

SOLUZIONI

Una soluzione è una miscela omogenea di più composti chimici

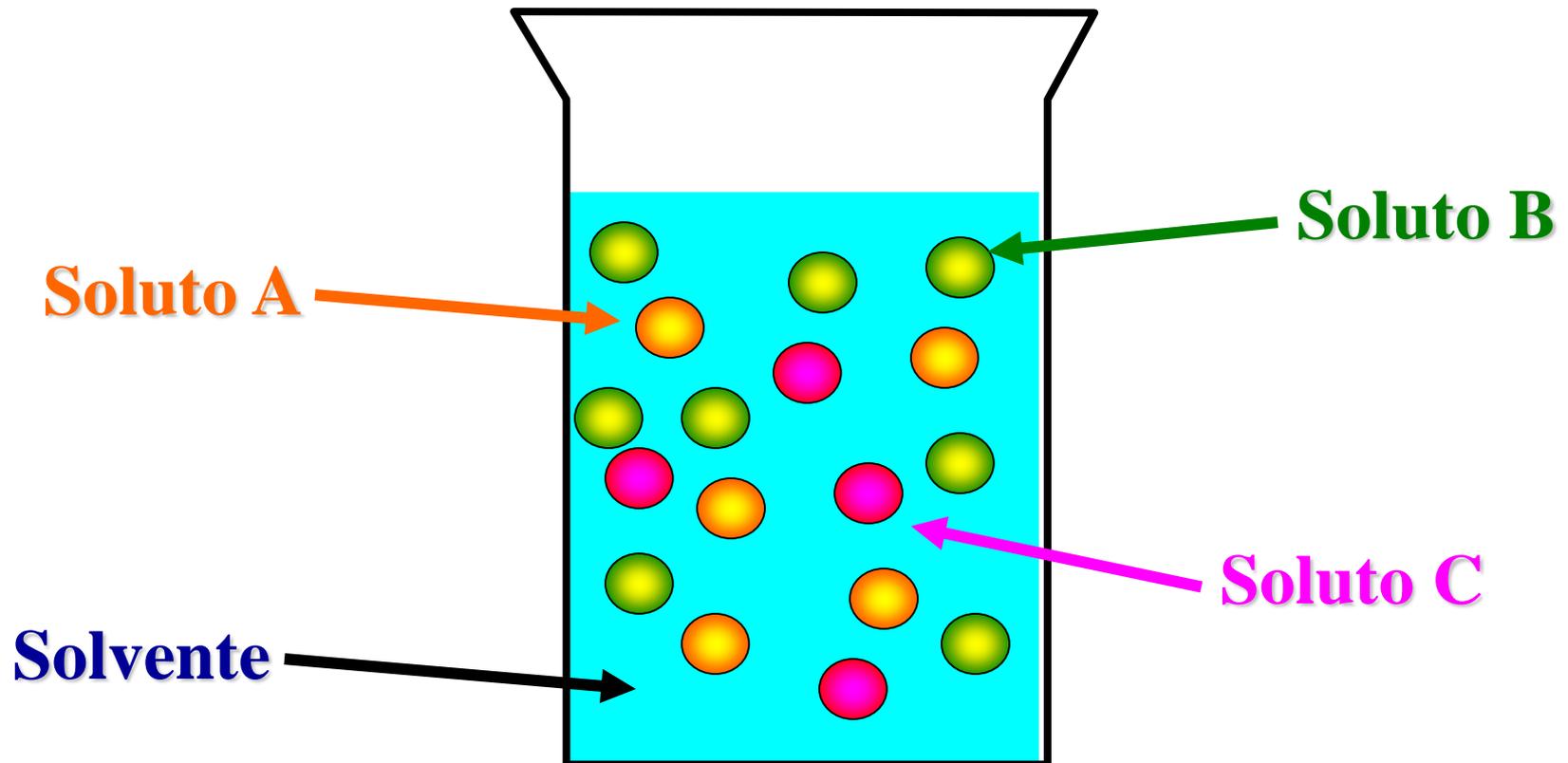
SOLUZIONI GASSOSE: le miscele gassose sono sempre omogenee e quindi formano sempre una soluzione

SOLUZIONI LIQUIDE: si possono formare sciogliendo in un liquido, chiamato solvente, dei gas, dei solidi o altri liquidi.

SOLUZIONI SOLIDE: sono abbastanza comuni: per esempio le leghe metalliche sono una miscela omogenea solida di più metalli.

Solvente: Componente predominante

Soluti: Componenti presenti in quantità minori



SOLUBILITA'

Molte sostanze si sciolgono in un solvente entro certi limiti.

La **solubilità di un composto** in un solvente è la **quantità massima in grammi** di quella sostanza **che si può sciogliere in 100 g di solvente**.

Dipende:

- natura chimica del soluto
- natura chimica del solvente
- temperatura

Un composto è solubile in un solvente se i legami che le sue particelle formano con le molecole di solvente sono paragonabili o più forti di quelle che le particelle del soluto formano tra loro.

«Il simile scioglie il simile»

Tipi di soluzione

In base alla natura dei soluti e del solvente, si possono distinguere diversi tipi di soluzione:

- 1) **Soluzioni gassose (gas-gas o gas-liquido)**
- 2) **Soluzioni liquido-liquido**
- 3) **Soluzioni solido-liquido**

1) SOLUZIONI GASSOSE

Soluzioni costituite da un soluto gassoso disciolto in un solvente gassoso (es. azoto e ossigeno nell'aria).

La solubilità dei soluti gassosi nel gas è completa in tutte le proporzioni.

SOLUZIONI DI GAS IN LIQUIDI

Al contrario delle soluzioni gas-gas, un gas tende ad essere poco miscibile in un liquido a meno che non intervengano fattori che ne favoriscano la solubilità (es. reazioni chimiche con il solvente)

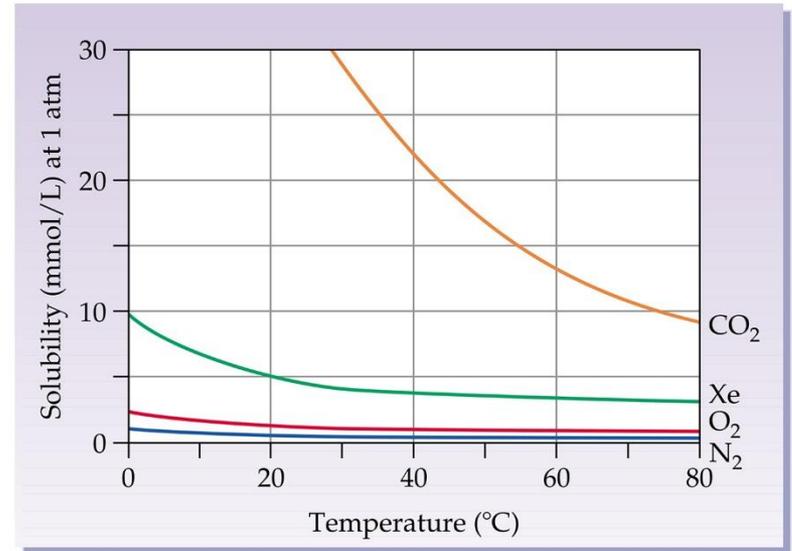
Solubilità di alcuni gas in acqua a 25 °C.

Soluto	Formula	Solubilità (mol ⁻¹ L)
Ammoniaca	NH ₃	57
Anidride carbonica	CO ₂	0,0308
Metano	CH ₄	0,00129
Azoto	N ₂	0,000661
Ossigeno	O ₂	0,00126
Anidride solforosa	SO ₂	1,25

Fattori che influenzano la solubilità di un gas in un liquido:

- Temperatura:

La solubilità dei gas diminuisce all'aumentare della temperatura.



Tratto da «Fondamenti di chimica generale ed organica» 8° ed., ed. Pearson

- Pressione:

Legge di Henry

«La quantità di gas che si scioglie in un liquido ad una data temperatura è direttamente proporzionale alla pressione esercitata dal gas sul liquido».

Perciò, più alta è la P, più gas si scioglie.

2) SOLUZIONI LIQUIDO-LIQUIDO

«Il simile scioglie il simile»:

*** Le sostanze polari si sciolgono in quelle polari**

*** Le sostanze apolari si sciolgono in quelle apolari**

Fattori che influenzano la solubilità sono:

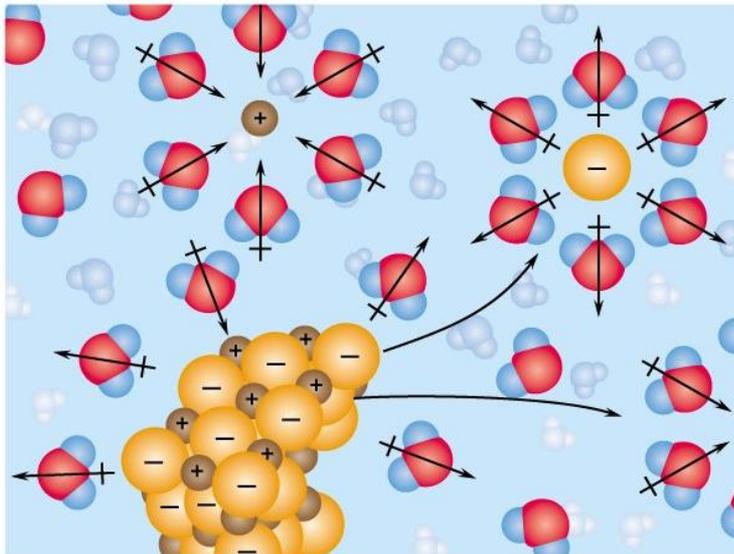
1. Possibilità di formare ponti idrogeno (aumenta se si formano)
2. Pressione (non influenza se non ad alta pressione)
3. Temperatura (aumenta la solubilità se la reazione è esotermica, diminuisce se la reazione è endotermica)

3) SOLUZIONI DI SOLIDI IN LIQUIDI

Nella dissoluzione c'è un forte aumento di disordine, che può arrivare a compensare le forze intermolecolari esistenti nei solidi: il solido si scioglie nel liquido.

SOLUZIONI DI SOLIDI IONICI IN ACQUA

Elevate forze di attrazione coulombiana legano i solidi ionici. Nonostante ciò, **i solidi ionici presentano un'elevata solubilità in acqua a causa della forte interazione tra le molecole di solvente e gli ioni.**



Fattori che influenzano la solubilità:

- Estensione della superficie da contatto
- Agitazione o rimescolamento
- Temperatura

Tipologia di soluzioni in base alla «dimensione» dei soluti:

Soluzioni = il soluto ha un diametro fino a 1 nm

Dispersioni Colloidal = 1 nm < diametro soluto < 1 μ m

Es. panna montata, fumo, nebbia (il sistema è però sempre omogeneo)

Sospensioni = diametro soluto > 1 μ m

Il soluto si separa e si deposita

Es. sangue

CONCENTRAZIONE

Termine numerico che esprime la **quantità di soluto disciolta in una definita quantità di soluzione.**

Ci sono diversi modi per esprimere la concentrazione delle soluzioni in base alle unità di misura considerate.

Concentrazione	Quantità di soluto espressa come...	Quantità di soluzione espressa come...
Percentuale peso/peso, % (p/p o w/w)	massa (g)	massa pari a 100 g
Percentuale volume/volume, % (v/v)	volume (ml)	volume pari a 100 ml
Percentuale peso/volume, % (p/v)	massa (g)	volume pari a 100 ml
Parti per milione, ppm	parti*	10^6 parti*
Parti per miliardo, ppb	parti*	10^9 parti*
Molarità, M	moli (mol)	volume (L)

* Entrambi espressi nella stessa unità di misura

Per quanto riguarda la %p/p e la %p/v bisogna stare attenti!!!

Infatti, **la massa è additiva mentre il volume no**: durante la solubilizzazione sia di un solido che di un liquido, ci può essere una variazione di volume.

Esempio:

20 g di soluto + 80 g di solvente danno una soluzione al 20% p/p
($[20/(20+80)]*100$)

20 ml di soluto + 80 ml di solvente non è detto che diano una soluzione al 20% v/v.

% p/p e % p/v sono collegate tra loro: conoscendo la densità della soluzione ($d=m/V$), si può convertire una concentrazione in un'altra!

$$\text{\%p/v} = \text{\%p/p} * d$$

MOLARITA'

Molarità: esprime il numero di moli di soluto presenti in 1 litro di soluzione.

E' indicata con M ed è nota come **CONCENTRAZIONE MOLARE**. *ATTENZIONE!! Il volume delle soluzioni varia con la temperatura: la molarità cambia con la temperatura!!!*

Richiami concettuali...

Mole: quantità di sostanza che contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole.

Dal punto di vista pratico, è il **quantitativo in grammi pari al peso atomico (se monoatomico) o molecolare (se molecola) di una sostanza**.

Es. PM acqua = 18. Se peso 18 g di acqua ho 1 mole di acqua.

Perciò:

$$\text{Numero moli}(n) = \frac{\text{grammi (g)}}{\text{Peso Molecolare (PM)}}$$

Per determinare la molarità di una soluzione, basta dividere il numero di moli per il volume di soluzione in litri...

Es: 2 moli sono contenute in 500 ml di soluzione. Qual è la concentrazione molare?

- 1) Trasformo il volume da ml a litri $\rightarrow 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ L}$ (500/1000)
- 2) Risolvo: $M = n/V \rightarrow 2/0,5 = 4 \text{ M}$.

Problema: se sciolgo 50 g di NaCl (cloruro di sodio, PM=58) in 200 ml di soluzione, qual è la concentrazione molare della soluzione?

Ioni in soluzione: gli elettroliti

La concentrazione degli elettroliti viene spesso espressa come Equivalenti/Litro (Eq/L): numero di equivalenti di soluto in un litro di soluzione.

Per gli ioni, 1 equivalente (Eq) è uguale al numero di ioni che trasportano 1 mole di carica → $n \text{ Eq ione} = n \text{ moli} * \text{carica ione}$

Es. $\text{Na}^+ = 1 \text{ mole} \rightarrow 1 \text{ Eq}$

$\text{Ca}^{2+} = 1 \text{ mole} \rightarrow 2 \text{ Eq}$ (oppure $1 \text{ Eq} = 0,5 \text{ mol}$)

Il numero di Eq/L di uno ione si può calcolare moltiplicando la concentrazione molare dello ione per la carica.

Na^+ nel sangue = $0,14 \text{ M} \rightarrow 0,14 \text{ M} * 1 \text{ carica} = 0,14 \text{ eq/L}$

Problema: la concentrazione normale del Ca^{2+} nel sangue è 5 mEq/L. Quanti mg di Ca^{2+} ci sono in 1L di sangue (PM calcio=40)?

Alcuni esempi riassuntivi...

% p/p = numero grammi di soluto in 100 g di soluzione

es. 4% p/p NaCl significa che ci sono 4g di soluto in 100 gr di soluzione cioè 4g di soluto (NaCl) e 96 g di solvente(acqua)

% p/v= numero grammi di soluto in 100 ml di soluzione

es. 4% NaCl significa che ci sono 4g di soluto in 100ml di soluzione (si pesano 4 gr di NaCl si sciolgono in un po' di acqua e poi si porta a 100ml con acqua)

Molarità= n° moli di soluto in 1 litro di soluzione

Es. una soluzione 4M di NaCl è data da 4 moli di NaCl in 1 litro di soluzione

Equivalenti/L (Eq/L) (o Normalità) = n° di equivalenti di ioni in 1litro di soluzione (la concentrazione degli ioni nei liquidi biologici viene generalmente espressa in **milliequivalenti (mEq)/L**)

es. 1mole di ioni Na⁺ = 1eq di ioni Na⁺

1mole di ioni Ca⁺⁺ = 2eq di ioni Ca⁺⁺

RICORDA !! IMPORTANTE !!

La più semplice soluzione fisiologica è una soluzione di NaCl allo 0,9% p/v ed equivale a 0,155M (SAPERE A MEMORIA)

Ricordare che mentre i pesi sono additivi, i volumi no

Problemi

- 1- Quanti g di NaCl sono contenuti in 40g di una soluzione al 5%p/p?**
- 2- Quanti g di HCl sono contenuti in 80 g di una soluzione al 7%p/p?**
- 3- Qual è la %p/p di una soluzione ottenuta sciogliendo 40g di glucosio in 250g di acqua?**
- 4- Qual è la %p/v di una soluzione ottenuta sciogliendo 5g di glucosio in 300ml di acqua?**
- 5- Quanti g di NaCl sono contenuti in 500 ml di una soluzione al 3%p/v?**
- 6- Ad un paziente viene somministrato endovena 1L di una soluzione di NaCl allo 0.9%p/v**

Quanti g di cloruro di sodio ha ricevuto il paziente?

- 7 - Quanti grammi di glucosio sono contenuti in 500 ml di una soluzione glucosata al 5%?**

MOLARITA'

- 8 - preparare 2 L di una soluzione 3M di KCl (PM=74.5) R=447g in 2litri**
- 9- preparare 500 ml di una soluzione di NaOH 0.1M (PM=40) R=2g**
- 10- Quanti g di glucosio sono contenuti in 0.5 L di una soluzione 2M (PM=180)? R=180g**
- 11- Calcolare la molarità di una soluzione di NaCl allo 0.9%p/v**

CONCETTI BASE

Massa (è la resistenza del corpo all'accelerazione, caratteristica costante del corpo e dipende dalla quantità di materia in esso contenuta)

Peso (forza con cui un corpo è attratto dalla gravità)

Peso = massa x accelerazione di gravità

(i valori numerici delle unità di misura Kg peso e Kg massa sono praticamente identici per cui parleremo di peso e massa in ugual modo)

PESO ATOMICO (peso medio di un atomo di quel elemento dipende dal N° di massa e dalle percentuali relative con cui i vari isotopi sono presenti in natura)

MOLE è quella quantità di sostanza che contiene $6,022 \times 10^{23}$ unità chimiche elementari (N° Avogadro)

(atomi, molecole, ioni, gruppi di ioni o di atomi, protoni, elettroni, ecc.)

Il Numero di Avogadro è definito come il numero di atomi che sono contenuti in 12 g (numero esatto) del nuclide ^{12}C (si rammenti che $^{12}\text{C} = 12$ è la base di riferimento dei pesi atomici). Siccome questo è il numero di unità chimiche contenuto in ogni mole, N_A ha unità di misura mol^{-1} ed è indicato più propriamente come *Costante di Avogadro*: $N_A = 6,0221367 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

DENSITA' è la concentrazione della materia = m / V (g/ml)

Densità e peso specifico

La **densità** correla la massa di un oggetto al suo volume, ed è espressa normalmente in g/cm^3 per i solidi o **g/mL per i liquidi**.
E' il rapporto:

$$\text{densità (d)} = \text{massa (g)} / \text{Volume (mL)}$$

Molte sostanze si espandono quanto scaldate e contraggono quanto raffreddate → **la densità dipende, quindi, dalla temperatura.**

Per molti scopi medici, è più conveniente usare il **peso specifico**:

$$\text{peso specifico (assoluto)} = \frac{\text{peso forza}}{\text{Volume}}$$

Unità di misura = g/cm^3 o kg/dm^3

In medicina si usa uno strumento, l'*urinometro* (uno speciale idrometro), per misurare la quantità di sostanze sciolte nell'urina.

urinometro



Il peso specifico normale dell'urina va da 1,003-1,030 kg/dm³.

In condizioni di febbre o diabete mellito, il valore può aumentare indicando una eccessiva eliminazione di solidi o scarsa eliminazione di acqua. Valori bassi si trovano in soggetti che usano diuretici.

Valuta il potere di concentrazione del rene.

Tratto da: Fondamenti di chimica generale e organica, 8 ed, Edt. Pearson



Solitamente, come unità di misura in clinica si usa il **g/L** invece di **kg/dm³**.

Ricordando che $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ e $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$...

$$1,003 \text{ kg/dm}^3 = 1,003 * 1000 \text{ g/dm}^3 = 1003 \text{ g/L}$$

$$1,030 \text{ kg/dm}^3 = 1,030 * 1000 \text{ g/dm}^3 = 1030 \text{ g/L}$$

I valori normali sono, quindi:

1,003-1,030 kg/dm³

1003-1030 g/L

IMP!!!

Ricordo che $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$

Esempio: dalla concentrazione alla massa

Concentrazione = quantità di solido (soluti) in un volume di liquido (solvente).

Problema:

Un paziente richiede un'iniezione di 0,012 g di antidolorifico disponibile in soluzione di 15 mg/mL.

Quanti mL di soluzione gli dovranno essere somministrati?

Analisi

Conoscere la quantità di antidolorifico in 1 mL ci permette di usare la concentrazione come fattore di conversione per determinare il volume di soluzione che contiene la quantità desiderata.

Soluzione

Passaggio 1: Identificare le informazioni utili

Dosaggio: 0,012 g

Concentrazione: 15 mg/mL

Passaggio 2: Identificare la risposta e le unità

Volume da somministrare = ??? mL

Passaggio 3: identificare le eventuali conversioni delle unità di misura.

I grammi del dosaggio devono essere convertiti in mg dato che la concentrazione è in mg/mL.

$$1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$$

Grammo \rightarrow milligrammo: $0,012\text{g} * 1000 = 12 \text{ mg}$

Passaggio 4: soluzione

Per risolverlo, si può usare una proporzione.

$$15 \text{ mg} : 1 \text{ mL} = 12 \text{ mg} : x \text{ mL}$$

Volume da somministrare = $(12 \text{ mg} * 1 \text{ ml}) / 15 \text{ mg} = 0,80 \text{ mL}$

Esempio 2

La somministrazione di digitale per controllare la fibrillazione atriale nei malati cardiaci deve essere regolata molto attentamente poiché un'overdose può essere fatale. Per tenere conto di differenze tra i pazienti, i dosaggi sono a volte espressi in microgrammi per chilo di peso corporeo ($\mu\text{g}/\text{kg}$). Così, anche se due persone pesano diversamente entrambe riceveranno lo stesso dosaggio.

Per un dosaggio di $20 \mu\text{g}/\text{kg}$ di peso corporeo, quanti mg di digitale dovrebbe ricevere un paziente che pesa $72,6 \text{ kg}$?

Analisi

Conoscere il peso corporeo del paziente (in kg) ed il dosaggio raccomandato (in $\mu\text{g}/\text{kg}$) ci permette di calcolare la quantità di digitale appropriata.

Passaggio 1: identificare i dati utili

Peso del paziente = 72,6 kg

Dosaggio = 20 μg digitale / kg peso corporeo

Passaggio 2: identificare la domanda e le unità

Quantità somministrata = ??? mg digitale

Passaggio 3: identificare i fattori di conversione delle unità

$$1 \mu\text{g} = 0,001 \text{ mg}$$

Passaggio 4: soluzione

Moltiplicare il peso del paziente per il dosaggio:

$$72,6 \text{ kg} * 20 \mu\text{g}/\text{kg} = 1500 \mu\text{g}$$

$$\text{Convertire } \mu\text{g in mg} \rightarrow \text{mg} = \mu\text{g}/1000 \rightarrow 1500 \mu\text{g}/1000 = 1,5 \text{ mg}$$

Esempio 3: Si deve preparare una soluzione contenente 500 mg di dobutamina in 50 ml di soluzione fisiologica (in pompa siringa). Sapendo che le confezioni (fiale o fl) sono da 250 mg, e ciascuna confezione è da 20 ml, determinate:

- 1) Qual è la concentrazione iniziale di dobutamina?
- 2) Quante fiale di dobutamina bisogna utilizzare?
- 3) Come si prepara la dobutamina?
- 4) Qual è la concentrazione finale di dobutamina? A quanti γ/mL ($\mu\text{g}/\text{mL}$) corrispondono?

Nota: La dobutamina è una catecolamina sintetica, un farmaco usato nelle cardiomiopatie, nello shock settico, nello shock cardiogeno e nello shock anafilattico.

Risposta al quesito 1: Qual è la concentrazione iniziale di dobutamina?

Nella fiala ci sono 250 mg in 20 mL di soluzione.

Concentrazione = $250 \text{ mg}/20 \text{ mL} \rightarrow 12,5 \text{ mg}/\text{mL}$ (= 12500 γ (o μg)/mL)

Esempio 3 – continuo

Risposta al quesito 2: Quante fiale di dobutamina bisogna utilizzare?

Devo preparare una siringa con 500 mg di dobutamina: sapendo che 1 fiala contiene 250 mg, dovrò usare **2 fiale!**

Risposta al quesito 3: Come si prepara la dobutamina?

Nota: per soluzioni acquose diluite, i volumi si possono addizionare.

La siringa contiene 50 ml totali, mentre le 2 fiale sono da 20 ml ciascuna.

$V \text{ dobutamina} = 20 \text{ ml (fiala 1)} + 20 \text{ ml (fiala 2)} = 40 \text{ ml}$

$V \text{ soluzione fisiologica} = 50 \text{ ml (siringa)} - 40 \text{ ml} = 10 \text{ ml fisiologica}$

Esempio 3 - fine

Risposta al quesito 4: Qual è la concentrazione finale di dobutamina? A quanti γ /mL ($\mu\text{g}/\text{mL}$) corrispondono?

Abbiamo visto che nella preparazione della dobutamina abbiamo usato 2 fiale da 250 mg ciascuna (quantità totale 500 mg) in 50 ml di volume finale.

Per ottenere la concentrazione in mg/mL basta dividere la quantità per il volume totale:

$$\text{mg/ml} = 500\text{mg}/50\text{mL} = 10 \text{ mg/ml}$$

Sapendo che $1 \text{ mg} = 1000 \gamma$ (o μg), per trovare la concentrazione in γ /ml bisogna fare:

$$10 \text{ mg/ml} * 1000 = 10\,000 \gamma/\text{ml} \text{ (o } \mu\text{g/mL)}$$

Esercizi per la verifica di apprendimento

IMP!!

Una ricetta prescrive di somministrare ad un bambino una medicina nella quantità di 0.5 g per Kg di peso corporeo. Quanti mL di questa medicina che è 6 g/ml bisogna somministrare se il paziente pesa 24 Kg? (**R 2 mL**)

Qual è la densità di una soluzione di un farmaco che pesa 4 g ed è contenuto in una siringa da 2 mL? (**R 2 g/ml**)

L'urina normale ha una densità di 1,03 kg/dm³ (o 1030 g/L). Qual è il peso di 10 mL di campione di questa urina? (**R=10,3 kg/dm³ o 10300 g/L**)

Se ho tre campioni di urina di 10 mL ciascuno che pesano 10,01g e 10,4g e 10,03g. Quale campione rappresenta l'urina normale? (**R=l'ultimo**) (V.n. = 1,003-1,030 kg/dm³ → o g/mL)

Riassumendo

La concentrazione delle soluzioni può essere espressa in diversi modi:

- % peso/peso (p/p): esprime i grammi di soluto presenti in 100 grammi di soluzione.
- % volume/volume (v/v): esprime i ml di soluto presenti in 100 ml di soluzione.
- % peso/volume (p/v): esprime i grammi di soluto presenti in 100 ml di soluzione.
- Molarità: esprime il numero di moli di soluto per litro di soluzione.
- Eq/L: esprime il numero («quantità») di ioni che trasportano una mole di carica.

Quanti ml di bicarbonato di sodio (NaHCO_3) 1 M si devono somministrare se la prescrizione è di 150 mmoli?

Per prima cosa, conviene trasformare le millimoli (mmol) in moli. Sapendo che 1 mmol = 0,001 (/1000) mol...

Numero moli = $150 \text{ mmol} / 1000 = 0,15 \text{ moli}$

Una soluzione 1 M contiene 1 mole in 1 L (1000 mL) di soluzione. Per trovare il volume da somministrare, basta fare una proporzione:

$$1 \text{ mole} : 1000 \text{ mL (o 1 L)} = 0,15 \text{ moli} : x$$

$$x = (0,15 * 1000) / 1 = 150 \text{ mL}$$

Quante Kcal vengono somministrate ad un paziente cui viene prescritta l'infusione di 500 ml di una emulsione lipidica al 20%p/v?

1) Determinare quanti grammi di lipidi sono contenuti nel flacone:

$$20 \%p/v \rightarrow 20 \text{ g lipidi} : 100 \text{ ml soluzione} = x \text{ g} : 500 \text{ ml}$$
$$x \text{ g} = (20 * 500) / 100 = 100 \text{ g di lipidi}$$

2) Sapendo che l'ossidazione di 1 g di lipidi fornisce in media 9 Kcal:

$$\text{Kcal totali} = 100 \text{ g lipidi} * 9 \text{ Kcal} = 900 \text{ Kcal}$$

Al paziente vengono forniti 900 Kcal totali di lipidi.

Diluizioni

La diluizione consiste nel diminuire la concentrazione di un soluto trasferendone un piccolo volume in uno più grande di solvente.

La quantità di soluto non cambia, cambiano solo il volume totale e la concentrazione.

Esempio.

Prelevo 10 ml di una soluzione 10 mg/ml e li metto (diluisco) in 100 ml.

- 1) Nei 10 ml che ho prelevato ci sono 100 mg ($10 \text{ ml} \cdot 10 \text{ mg/ml}$).
- 2) La concentrazione finale della soluzione sarà: $100 \text{ mg}/100 \text{ ml} = 1 \text{ mg/ml}$
- 3) Nei 100 ml di soluzione ci sono sempre TUTTI i 100 mg iniziali.

Per calcolare come fare una diluizione, si può procedere in diversi modi:

PRIMO MODO

- 1) **Trovare il fattore di diluizione (FD).** Corrisponde a quante volte devo diluire la soluzione più concentrata per avere quella diluita. Si calcola come:

$$FD = \frac{\textit{concentrazione iniziale (C}_i\textit{)}}{\textit{concentrazione finale (C}_f\textit{)}}$$

- 2) **Trovo il volume di soluzione concentrata da prelevare** sapendo che:

$$\textit{Volume iniziale (V}_i\textit{)} = \frac{\textit{Volume finale (V}_f\textit{)}}{FD}$$

Esempio.

Ho una soluzione di NaCl al 9% p/v e devo preparare 500 ml di soluzione fisiologica. Quanti ml di soluzione concentrata devo prelevare?

1) Identifico i dati:

Prima di tutto, devo sapere che una soluzione fisiologica di NaCl corrisponde a 0,9% p/v. Quindi:

Concentrazione iniziale (C_i) = 9% p/v

Concentrazione finale (C_f) = 0,9% p/v

Volume finale (V_f) = 500 ml

2) Soluzione:

Calcolo FD: $9/0,9 = 10X$ (devo diluire la soluzione 10 volte)

Volume iniziale (V_i) = $V_f/FD = 500 \text{ ml}/10X = 50 \text{ ml}$ di NaCl 9%

Metto 50 ml di NaCl 9% in un volume finale di 500 ml

SECONDO MODO

Deriva dal concetto che la quantità di soluto presente nella soluzione concentrata che prelevo è uguale alla quantità di soluto nella soluzione diluita totale.

Per determinare la quantità di soluto presente in un volume definito, basta fare:

$$\text{Quantità (Q)} = \text{concentrazione} * \text{volume}$$

NOTA: le unità di misura presenti in volume e concentrazione devono essere le stesse!!! (es. conc. mg/ml → volume=ml)

Perciò in una diluizione si avrà la seguente EQUIVALENZA:

$$C_i * V_i = C_f * V_f$$

Stesso esempio di prima: Ho una soluzione di NaCl al 9% p/v e devo preparare 500 ml di soluzione fisiologica. Quanti ml di soluzione concentrata devo prelevare?

1) Identifico i dati:

Prima di tutto, devo sapere che una soluzione fisiologica di NaCl corrisponde a 0,9% p/v. Quindi:

Concentrazione iniziale (C_i) = 9% p/v

Concentrazione finale (C_f) = 0,9% p/v

Volume finale (V_f) = 500 ml

2) Soluzione:

$$C_i * V_i = C_f * V_f$$

$$9\% * V_i(\text{ml}) = 0,9\% * 500 \text{ ml}$$

$$V_i = \frac{0,9 * 500}{9} = 50 \text{ ml}$$

IMPORTANTE: Le unità di misura devono essere coerenti!!!

Esercizi diluizioni

- 1) Qual è la concentrazione di una soluzione (in % p/v) preparata diluendo 65 ml di una soluzione alla concentrazione di 37% p/v fino a 480 ml?
[R=5,06% p/v]
- 2) Le soluzioni diluite di NaHCO_3 (bicarbonato di sodio) vengono talvolta usate per trattare le ustioni da acido. Quanti mL di una soluzione di NaHCO_3 0,1M sono necessari per preparare 0,75L di una soluzione 0,05M di NaHCO_3 ? [R=50ml]
- 3) Un campione di 50 ml di HCl 12 M è diluito a 250 mL. Qual è la nuova concentrazione della soluzione? [R=2,4M]
- 4) A 25 ml di una soluzione di NaCl 6M sono stati aggiunti 100 ml di acqua. Qual è la concentrazione finale? [R=1,2M]
- 5) Quanti ml di una soluzione di NH_3 (ammoniaca) 16 M sono necessari per preparare 2L di una soluzione 2M? [R=250 ml]
- 6) Quanti ml di fisiologica devono essere aggiunti a 5 ml di dobutamina 12,5 mg/ml per avere una concentrazione finale di 5 mg/ml? [R=7,5ml fisiologica + 5 ml farmaco]

Proprietà colligative delle soluzioni

Abbassamento della pressione di vapore, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico,
pressione osmotica

PROPRIETA' COLLIGATIVE

Proprietà colligative: proprietà delle soluzioni che non dipendono dalla natura chimica del soluto ma **SOLAMENTE** dalla sua **concentrazione nella soluzione**.

- 1. Abbassamento della Pressione di vapore*
- 2. innalzamento della temperatura di ebollizione*
- 3. abbassamento della temperatura di congelamento*
- 4. Pressione Osmotica*

Richiamo concettuale: la legge di Dalton

La legge di Dalton si applica nel caso di miscele gassose formate da due o più gas

“ La pressione totale di una miscela gassosa è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli gas costituenti la miscela ”

$$P_{\text{tot}} = P_a + P_b + P_c \dots \text{ o anche}$$

“ In una miscela ciascun gas esercita una pressione proporzionale alla sua concentrazione ”

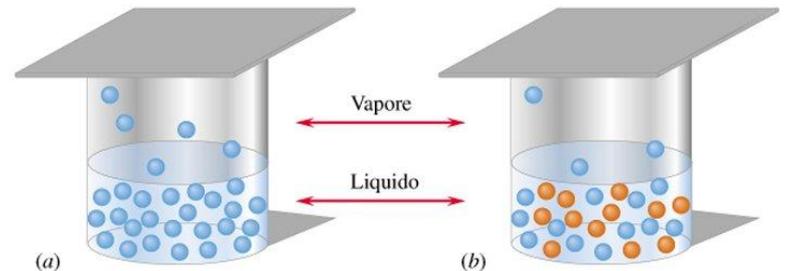
Importante per spiegare il comportamento della pressione di vapore e la sua variazione in presenza di soluti.

Abbassamento della pressione di vapore

- Il numero di particelle che dal liquido passano alla fase gassosa dipende dal numero delle particelle presenti nell'unità di volume (concentrazione)
- La tendenza del solvente a passare alla fase gassosa diminuisce al crescere della concentrazione del soluto (ci sono meno particelle di solvente per unità di volume!)
- Se abbiamo una soluzione: A(soluto) + (B solvente)
la Pressione di Vapore P della soluzione è data da $P_{tot} = P_A + P_B$

Questo significa che la soluzione ha sempre una pressione di vapore inferiore a quella del solvente puro

Da qui le proprietà correlate o colligative



ABBASSAMENTO DELLA PRESSIONE DI VAPORE

La presenza del soluto abbassa la pressione di vapore del solvente ed è direttamente proporzionale alla concentrazione della soluzione

Maggiore è la [soluto] (qualunque esso sia) < è la Pressione di vapore

INNALZAMENTO DELLA TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE

Una soluzione bolle a temperatura superiore a quella del solvente puro; L'innalzamento del punto di ebollizione è proporzionale alla concentrazione della soluzione. es. acqua e sale

ABBASSAMENTO DELLA TEMPERATURA DI CONGELAMENTO

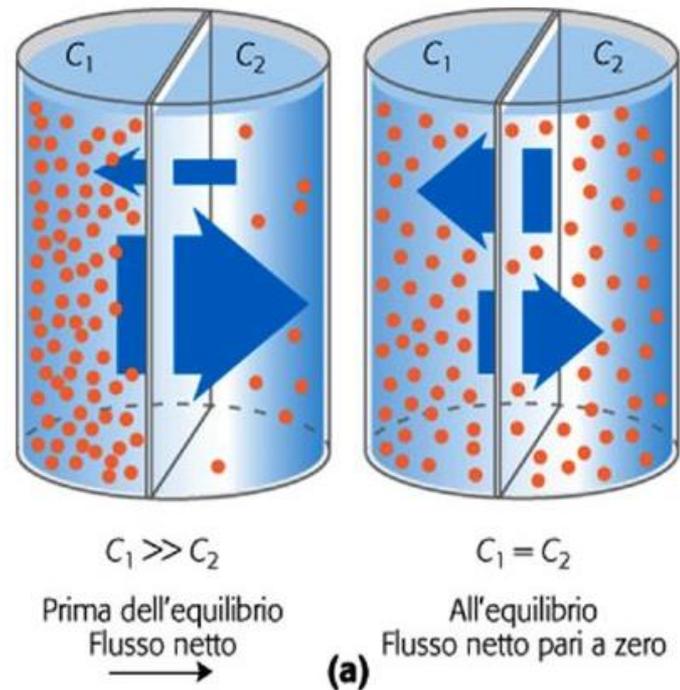
Una soluzione passa allo stato solido a temperatura inferiore a quella del solvente puro. L'abbassamento del punto di congelamento (o crioscopico) è proporzionale alla concentrazione della soluzione.

Es. sale sulla neve

PRESSIONE OSMOTICA (segue)

DIFFUSIONE

La migrazione di una sostanza da una zona di maggiore concentrazione ad una di minore concentrazione è detta **DIFFUSIONE**.

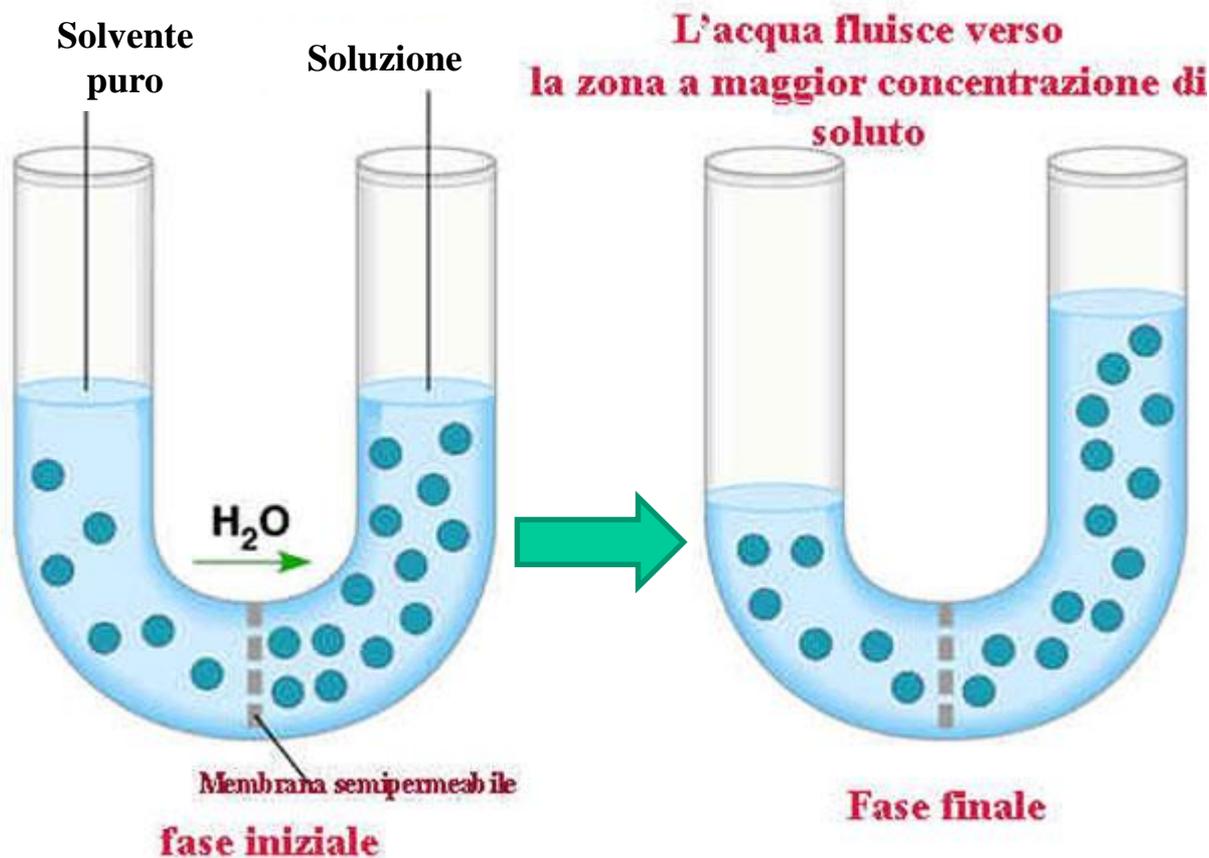


Tramite il meccanismo di diffusione, il **risultato finale** del mescolamento di due soluzioni diverse sarà **una soluzione con concentrazione uniforme** (membrana permeabile al soluto).

In presenza di una membrana semipermeabile, ciò non avviene e una delle due soluzioni sarà sempre più concentrata.

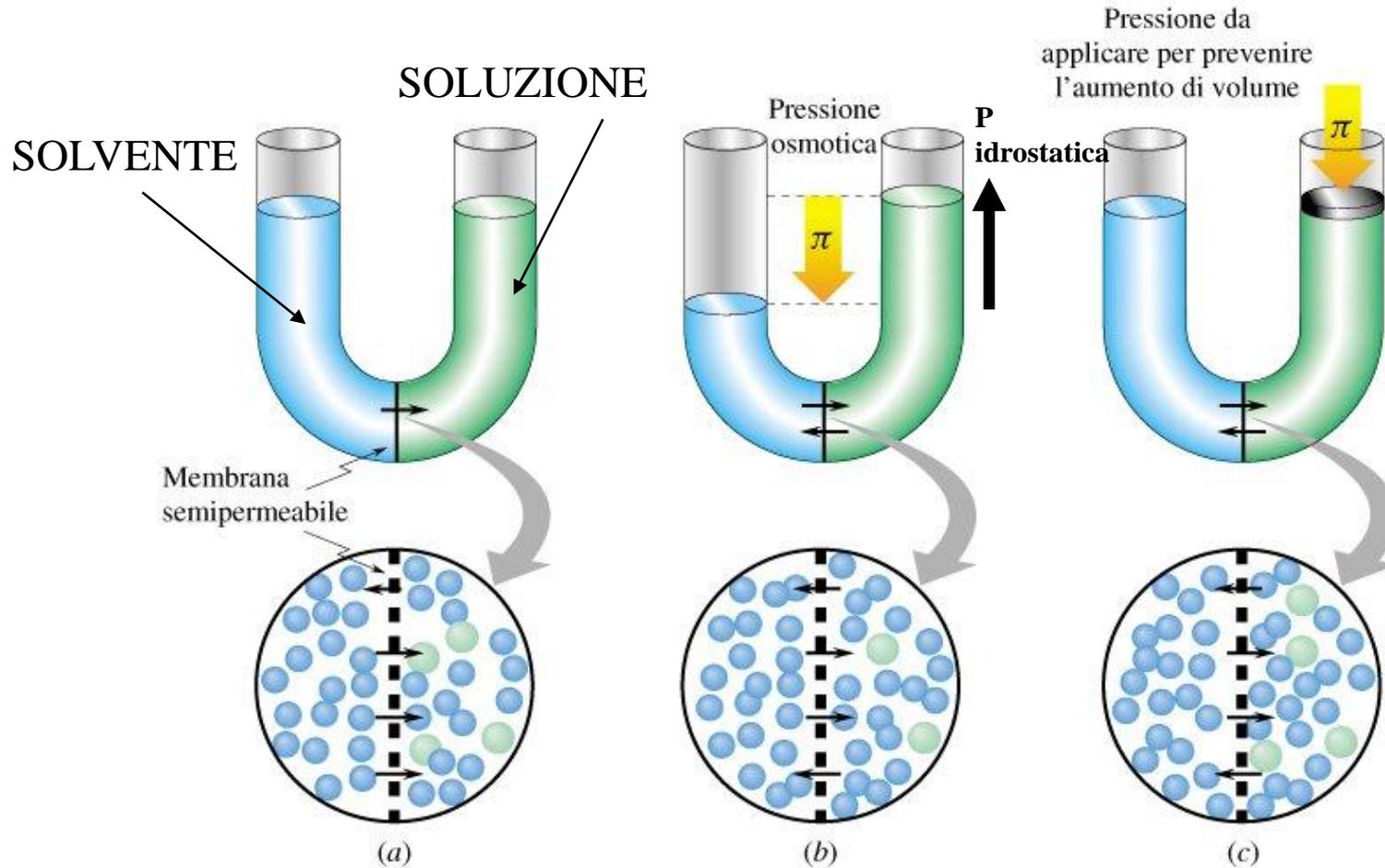
OSMOSI

L'OSMOSI consiste nel **passaggio delle molecole di solvente liquido attraverso una membrana semipermeabile** che separa due soluzioni a concentrazione diversa. **La membrana semipermeabile impedisce il passaggio del soluto.**



Dopo un po' di tempo, si osserva che il livello del liquido nel lato della soluzione è aumentato.

PRESSIONE OSMOTICA



Il livello del liquido nel lato soluzione non aumenta all'infinito: l'aumento del livello di solvente genera una pressione idrostatica che si oppone al passaggio di altro solvente → **pressione osmotica (Π)**



Legge di van't Hoff

Jacobus Henricus van 't Hoff
Rotterdam (1852) - Steglitz (1911)
Premio Nobel per la Chimica 1901

La pressione osmotica, intesa come la pressione che si deve applicare per impedire la diluizione del soluto, viene misurata quantitativamente con la relazione di Van't Hoff:

Π = pressione osmotica

$$\Pi * V = n * R * T * i$$

da cui:

$$\Pi = (R T n)/V \quad (n/V = \text{molarità}) \quad \Pi = R T M i$$

dove:

R = costante dei gas = 0.0820 [L][atm][mol]⁻¹ [K]⁻¹;

T = temperatura assoluta in K;

M = concentrazione molare della soluzione [mol] [l]⁻¹;

i = fattore di correzione che tiene conto del numero di molecole in soluzione (derivanti dalla eventuale dissociazione del soluto)

La pressione osmotica in un liquido nel quale sono disciolte più sostanze è quindi fornita dall'equazione di Van't Hoff.

IMP!!!

In questo caso, la concentrazione, M^*i , deve rappresentare la concentrazione totale di tutte le particelle che non possono attraversare la membrana.

Questa concentrazione M^*i = prende il nome di osmolarità della soluzione. Il suo valore è dato dalla somma di tutte le particelle che non attraversano la membrana.

IMPORTANTE!!!!

l'osmolarità del liquido intracellulare è 0.275-0.3 osmol/l

Questo significa che in un litro di questo liquido vi sono $0.3 \cdot N$ (N = numero di Avogadro = $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole) = $1.8 \cdot 10^{23}$ molecole che non attraversano la membrana. La pressione osmotica del liquido intracellulare è dunque: $\pi = 0.30$ [osmol/l] \cdot 0.082 [atm·l/mol·K] \cdot (273 + 37 °)[K] = 7.9 atm

Esempio 1.

La soluzione glucosata comunemente utilizzata per infusione ha una concentrazione di 5% p/v di glucosio. Qual è l'osmolarità di questa soluzione? Il peso molecolare del glucosio è 180 g/mol.

Analisi: Il glucosio è un composto molecolare che non dà ioni in soluzione: l'osmolarità della soluzione sarà UGUALE alla molarità.

1) Identificare i dati

concentrazione = 5% p/v

PM = 180 g/mol

Molarità = ?

2) Soluzione

Ricordo che la %p/v corrisponde ai grammi di soluto in 100 ml di soluzione. La concentrazione molare corrisponde al numero di moli (n) in 1 Litro di soluzione.

a) Trovo il numero di moli che corrispondo a 5 g in 100 ml (5% p/v)

$$n = g/PM = 5/180 = 0,028 \text{ mol}$$

b) Faccio una proporzione per trovare il numero di moli in 1000 ml (1 Litro), che corrisponde alla concentrazione molare.

$$0,028 \text{ mol} : 100 \text{ ml} = x \text{ mol} : 1000 \text{ mL (1L)}$$

$$x \text{ mol} = (0,028 * 1000)/100 = \mathbf{0,28 \text{ M} = 0,28 \text{ osmol}}$$

Esempio 2.

Quanto NaCl solido è necessario per fare 1.5L di una soluzione 0,3 osmol/L? Il peso molecolare di NaCl è 58,44 g/mol.

Analisi: NaCl è un solido ionico, che produce 2 moli di ioni (1 mole Na^+ ed 1 mole di Cl^-) quando in soluzione: **l'osmolarità della soluzione sarà 2 volte la molarità.**

1) Identificare i dati

Volume = 1,5 L

Concentrazione osmol/L = 0,3 mol ioni/L \rightarrow 0,15 M (osmol/L diviso

2)

grammi NaCl = ?

2) Soluzione

Devo trovare il numero di moli in 1.5 L di soluzione per poi trovare i grammi...

Per definizione, so che la molarità di una soluzione corrisponde a:

$$M = \frac{n}{V (L)}$$

Perciò, $n = M * V (L)$.

$n \text{ moli NaCl in } 1.5L = 0,15 M * 1,5L = 0,225 \text{ moli}$

$\text{grammi} = n * PM = 0,225 \text{ mol} * 58,44 \text{ g/mol} = \mathbf{13,15 \text{ g NaCl}}$

Pressione Osmotica e Sangue **IMP!!**

- Le membrane cellulari sono membrane semipermeabili
- La pressione osmotica non puo' cambiare, altrimenti le cellule vengono danneggiate
- Il flusso di acqua da un globulo rosso verso l'ambiente deve essere all'equilibrio
- Una soluzione **Isotonica** ha la stessa pressione osmotica delle cellule del sangue



5% glucosio e 0.9% NaCl



SOLUZIONE ISOTONICA: soluzione che contiene lo stesso numero di particelle (stessa osmolarità, stessa π) di una soluzione di riferimento.

SOLUZIONE IPERTONICA: soluzione che contiene un maggior numero di particelle (maggiore osmolarità, maggiore π) di una soluzione di riferimento.

SOLUZIONE IPOTONICA: soluzione che contiene un minor numero di particelle (minore osmolarità, minore π) di una soluzione di riferimento.

SOLUZIONI ALTAMENTE IPERTONICHE (osmolarità $\times 7$ rispetto al plasma) **ALTA TOSSICITA'**



In medicina la tonicità è la pressione osmotica effettiva di una soluzione rispetto al plasma: isotonica è una soluzione che ha la stessa pressione osmotica del plasma

(es. soluzione salina allo 0,9% o una di glucosio al 5%).

Oppure...

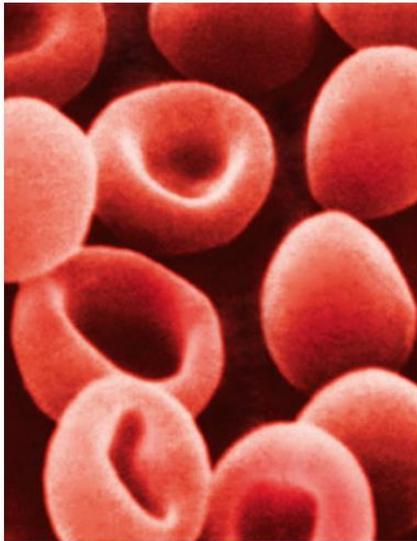
Si definisce **isotonica** una **pressione osmotica** pari a quella esercitata dal liquido extracellulare attraverso le membrane cellulari. La concentrazione isotonica è solitamente riferita al sangue umano:

*l'isotonia rispetto ai **globuli rossi** è prodotta da una soluzione allo 0.9% p/v di NaCl in acqua (la più semplice soluzione fisiologica).*

L'acqua ed altre piccole molecole non gassose, come per esempio l'urea (derivato dal metabolismo degli amminoacidi) attraversano le membrane senza dispendio di energia tramite osmosi.

La pressione osmotica in una cellula come il globulo rosso, immersa in una soluzione ipotonica, può essere tanto alta da far scoppiare la cellula stessa: l'acqua infatti, entra nella cellula fino a farla gonfiare e spezzare quindi, la sua membrana (**EMOLISI**).

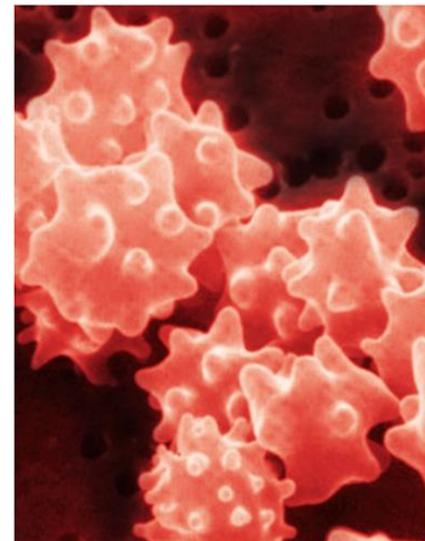
Una cellula (globulo rosso) immersa in una soluzione ipertonica, viceversa, lascerà uscire l'acqua dal suo interno e si raggrinzirà (**PLASMOLISI**).



(a)
isotonica



(b)
ipotonica



(c)
ipertonica

In medicina.....(1)

Le soluzioni isotoniche, come la soluzione fisiologica (NaCl allo 0,9%) o il glucosio al 5%, hanno un'osmolarità vicina a quella plasmatica (tra 240 e 340 mOsm/l).

Tali soluzioni sono in equilibrio con il flusso sanguigno e non incidono sul movimento dei liquidi verso e dalle cellule endoteliali delle vene.

Per tale ragione essi *sono i diluenti più comuni per numerosi farmaci somministrati per via endovenosa* (per esempio la vancomicina).

In medicina.....(2)

Le soluzioni **ipotoniche**, come per esempio l'acqua sterile, hanno un'osmolarità inferiore a 250-260 mOsm/l.

Quando entrano nel flusso sanguigno, causano il movimento dell'acqua nelle cellule endoteliali della vena causando irritazione della vena o flebite, se le cellule attirano troppa acqua fino a scoppiare.

Perciò, *l'acqua sterile e le altre soluzioni ipotoniche non sono generalmente adatte*, ma possono essere utilizzate per diluire i farmaci ipertonici.

In medicina.....(3)

Le soluzioni **ipertoniche** hanno una osmolarità superiore a 300-310 mOsm/l con valori che raggiungono anche 500-1000 mOsm/l: richiamano acqua dalle cellule dei vasi nel lume vascolare, causando il loro restringimento esponendo la membrana a ulteriori danni (flebiti chimiche, irritazioni, trombosi).

Es. soluzioni ipertoniche: **glucosata 20%** (1112 mOsm/l);
bicarbonato 8,4% (2.000 mOsm/l).

Solitamente non sono diluenti adatti, ma possono essere infuse in modo sicuro attraverso una vena centrale: il grande volume di sangue in una vena centrale diluisce la soluzione, abbassando la sua osmolarità (tonicità).

In una vena periferica il volume di sangue non è adeguato per garantire un'emodiluizione significativa.

PRESSIONE ONCOTICA

**Porzione della pressione osmotica dovuta alle macromolecole
Indice di funzionalità epatica
Nel plasma umano:**

Proteina	PM, kDa	Concentr g/L	Press oncotica mmHg
Albumina	69	45	21.8
Globuline	140	25	6.0
Fibrinogeno	400	3	0.2
Totale		73	28.0

COSA FARE CON UN FLACONE
DI SOLUZIONE IN MANO ?

**PRIMA DI INFONDERE
LEGGERE ATTENTAMENTE I DATI
RIPORTATI SUL FLACONE DELLA
SOLUZIONE**

DATI

- Composizione
- Forma farmaceutica
- Categoria terapeutica
- Osmolarità
- pH
- Uso
- Modalità di conservazione

Esempi

FISIOLOGICA 0,9 %p/v

- Composizione : sodio cloruro 9 gr in 1000 ml di acqua p.p.i.(per preparazioni iniettabili)
- Forma farmaceutica :soluzione perfusionale sterile, apirogena, isotonica con il sangue
- Categoria terapeutica: reidratante, reintegratore elettrolitico
- Osmolarità: 308 mOsm/l - pH: 3,5-6,5
- Uso: Ipodermo-fleboclisi
- Modalità di conservazione : conservare ad una temperatura non superiore a 30°

GLUCOSIO 5 %

- Composizione : glucosio monoidrato 5 gr in 1000 ml di acqua p.p.i.
- Forma farmaceutica: soluzione perfusionale sterile, apirogena, isotonica con il sangue
- Categoria terapeutica: reidratante
- Osmolarità: 277,7 mOsm/l
- pH : 3,5-6,5
- Uso: Ipodermo-fleboclisi
- Modalità di conservazione: conservare ad una temperatura non superiore a 30°