono conservati in soluzione fisiologica; se vengono immersi in una soluzione più diluita di quella fisiologica (ipotonica rispetto al contenuto cellulare), l'acqua entra nella cellula e ne provoca il rigonfiamento fino a farla eventualmente scoppiare.

- . Innalzamento della temperatura di ebollizione ΔT_{eb} di una soluzione rispetto a quella del solvente puro

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m \cdot i$$

K = costante ebullioscopica che dipende dal solvente

- . Abbassamento della temperatura di congelamento ΔT_c di una soluzione rispetto a quella del solvente puro

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \cdot i$$

m = molalità della soluzione

L' abbassamento della pressione di vapore del solvente segue la Legge di Raoult:

$$p = x_0 \cdot p_0$$

p = tensione di vapore della soluzione

p_0 = tensione di vapore del solvente puro

x_0 = frazione molare del solvente nella soluzione

Siccome la frazione molare è sempre minore di 1, la tensione di vapore saturo* di una soluzione di soluto non volatile è sempre minore di quella del solvente puro

*si dice tensione di vapore saturo di un liquido la pressione esercitata dal vapore in equilibrio con il liquido

1. Quale dei seguenti sistemi è omogeneo?

A. sospensione

B. Lega metallica

C. Emulsione

D. Soluzione con corpo di fondo

E. nebbia

Un sistema è omogeneo quando i diversi componenti sono presenti in un'unica fase. Una sospensione è formata da una fase solida dispersa in una fase liquida; un'emulsione è una miscela di due fasi liquide disperse l'una nell'altra ma distinguibili perché immiscibili (acqua e olio); una soluzione con corpo di fondo presenta una fase solida, mentre la nebbia è un aerosol, cioè un sistema formato da minuscole goccioline di liquido sospese nell'aria.

B: La lega metallica è una soluzione solida formata da due o più sostanze solide con composizione uniforme in ogni suo punto

2. Si abbia una soluzione acquosa di NaCl. Raddoppiando il volume della soluzione per aggiunta di acqua pura, il punto di congelamento della soluzione:

- A. Diminuisce
- B. Aumenta**
- C. Non subisce variazioni
- D. Non subisce variazioni solo se la pressione è costante
- E. Diminuisce di 2°C

Il punto di congelamento è una proprietà colligativa il cui valore non dipende dal tipo di soluto ma dalla sua concentrazione. L'aggiunta di soluto ad una qualsiasi soluzione ne provoca l'abbassamento in modo proporzionale alla concentrazione molale di soluto:

$$\Delta T_c = K_c \times m$$

Quindi, dato che la concentrazione di una soluzione è pari alla quantità di soluto disciolto nell'unità di volume della stessa soluzione, raddoppiando il volume si dimezza la concentrazione del soluto. Diminuendo la concentrazione del soluto diminuisce l'abbassamento crioscopico e la temperatura di congelamento aumenta: risposta B

3. La frazione molare del solvente è il rapporto fra:

- A. Le moli di solvente e i grammi di soluzione
- B. Le moli di solvente e i grammi di soluto
- C. Le moli di solvente e le moli di soluto
- D. I grammi di solvente e le moli totali
- E. Le moli di solvente e le moli totali

La frazione molare esprime il rapporto fra il numero di moli di un componente e il numero di moli totali di tutti i componenti della soluzione: risposta E.

5. Una soluzione acquosa non satura di glucosio rappresenta un esempio di:

- A. Sistema eterogeneo**
- B. Emulsione**
- C. Aerosol**
- D. Sistema omogeneo**
- E. Sospensione**

Una soluzione acquosa di glucosio non satura non presenta corpo di fondo quindi rappresenta un sistema omogeneo la cui composizione è la stessa in ogni suo punto. Risposta D.

6. A quale volume bisogna diluire 10 ml di HCl 8M per ottenere HCl 0.4M?

A. 40 ml

B. 200 ml

C. 80 ml

D. 400 ml

E. 32 ml

Per rispondere bisogna ricordare la formula:

$$M_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}}$$

$$M_{\text{conc}} = 8M$$

$$V_{\text{conc}} = 10\text{ml}$$

$$M_{\text{dil}} = 0.4\text{M}$$

$$\frac{8 \times 10}{0.4} = V_{\text{dil}} = 200 \text{ ml (Risposta B)}$$

7. Un grammo equivalente di Ca(OH)_2 è uguale a:

- A. Un quarto di mole
- B. Una mole
- C. Mezza mole
- D. Due moli
- E. 10 moli

Un grammo equivalente (o equivalente) di una base forte è quella quantità di sostanza che, dissociandosi, cede una mole di ioni OH^- ; poiché una mole di idrossido di calcio cede due moli di ioni OH^- e ricordandosi che:

$$\text{PE} = \frac{\text{peso molecolare}}{\text{N}^\circ \text{equivalenti}} = \frac{1\text{g}}{2} = 0.5$$

La risposta è C

8. In quale delle seguenti soluzioni la pressione osmotica è maggiore?

A. Glucosio 1M

B. Cloruro di sodio 0.6M

C Cloruro di calcio 0.5M

D. Cloruro di sodio 0.7M

E. Glucosio 0.5M

Se il soluto non si dissocia come nel caso del glucosio, la pressione osmotica viene calcolata secondo la regola:

$$\pi = C \cdot R \cdot T$$

Con soluzioni di elettroliti, invece, bisogna tener conto anche del grado di dissociazione, per cui l'equazione è:

$$\pi = i \cdot C \cdot R \cdot T$$

La risposta è C perché: π (glucosio) = 1

$$\pi$$
 (cloruro di sodio 0.6M) = 1.2

$$\pi$$
 (cloruro di calcio 0.5M) = 1.5

$$\pi$$
 (cloruro di sodio 0.7M) = 1.4

$$\pi$$
 (glucosio 0.5M) = 0.5

9. La pressione osmotica di una soluzione acquosa 1M di glucosio a 27°C è:

- A. 300 atm
- B. 24,6 atm**
- C. 1 atm
- D. 2 atm
- E. Non può essere calcolata

Ricordiamo che la formula che permette di calcolare la pressione osmotica per un non elettrolita è:

$$\pi = C \times RT \quad (\text{la temperatura è espressa in gradi Kelvin})$$

$$R = \text{costante universale dei gas} = 0.0821 \text{ l} \times \text{atm} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$$

Poiché 27°C corrispondono a 300 K, la pressione osmotica della soluzione sarà:

$$\pi = 1 \times 0.0821 \times 300 = 24,6 \text{ atm (Risposta B)}$$

10. In 2000ml di una soluzione acquosa sono presenti 3.65 g di HCl (PM36.5u.m.a); la concentrazione della soluzione è:

- A. 0.5M
- B. 0.05M
- C. 0.1M
- D. 0.05m
- E. 3.65M

Ricordiamo che:

$$M = \frac{\text{numero di moli}}{\text{volume (litri)}} = \frac{\text{g/PM}}{\text{volume (litri)}} = \frac{0.1 \text{ mol}}{2 \text{ l}} = 0.05 \text{ mol/l}$$

La risposta è B

11. Una soluzione che contiene 0,05 moli di HCl in 100 ml di soluzione è:

A. 0.05M

B. 0.5M

C. 0.5m

D. 0.05m

E. 0.005N

12. Quanti equivalenti sono contenuti in una mole di Al(OH)_3 ?

A. 4

B. 3

C. 2

D. 7

E. 1

13. La pressione osmotica di una soluzione acquosa 1 M di glucosio a 27°C è circa:

A. 300 atm

B. 24,6 atm

C. 1 atm

D. 2 atm

E. Non può essere calcolata

14. Il peso equivalente del ferro ($P_A=55,84$) nel cloruro ferrico è circa:

A. 55,84

B. 27,92

C. 18,61

D. 13,96

E. 167,52

16. Se due soluzioni acquose hanno la stessa concentrazione espressa in osmolarità esse avranno anche:

A. Lo stesso pH

B. La stessa conducibilità elettrica

C. La stessa densità

D. La stessa temperatura di congelamento

E. La stessa forza ionica

17. Indicare quale tra le seguenti non è una proprietà colligativa delle soluzioni:

A. L'innalzamento ebullioscopico

B. L'abbassamento crioscopico

C. Il grado di dissociazione

D. L'abbassamento della tensione di vapore

E. La pressione osmotica

18. Due soluzioni con uguale normalità contengono uguale numero di:

A. Grammi di soluto per litro di soluzione

B. Moli per litro

C. Equivalenti di soluto per litro di soluzione

D. Atomi per litro

E. Equivalenti di soluto per Kg di solvente

19. L'ebullioscopia:

- A. Indica la temperatura di ebollizione di un soluto
- B. Studia la variazione della temperatura di ebollizione dell'acqua in funzione della pressione
- C. Studia le sostanze che impediscono l'ebollizione dell'acqua
- D.** Studia la variazione del punto di ebollizione di un solvente per aggiunta di un soluto
- E. Si occupa della determinazione sperimentale della temperatura di ebollizione di un liquido puro

20. Le proprietà colligative delle soluzioni sono quelle proprietà che dipendono:

- A. Dal numero di particelle di soluto
- B. Dalla natura delle particelle di soluto
- C. Dal pH della soluzione
- D. Dalla forza ionica
- E. Dalla natura del solvente e del soluto