

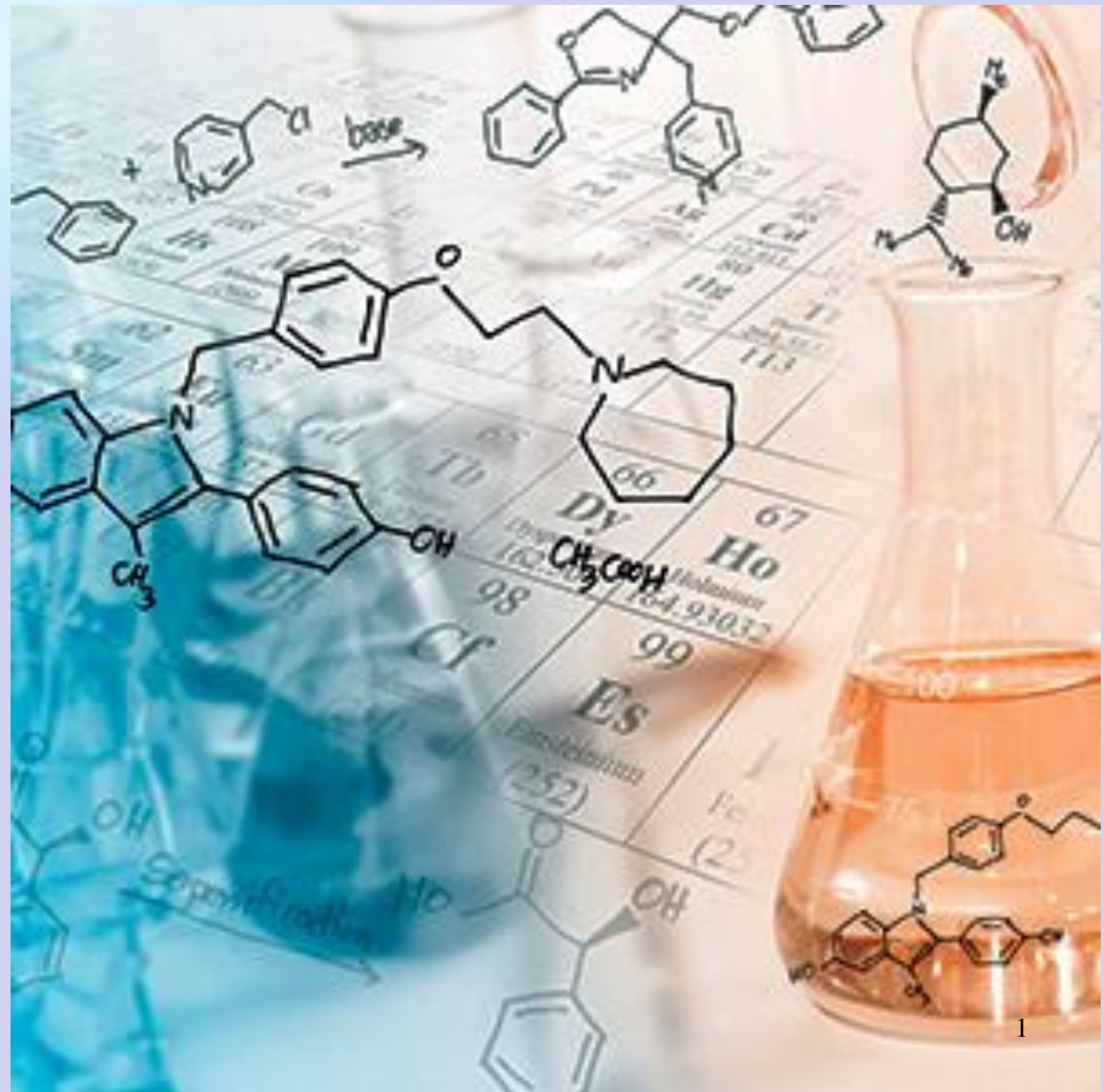


Precorso

PROPEDEUTICA BIOCHIMICA

Dott.ssa Stefania D'Angelo

Anno accademico 2022-2023



AVVERTENZA SULL'USO DEL MATERIALE DIDATTICO FORNITAGLI STUDENTI

L'uso del materiale didattico fornito agli studenti deve essere considerato strettamente personale e la sua distribuzione deve essere in ogni caso autorizzata dal docente



Soluzioni e loro proprietà.
Acidi, basi e pH
Sistemi tampone fisiologici

SOLUZIONI

I sistemi chimici possono essere costituiti da una sola specie, ad es. acqua pura.

In genere sono costituiti da più componenti.

Fra i sistemi a più componenti ci sono le **SOLUZIONI**.

La soluzione più semplice è costituita da due specie chimiche →

1. **solvente**

2. **soluto**

Es. zucchero (soluto) sciolto in acqua (solvente)

La specie chimica presente maggiore quantità è detta **solvente** mentre le altre sono dette **soluti**.

In genere parlando di soluzioni si pensa a qualcosa di liquido ma anche l'aria è una soluzione ma poiché è un gas si indica con il termine **miscela**.

Per quanto riguarda la biologia le soluzioni più comuni hanno come solvente l'acqua mentre i soluti sono le varie micro- e macro- molecole biochimiche

SOLUZIONI

L'ossigeno e l'anidride carbonica sono disciolti nel sangue

L'alcol etilico è un soluto del vino

Il saccarosio si scioglie nel caffè

Il sangue può essere considerato una soluzione acquosa in cui sono sciolti ossigeno e anidride carbonica.

Il dato che caratterizza una soluzione è la **CONCENTRAZIONE**.

Quindi, per caratterizzare le proprietà di una soluzione non è sufficiente indicare il tipo di solvente e di soluti, ma si deve anche indicare il rapporto relativo esistente fra essi cioè la loro concentrazione.

La concentrazione del soluto può essere espressa in **unità differenti**:

- rapporto peso/volume della soluzione
- grammi di soluto in 100 ml di soluzione (concentrazione percentuale)
- moli di soluto in 1 litro di soluzione (mol/L) (concentrazione molare o molarità)

Es. La **glicemia** è la concentrazione di glucosio presente nel sangue. Può variare entro limiti ristretti intorno ad un valore di concentrazione 5 mM (5mmol/L)

Solubilità e saturazione

Solubilità: proprietà di una sostanza di sciogliersi in un'altra a una data temperatura e pressione, dando luogo a una soluzione; massima quantità di un soluto che in tali condizioni si scioglie in una data quantità di solvente, formando in tal modo un'unica fase con esso.

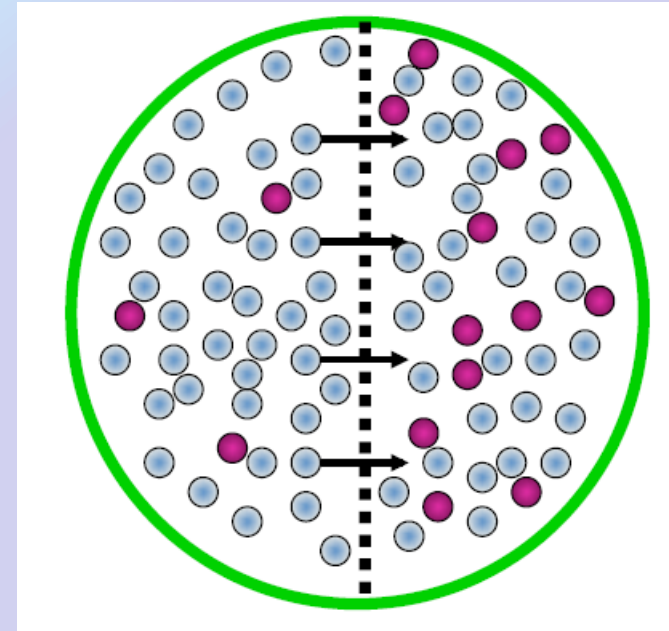
Saturazione: quando il solvente ha dissolto tutto il soluto possibile ed una parte resta non disciolta la soluzione è detta **satura**. Una soluzione satura rappresenta il limite della capacità del soluto a sciogliersi in una data quantità di solvente.

Dipendono dalla natura del solvente, dalla temperatura, e per i gas dalla pressione.

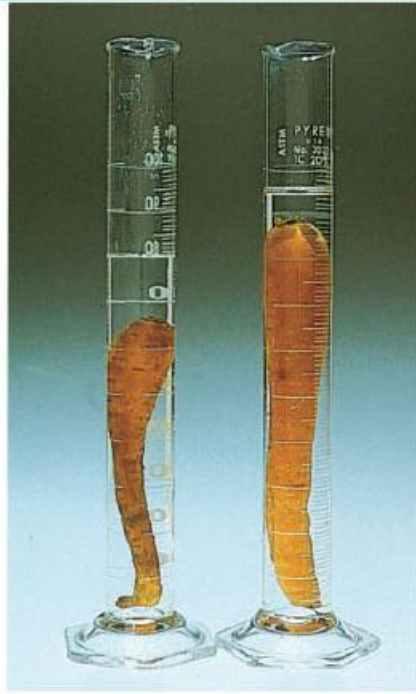
Es. La solubilità del cloruro di sodio in acqua è di circa 300 g/litro

Osmosi

L'osmosi è un processo che consiste nel passaggio delle molecole del solvente da una soluzione più diluita ad una più concentrata quando tra esse è posta una particolare membrana, detta membrana semipermeabile, capace di lasciarsi attraversare solo dalle molecole del solvente e non da quelle del soluto.



● molecola del soluto
● molecola del solvente



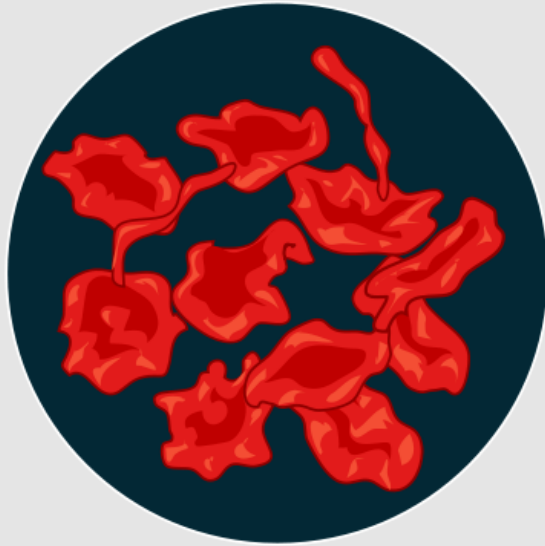
Quando si immerge una carota in una soluzione salina concentrata l'acqua per osmosi **fluisce fuori** dalle cellule vegetali.

Una carota (a sinistra) lasciata per tutta la notte in immersione in una soluzione salina ha perso molta acqua e si è **contratta**.

Una carota (a destra) lasciata in immersione per tutta la notte in acqua pura ha subito modifiche irrilevanti

CONSEGUENZE DELLA VARIAZIONE DELLA PRESSIONE OSMOTICA SUI GLOBULI ROSSI

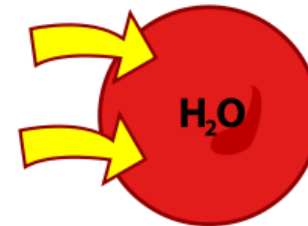
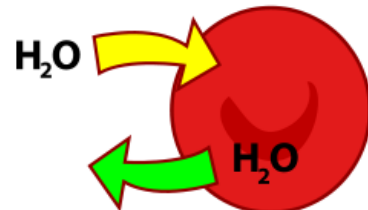
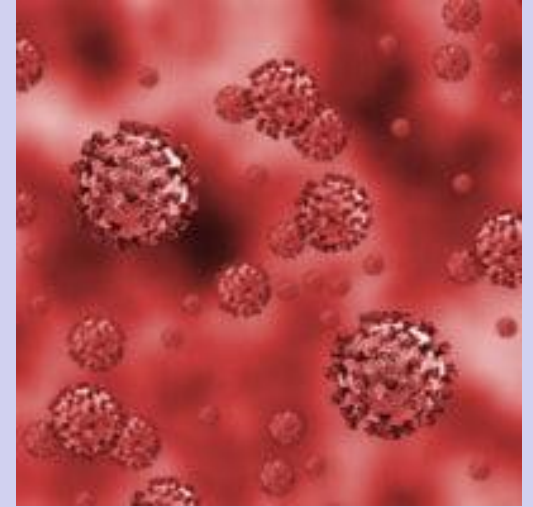
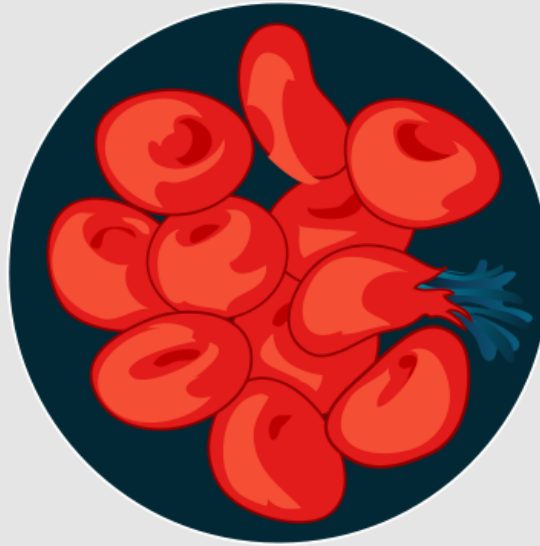
Iperotonico



Isotonico



Ipotonico



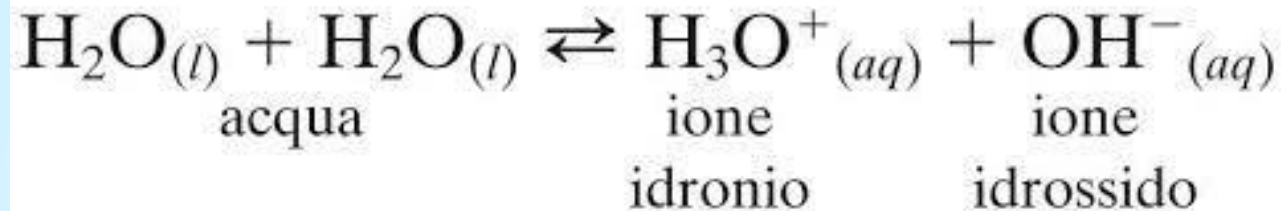
IONIZZAZIONE DELL'ACQUA

L'acqua ha la tendenza a formare ioni.

Ionizza perché un atomo di O elettronegativo strappa un elettrone ad uno degli atomi di H costringendo il protone H^+ a distaccarsi.

Si formano due ioni \rightarrow lo ione ossidrile OH^- ed il protone o ione idrogeno H^+ .

H^+ non resta libero \rightarrow si lega all'O di una molecola di H_2O , tramite un legame dativo, che pertanto diventa H_3O^+ (ione idronio)



ACIDI

Si definisce **ACIDA** qualsiasi sostanza che, disciolta in acqua, ne **aumenta** il contenuto di H^+ .

In queste sostanze sono presenti atomi elettronegativi, come l'O, che sottraggono l'elettrone ad un atomo di H, costringendo il H^+ a staccarsi.

Hanno un gusto aspro. Familiare l'acido acetico presente nell'aceto o l'acido citrico presente nel limone. Sono entrambi **acidi DEBOLI**, in quanto non tutte le molecole dissociano formando l'anione corrispondente e liberando il H^+ , ma esiste un equilibrio.

Invece altri acidi, come l'acido cloridrico HCl o l'acido solforico H_2SO_4 , sono definiti **acidi FORTI**, in quanto praticamente tutte le molecole in soluzione sono in forma dissociata.

Gli acidi forti risultano pericolosi. In qualche caso l'organismo è in grado di gestirli.

Es: Lo stomaco secerne acido cloridrico HCl ad alte concentrazione ed il succo gastrico è decisamente acido (pH circa 1,5). L'acidità serve per la digestione delle proteine e per l'assorbimento del ferro.

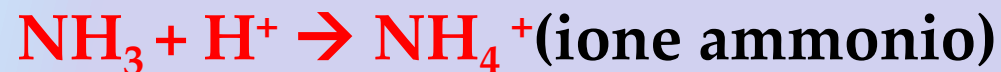
BASI

Si definisce **BASE** (o sostanza alcalina) una molecola che disciolta in H₂O tende a legare i **H⁺**.

Es.

L'ammoniaca **NH₃** → sostanza prodotta dall'organismo durante il catabolismo delle proteine.

NH₃ entra in competizione con l'acqua per i **H⁺** provenienti dalla dissociazione delle stesse molecole di H₂O; alcuni di questi **H⁺** vengono catturati dalle molecole di **NH₃** →



La reazione complessiva è:



BASI

Da questa equazione risulta un'altra definizione di base: una BASE è una sostanza che disciolta in acqua ne aumenta il contenuto di ioni ossidrili.

La reazione è scritta in maniera più corretta con la doppia freccia



infatti esiste un equilibrio tra la reazione diretta e quella inversa.

L' NH_3 è una base debole

Una sostanza che disciolta in acqua produce direttamente ioni ossidrili e OH^- è la **SODA (NaOH)**.

In acqua tutte le molecole di NaOH dissociano in Na^+ ed OH^-

La soda pertanto è una BASE FORTE: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ \text{OH}^-$

pH

L'acqua funziona sia da acido (in quanto è donatore di H^+) sia da base (in quanto è un donatore di OH^-).

✓ Una soluzione è **ACIDA** quando la $[H^+] > 10^{-7}$ M (moli/litro)

Una soluzione è **NEUTRA** quando la $[H^+] = 10^{-7}$ M (moli/litro)

Una soluzione è **BASICA** quando la $[H^+] < 10^{-7}$ M (moli/litro)

Per comodità di calcolo, poiché tali concentrazioni sono molto basse, si preferisce esprimere la $[H^+]$ in modo più immediato e semplice.

pH

Il termine p (cologaritmo equivale a $-\log$) simboleggia due operazioni matematiche da operare sulla $[H^+]$:

1. Il calcolo del logaritmo della $[H^+]$ espressa in moli/litro e quindi
2. Il cambio di segno del risultato

$$pH = - \log [H^+]$$

Es. Una soluzione **neutra** ha una concentrazione molare di $H^+ = 10^{-7}$ quindi $\log 10^{-7} = -7$ che cambiato di segno diventa 7

Quindi il valore di pH di una soluzione neutra è uguale a 7 (pH=7)

1. Viene sempre presa come riferimento la concentrazione di H^+ (anche se la soluzione è basica)
2. Maggiore è la $[H^+]$, più è basso il valore di pH
3. Maggiore è la $[OH^-]$ più è alto il valore del pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

pH > 7 soluzione basica

pH < 7 soluzione acida

pH = 7 soluzione neutra

pH globulo rosso = 7.4

I liquidi biologici contenendo acidi e basi coniugate di vario tipo e a diverse concentrazioni sono in pratica dei **tamponi fisiologici**. Il pH dei liquidi biologici è mantenuto costante da sistemi tampone

Sangue	pH 7.35 - 7.45
Lacrime	pH 7.4 circa
Saliva	pH 6.35 - 6.85
Succo gastrico	pH 0.9
Latte	pH 6.6 - 6.9
Urina	pH 4.4 - 8.0

TAMPONI

Si definisce **TAMPONE** o **soluzione tampone** una soluzione **di sali di acidi deboli con basi forti** oppure **di sali di basi deboli con acidi forti**, che essendo rispettivamente in grado di legare H^+ oppure OH^- tendono ad opporsi al cambiamento del pH indotto dall'aggiunta di acidi o basi.

Soluzioni il cui pH non varia in maniera apprezzabile all'aggiunta di moderate quantità di acido o di base, anche forte.

Se ad un litro di acqua vengono aggiunte 0,01 moli di HCl, il pH varia da 7 a 2, ovvero di 5 unità.

L'aggiunta della stessa quantità di HCl ad un litro di soluzione tampone può far variare il pH di circa 0,1 unità.

Per questo motivo le soluzioni tampone sono molto importanti, anche a livello biologico.

Per esempio il **sangue** è una soluzione tampone ed ha un pH di circa 7,4 e la sua funzione di trasportatore di ossigeno risulterebbe compromessa se tale valore dovesse variare.

SISTEMI TAMPONE

Durante il normale metabolismo vengono continuamente prodotte sostanze acide.

Gli organismi viventi nel loro metabolismo formano una varietà di acidi deboli, anidride carbonica e acido lattico; corpi chetonici sono generati dal metabolismo degli acidi grassi ed in alcune condizioni particolari (es. digiuno, esercizio fisico, diabete)

Una difesa immediata nei confronti di cambiamenti del pH è rappresentata dai sistemi tampone che possono accettare o donare protoni istantaneamente in risposta a cambiamenti dell'acidità dei liquidi corporei.

Nei sistemi biologici vi è praticamente un pH costante, regolato da efficaci sistemi tampone in grado di compensare le variazioni di pH, dovute alla produzione metabolica di acidi come l'acido lattico o di basi come l'ammoniaca.

SISTEMI TAMPONE

- Tenere sotto controllo il pH è vitale per tutte le cellule.
- **Es.**
- Le attività degli enzimi e quindi il metabolismo stesso sono influenzati dal pH.
- La necessità di mantenere costante il pH è particolarmente importante nel sangue (pH = 7,4).
- Il principale prodotto acido del metabolismo è l'anidride carbonica, potenzialmente equivalente ad acido carbonico



I Sistemi tamponi ematici sono:

- ✓ il sistema *anidride carbonica/bicarbonato* (in questo caso il bicarbonato neutralizza l'acido). L'eliminazione di CO₂ (volatile-respirazione) equivale ad eliminazione di acido carbonico
- ✓ Sistema tampone diidrogeno fosfato/monoidrogeno fosfato (H₂PO₄⁻/HPO₄²⁻).
- ✓ Emoglobina (Hb/Hb⁻), proteina eritrocitaria che presenta gruppi debolmente acidi o basici.

