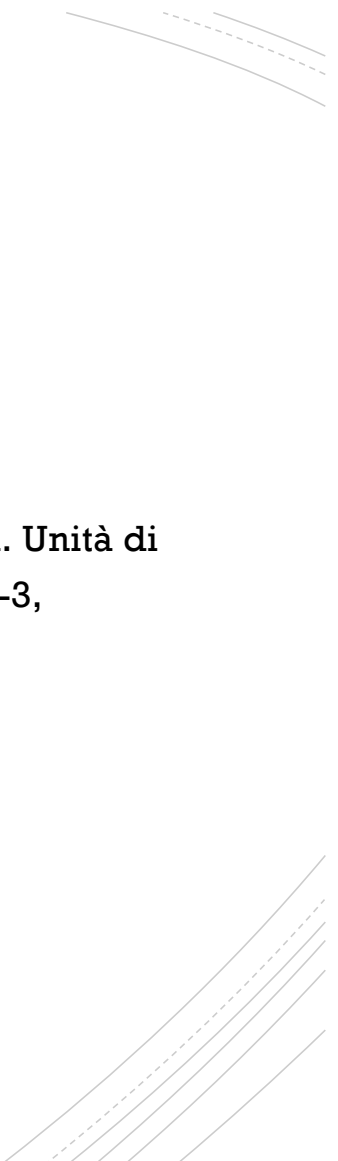


Lezione	Programma
Proprietà microscopiche della materia e composizione delle sostanze	Modello particellare della materia su scala microscopica: il modello atomico di Dalton. Elementi, sostanze semplici, sostanze composte. Molecole, ioni, formule chimiche. Massa atomica e massa atomica relativa (A_r), massa molecolare relativa (M_r). La tavola periodica degli elementi di Mendeleev: periodi e gruppi. Modelli atomici e numeri quantici. Configurazione elettronica degli atomi e proprietà periodiche.
Il legame chimico e le forze intermolecolari.	Il legame ionico, covalente e metallico. L'elettronegatività. I legami chimici: il modello di Lewis. Il modello VSEPR e le geometrie molecolari. Numero di ossidazione. Forze intermolecolari e legame idrogeno.
Proprietà macroscopiche della materia.	Modello particellare della materia su scala macroscopica e stati della materia. Proprietà macroscopiche dei gas, liquidi e solidi e trasformazioni fisiche (teoria cinetica, punti fissi, transizioni di fase). Miscele omogenee ed eterogenee e tecniche di separazione delle miscele. Leggi fondamentali della chimica (Lavoisier, Proust, Dalton, Gay-Lussac) e numero di Avogadro. Leggi dei gas ideali (Boyle, Charles, Gay-Lussac).
Stechiometria delle reazioni chimiche.	Bilanciamento degli schemi di reazione. Definizione del concetto di mole e della costante di Avogadro. Conversione della quantità di massa in moli. Relazione tra il numero di moli (quantità chimica) e massa negli schemi di reazione.
Composti	Proprietà e nomenclatura dei composti. Nomenclatura di sostanze e composti (IUPAC e tradizionale). Proprietà dei principali composti inorganici. Proprietà dei metalli.
Reazioni chimiche.	Reazioni esotermiche ed endotermiche. L'equilibrio chimico. Velocità di reazione e fattori che influenzano la velocità di reazione
Proprietà delle soluzioni.	Conducibilità, proprietà colligative, solubilità. Unità di misura della concentrazione (mol dm^{-3} , g dm^{-3} , composizione percentuale) e relativi calcoli.
Le reazioni acido-base e redox.	Definizione di acidi e basi. Acidi e basi comuni. Forza di acidi e basi e definizione di pH. Reazioni acido base e indicatori di pH. Definizione di idrolisi e soluzione tampone. Ossidazioni e riduzioni. Identificazione dell'ossidante e del riducente in una semplice trasformazione chimica redox o in uno schema di reazione. Bilanciamento di semplici schemi di reazione redox.
Chimica organica.	Origini e caratteristiche degli idrocarburi. Alcani, alcheni, alchini, cicloalcani. Benzene e composti aromatici. Ibridazione del carbonio. Composti organici: struttura e nomenclatura. Isomeria, relazione tra struttura e proprietà. Alcoli, aldeidi, chetoni e acidi carbossilici. Ammine e aminoacidi.
Chimica applicata.	Le trasformazioni chimiche nella vita quotidiana. Corretta lettura delle etichette dei prodotti commerciali (bevande, prodotti alimentari, farmaci, prodotti chimici). Principali tematiche ambientali (piogge acide, effetto serra, smog...). Norme di sicurezza.



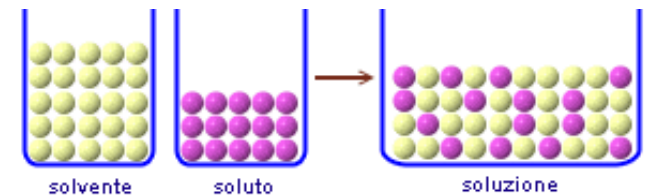


Lezione 6 Proprietà delle soluzioni

- **Conducibilità, proprietà colligative, solubilità. Unità di misura della concentrazione (mol dm^{-3} , g dm^{-3} , composizione percentuale) e relativi calcoli.**
- 

SOLUZIONI

Sono miscele omogenee di due o più sostanze (in forma di molecole, atomi, ioni) di cui quella presente in quantità maggiore è definita **solvente**, le altre **soluti**.



possono essere

solide (leghe)

liquide

aeriformi

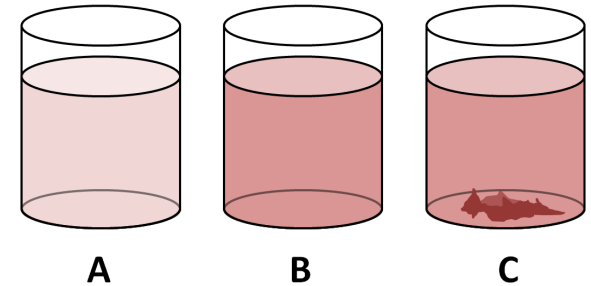
Anche se il solvente e il soluto sono in fasi diverse, esse assumono lo stato di aggregazione del solvente

SOLUBILITA'

E' la quantità massima di soluto che può sciogliersi, ad una data **temperatura**, in una data quantità di solvente: la soluzione in questo caso si dice **satura**.

Una soluzione è **insatura** quando il solvente è ancora in grado di sciogliere soluto o soluti.

Una soluzione **insatura** può essere **diluita**, se la quantità di soluto disciolta è piccola o **concentrata** se invece è grande, relativamente alla quantità di solvente.



SOLUBILITA'

I soluti possono essere:

- **ionici**
- di tipo **polare**
- di tipo **non polare**

I solventi possono essere

- di tipo **polare**
- di tipo **non polare**

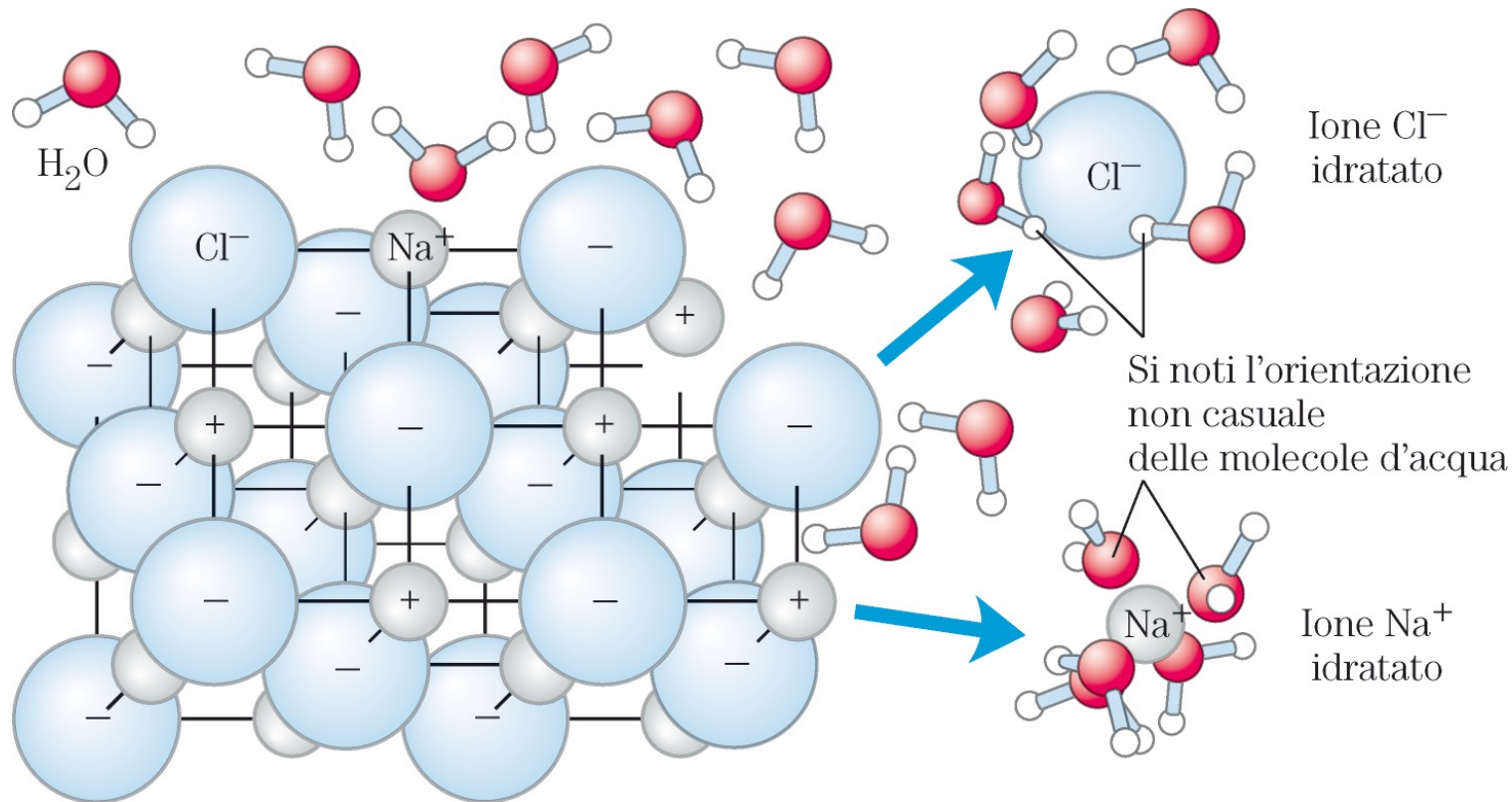
I soluti **ionici** sono solubili in solventi **polari**.

I soluti **polari** sono solubili in solventi **polari**.

I soluti **non polari** (o leggermente polari) sono solubili in solventi **non polari** (o leggermente polari).

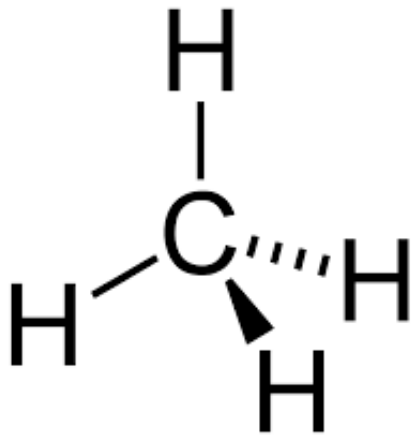
Il processo di solubilizzazione: le molecole **POLARI**

La natura polare dell'acqua e le forze intermolecolari sono alla base del processo di **SOLUBILIZZAZIONE** di molecole polari o cariche

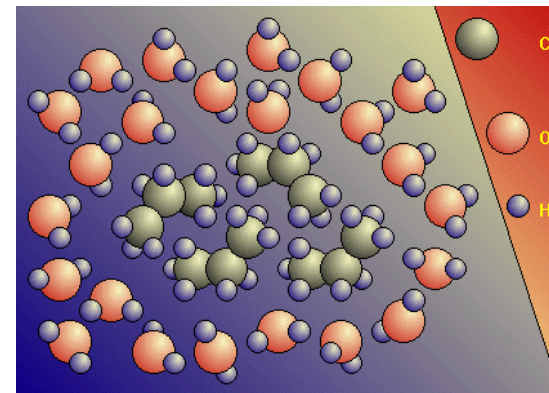
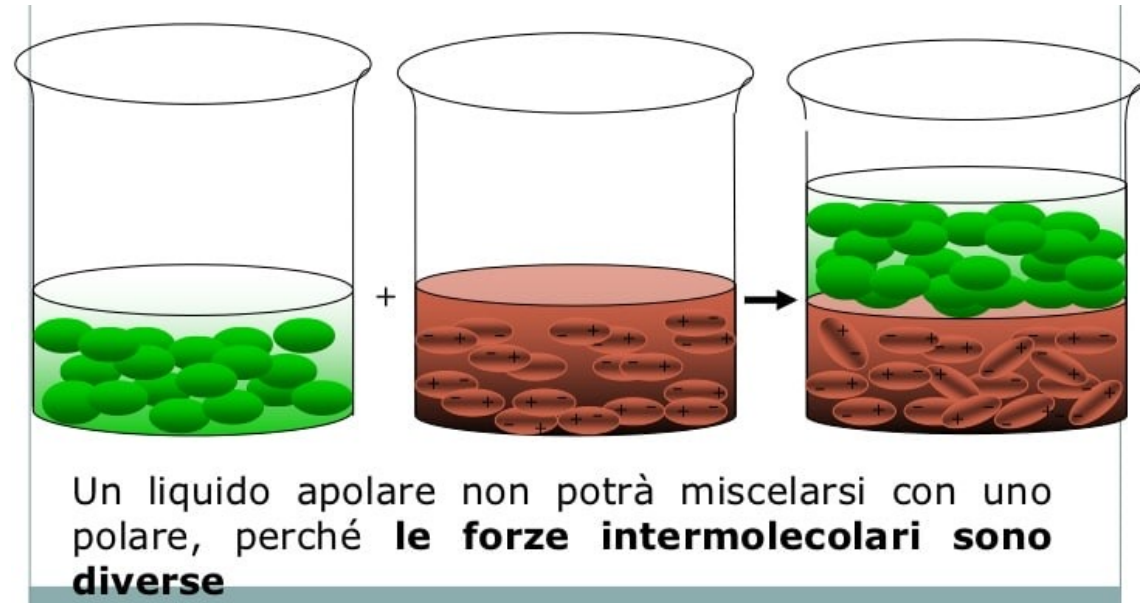


Il processo di solubilizzazione: le molecole **APOLARI**

Le molecole costituite da atomi con elettronegatività paragonabile sono **non polari (insolubili in H₂O, idrofobiche)**



Nella molecola di metano, l'atomo di Carbono e l'atomo di Idrogeno hanno valori di elettronegatività paragonabili, quindi nessun atomo presenta carica parziale.



LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI



La concentrazione o titolo di una soluzione esprime la quantità di soluto contenuta in una determinata quantità di soluzione o di solvente.

$$\text{Concentrazione} = \frac{\text{Quantità}_{\text{soluto}}}{\text{Quantità}_{\text{soluzione}}}$$

LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

**percentuale
massa/massa
(%m/m)**

- indica la quantità di soluto espressa in grammi presente in 100 grammi di soluzione

**percentuale
massa/volume
(%m/V)**

- indica la quantità di soluto espressa in grammi presente in 100 mL di soluzione

**percentuale
volume/volume
(%V/V)**

- indica la quantità di soluto espressa in mL presente in 100 mL di soluzione

**molarità
(mol/L)**

- numero di moli di soluto per litro di soluzione

PRECISAZIONI SULLA MOLARITA'

Molarità = numero di moli di soluto / Volume della soluzione espresso in litri

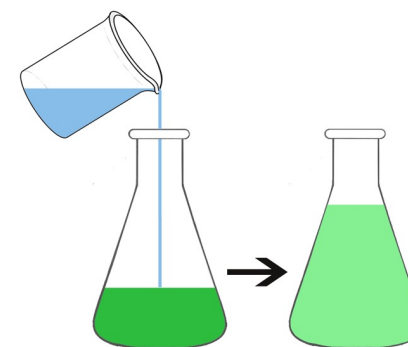
numero di moli di soluto = Molarità x Volume della soluzione espresso in litri

Volume della soluzione espresso in litri = numero di moli di soluto / Molarità

DILUIZIONI

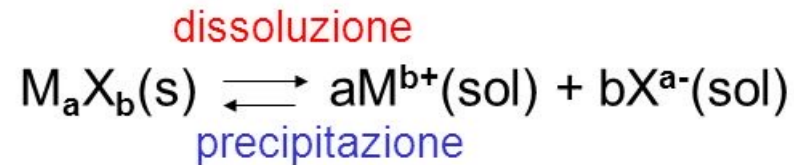
Quando si diluisce una soluzione, il numero di moli di soluto resta costante, cambia invece la loro dispersione nel volume di solvente che aumenta. Pertanto:

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



IL PRODOTTO DI SOLUBILITA'

Nelle condizioni di equilibrio della soluzione di un sale poco solubile, l'equazione di dissoluzione è:



La costante relativa a questo equilibrio è indicata con Kps ed è data da:

$$K_{ps} = [\text{M}^{b+}]^a [\text{X}^{a-}]^b$$

La costante è indipendente dalla quantità della fase solida purché essa sia presente

Sciogliendo 18 g di glucosio (massa molare: 180 g/mol) in 10 L di acqua si ottiene una soluzione:

☐ A) 0,018 M

☐ B) 0,1 M

☐ C) 0,01 M

☐ D) 1,8 M

☐ E) 0,18 M

$$18 \text{ g} = 0.1 \text{ moli}$$

$$0.1 \text{ moli in } 10 \text{ L} = 0.01 \text{ moli /L}$$



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.



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

- A. 40 ml
- B. 200 ml
- C. 80 ml
- D. 400 ml
- E. 32 ml

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

Quindi:

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



Sciogliendo 400 g dell'elettrolita forte CaBr_2 in 10 L di acqua, quale sarà la concentrazione di ioni Br^- ?

(masse atomiche: Ca = 40 u, Br = 80 u)

☐ A) 0,68 M

☐ B) 0,2 M

☐ C) 2 M

☐ D) 4 M

☒ E) 0,4 M

Massa molecolare del
 $\text{CaBr}_2 = 200 \text{ u}$

1 mole = 200 g

400 g = 2 moli

2 moli in 10 L = 0.2 M

$[\text{Br}^-] = 0.4 \text{ M}$

Sapendo che NaOH ha una massa molare di 40 g/mol, quanti grammi di NaOH occorreranno per neutralizzare 10 L di una soluzione acquosa di un acido monoprotico forte a pH 2?

☐ A) 40 g

☐ B) 4 g

☐ C) 0,4 g

☐ D) 0,2 g

☐ E) 0,1 g

$$\text{pH } 2 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M} = 0.01 \text{ M}$$

$$0.01 \text{ M} = 0.01 \text{ moli/L} \rightarrow 0.1 \text{ moli in } 10 \text{ L}$$

Quindi serviranno 0.1 moli di NaOH cioè
4 g



La Kps di Mg(OH)_2 è 1.2×10^{-11} . Calcolare il pH di una soluzione satura di Mg(OH)_2 .



$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Per ogni molecola di sale disciolto si formano uno ione Mg^{2+} e due ioni OH^- . Se x è la $[\text{OH}^-]$ nella soluzione satura di idrossido di magnesio posso scrivere:

$$K_{\text{ps}} = (x/2) x^2 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$x^3 = 2.4 \times 10^{-11}$$

$$x = 2.9 \times 10^{-4} \rightarrow -\log 2.9 \times 10^{-4} = 3.54$$

$$\text{pOH} = 3.54$$

$$\text{pH} = 10.46$$

Sapendo che la solubilità del CaCO_3 è 9.0×10^{-5} mol/l, determinare il prodotto di solubilità



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Dato che da ogni mole di CaCO_3 che si dissocia si formano una mole di ioni Ca^{2+} ed una di ioni CO_3^{2-} avrò:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = (9.0 \times 10^{-5})^2 = 8.1 \times 10^{-9}$$

Supponiamo di voler preparare 1L di soluzione di cloruro di sodio 0.3 M. Quanto cloruro di sodio sarà necessario? (Na $\rightarrow$ 22.99 g/mol Cl- 35.45 g/mol)

Preparare una soluzione 0.3 M significa avere 0.3 moli di soluto in un litro di soluzione.

Pertanto avrò bisogno di 0.3 moli di NaCl

$$1 \text{ mole di NaCl} = 22.99 + 35.45 = 58.44 \text{ g}$$
$$58.44 \times 0.3 = 17.532 \text{ g}$$

Qual è la molarità di 2L di una soluzione contenenti 3.65 g di HCl?

3.65 g di HCl in 2L di soluzione significa
1.825 g/L

$$1 \text{ mole di HCl} = 36.5 \text{ g}$$

Pertanto in un litro di soluzione ci sono
 $1.825 \text{ g} / 36.5 \text{ g/mole} = 0.05 \text{ moli}$

Quindi la soluzione è 0.05 M

Ad un' infermiera viene chiesto di preparare una soluzione al 2% di acido borico. Poiché l' acido borico è solido, si tratta di una percentuale peso/volume. Se l' infermiera ha a disposizione 5 g di acido borico, quanti mL di soluzione potrà preparare?

2% significa 2 g in 100 ml di soluzione.

Pertanto, poiché $5/2 = 2.5$, l'infermiera potrà preparare 250 ml di soluzione

Calcolare la molarità di una soluzione che contiene 7,8 g di cloruro di calcio (CaCl_2 MM= 111 u) in 350 mL di soluzione.

$$7.8 \text{ g} / 111 = 0.0703 \text{ moli in } 350 \text{ ml}$$

$$0.073 / 350 \times 1000 = 0.2\text{M}$$

Quante moli di NaCl (MM 58 u) sono contenute in 200 mL di una soluzione acquosa al 20% m/V?

$$20\% \text{ m/V} = 20 \text{ g in } 100 \text{ mL} \rightarrow 40 \text{ g in } 200 \text{ mL}$$

$$1 \text{ mole NaCl} = 58 \text{ g}$$

$$40 / 58 = 0,69 \text{ g}$$

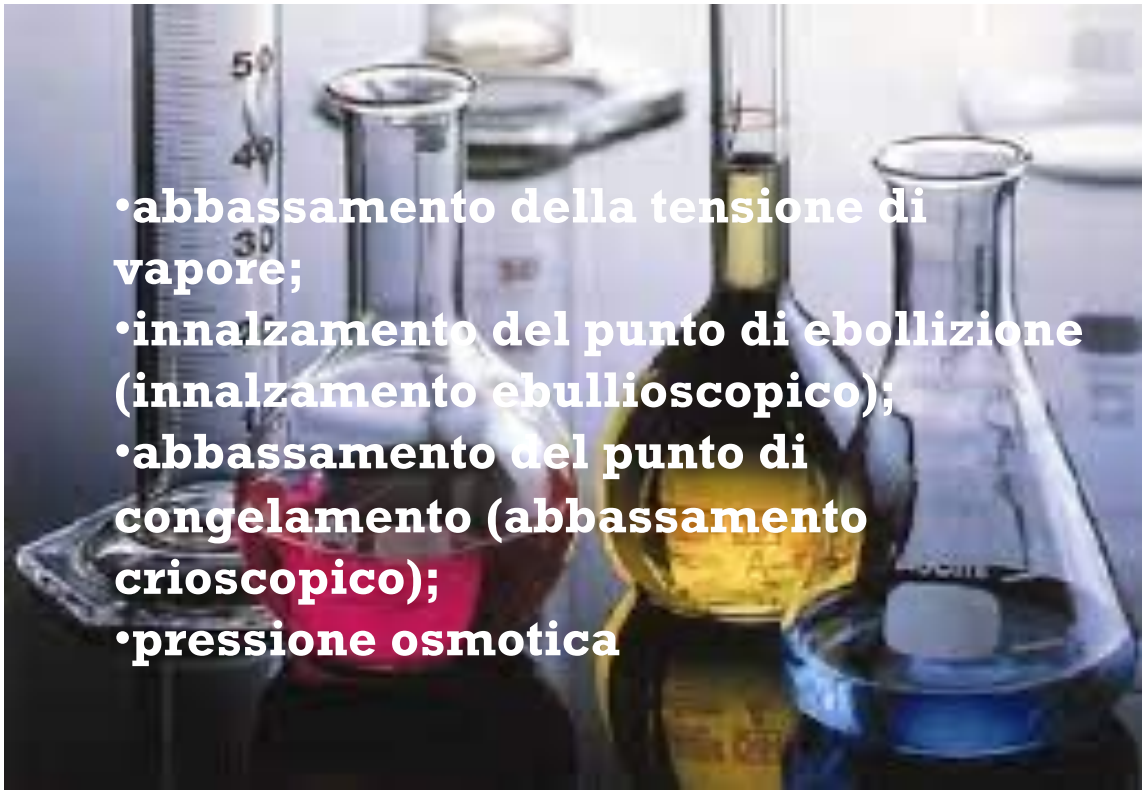
Calcolare quanti grammi e quante moli di cloruro di sodio sono contenuti in 37 g di una soluzione 4% m/m.

$$37 \text{ g al } 4\% \rightarrow 4 / 100 \times 37 = 1,48 \text{ g}$$

$$1.48 / 58 = 0.0255 \text{ moli}$$

PROPRIETA' COLLIGATIVE

Le **proprietà colligative** sono proprietà delle soluzioni, che non dipendono dalla natura chimica del soluto, ma solo dalla sua concentrazione (numero di particelle, molecole o ioni, per unità di volume).

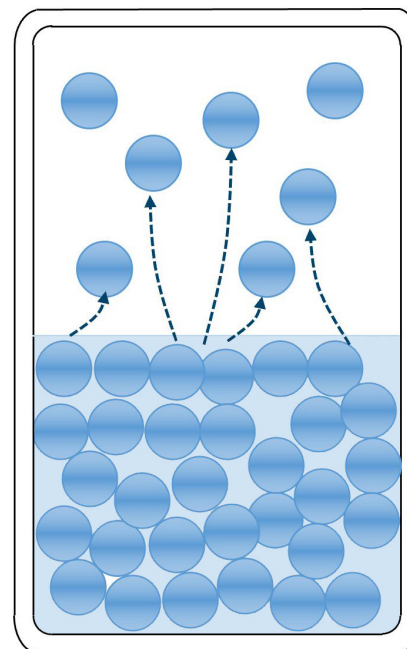
- 
- A photograph of laboratory glassware on a reflective surface. In the foreground, there is a round-bottom flask containing a red liquid, a graduated cylinder with a yellow liquid, and an Erlenmeyer flask with a blue liquid. In the background, another graduated cylinder with a clear liquid is visible. The text is overlaid on the left side of the image.
- abbassamento della tensione di vapore;
 - innalzamento del punto di ebollizione (innalzamento ebullioscopico);
 - abbassamento del punto di congelamento (abbassamento crioscopico);
 - pressione osmotica

Abbassamento della tensione di vapore

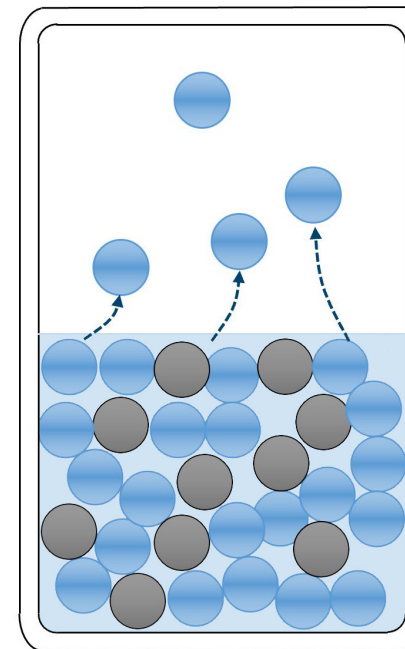
La TENSIONE DI VAPORE è la pressione esercitata da un vapore in equilibrio con un liquido

Nel solvente puro la tensione di vapore è in equilibrio con il liquido in modo tale che la velocità di evaporazione e quella di condensazione siano uguali.

L'aggiunta del soluto non cambia la velocità di condensazione ma riduce la concentrazione di solvente sulla superficie riducendo quindi la velocità di evaporazione. Si ristabilisce un nuovo equilibrio con una tensione di vapore ridotta

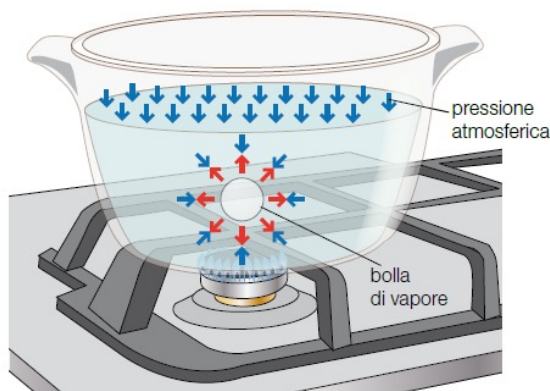


Pressione di vapore generata dal solvente puro



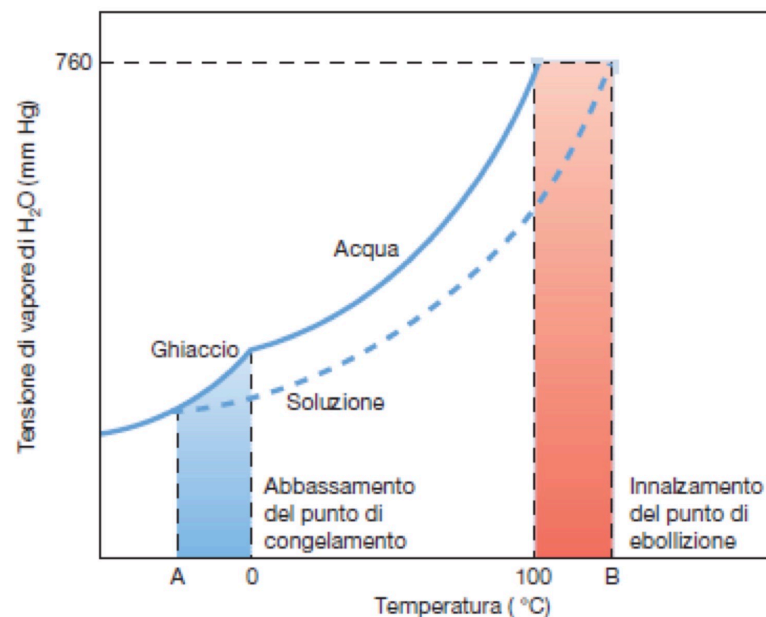
Pressione di vapore generata da una soluzione con soluto solido

Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

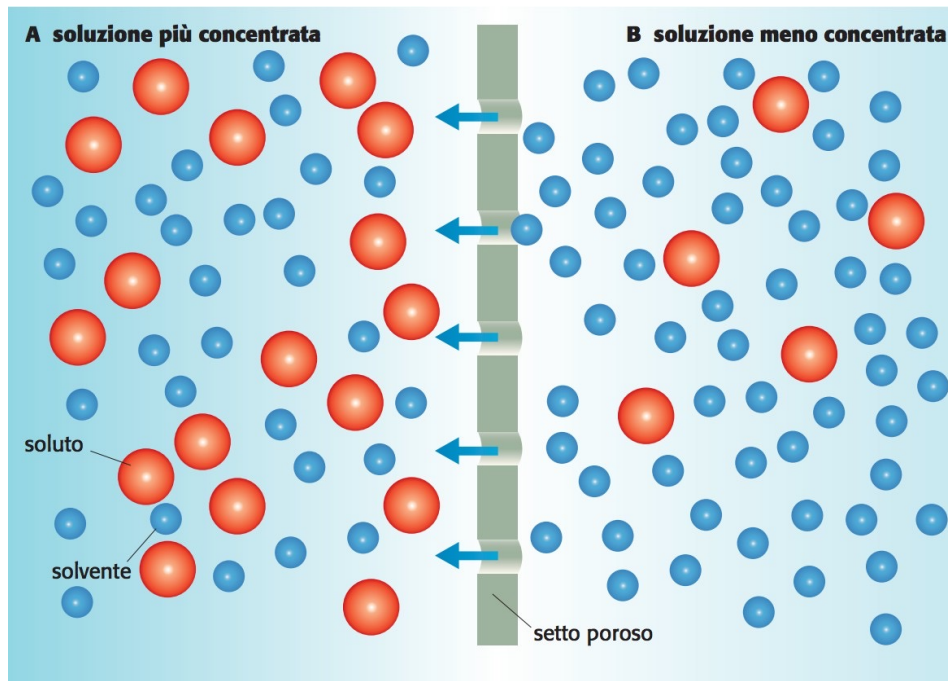


Il punto di ebollizione corrisponde alla T alla quale la tensione di vapore del liquido è pari ad 1 atm. L'abbassamento della tensione di vapore dovuto alla presenza del soluto fa aumentare la T alla quale il liquido bolle.

Allo stesso modo, la presenza del soluto riduce la T di congelamento



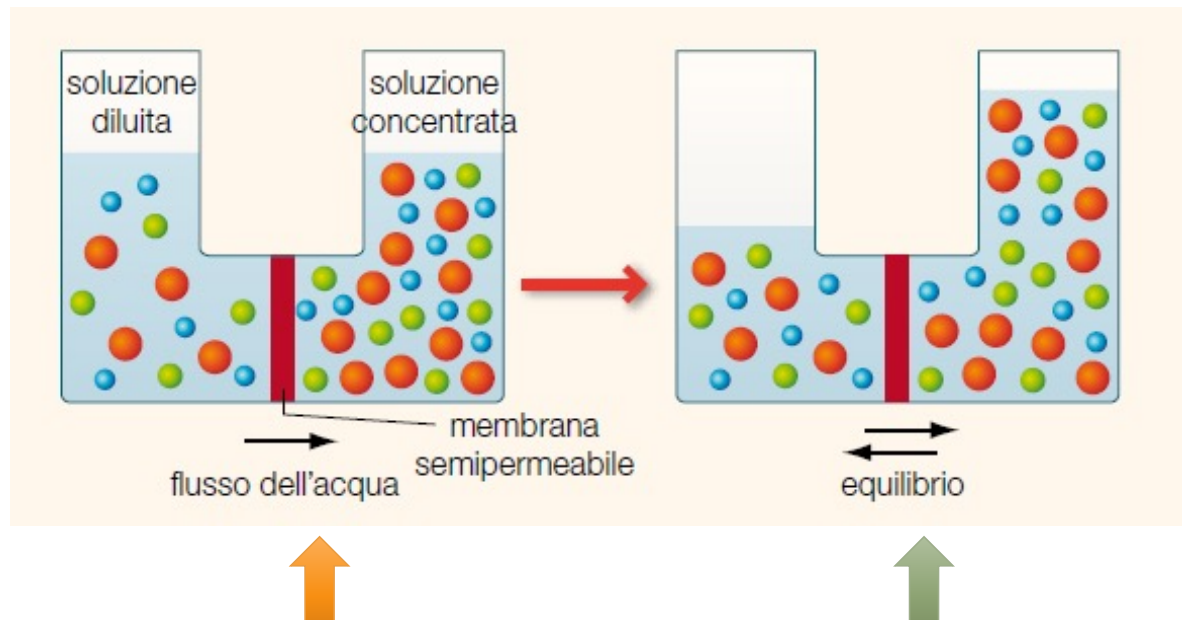
Pressione osmotica



Se tra due soluzioni a diversa concentrazione di soluto si interpone una membrana semipermeabile, dotata di pori di dimensioni tali da far passare solo le molecole più piccole, come l'acqua, si osserva il passaggio di solvente dalla soluzione più diluita a quella più concentrata. Tale fenomeno è chiamato **osmosi**.

← Pressione dell'acqua in B
Pressione dell'acqua in A →

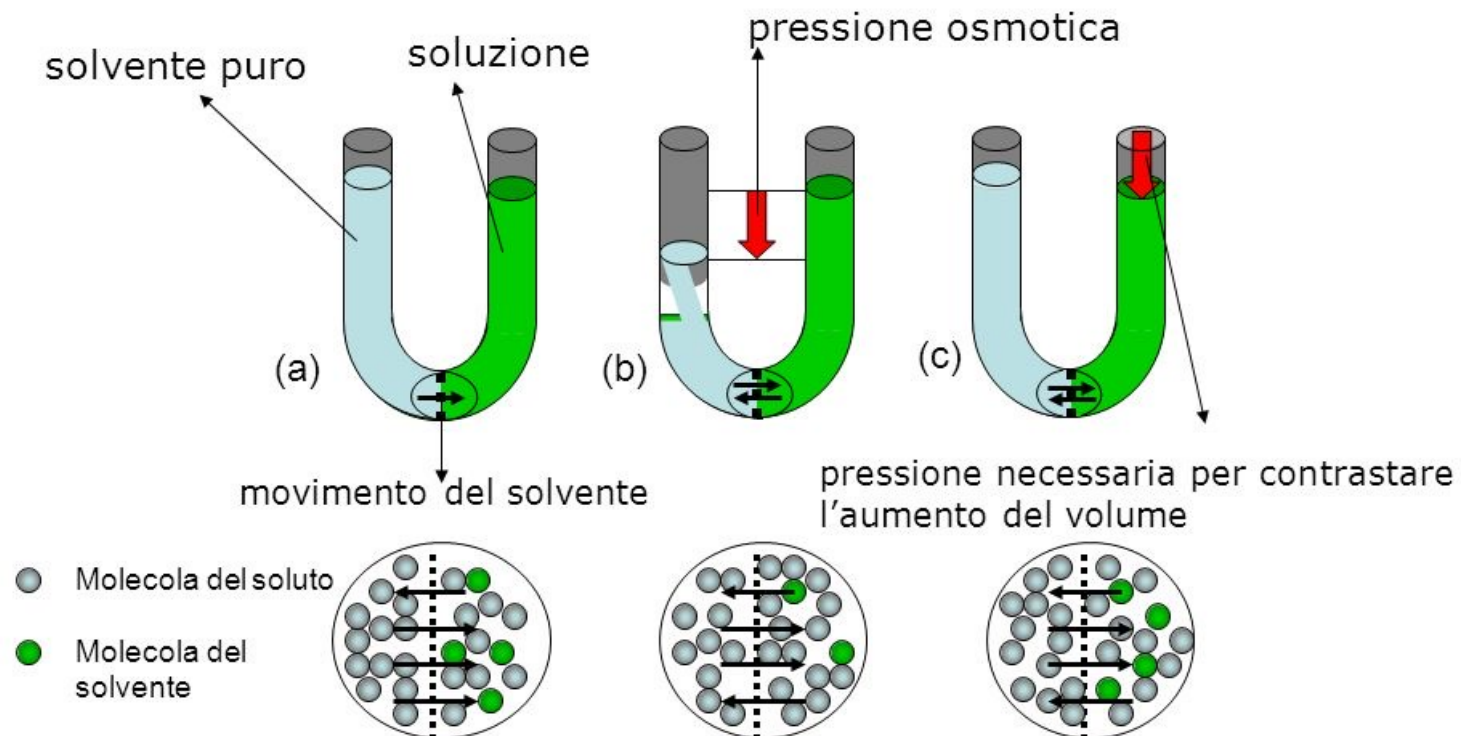
Pressione osmotica



All'inizio la velocità con cui le particelle di solvente passano dalla soluzione diluita a quella concentrata è maggiore di quella alla quale le particelle di solvente passano dalla soluzione concentrata a quella diluita

Quando la colonna di liquido sale, la pressione idrostatica dovuta al peso della soluzione nella colonna fa sì che le particelle di solvente passino verso la soluzione diluita alla stessa velocità con la quale passano verso la soluzione concentrata. La pressione che la colonna di liquido esercita in queste condizioni è detta **PRESSIONE OSMOTICA**

Pressione osmotica



Pressione osmotica →
è la pressione che deve essere esercitata su di una soluzione, separata dal solvente mediante una membrana semipermeabile, per evitare che questa sia diluita.

Pressione osmotica e osmolarità

π = pressione osmotica

$$\pi V = n RT$$

$$\pi = n/V RT$$

da cui:

$$\pi = MRT$$

R è la costante dei gas

T è temperatura assoluta espressa in gradi Kelvin

M è la concentrazione molare della soluzione

La pressione osmotica è proporzionale alla concentrazione del soluto, indipendentemente dalla sua natura chimica.

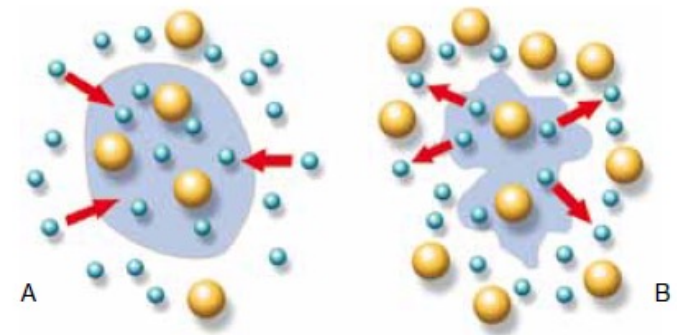
Si definisce **OSMOLE** il rapporto fra il peso molecolare di una sostanza e il numero di particelle che origina in soluzione.

Es. 1 mole di NaCl = 2 osmoli di NaCl

OSMOLARITA' = numero di osmoli/ litro di soluzione

Se due soluzioni hanno una differente osmolarità, si definisce **ipertonica** quella a concentrazione maggiore, e **ipotonica** quella a concentrazione minore.

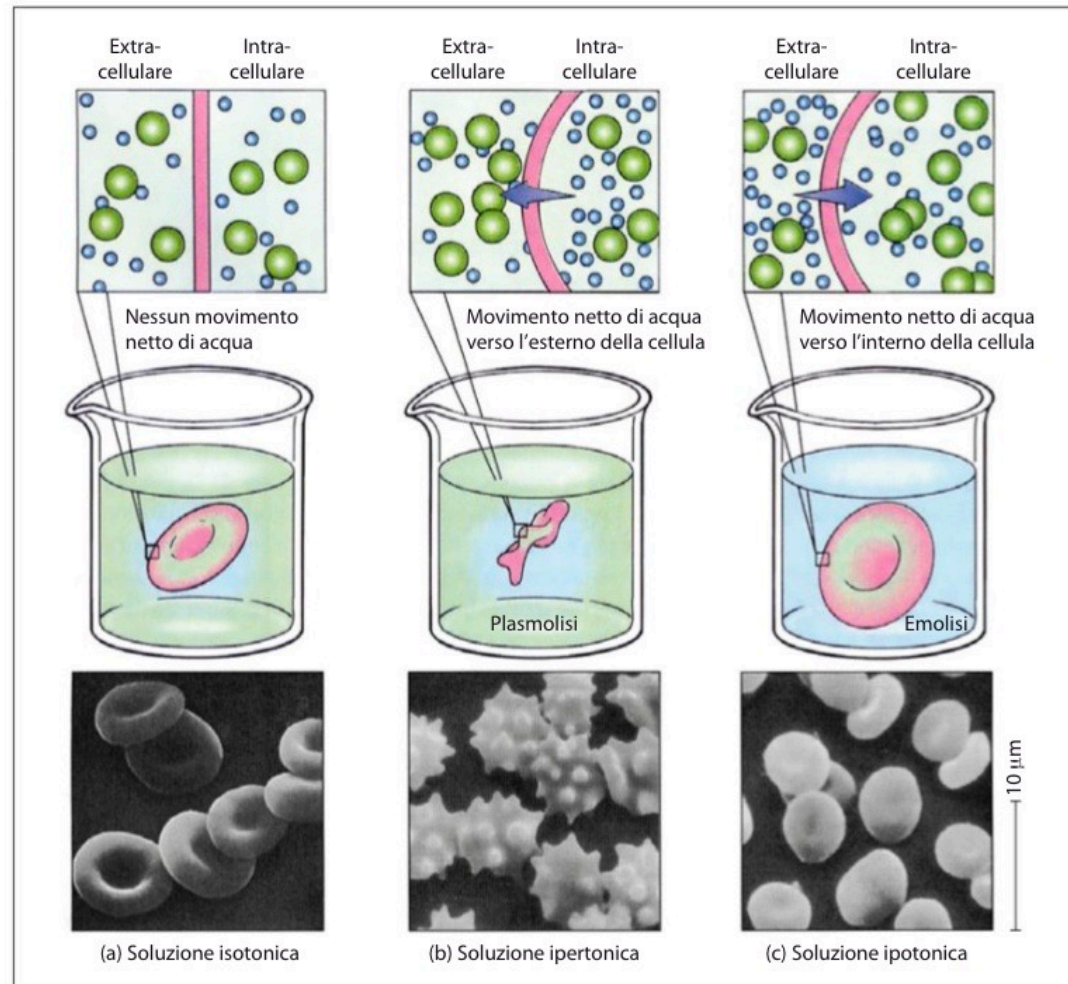
Si dicono **isotoniche** due soluzioni che hanno la stessa pressione osmotica.



IL RUOLO DELL' OSMOSI NEI SISTEMI VIVENTI: L' ESEMPIO DEI GLUBULI ROSSI

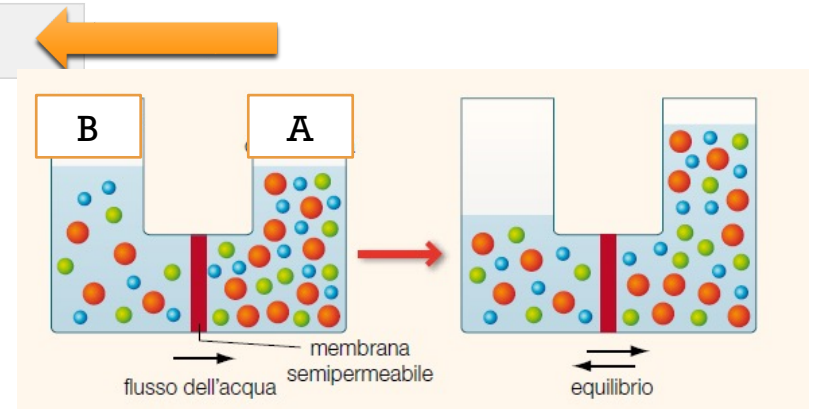
Le **membrane** che separano i vari compartimenti cellulari sono membrane semipermeabili, permettono il passaggio delle molecole d' acqua ma non quello di soluti anche piccoli come Na^+ , K^+ , Cl^- ...

I vari compartimenti di un organismo tendono a mantenere la stessa pressione osmotica per evitare grosse variazioni di volume. Es. una soluzione di NaCl 0.9% è isotonica rispetto al plasma sanguigno



Una membrana osmotica separa due soluzioni A e B dello stesso sale. Se la soluzione A è ipertonica rispetto alla soluzione B si può affermare che, dopo un certo tempo, si raggiungerà uno stato di equilibrio in cui:

- ☐ A) vi è un flusso di ioni attraverso la membrana osmotica
- ☐ B) la concentrazione della soluzione A è aumentata
- ☐ C) la concentrazione della soluzione B è diminuita
- ☐ D) il passaggio di molecole attraverso la membrana si arresta
- ☐ E) la membrana è attraversata nei due sensi dallo stesso numero di molecole



La soluzione S_1 è ipertonica rispetto alla soluzione S_2 , pertanto:

- ☐ A) S_2 esercita una pressione osmotica maggiore rispetto a S_1
- ☐ B) S_2 è maggiormente concentrata
- ☐ C) nelle stesse condizioni di temperatura la tensione di vapore di S_2 è maggiore della tensione di vapore di S_1
- ☐ D) la temperatura di ebollizione di S_1 è minore della temperatura di ebollizione di S_2
- ☐ E) S_1 congela a temperatura più elevata rispetto a S_2



L'abbassamento
della tensione di
vapore è una
proprietà
colligativa

Si abbia una soluzione di cloruro di sodio in acqua: come varia il punto di congelamento della soluzione se viene raddoppiato il volume della soluzione per aggiunta di acqua pura?

- ☐ A) Diminuisce
- ☐ B) Aumenta
- ☐ C) Non subisce variazioni
- ☐ D) Non subisce variazioni solo se la pressione è costante
- ☐ E) Aumenta di un valore pari al doppio della costante crioscopica dell'acqua

Se il volume raddoppia la concentrazione del sale si dimezza. L'abbassamento del punto di congelamento dipende dalla concentrazione del soluto quindi sarà minore al diminuire della concentrazione. Come risultato il punto di congelamento aumenterà

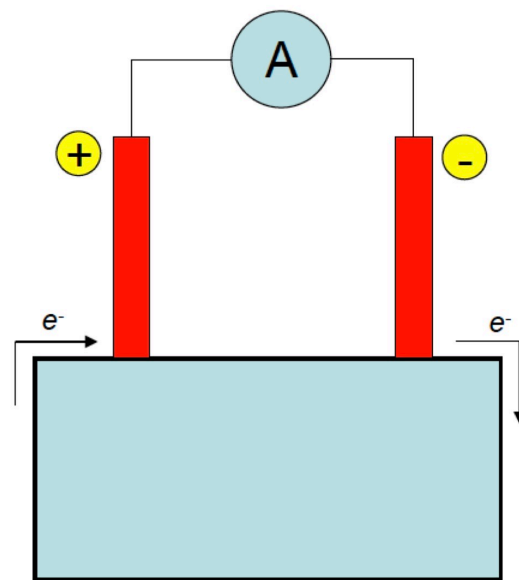


Conducibilità delle soluzioni elettrolitiche

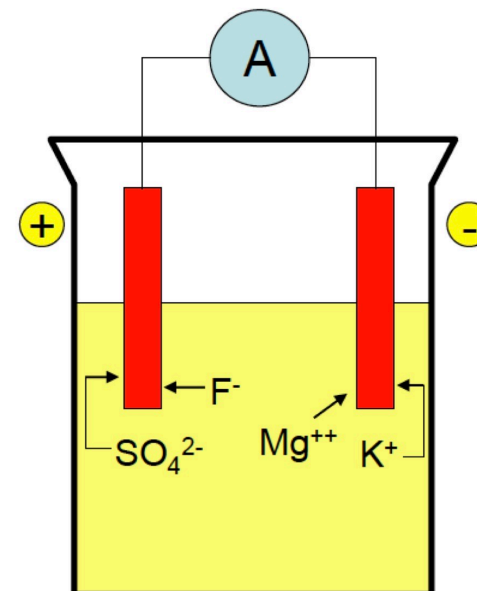
I composti che in soluzione acquosa generano specie ioniche sono chiamati **elettroliti**.

Le soluzioni elettrolitiche sono dette conduttori di 2° specie perché generano una corrente elettrica generata da specie ioniche.

Al contrario i metalli sono conduttori di 1° specie perché la corrente è data dal movimento di elettroni



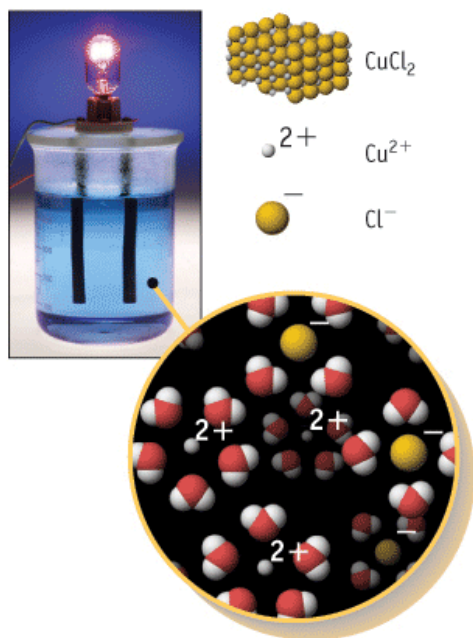
METALLO
Conduttore 1^a specie



SOLUZIONE ELETTROLITICA
Conduttore 2^a specie

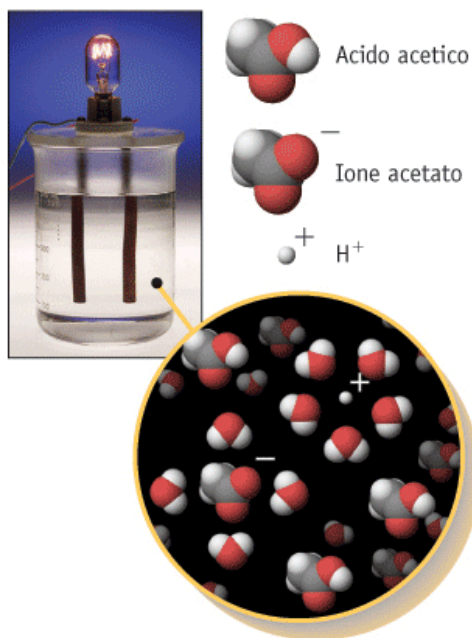
Conducibilità delle soluzioni elettrolitiche

Elettrolita forte



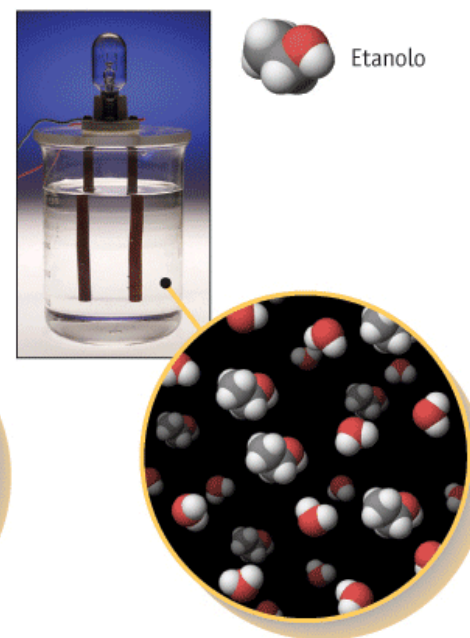
Un elettrolita forte conduce l'elettricità. CuCl_2 è completamente dissociato in ioni Cu^{2+} e Cl^- .

Elettrolita debole



Un elettrolita debole è un cattivo conduttore perché sono presenti pochi ioni in soluzione.

Non-elettrolita



Un non-elettrolita non conduce l'elettricità perché non sono presenti ioni in soluzione.

Foto: Charles D. Winters

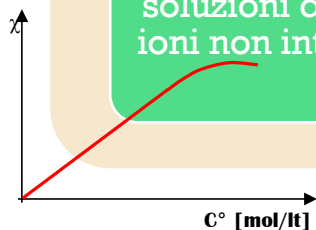
Elettroliti forti → Dissociazione completa (acidi e basi forti, sali)
Elettroliti deboli → Dissociazione parziale (acidi e basi deboli)

Fattori che influenzano la conducibilità delle soluzioni elettrolitiche

Concentrazione degli elettroliti

La conducibilità di una soluzione sarà tanto maggiore quanto maggiore è la concentrazione di specie ioniche presenti.

L'aumento è direttamente proporzionale alla concentrazione solo per soluzioni diluite in cui gli ioni non interagiscono fra loro



Natura chimica degli ioni

A parità di concentrazione, la conducibilità (χ) sarà tanto maggiore quanto più facile è il movimento degli ioni nella soluzione

Temperatura

La mobilità degli ioni solvatati aumenta con l'aumentare della temperatura perché si riduce la viscosità del solvente