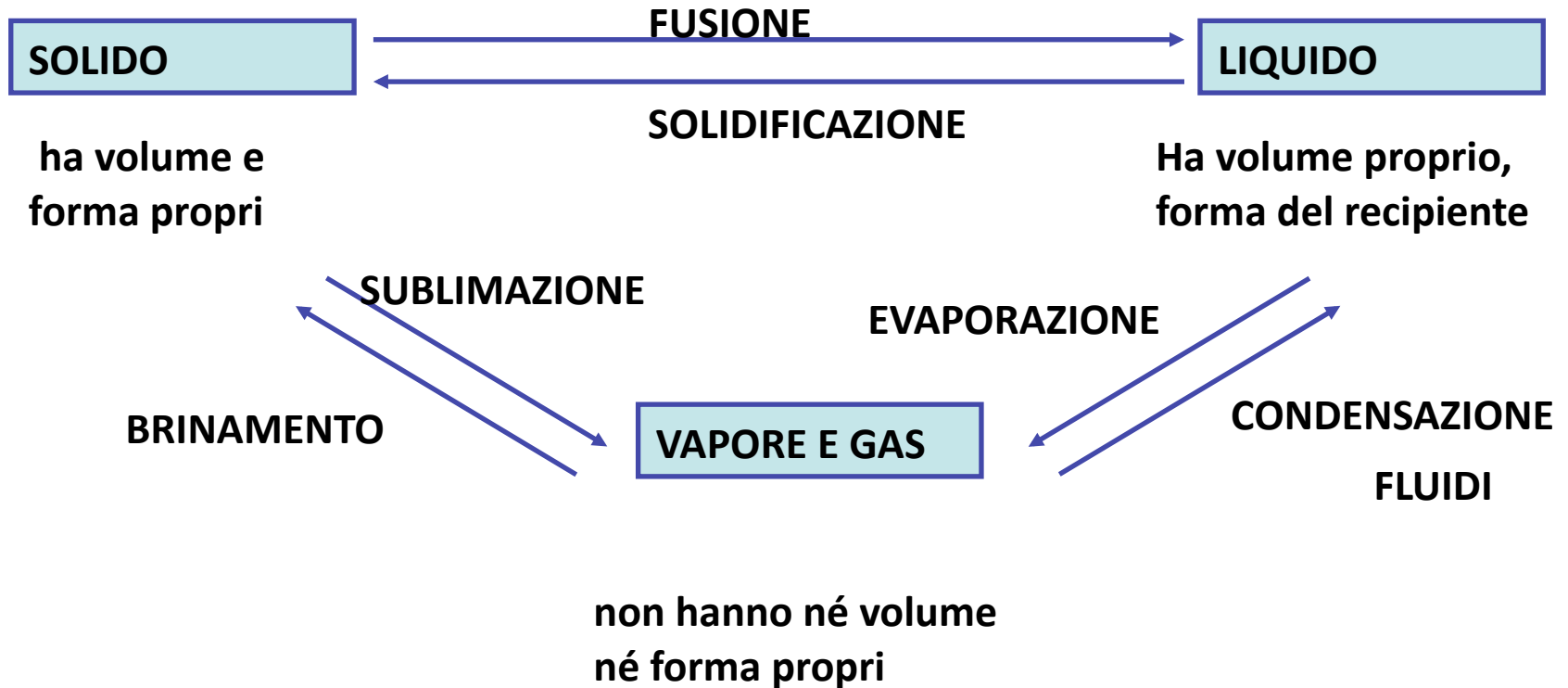


PROPRIETA' MACROSCOPICHE DELLA MATERIA

STATI DI AGGREGAZIONE



EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI

$$PV=nRT$$

Descrive il comportamento dei gas (in alcune condizioni)

Unità di misura

- Pressione(P): 1atm
- Volume(V): litri
- Temperatura(T): $K = ^\circ C + 273.16$

$^\circ C = K - 273.16 \Rightarrow$ zero assoluto (0K) = $-273.16^\circ C$

- R Costante universale dei gas: $0.082 \text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

CONFRONTO TRA SCALE CELSIUS E KELVIN

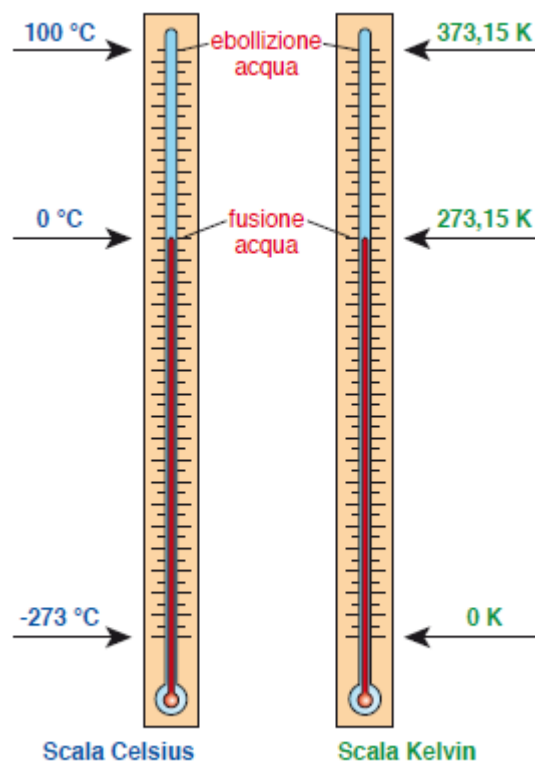
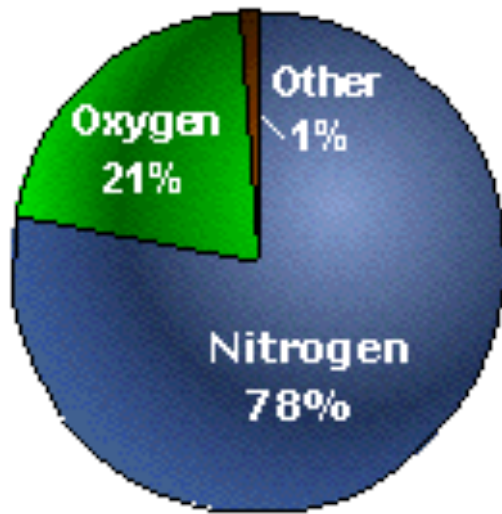


Figura 25. Le scale Celsius e Kelvin a confronto



L'ATMOSFERA E' UNA MISCELA DI GAS

Composizione chimica:



Pressione a livello del mare
= 1 atm

Azoto (N ₂)	78%
Ossigeno (O ₂)	21%
Argon (Ar)	1%
Altre sostanze quali:	
Acqua (H ₂ O)	0 - 7%
Ozono (O ₃)	0 - 0.01%
Biossido di carbonio (CO ₂)	0.01-0.1%

Metano (CH ₄)	Protossido di azoto (NO ₂)
Elio (He)	Neon (Ne)
Krypton (Kr)	Xeno (Xe)

PRINCIPALI GAS MEDICINALI

- * Ossigeno (O_2)
- * Carbonio diossido (CO_2)
- * Aria Medica
- * Azoto Protossido (N_2O)
- * Ossido Nitrico (NO)
- * Azoto (N_2)

I principali gas utilizzati nelle terapie sono:

- * Aria compressa (O_2/N_2)
- * Elio (He)
- * Miscele e prodotti personalizzati(anestetici, etc)

NEI LABORATORI I GAS SONO COMPRESSI IN BOMBOLE
I GAS PIU' COMUNI SONO IDENTIFICABILI IN BASE AL COLORE (OGIVA)



TIPO DI GAS

NUOVA COLORAZIONE

Acetilene C_2H_2

N

Marrone Rossiccio

Ammoniaca NH_3

N

Giallo

Argon Ar

N

Verde scuro

Azoto N_2

N

Nero

Biossido di carbonio CO_2

N

Grigio

Cloro Cl_2

N

Giallo

Elio He

N

Marrone

Idrogeno O_2

N

Rosso

Ossigeno O_2

N

Bianco

Protossido di Azoto N_2O

N

Blu

LE SOLUZIONI

MISCELE OMOGENEE FORMATE DA PIU' DI UN COMPONENTE

SOLVENTE = sostanza in *maggiore* quantità

SOLUTO = sostanza in *minore* quantità

Nelle soluzioni di interesse biomedico sono composte da:

Solvente = acqua

Soluto = Solido, liquido o gas

CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE:

Proporzione relativa dei vari componenti

DILUIZIONE DI UNA SOLUZIONE:

Diminuizione della proporzione di soluto

CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Le proprietà delle soluzioni dipendono
dalle quantità relative delle sostanze che le compongono:
la concentrazione esprime la composizione quantitativa di una soluzione.

Alcune unità di concentrazione

- Peso soluto/peso del solvente (o della soluzione) -> non dipende dalla temperatura

PERCENTUALE IN PESO(%) $p = \text{grammi soluto} / 100 \text{ grammi di soluzione}$

FRAZIONE MOLARE = moli di soluto / moli totali (soluto+solvente)

- Peso del soluto e volume della soluzione -> dipende dalla temperatura

MOLARITA' = moli di soluto in 1 litro di soluzione $M = n/l$

PERCENTUALE PESO/VOLUME(%) $p/v = \text{ml soluto} / 100 \text{ ml di soluzione}$

ESERCIZIO 1 Determinare la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 20 g di idrossido di sodio (NaOH ; $\text{PM}=40$) in 500 ml di acqua distillata.

$$\text{Molarità} = n/V_l$$

$$500 \text{ ml} = 0,5 \text{ litri}$$

$$n = 20/40 = 0,5$$

$$M = n/V = 0,5/0,5 = 1\text{M}$$

ESERCIZIO 2 Determinare in quale volume di soluzione devono essere sciolti 20 g di bicarbonato di sodio (NaHCO_3 ; $\text{PM}=84$) per ottenere una soluzione 0.5 M di questo sale.

$$\text{Molarità} = n/V_l$$

$$V_l = n/M$$

$$n = 20/84 = 0,24$$

$$V_l = n/M = 0,24/0,5 = 0,48 \text{ litri}$$

ES. 3 Quanti grammi di Cloruro di calcio (Ca Cl_2) sono necessari per preparare 1.5 l di una soluzione al 3% p/v?

$$1,5 \text{ litri} = 1500 \text{ ml}$$

$$3\text{g}:100\text{ml} = x:1500\text{ml}$$

$$3 \times 1500 / 100 = 45 \text{ g}$$

SOLUBILITA'

Capacità di un soluto di sciogliersi nel solvente

Dipende da:

- temperatura
- pressione
- natura chimica di soluto e solvente: *solventi polari* (acqua) e *apolari* (benzene)

SOLUTI POLARI SI SCIOLGONO BENE IN SOLVENTI POLARI (ACQUA)

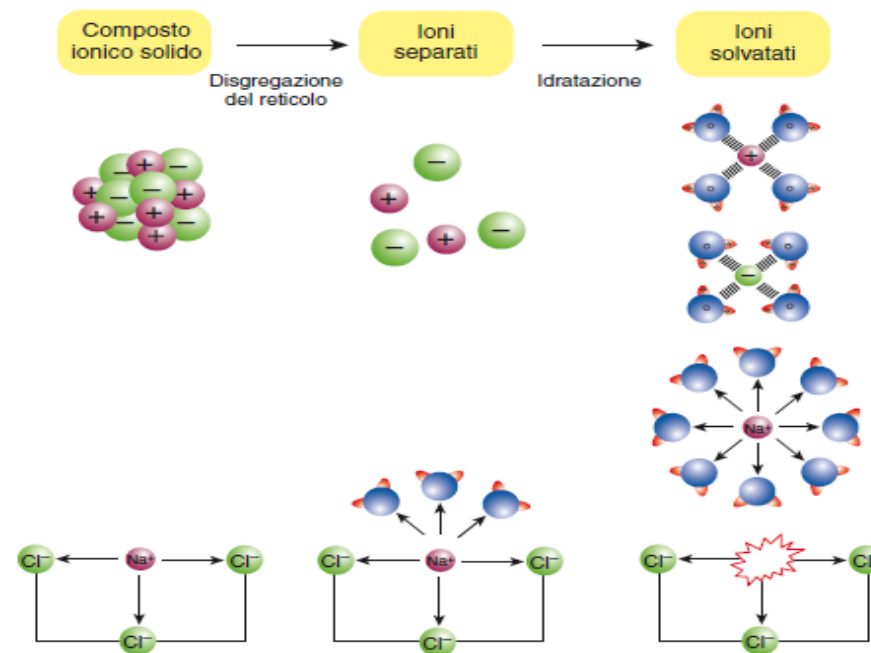


Figura 27. Processo di dissoluzione di un composto ionico (NaCl) in H₂O dovuto alle interazioni ione-molecola. Le molecole di H₂O poste a contatto con il solido ionico saranno attratte dalle cariche degli ioni superficiali e si disporranno sulla superficie esercitando interazioni elettrostatiche con essi. L'effetto di queste interazioni sarà di indebolire le forze che vincolano lo ione superficiale nel reticolo cristallino solido e che gli impediscono di allontanarsi. Alcuni ioni potranno passare in soluzione venendo immediatamente idratati e il processo continuerà con gli ioni che via via si troveranno esposti in superficie.

SOLUZIONI SATURE

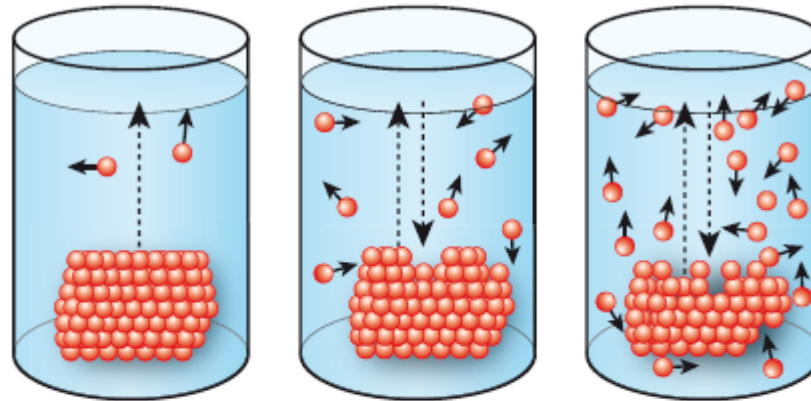


Figura 28. Solubilità e soluzione satura. Ponendo un soluto in acqua, inizialmente l'unico processo è il passaggio in acqua delle particelle del soluto (dissoluzione) che saranno immediatamente solvate. Con il tempo, aumenteranno le particelle in soluzione in continuo movimento a causa dell'energia cinetica dovuta alla temperatura, e quindi statisticamente alcune particelle potranno colpire il soluto e vi rimarranno intrappolate. Si avrà così il processo di condensazione del soluto, opposto alla dissoluzione. La velocità di condensazione delle particelle ad un certo punto eguaglierà quella di dissoluzione che resta costante (dipende dal soluto, dal solvente e dalla temperatura), e il numero delle particelle in soluzione non aumenterà più. Si è raggiunto uno stato di equilibrio dinamico, la soluzione viene definita satura.

INFLUENZA DELLA PRESSIONE SULLA SOLUBILITA'

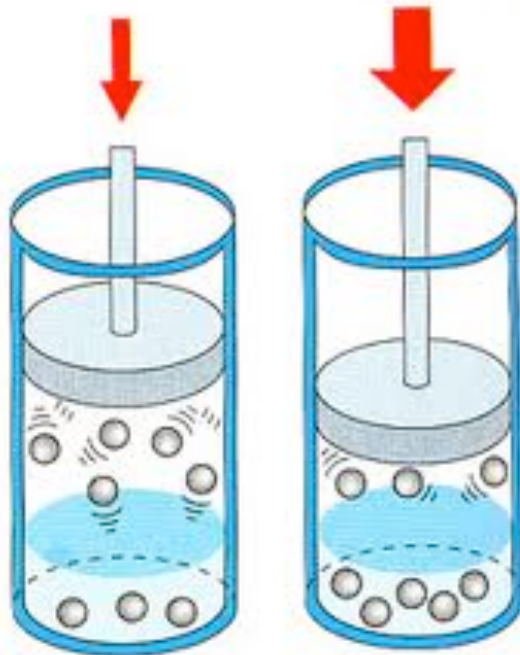
Solubilità di gas nei liquidi

LA QUANTITA' DI UN GAS CHE SI SCIoglie
IN UN LIQUIDO DIPENDE DALLA PRESSIONE
DI QUEL GAS SUL LIQUIDO (*legge di Henry*)

Solubilità di gas in liquidi

a bassa
pressione

a pressione
più alta



$$P = kC$$

P = pressione del gas

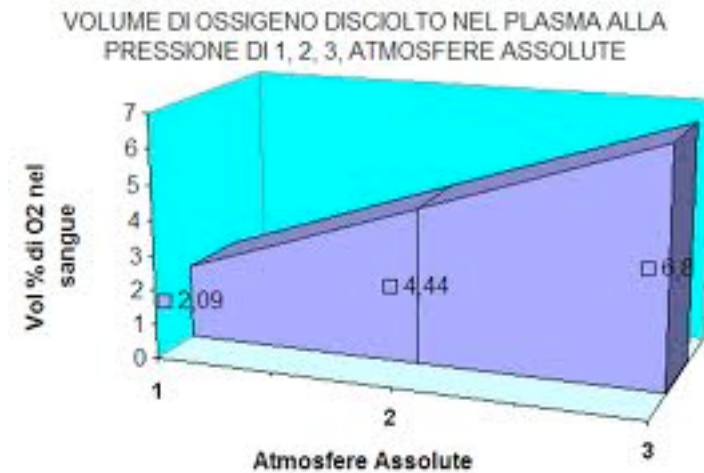
C = concentrazione
del gas nella soluzione

K= costante di prop.

IN ALCUNE TERAPIE E' UTILE AUMENTARE LA PRESSIONE ATMOSFERICA

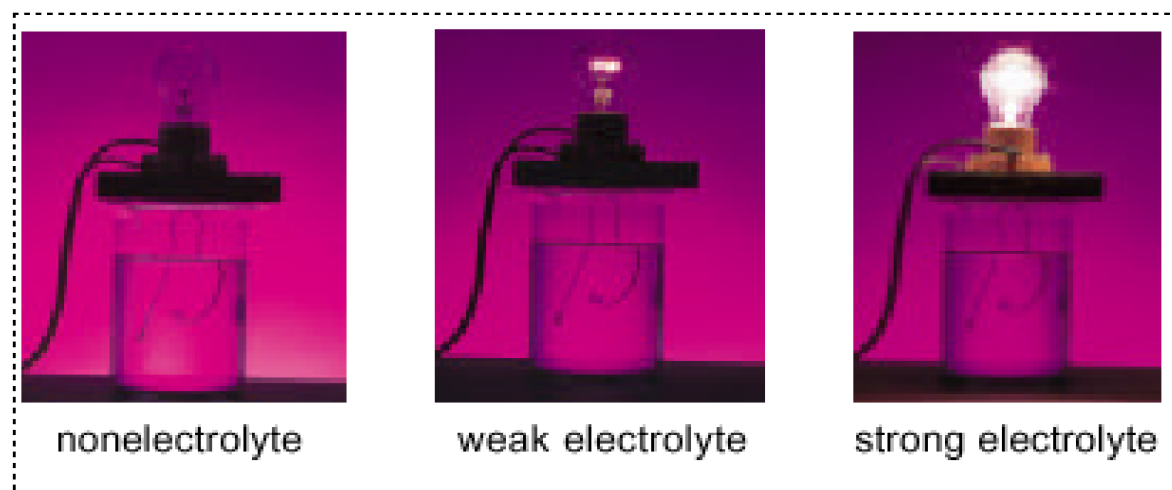


CAMERA IPERBARICA



ELETTROLITI

Se il soluto è una sostanza ionica (es. NaCl) nel solvente acqua gli ioni tenderanno a dissociare



QUESTE SOSTANZE
SONO DETTE
ELETTROLITI
IN QUANTO LA
SOLUZIONE CHE LI
CONTIENE CONDUCE
ELETTRICITA'

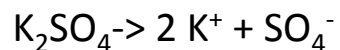
SOLUTI ELETTROLITI E NON ELETTROLITI

ELETTROLITI -> FORMANO IONI

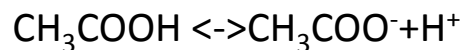
NON ELETTROLITI -> NON FORMANO IONI

ELETTROLITA: soluto che dissocia in soluzione

- **Elettrolita forte:** dissocia completamente



- **Elettrolita debole:** NON dissocia completamente



NON ELETTROLITA:

soluto che NON dissocia in soluzione

Glucosio --> Glucosio (sol)

ELETTROLITI EMATICI

Ioni disciolti nel sangue importanti per valutare lo stato di idratazione o altre condizioni dell'organismo (misurabili in laboratorio biomedico)

SODIO (Na^+) 140 mM

POTASSIO (K^+) 5 mM

CLORO (Cl^-) 100 mM

CALCIO (Ca^{++}) 2.5 mM

BICARBONATO (PO_4^{3-}) 26 mM

DILUIZIONI

In una diluizione di una soluzione rimane invariata la quantità di soluto.

Questa corrisponde al prodotto tra concentrazione e volume della soluzione

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$
$$V_1 = C_2 V_2 / C_1$$

ESERCIZIO

Calcolare il volume di acqua da aggiungere a 10 ml di una soluzione 3 M di HCl per ottenere una soluzione 0.2 M.

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_2 = C_1 V_1 / C_2$$

$$V_2 = 3 \times 0.01 / 0.2 = 0,15 \quad (\text{volume della soluzione})$$

$$\text{Volume acqua} = 0,15 - 0,01 = 0,14 \text{ litri}$$

MESCOLANZE

Quando si mescolano due soluzioni a diversa concentrazione dello stesso soluto la concentrazione finale si calcola:

$$V_f C_f = C_1 V_1 + C_2 V_2$$

$$V_f = V_1 + V_2$$

ESERCIZIO

Quale deve essere la molarità di una soluzione di ammoniaca perché 700 ml di essa aggiunti a 300 ml di ammoniaca 0,2 M diano luogo ad una soluzione 0,1 M

$$V_f C_f = C_1 V_1 + C_2 V_2$$

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$\begin{array}{lll} C_2 = 0,2 \text{ M} & C_f = 0,1 \text{ M} & C_1 = ? \\ V_1 = 0,7 \text{ l} & V_2 = 0,3 \text{ l} & V_f = 0,7 + 0,3 = 1 \text{ litro} \end{array}$$

$$C_1 = (C_f V_f - C_2 V_2) / V_1 = (0,1 \times 1 - 0,2 \times 0,3) / 0,7 = 0,04 \text{ M}$$

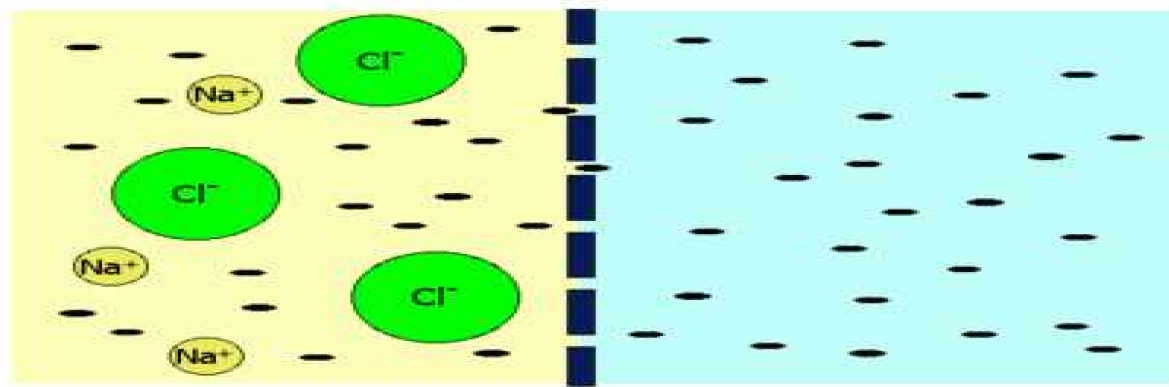
LE PROPRIETA' DELLE SOLUZIONI SONO DIVERSE DA QUELLE DEL SOLVENTE PURO

.... questo effetto è dovuto alla presenza del soluto.

TRA LE PROPRIETA' DELLE SOLUZIONI CHE DIPENDONO DALLA PRESENZA DEL SOLUTO UNA DELLE PIU' IMPORTANTI IN BIOMEDICINA PROVOCA IL FENOMENO DELLA **OSMOSI**

OSMOSI= passaggio di solvente attraverso una membrana semipermeabile da una soluzione più diluita (contiene meno soluto) ad una soluzione più concentrata (contiene più soluto).

PRESSIONE OSMOTICA=
Misura quantitativa del fenomeno osmotico.



LA PRESSIONE OSMOTICA MISURA IL FENOMENO DELL'OSMOSI

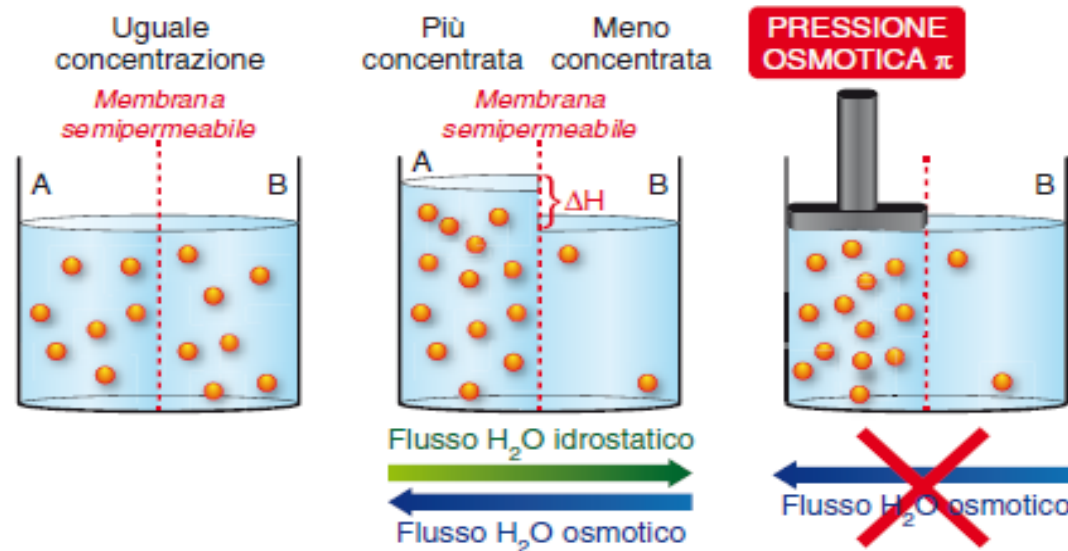


Figura 30. Meccanismo dell'osmosi e pressione osmotica. In assenza di sali, o in presenza di un'uguale concentrazione in particelle in entrambi i compartimenti A e B separati da una membrana semipermeabile, il livello dell'acqua è identico (il flusso di H_2O dal compartimento di destra a quello di sinistra e viceversa è in equilibrio e di uguale entità). Quando si pongono a contatto due soluzioni A e B a diversa concentrazione salina, si forma un dislivello tra i due compartimenti. Inizialmente si ha solo flusso di acqua dalla soluzione B (meno concentrata) alla soluzione A (più concentrata) perché il solvente tende a diluire il compartimento più concentrato per cercare di raggiungere un'eguaglianza tra le due concentrazioni (fenomeno della osmosi). Col proseguire del processo si forma una differenza di pressione idrostatica che genera un flusso idrostatico opposto a quello osmotico. Quando il flusso idrostatico diviene uguale (e opposto) a quello osmotico si ha un equilibrio dinamico e il dislivello tra le due soluzioni non cambia più. Per pressione osmotica (π) si intende la pressione che si dovrebbe esercitare per impedire il fenomeno della osmosi. La pressione applicata sulla soluzione provoca un flusso di molecole di acqua attraverso la membrana uguale e opposto al flusso dovuto all'osmosi.

CALCOLO DELLA PRESSIONE OSMOTICA

Pressione osmotica $\pi = CRT$

Se il soluto è dissociabile, la **concentrazione effettiva** viene calcolata **moltiplicando la concentrazione (C, espressa in molarità)** per un **fattore di correzione** che tiene conto di:

1. Come dissocia il soluto
2. Quante particelle si formano dopo la dissociazione

$$\text{Conc. Effettiva (osmolarità)} = \text{OsM} = M * [1 + \alpha(v-1)]$$

α = grado di dissociazione (moli dissociate/moli totali)

Es. tutti i sali (NaCl) $\alpha = 1$

v = numero di particelle prodotte dalla dissociazione di una molecola

Es. NaCl $v = 2$

PRESSIONE OSMOTICA DEI LIQUIDI BIOLOGICI.

I liquidi biologici:

- contengono molti soluti diversi;
- non tutte le membrane dell'organismo sono impermeabili a tutti i soluti.

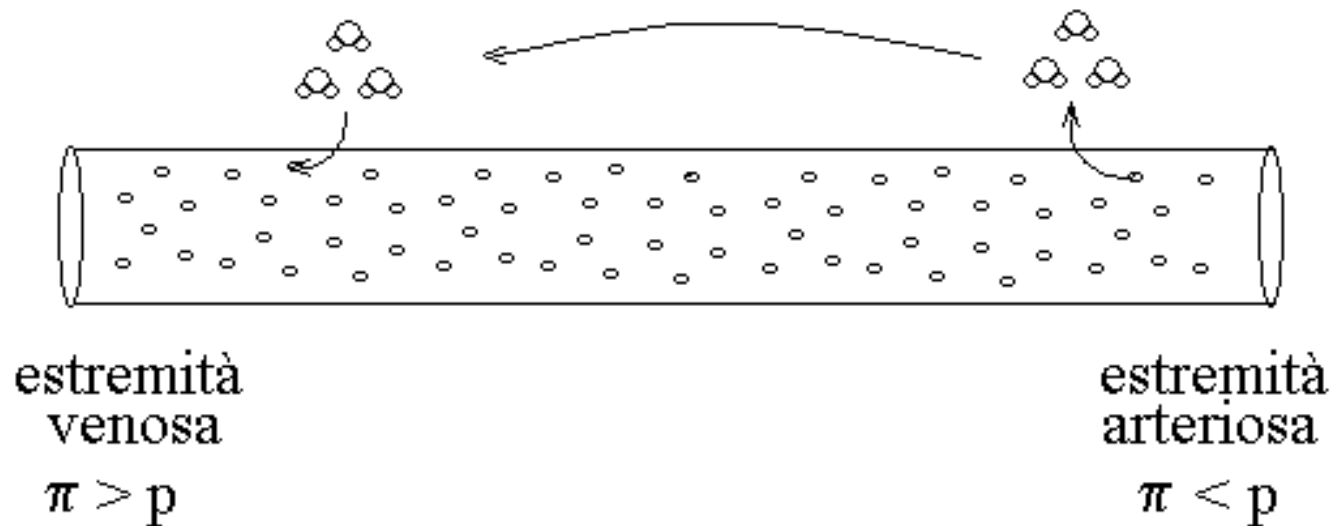
Si descrivono quindi due tipi di pressione osmotica:

1. La *pressione osmotica vera e propria*, uguale alla somma delle concentrazioni di tutti i soluti (7,6 atm alla temperatura di 37° C)
Questo valore corrisponde a 0,3 OsM.
2. La *pressione colloidale-osmotica (o oncotica)* dovuta soltanto ai soluti di grande massa molare (in genere si considerano tali quelli con $PM > 30.000$), che corrisponde a circa 26 mmHg (0,035 atm) a 37 C.

Alcune membrane, quali ad es. la membrana cellulare, sono quasi impermeabili a tutti o quasi tutti i soluti, mentre altre, quali quelle dei capillari sono impermeabili soltanto ai soluti a grande massa molecolare (e quindi non risentono della pressione osmotica dovuta ai soluti a basso peso molecolare).

Il vaso capillare ha dei pori che lasciano passare l'acqua e i soluti a basso peso molecolare; la differenza di pressione osmotica tra il sangue all'interno del capillare e il liquido tissutale all'esterno dipende soltanto dalla diversa concentrazione dei soluti ad alto peso molecolare (ad es. le proteine del plasma).

All'estremità arteriosa del capillare la pressione idrostatica (dovuta alla forza contrattile del cuore e alla dilatazione elastica delle grandi arterie) supera la pressione colloidale-osmotica del sangue e forza il liquido ad uscire dal capillare per bagnare i tessuti; all'estremità venosa avviene il contrario. Questo realizza un flusso di acqua e soluti a basso peso molecolare all'esterno del capillare, concentrico e parallelo al flusso ematico interno al capillare, il cui risultato è quello di rimescolare il liquido tissutale:



RILEVANZA BIOMEDICA

LE CELLULE SONO DELIMITATE DA STRUTTURE SPECIFICHE CHE FUNZIONANO COME
UNA MEMBRANA SEMIPERMEABILE

LA INTEGRITA' DELLA CELLULA DIPENDE DALLE CONDIZIONI OSMOTICHE
DELL'AMBIENTE IN CUI SI TROVA.

COSA SUCCEDDE QUANDO UNA CELLULA SI TROVA IN UNA SOLUZIONE.....

ISOTONICA
(= P.OSMOTICA)

IPERTONICA
(>P. OSMOTICA)

IPOTONICA
(<P. OSMOTICA)



DANNI?
NO



SI



SI (EMOLISI)

FUNZIONALITA' RENALE
FUNZIONALITA' INTESTINALE

EMOCROMO



+ANTICOAGULANTE
(EPARINA)

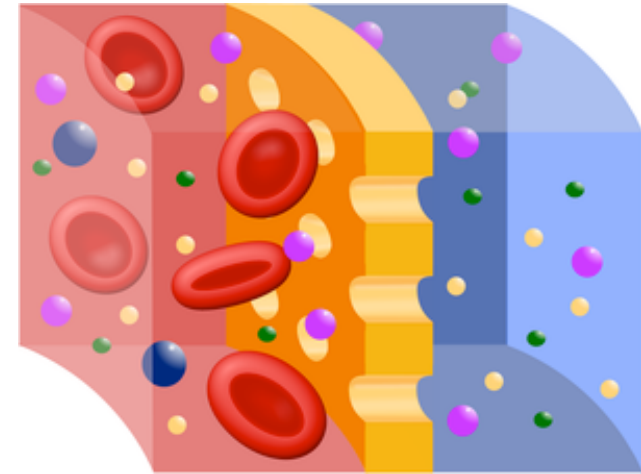
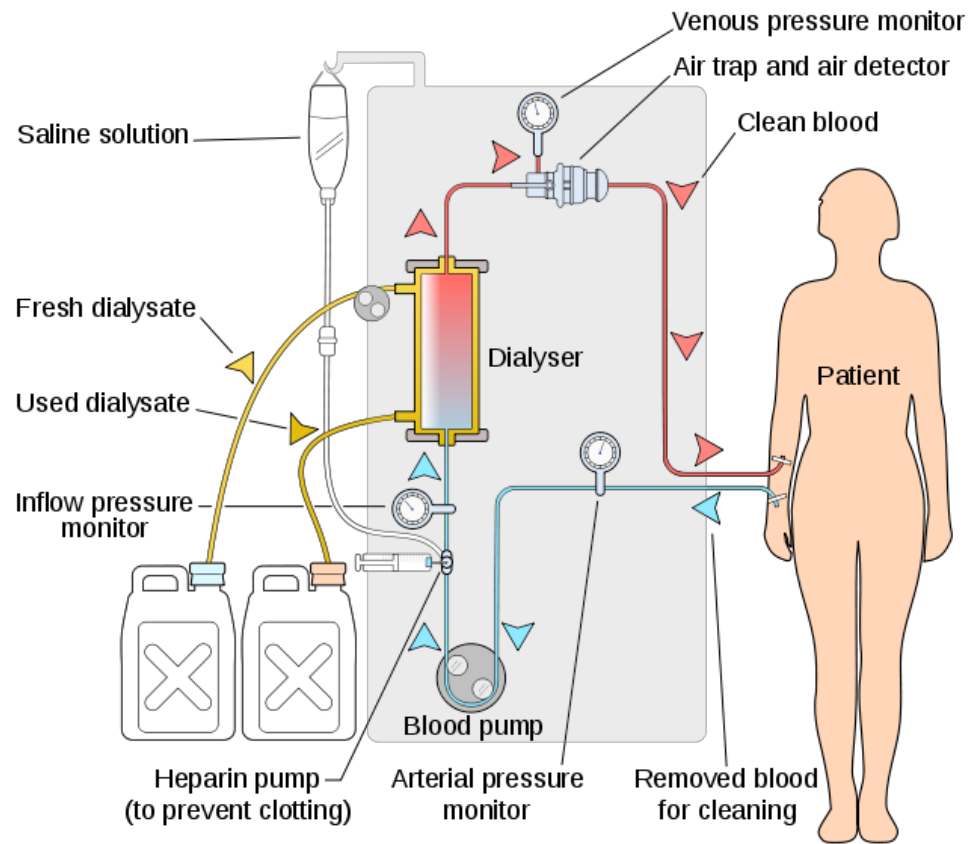
SOLUZIONE FISIOLOGICA=soluzione isotonica al sangue=

Soluzione NaCl 0,9%

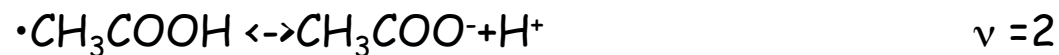
Soluzione glucosio 5% peso/volume

0.28 – 0.30 Osm e $\pi = 7,6$ atm a 37 °C

EMODIALISI



CALCOLO DEL NUMERO DI PARTICELLE IN SOLUTI ELETTROLITI



α = grado di dissociazione = n. moli dissociate/n. moli totali

Elettrolita forte $\rightarrow \alpha = 1$

Elettrolita debole $\rightarrow 0 < \alpha < 1$

NON Elettrolita $\rightarrow \alpha = 0$