

Lezione 2

Moli, Gas, Soluzioni



RIPASSIAMO LE UNITÀ DI MISURA



SISTEMA SI (sistema internazionale)

Massa	chilogrammi	kg
Volume	litro	l
Lunghezza	metri	m
Tempo	secondi	s
Temperatura	kelvin	K
Quantità	mole	n
Pressione	atmosfera	atm
Calore	joule	J

Prefissi di moltiplicazione

$10^3=1000$	chilo	k
$10^{-3}=0.001$	milli	m
$10^{-6}=0.000\ 001$	micro	μ
$10^{-9}=0.000\ 000\ 001$	nano	n

COME MISURIAMO LE MOLECOLE: MOLI e n. DI AVOGADRO

Le molecole e gli **atomi** sono **TROPPO** piccoli per essere misurati singolarmente, quindi è stata introdotta una nuova **unità di misura di quantità: la MOLE (n)**.



1 mole (n) = 6,02 x 10²³ oggetti

COME MISURIAMO LE MOLECOLE: MOLI e n. DI AVOGADRO

Le molecole e gli atomi sono **TROPPO** piccoli per essere misurati singolarmente, quindi è stata introdotta una nuova unità di misura di quantità: la **MOLE (n)**.

1 mole (n) = $6,02 \times 10^{23}$ oggetti (atomi, molecole, unicorni, etc)



Amedeo Avogadro

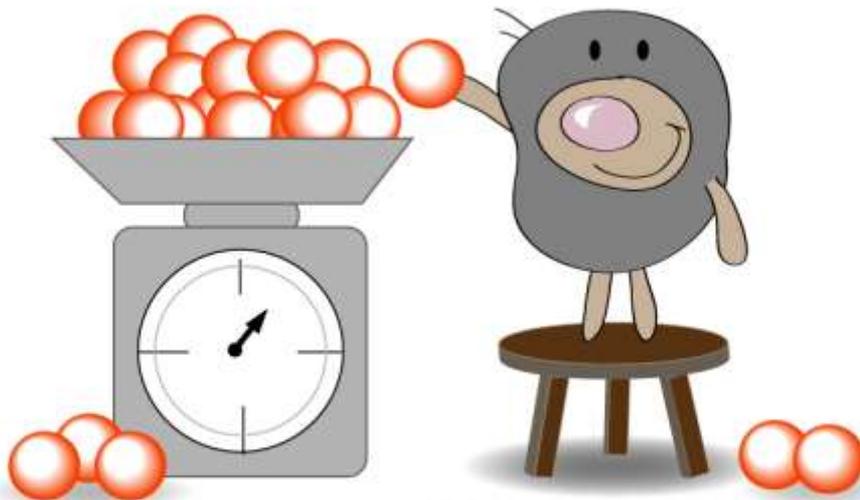
COME MISURIAMO LE MOLECOLE: MOLI e n. DI AVOGADRO

Le molecole e gli atomi sono **TROPPO** piccoli per essere misurati singolarmente, quindi è stata introdotta una nuova unità di misura di quantità: la **MOLE (n)**.

1 mole (n) = $6,02 \times 10^{23}$ oggetti (atomi, molecole, unicorni, etc)



N. di Avogadro = numero di atomi di carbonio isotopo 12 presenti **in 12 grammi** di tale sostanza.



6.02×10^{23} atoms
in 12 grams of carbon

SURFGUPPY.COM



Amedeo Avogadro

COME MISURIAMO LE MOLECOLE: MOLLI e n. DI AVOGADRO

Le molecole e gli **atomi** sono **TROPPO** piccoli per essere misurati singolarmente, quindi è stata introdotta una nuova **unità di misura di quantità: la MOLE (n)**.

1 mole (n) = $6,02 \times 10^{23}$ oggetti (atomi, molecole, unicorni, etc)

N. di Avogadro = numero di atomi di carbonio isotopo 12 presenti in 12 grammi di tale sostanza.

Da ciò deriva che **il peso in grammi di una mole di Atomi è =** al suo numero di massa o **peso atomico**

Es. il peso di una mole di ^{32}S è **32g**

Allo stesso modo **il peso di una mole di una qualunque molecole = al suo peso molecolare** (somma dei pesi atomici degli atomi che la compongono)

Es. il peso di una mole di H_2O = 18g (O=16g + 2H=2g)

1 MOLE DI SOSTANZA = quantità in grammi pari al suo peso molecolare

ESERCIZIO

Calcolare il peso molecolare (peso di una mole) delle seguenti molecole:

OSSIGENO	O_2	(2O)	$2 \times 16 = 32$
AZOTO	N_2	(2N)	$2 \times 14 = 28$
ANIDRIDE CARBONICA	CO_2	(1C+2O)	$12 + 2 \times 16 = 44$
CLORURO DI SODIO	$NaCl$	(1Na+1Cl)	$23 + 35 = 58$
IDROSSIDO DI SODIO	$NaOH$	(1Na+1O+1H)	$23 + 16 + 1 = 40$
ACIDO CARBONICO	H_2CO_3	(2H+1C+3O)	$2 \times 1 + 12 + 3 \times 16 = 62$



QUALE RELAZIONE ESISTE TRA MOLE E MASSA?

1 MOLE DI SOSTANZA = quantità in grammi pari al suo peso molecolare.

PER CALCOLARE A QUANTE MOLI CORRISPONDE UN QUANTITATIVO IN GRAMMI:

Moli = grammi / peso molecolare

ES.

1. A quante moli corrispondono 3.48 g di H₂O?

Peso molecolare= 18

1 mole di H₂O corrisponde a 18 g

$3.48 \text{ g} / 18 = 0.19$ moli di H₂O

2. A quanti grammi corrispondono 1.49 moli di CO₂?

Peso molecolare= $12 + 2 \times 16 = 44$

1 mole di CO₂ corrisponde a 44 g

$1,49 \text{ moli} \times 44 = 65,6 \text{ g}$

3. A quante moli corrispondono 5 grammi di CO₂?

Peso molecolare= $12 + 2 \times 16 = 44$

1 mole di CO₂ corrisponde a 44 g

$5 \text{ g} / 44 = 0.11$ moli



DENSITÀ E PESO SPECIFICO

 **Densità** = *massa / volume*

Densità dell'acqua = 1g/ml (a $T=4^{\circ}\text{C}$, e $P=1\text{ bar}$)

 **Peso specifico** = *peso / volume*

In condizioni normali (pressione atmosferica e T ambiente) densità e peso specifico coincidono

Es. in laboratorio si misura il peso specifico dell'urina per valutare la funzionalità renale

A 25°C il valore normale è tra 1,018 e 1,025

STATI DELLA MATERIA



Gassoso

ASSENTI

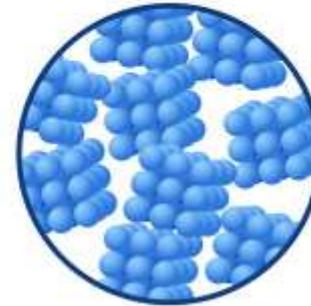
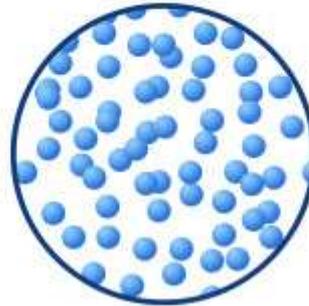
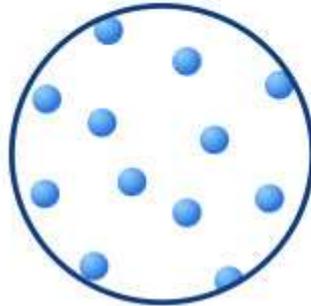
Liquido

DEBOLI

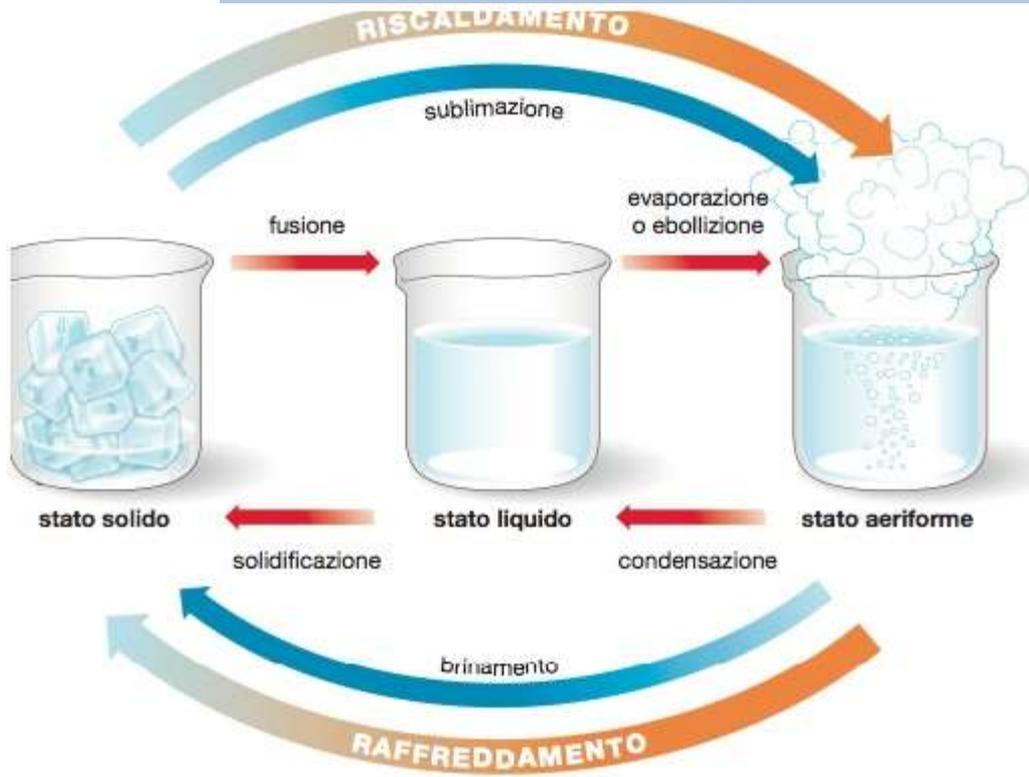
Solid

FORTI

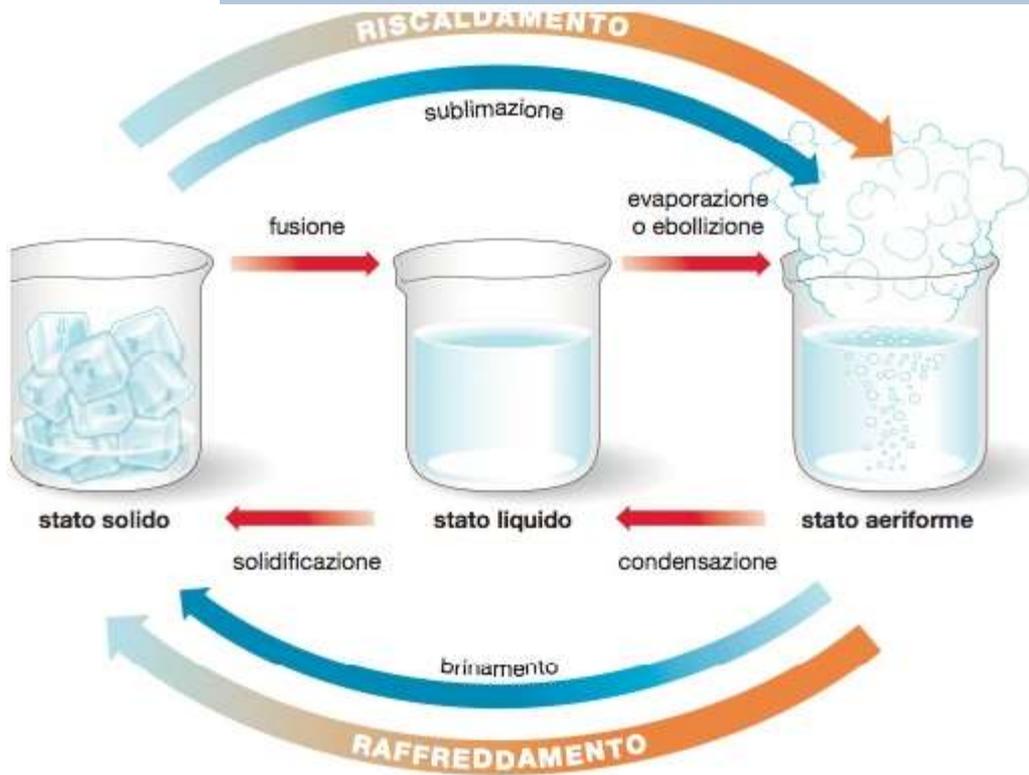
Interazioni molecolari



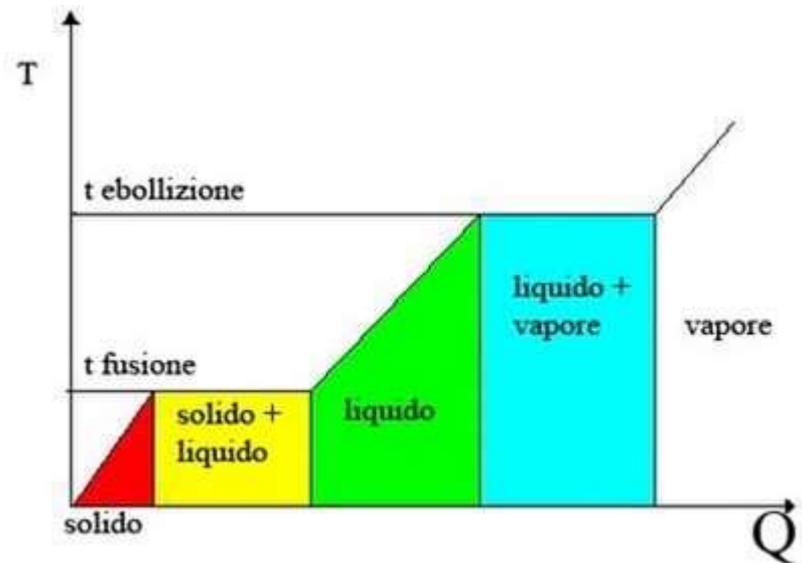
PASSAGGI DI STATO (o di fase)



PASSAGGI DI STATO (o di fase)



Durante i passaggi di stato la Temperatura della miscela rimane costante perché tutto il calore (energia) assorbito o ceduto viene usato dalle molecole per passare da uno stato all'altro.





EQUAZIONE (LEGGE) DI STATO DEI GAS IDEALI

$$P V = n R T$$

Descrive il comportamento dei gas *ideali* (nessuna interazione tra le molecole)

P = Pressione (atm) (Atmosfere)

V = Volume (l) (Litri)

T = Temperatura (K) (Gradi Kelvin)

n = numero di moli (mol)

R = Costante universale dei gas = $0.082 \text{ (l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$



EQUAZIONE (LEGGE) DI STATO DEI GAS IDEALI

$$P V = n R T$$

Descrive il comportamento dei gas *ideali* (nessuna interazione tra le molecole)

P = Pressione (atm) (Atmosfere)

V = Volume (l) (Litri)

T = Temperatura (K) (Gradi Kelvin)

n = numero di moli (mol)

R = Costante universale dei gas = $0.082 \text{ (l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$

$$T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273.15$$

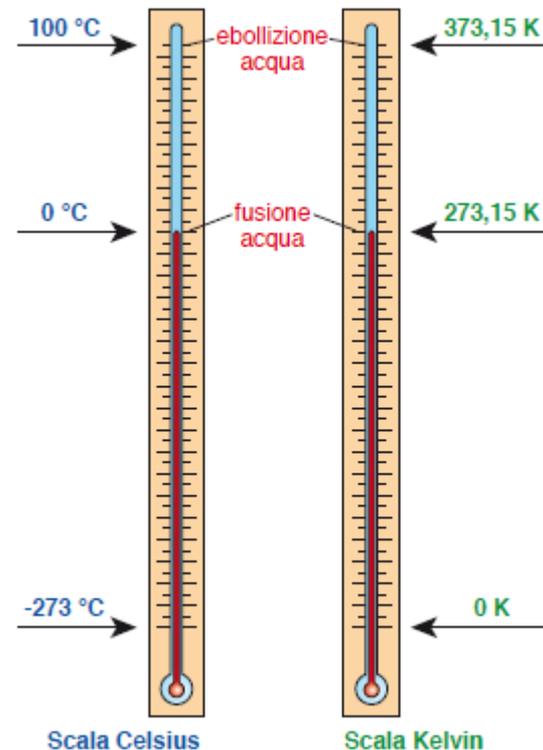


Figura 25. Le scale Celsius e Kelvin a confronto

EQUAZIONE (LEGGE) DI STATO DEI GAS IDEALI

$$P V = n R T$$

Descrive il comportamento dei gas *ideali* (nessuna interazione tra le molecole)

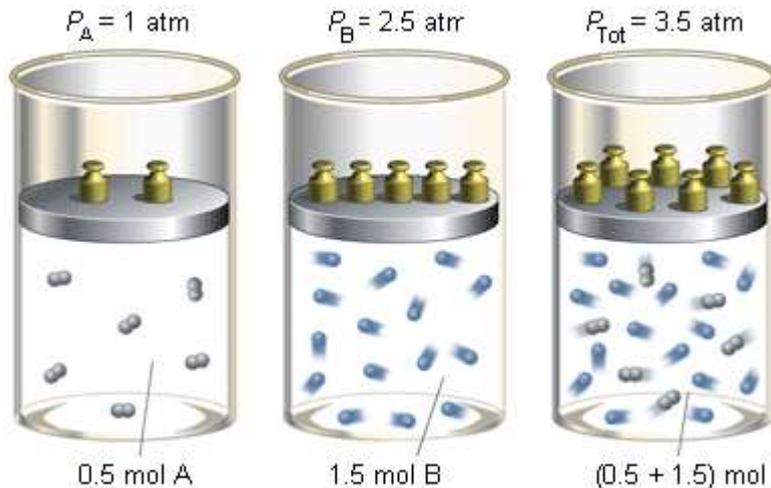
P = Pressione (atm) (Atmosfere)

V = Volume (l) (Litri)

T = Temperatura (K) (Gradi Kelvin)

n = numero di moli (mol)

R = Costante universale dei gas = $0.082 \text{ (l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$



Es.

Se, a volume (V) e temperatura (T) costante, aumentano il numero di molecole (n), la pressione (P) aumenterà proporzionalmente

EQUAZIONE (LEGGE) DI STATO DEI GAS IDEALI

$$P V = n R T$$

Descrive il comportamento dei gas *ideali* (nessuna interazione tra le molecole)

P = Pressione (atm) (Atmosfere)

V = Volume (l) (Litri)

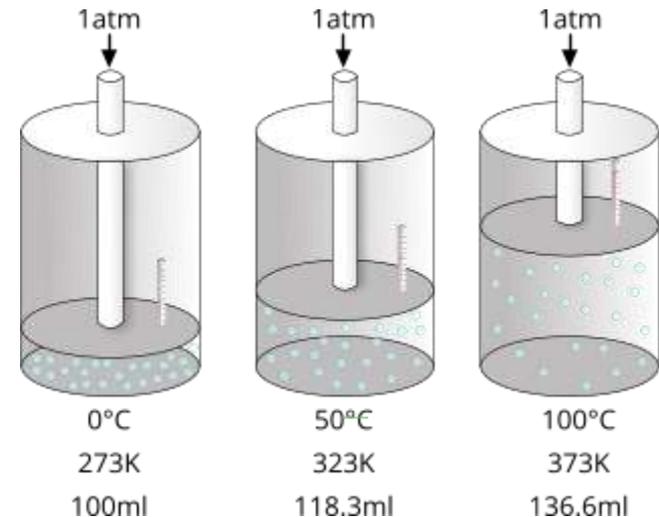
T = Temperatura (K) (Gradi Kelvin)

n = numero di moli (mol)

R = Costante universale dei gas = $0.082 \text{ (l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$

Es.

Se, a pressione (P) e numero di molecole (n) costante, aumento la temperatura (T), il volume (V) aumenterà proporzionalmente

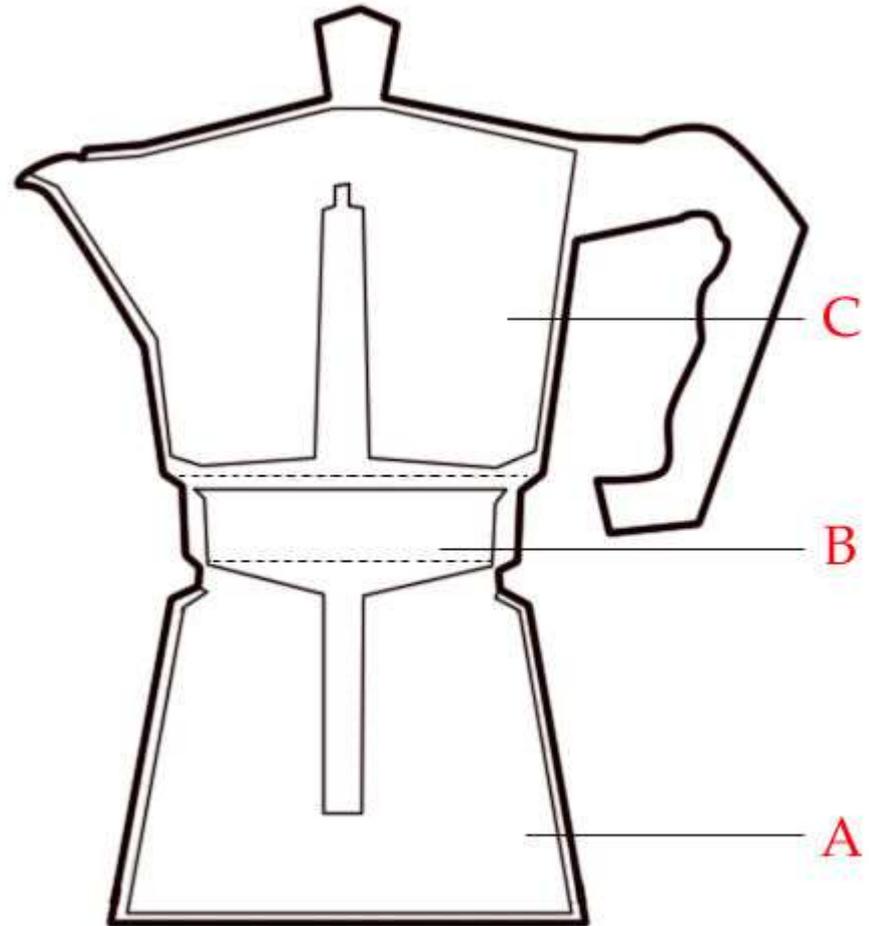


$$P V = n R T$$



In base alla legge dei gas
ideali e ai passaggi di stato

**Spiega il funzionamento
della moka**

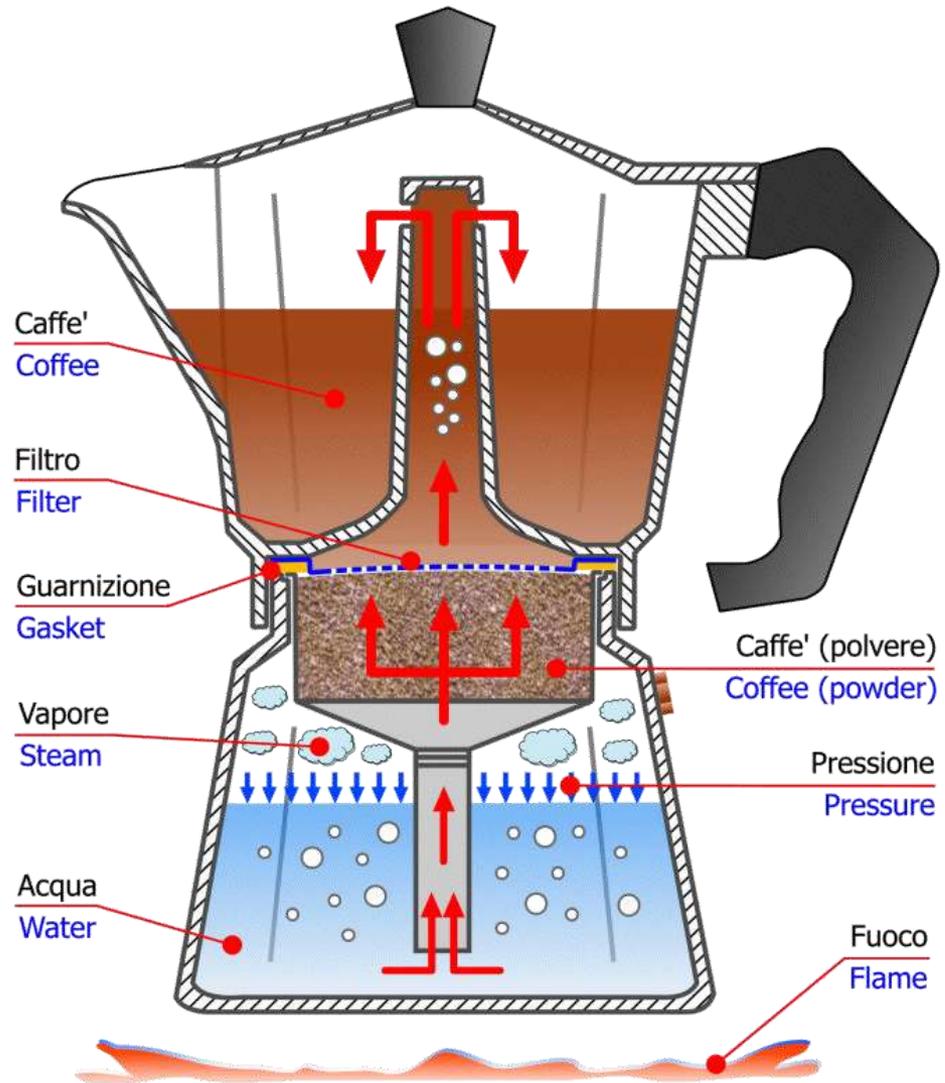


EQUAZIONE (LEGGE) DI STATO DEI GAS IDEALI

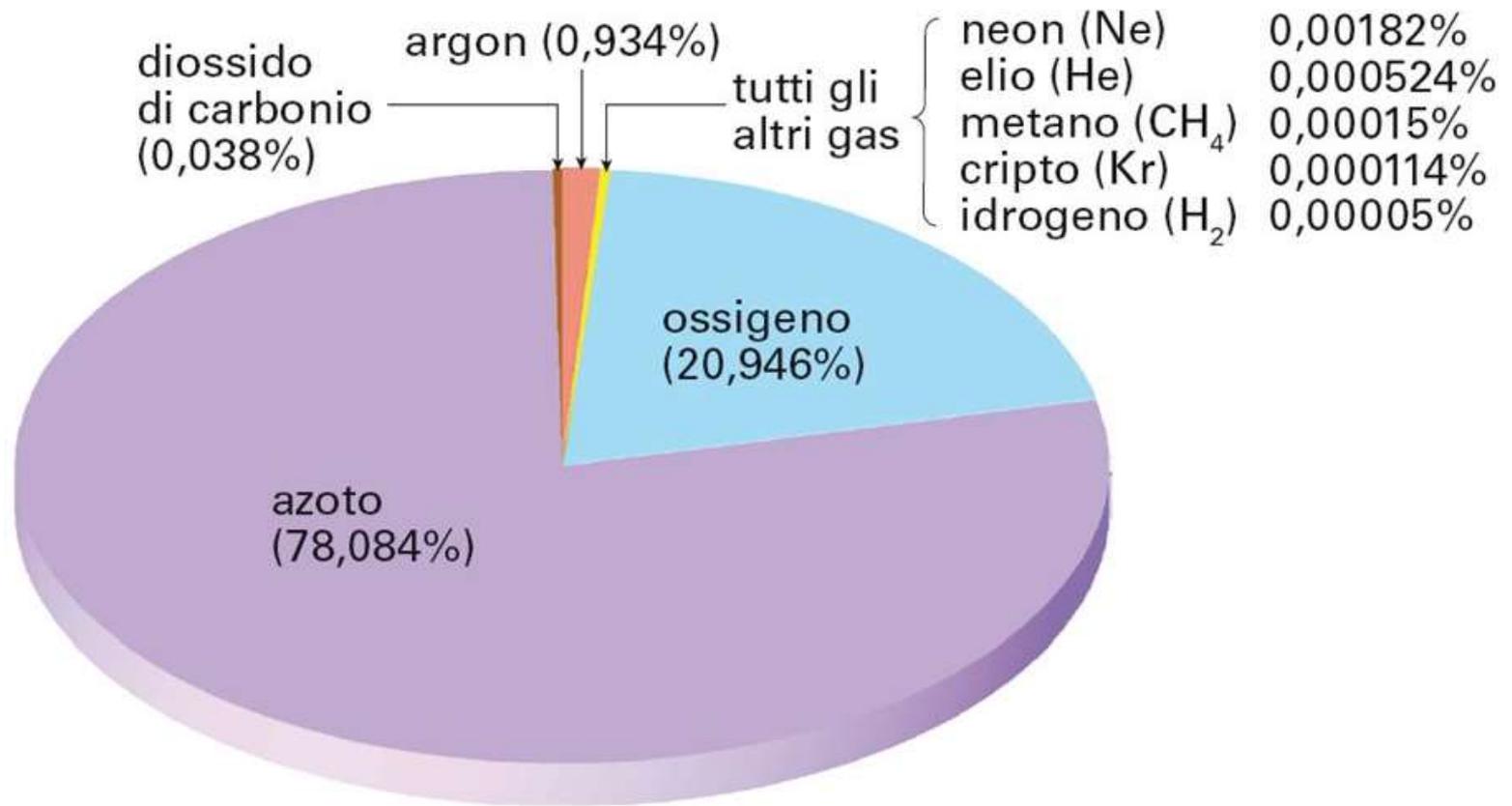
$$P V = n R T$$



In base alla legge dei gas *ideali* e ai passaggi di stato
Spiega il funzionamento della moka



L'ATMOSFERA È UNA MISCELA DI GAS



Pressione a livello del mare

1 atm

GAS MEDICALI



In tutti i laboratori e ospedali, i **gas si trovano in contenitori ad alta pressione** (bombole).

La pressione in uscita è circa 250 atm.

I Gas compressi sono pericolosi e bisogna prestare molta attenzione al loro utilizzo.

Generalmente vengono tenuti in depositi di sicurezza e distribuiti attraverso appositi impianti.

I principali gas medicali sono:

Ossigeno (O_2)

Biossido di Carbonio (CO_2)

Aria Medica

Protossido d'Azoto (N_2O)

Ossido Nitrico (NO)

Azoto (N_2)



GAS MEDICALI

Ad ogni GAS corrisponde un COLORE dell'ogiva e sulle valvole

GAS CON COLORAZIONE INDIVIDUALE		VECCHIA		NUOVA		RAL
Acetilene	C_2H_2		arancione		marrone ross.	3009
Ammoniaca	NH_3		verde		giallo*	1018
Argon	Ar		amaranto		verde scuro	6001
Azoto	N_2		nero		nero	9005
Diossido di Carbonio	CO_2		grigio chiaro		grigio	7037
Cloro	Cl_2		giallo		giallo*	1018
Elio	He		marrone		marrone	8008
Idrogeno	H_2		rosso		rosso	3000
Ossigeno	O_2		bianco		bianco	9010
Protossido d'Azoto	N_2O		blu		blu	5010



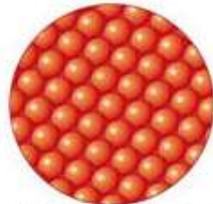
*Colorazione per tutto il gruppo gas tossici e/o corrosivi.

SOLUZIONI



SOLUZIONI

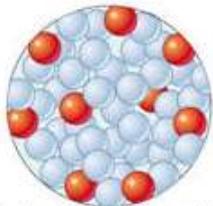
❗ Si definisce **soluzione una miscela OMOGENEA** di due o più specie chimiche



il sale è una sostanza pura



anche l'acqua distillata è una sostanza pura



sciogliendo il sale nell'acqua otteniamo un miscuglio omogeneo

SOLVENTE = componente più abbondante

SOLUTO = componente meno abbondante

Di solito in biomedicina il **solvente è H₂O** e i soluti sono solidi, liquidi o gas.

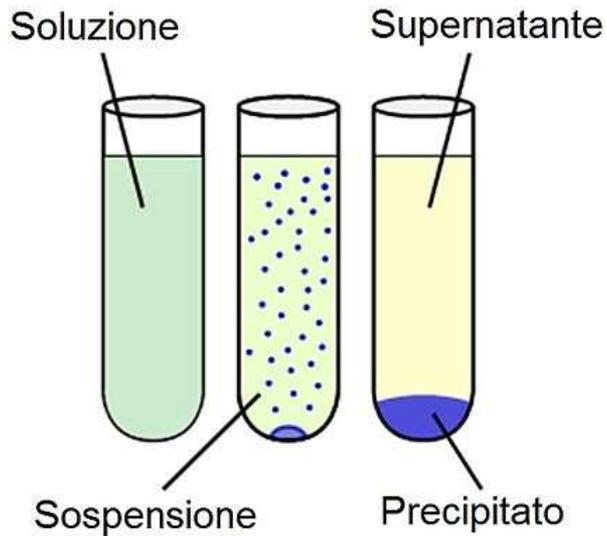
La **CONCENTRAZIONE** (o titolo) di una soluzione è la misura della quantità di ogni soluto presente

CONCENTRARE = diminuire la quantità di solvente (la concentrazione dei soluti aumenta)

DILUIRE = aumentare la quantità di solvente (la concentrazione dei soluti diminuisce)

MISCUGLI

Si definisce **MISCUGLIO** una miscela **NON OMOGENEA** di due o più specie chimiche



Distinguiamo miscugli:

- **Solido-solido**
- **Solido-liquido**
- **Liquido-liquido**

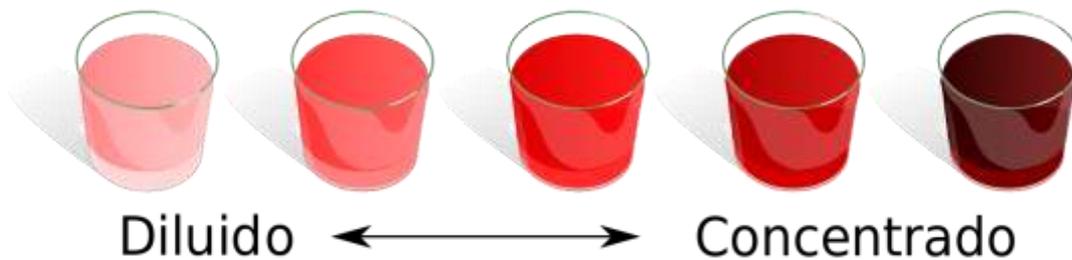
Le componenti dei miscugli, sono sostanze pure che possono essere separate mediante procedimenti fisici o meccanici:

- *Filtrazione*
- *Centrifugazione*
- *Decantamento*



CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

⚠ Le proprietà di una soluzione dipendono dalla **CONCENTRAZIONE** dei soluti



UNITÀ DI MISURA DELLA CONCENTRAZIONE indipendenti dalla **Temperatura**

Percentuale in peso (% p/p) = (Peso del Soluto / peso della Soluzione) x 100

Es. solubilizzo 7.5g di NaCl in 50 ml di H₂O, calcolate la % p/p della Soluzione di NaCl:

Peso soluto = 7.5g (NaCl)

Peso Soluzione = 7.5g (NaCl) + 50g H₂O (densità di H₂O è 1 g/ml !) =
57.5g

NaCl = (7.5/57.5)x100 = 13.04 % p/p



CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

⚠ Le proprietà di una soluzione dipendono dalla **CONCENTRAZIONE** dei soluti

UNITÀ DI MISURA DELLA CONCENTRAZIONE indipendenti dalla Temperatura

Frazione molare (X) = (moli del Soluta / moli della Soluzione)

Es. solubilizzo 7.5g di NaCl in 50 ml di H₂O, calcolate la frazione molare X della Soluzione di NaCl:

Ricorda moli = grammi / peso molecolare

$$\text{Moli soluto} = 7.5\text{g} / (23+35.4)\text{g} = 0.13 \text{ moli NaCl}$$

$$\text{Moli H}_2\text{O} = 50\text{g} / (16+2)\text{g} = 2.78 \text{ moli H}_2\text{O}$$

$$\text{Moli soluzione} = 0.13 + 2.78 = 2.91$$

$$\text{NaCl} = 0.13 / 2.91 = 0.045 \text{ X}$$



CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Le proprietà di una soluzione dipendono dalla **CONCENTRAZIONE** dei soluti

UNITÀ DI MISURA DELLA CONCENTRAZIONE dipendenti dalla **Temperatura**
Poiché dipendono dal Volume della soluzione

⚠ Molarità (**M**) = (moli del soluto in 1 Litro di soluzione) = Moli/Litro (n/l)

Es. solubilizzo 7.5g di NaCl in 50 ml di soluzione acquosa, calcolate la Molarità M della Soluzione di NaCl:

Ricorda moli = grammi / peso molecolare

$$\text{Moli soluto} = 7.5\text{g} / (23+35.4)\text{g} = 0.13 \text{ moli NaCl}$$

$$\text{Litri soluzione} = 50\text{ml} = 0.05 \text{ l}$$

$$\text{NaCl} = 0.13 / 0.05 = 2.6 \text{ M}$$



CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Le proprietà di una soluzione dipendono dalla **CONCENTRAZIONE** dei soluti

UNITÀ DI MISURA DELLA CONCENTRAZIONE dipendenti dalla **Temperatura**
Poiché dipendono dal Volume della soluzione

Percentuale peso / volume (**% p/v**) = (grammi **del soluto in 100ml di soluzione**)

Es. solubilizzo 7.5g di NaCl in 50 ml di soluzione acquosa, calcolate la % p/v della Soluzione di NaCl:

Peso NaCl = 7.5g

Volume soluzione = 50ml

Proporzione: $7.5 / 50 = X / 100 \rightarrow X = (7.5 \times 100) / 50 = 15 \% \text{ p/v}$



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

$$\text{Molarità} = n/V_1$$

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

$$M = n/V = 0,5/0,5 = 1M$$

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



ESERCIZIO 2 Determinare in quale volume di soluzione devono essere sciolti 20 g di bicarbonato di sodio (NaHCO₃; PM=84) per ottenere una soluzione 0.5 M di questo sale.

$$\text{Molarità} = n/V_1$$

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

$$V_1 = n/M = 0,24/0,5 = 0,48 \text{ litri}$$

$$V_1 = n/M$$

ES. 3 Quanti grammi di Cloruro di calcio (Ca Cl₂) sono necessari per preparare 1.5 l di una soluzione al 3% p/v?

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

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

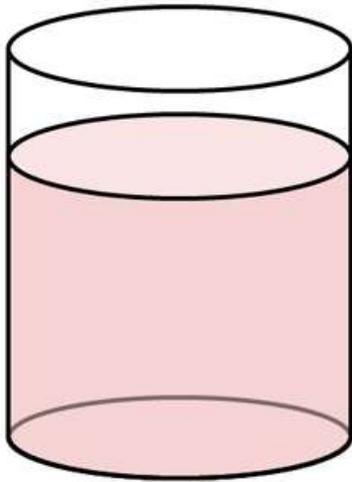
$$3 \times 1500 / 100 = 45 \text{ g}$$

SOLUBILITÀ

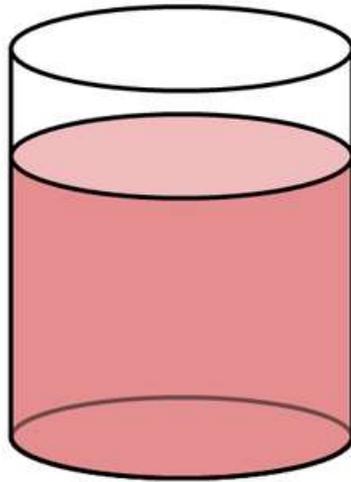


In chimica si definisce **SOLUBILITÀ** (α) di un soluto in un solvente la **massima quantità di un soluto che si scioglie** in un litro di solvente, a determinate condizioni di temperatura e pressione.

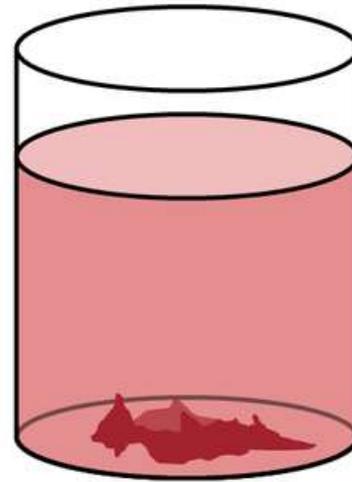
Una soluzione si dice **SATURA** quando non è più possibile sciogliere altro soluto, che si deposita come **corpo di fondo**.



Soluzione
insatura



Soluzione
satura



Soluzione satura
con corpo di
fondo

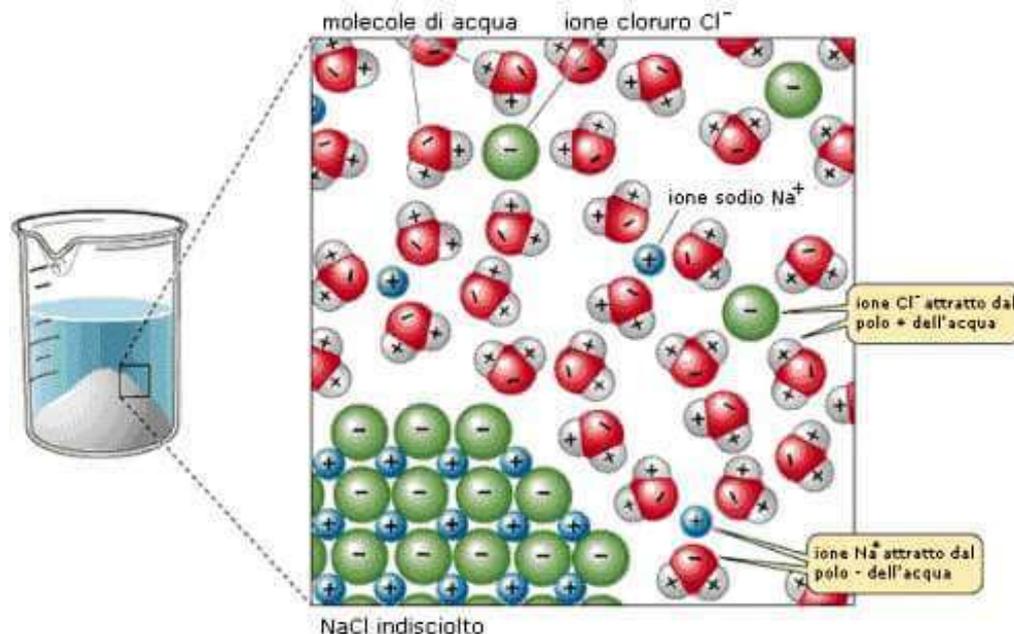
SOLUBILITÀ



In chimica si definisce **solubilità (α)** di un soluto in un solvente la **massima quantità di un soluto che si scioglie** in un litro di solvente, a determinate condizioni di temperatura e pressione.

La solubilità dipende principalmente da:

La natura chimica del soluto e del solvente (il simile scioglie il simile): i soluti polari o ionici (sali) si sciolgono bene nei solventi polari (H_2O) e male nei solventi apolari (olio, benzene, etc..)

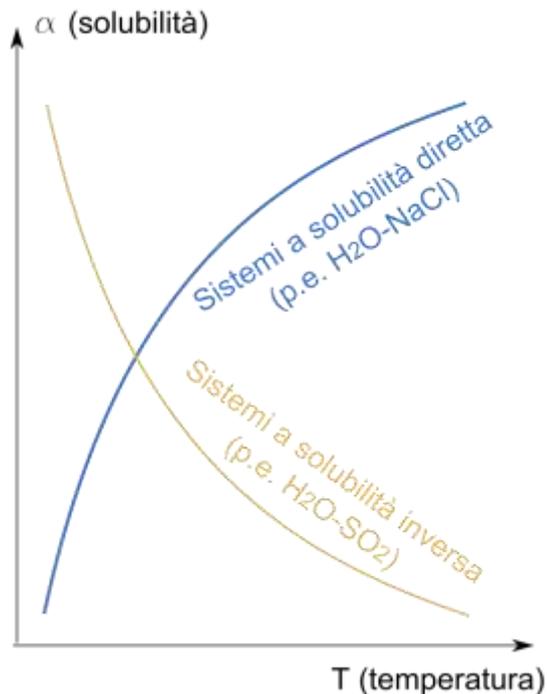


SOLUBILITÀ

In chimica si definisce **solubilità (α) di un soluto in un solvente la massima quantità di un soluto che si scioglie** in un litro di solvente, a determinate condizioni di temperatura e pressione.

La solubilità dipende inoltre da:

La Temperatura: di solito la solubilità aumenta con la T, ma esistono anche sostanze per le quali diminuisce

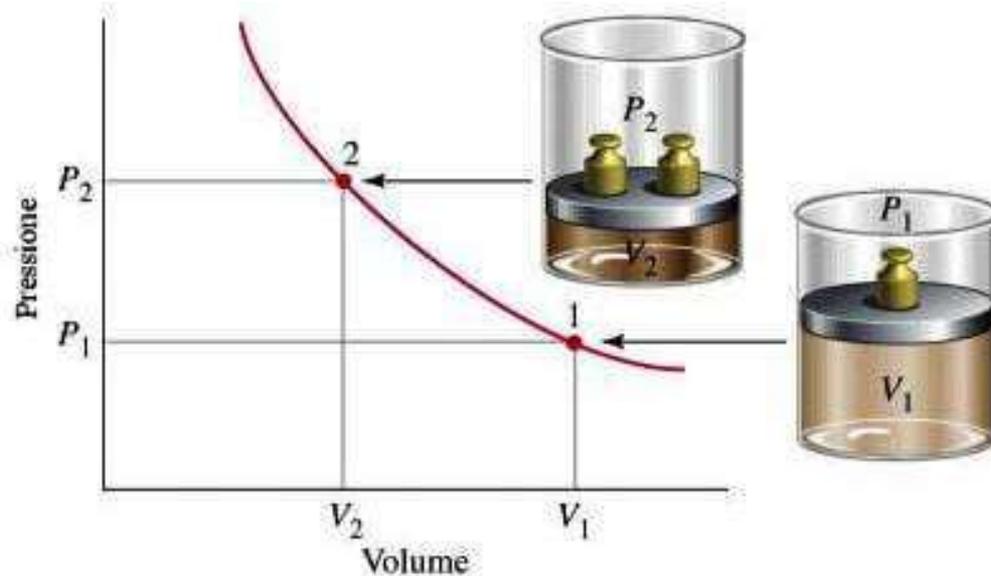


SOLUBILITÀ

In chimica si definisce **solubilità (α) di un soluto in un solvente la massima quantità di un soluto che si scioglie** in un litro di solvente, a determinate condizioni di temperatura e pressione.

La solubilità dipende inoltre da:

La Pressione: la solubilità aumenta con la P , ma questo effetto è evidente solo per la solubilità dei gas nei liquidi.



SOLUBILITÀ DEI GAS NEI LIQUIDI

La concentrazione (solubilità) di un gas in un liquido dipende principalmente dalla **Pressione** di quel gas sulla superficie del liquido (Legge di Henry)

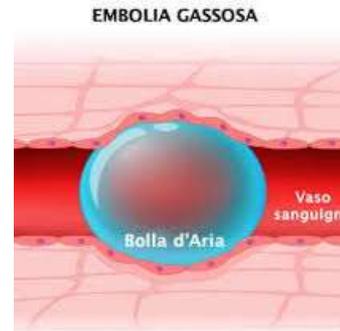
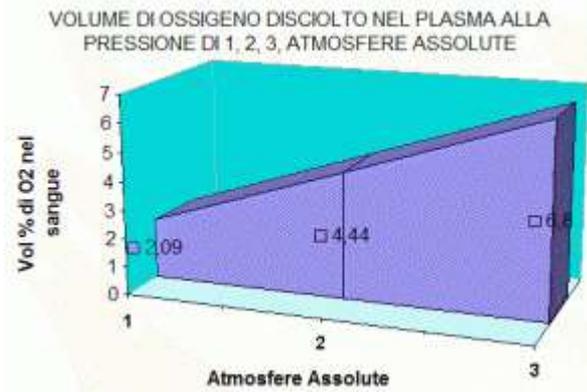
$$P = kC$$

concentrazione)

(P pressione, k costante di proporzionalità, C



Le **camere iperbariche** servono nelle terapie dove occorre aumentare la solubilità dei gas nel sangue



Le **embolie** sono causate Da una improvvisa Riduzione della Solubilità dell'O₂

SOLUBILITÀ DEI GAS NEI LIQUIDI

A temperatura costante La concentrazione (solubilità) di un gas in un liquido dipende principalmente dalla **Pressione** di quel gas sulla superficie del liquido (Legge di Henry)

P = kC (P pressione, k costante di proporzionalità, C concentrazione)



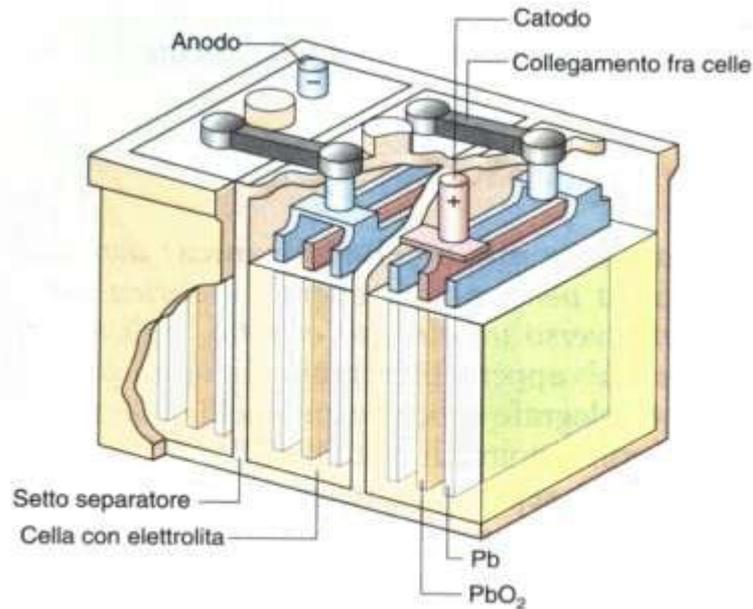
Perché lo spumante fa la schiuma?

ELETTROLITI

In chimica si definisce **elettrolita** un soluto che in soluzione si dissocia in ioni

I sali sono elettroliti 

Una soluzione contenente **elettroliti** conduce la corrente **elettrica**



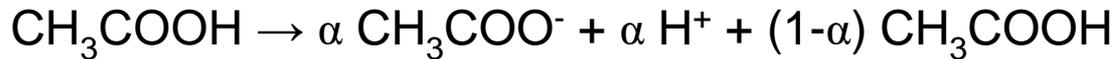


Distinguiamo:

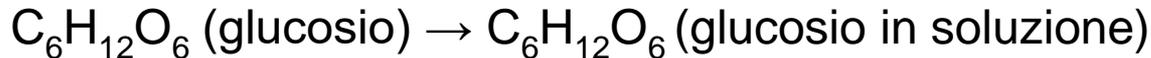
Elettroliti forti un soluto che si **dissocia completamente** in ioni



Elettroliti Deboli un soluto che si **dissocia parzialmente** in ioni



Non elettroliti un soluto che **non dissocia**



ELETTROLITI EMATICI

Elettroliti ematici:

Elettroliti disciolti nel sangue importanti per valutare lo stato di idratazione e altre condizioni dell'organismo.

Possono essere quantificati con una analisi apposita.

SODIO	(Na⁺)	140 mM
POTASSIO	(K⁺)	5 mM
CLORO	(Cl⁻)	100 mM
CALCIO	(Ca²⁺)	2.5 mM
FOSFATO	(PO₄³⁻)	26 mM



DILUIZIONI

In una **diluizione** la quantità di **soluto resta invariata** (mentre **aumenta la quantità di solvente**)

La quantità di soluto è uguale al prodotto della concentrazione (Molare) per il volume, quindi per le diluizioni vale la seguente equazione:



$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

da cui

$$C_2 = (C_1 V_1) / V_2$$

oppure

$$V_2 = (C_1 V_1) / C_2$$

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.

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_2 = C_1 V_1 / C_2$$

$$V_2 = 3 \times 0.01 / 0.2 = 0.15 \quad (\text{volume della soluzione})$$

$$\text{Volume acqua} = 0.15 - 0.01 = 0.14 \text{ litri}$$



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

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

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$C_f = (C_1 V_1 + C_2 V_2) / (V_1 + V_2)$$

ESERCIZIO

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

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

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$C_2 = 0,2 \text{ M}$$

$$C_f = 0,1 \text{ M}$$

$$C_1 = ?$$

$$V_1 = 0,7 \text{ l}$$

$$V_2 = 0,3 \text{ l}$$

$$V_f = 0,7 + 0,3 = 1 \text{ litro}$$

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



PRESSIONE OSMOTICA



Le soluzioni hanno proprietà diverse da quelle del solvente puro, tali **proprietà dipendono** dalla presenza del soluto (o meglio **dal numero di particelle in soluzione**) e si chiamano **proprietà colligative**.

- Abbassamento della pressione parziale (tensione) di vapore
- Abbassamento della temperatura di congelamento
- Innalzamento della Temperatura di ebollizione
- **Pressione osmotica**

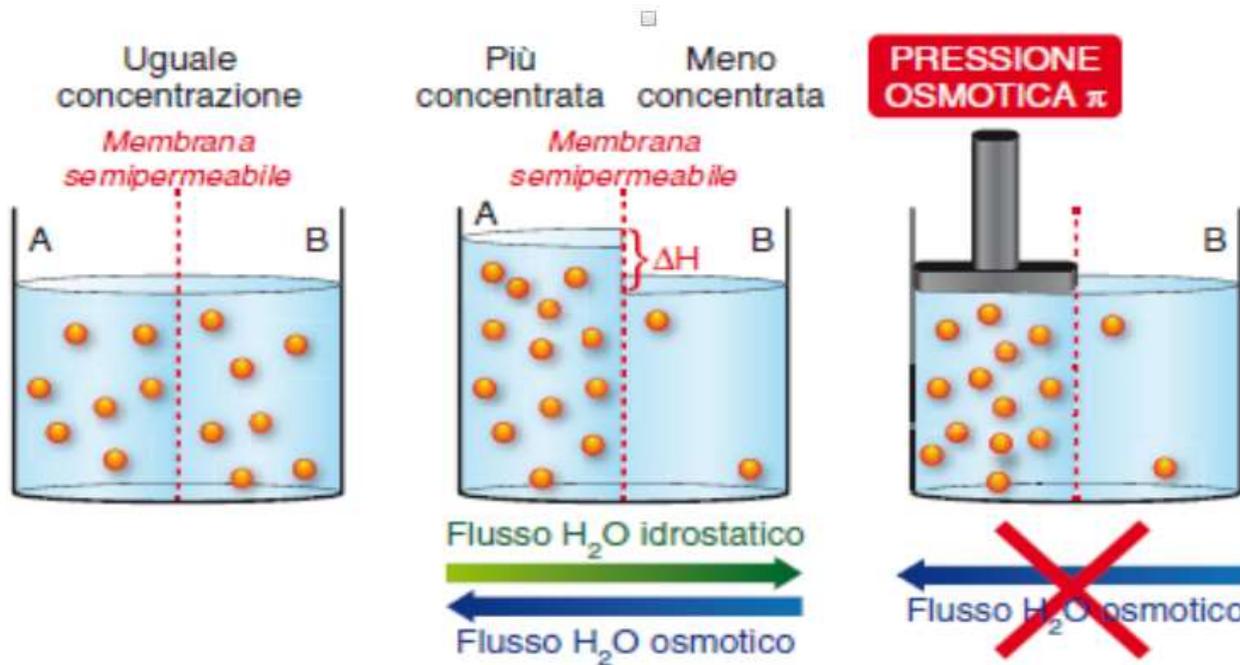
OSMOSI = passaggio di solvente attraverso una membrana semipermeabile da una soluzione più diluita (contiene meno soluto) ad una soluzione più concentrata (contiene più soluto)

PRESSIONE OSMOTICA (π) = misura la forza esercitata dal solvente sulla membrana

PRESSIONE OSMOTICA



PRESSIONE OSMOTICA (π) = misura la forza esercitata dal solvente sulla membrana.



CALCOLO DELLA PRESSIONE OSMOTICA



Per la pressione osmotica vale una **legge simile a quella dei gas** con π al posto di P:

$$\pi V = n R T$$



$$\pi = n/V R T$$



$$\pi = C R T$$

Dove π = pressione osmotica, **C = concentrazione osmolare (OsM)**, R = costante dei gas , T = temperatura (K)

ATTENZIONE!!! C è la concentrazione DELLE PARTICELLE (ioni o molecole) in soluzione definita **OSMOLARITÀ (OsM)**

CALCOLO DELLA PRESSIONE OSMOTICA



pressione osmotica :

$$\pi = \text{OsM} R T$$

Se il soluto non è dissociabile $\text{OsM} = C$

Se il soluto è dissociabile l'osmolarità viene calcolata moltiplicando **la concentrazione** (C, espressa in molarità) per **un fattore di correzione** che tenga conto di due fattori:

1. **Come si dissocia il soluto** (completamente o parzialmente)
2. **Quante particelle si formano dopo la dissociazione**

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

α grado di dissociazione del soluto (moli dissociate / moli iniziali) ($0 \leq \alpha \leq 1$)

Elettrolita forte $\rightarrow \alpha = 1$

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

NON Elettrolita $\rightarrow \alpha = 0$

v numero di ioni in cui si dissocia il soluto

Es. per NaCl $\alpha = 1$, $v = 2 \rightarrow \text{OsM} = 2M$

CALCOLO DELLA PRESSIONE OSMOTICA



pressione osmotica :

$$\pi = \text{OsM} R T$$

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

α grado di dissociazione del soluto (moli dissociate / moli iniziali) ($0 \leq \alpha \leq 1$)

v numero di ioni in cui si dissocia il soluto

ESERCIZIO

Calcolare la Pressione osmotica (π) esercitata da una soluzione ottenuta sciogliendo in acqua 7g di MgCl_2 fino ad ottenere 250ml di soluzione a 25°C.

$$(\text{Conc. } M = \text{moli} / \text{litro}) \text{MgCl}_2 = (7\text{g} / 95.2) / 0.25 = 0.29 \text{ M}$$

$$\text{OsM } \text{MgCl}_2 = 0.29 [1 + 1 (3 - 1)] = 0,29 \times 3 = 0.87 \text{ OsM}$$

$$\pi = 0.87 \times 0.082 \times (273.15 + 25) = 21.27 \text{ atm}$$



PRESSIONE OSMOTICA NEI LIQUIDI BIOLOGICI

I liquidi biologici:

contengono molti soluti diversi

non tutte le membrane dell'organismo sono impermeabili a tutti i soluti

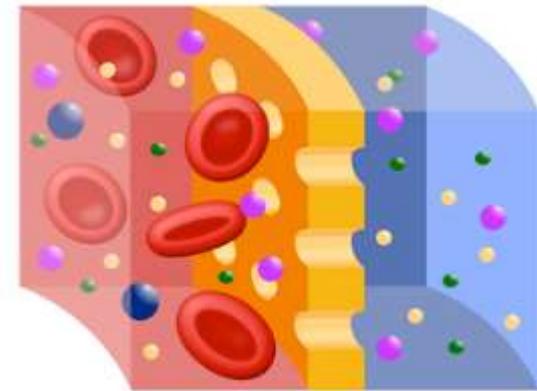
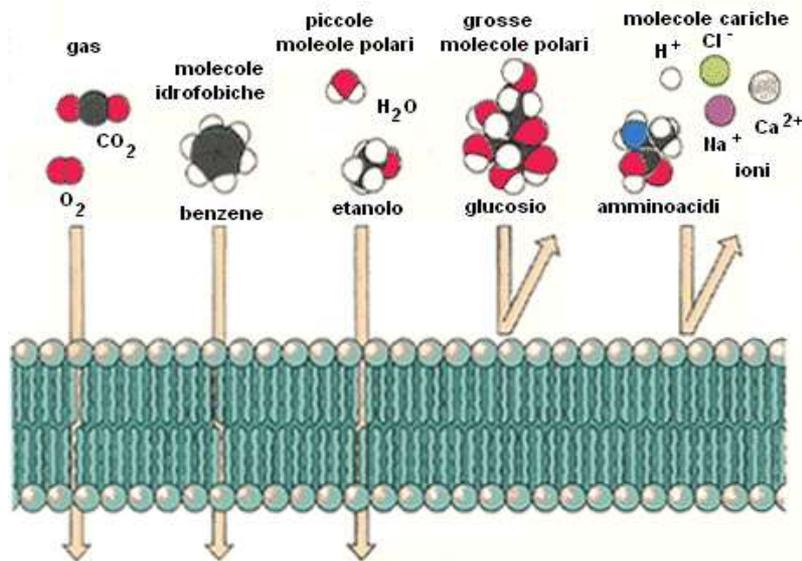
Si descrivono quindi due tipi di pressione osmotica:

1. La **pressione osmotica vera e propria**, dovuta alla somma 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 oncologica)** 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).

PRESSIONE OSMOTICA NEI LIQUIDI BIOLOGICI

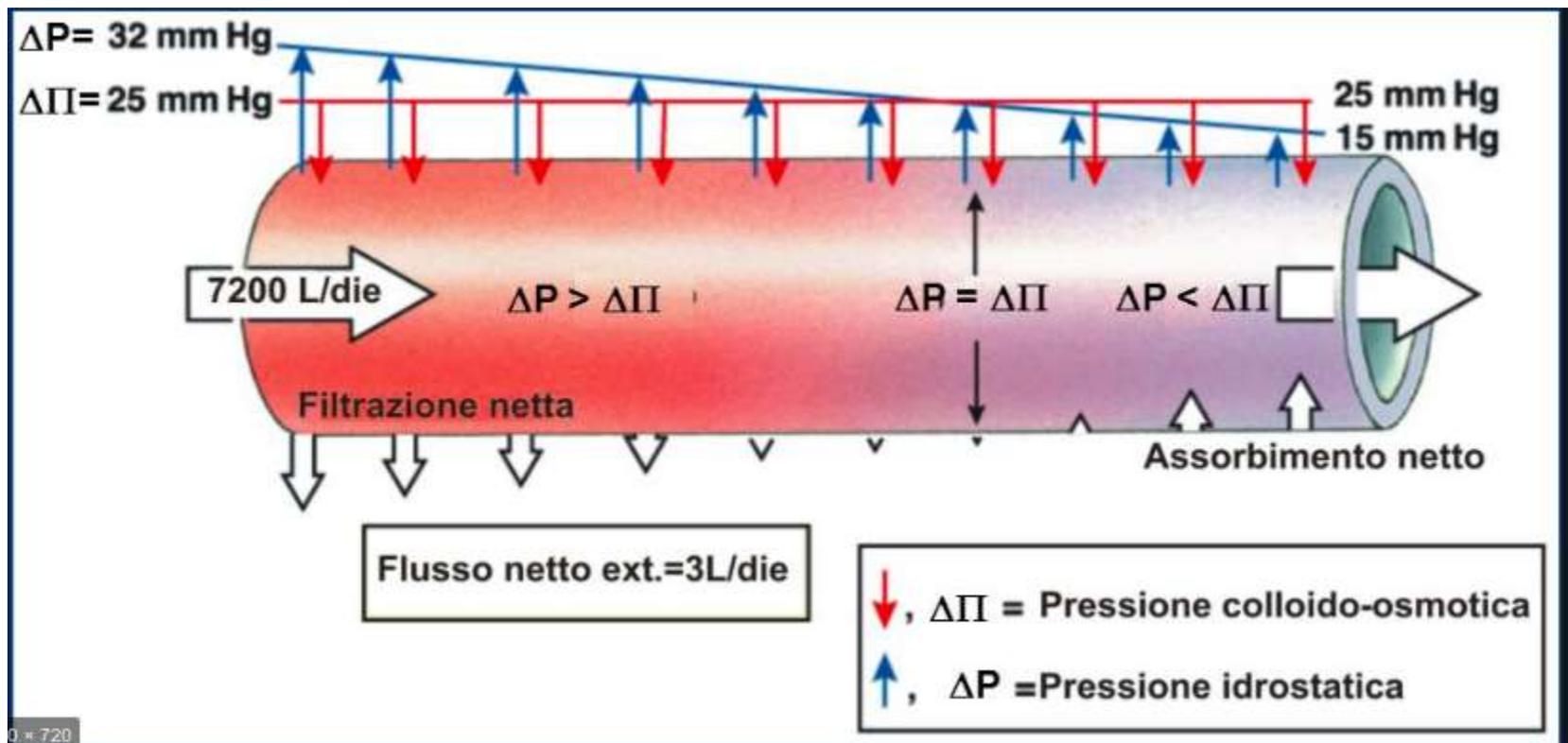
Alcune membrane, quali ad es. **la membrana cellulare**, sono **quasi impermeabili** a tutti o quasi tutti i soluti, mentre altre, quali **quelle dei capillari** sono **impermeabili soltanto ai soluti a grande massa molecolare** (e quindi non risentono della pressione osmotica dovuta ai soluti a basso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



PRESSIONE OSMOTICA NEI VASI CAPILLARI

Il vaso capillare ha dei pori che lasciano passare l'acqua e i soluti a basso peso molecolare;

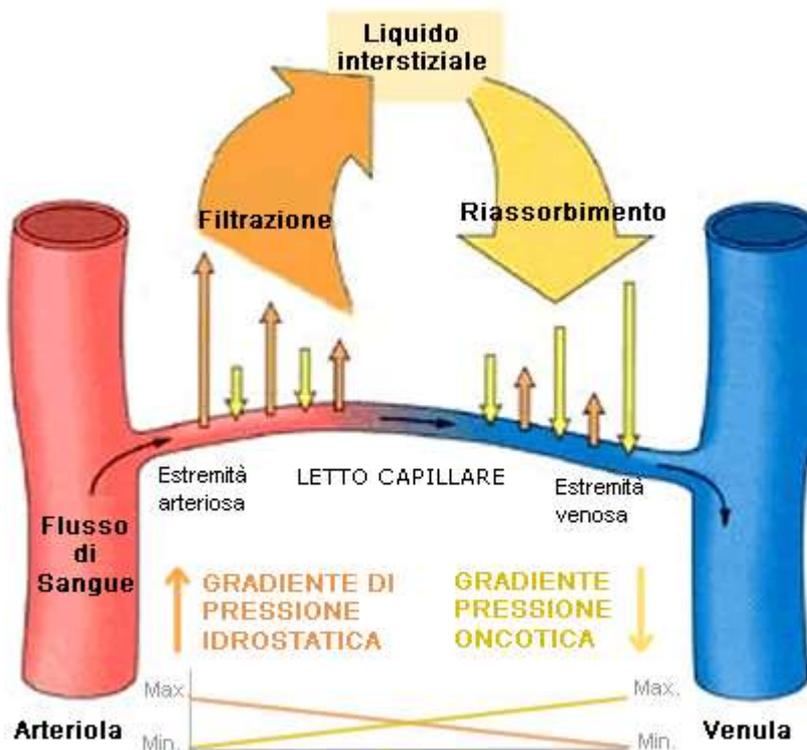
La presenza di soluti ad alto peso molecolare (es. le proteine del plasma) genera una **pressione colloidale-osmotica π** che tende a richiamare liquido dall'esterno contrapponendosi alla **pressione idrostatica**, dovuta al battito cardiaco, che spinge il liquido verso i tessuti.



PRESSIONE OSMOTICA NEI VASI CAPILLARI

All'imboccatura del capillare (estremità arteriosa) la pressione idrostatica P supera la pressione oncotica π ; questo genera un flusso di solvente e soluti a basso peso molecolare verso i tessuti (fase di filtrazione). Ciò provoca un graduale aumento di concentrazione delle proteine del plasma (perché diminuisce il solvente) man mano che ci si va verso all'estremità venosa del capillare.

L' aumento di concentrazione delle proteine provoca l'aumento della la pressione oncotica fino a che non si ha una inversione del flusso di liquido (fase di riassorbimento)



PRESSIONE OSMOTICA E VITALITÀ CELLULARE

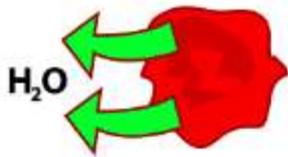


Le cellule sono delimitate dalle membrane cellulari, che sono **semipermeabili** pertanto l'integrità cellulare dipenderà dall'osmolarità del mezzo in cui si trovano. **Si possono verificare 3 casi:**

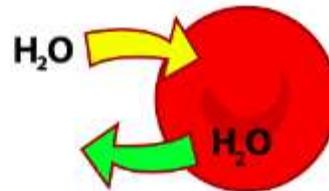
Mezzo: **IPERTONICA**

ISOTONICA

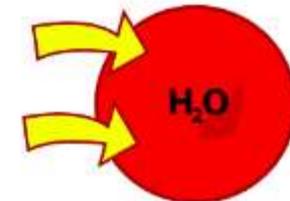
IPOTONICA



Si raggrinzisce



sta bene



scoppia (emolisi)

SOLUZIONE FISILOGICHE



Si definisce **SOLUZIONE FISILOGICA** una soluzione **isotonica al sangue**

Soluzione NaCl 0.9%

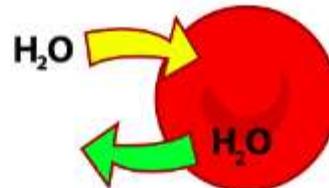
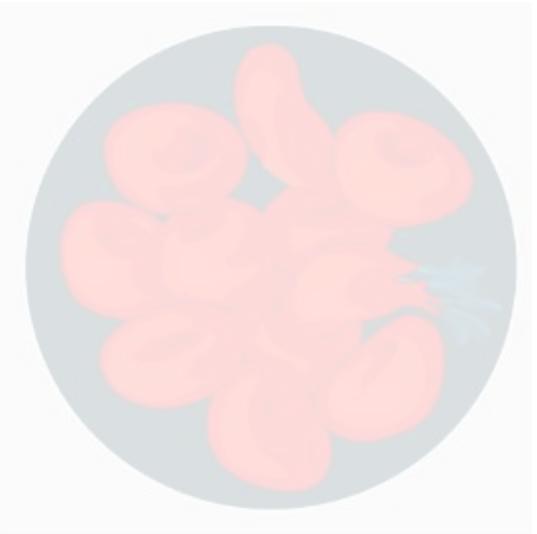
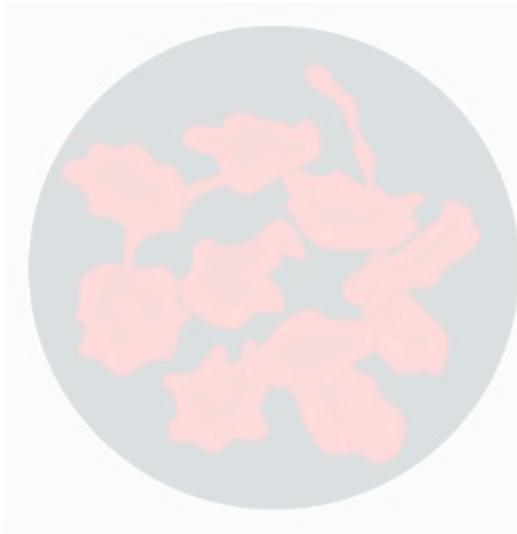
Soluzione di glucosio 5% p/v

0.28-0.30 Osm $\rightarrow \pi = 7.6$ atm a 37°C

Mezzo: **IPERTONICA**

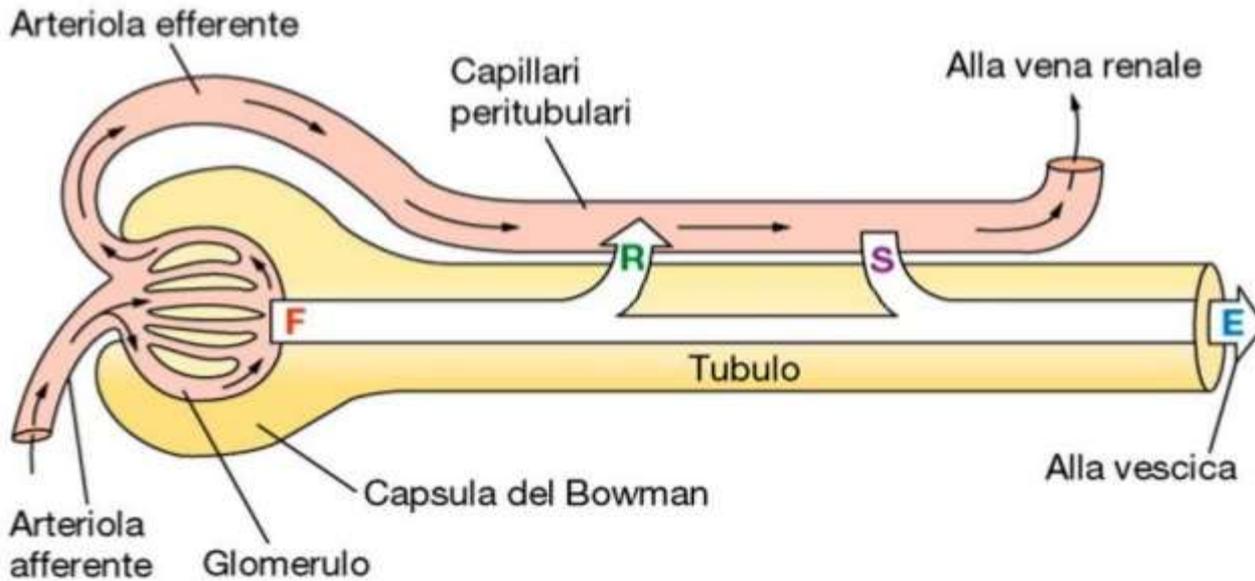
ISOTONICA

IPOTONICA



I RENI MANTENGONO IL GIUSTO EQUILIBRIO IDROSALINO

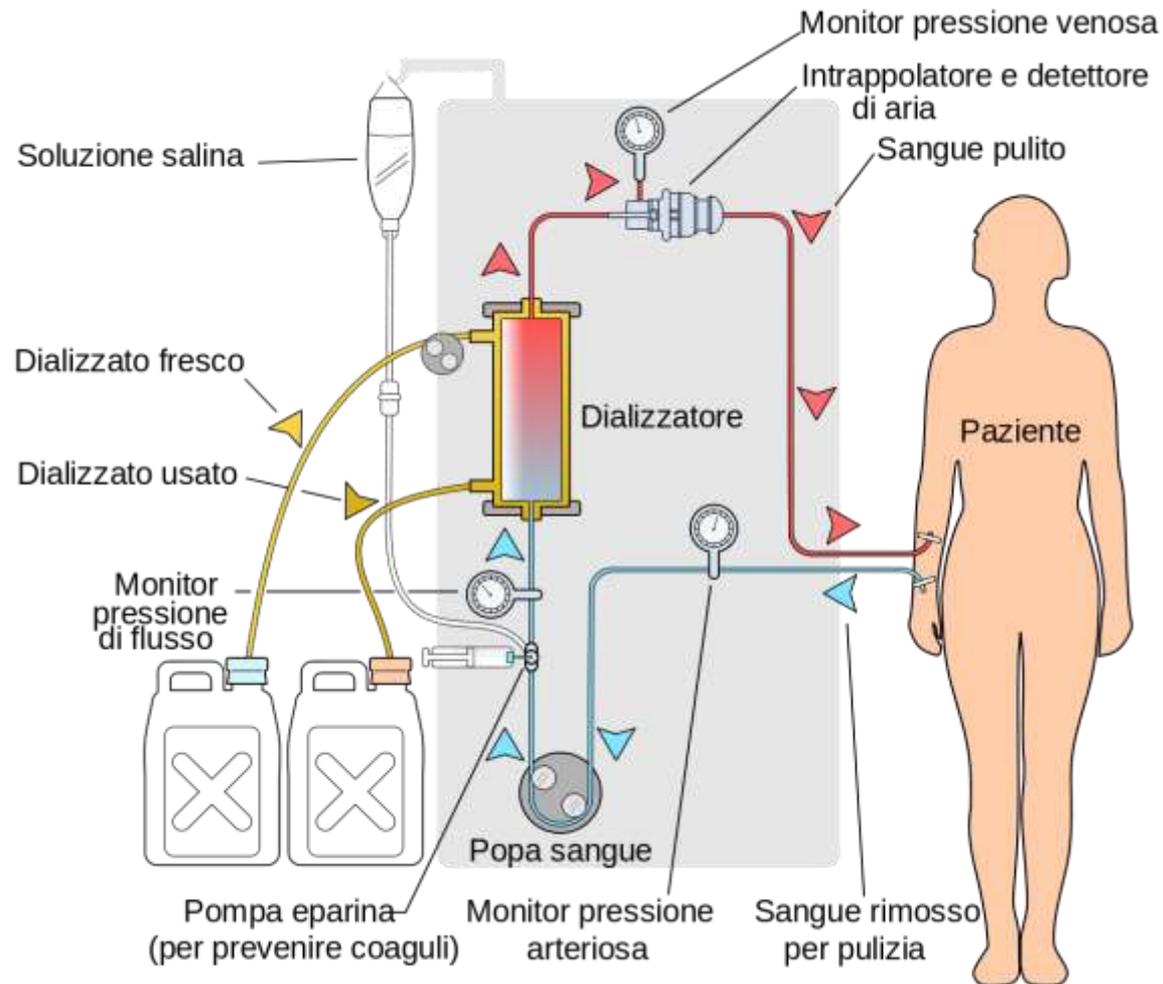
Un importante **ruolo dei RENI** è proprio quello di **mantenere il giusto equilibrio idrosalino del sangue**. Anche nei reni tutti gli scambi avvengono grazie alle differenti pressioni osmotiche in gioco.



Quantità filtrata	-	quantità riassorbita	+	quantità secreta	=	Quantità di soluto escreta
F		R		S		E

EMODIALISI

L'emodialisi (dal greco àima, "sangue", e diàlysis, "scioglimento, separazione") è **una terapia fisica sostitutiva della funzionalità renale** somministrata a soggetti nei quali essa è criticamente ridotta (uremia), condizione che rappresenta lo stadio più grave dell'insufficienza renale.



EMOCROMO

L'emocromo (abbreviazione per "esame emocromocitometrico" dalle parole greche *haima*: sangue, *khroma*: colore, *kytos*: cellula, e *metron*: misura, etimologicamente riferite al colore e alla quantità delle cellule del sangue), è un **esame di laboratorio completo del sangue**, che determina **la quantità dei globuli** (globuli bianchi, globuli rossi e piastrine), i livelli dell'**ematocrito** (HCT), e dell'**emoglobina** (Hb), e diversi **altri parametri** del sangue. È anche **detto emogramma**.



CALCOLO DEL NUMERO DI PARTICELLE IN SOLUTI ELETTROLITI

