

## 5 - EQUILIBRIO ACIDO - BASE NELL'ACQUA

In un litro d'acqua vi sono più di  $3 \cdot 10^{25}$  molecole, cioè oltre 30 milioni di miliardi di miliardi. Se quell'acqua è pura (distillata, senza sostanze in soluzione), circa la decima di miliardesima parte di esse ( $1/10^{10}$ ) si dissociano. Siccome il numero totale di molecole presenti in un litro è enorme, anche se la frazione è estremamente piccola, il risultato finale è ancora un numero grande (oltre 30 milioni di miliardi). La dissociazione della molecola d'acqua avviene mediante il "distacco" di un atomo di idrogeno che si allontana privo del suo elettrone. In pratica è un protone, una particella con una carica positiva ( $e^+$ ); esso è un catione (ione positivo), detto **ione idrogeno ( $H^+$ )**. L'elettrone rimane sulla porzione restante della molecola dissociata, composta dall'atomo di ossigeno e dall'altro atomo di idrogeno; l'elettrone in più conferisce una carica negativa ( $e^-$ ) alla residua coppia di atomi che quindi diventa un anione (ione negativo), detto **ione ossidrile ( $OH^-$ )**. Si dice che l'acqua è un elettrolita debole che si dissocia secondo l'equazione:



In un litro d'acqua pura quindi sono presenti 30 milioni di miliardi di ioni idrogeno ed altrettanti di ioni ossidrili. Questi numeri sono caratteristici di un equilibrio che può essere modificato con l'aggiunta di particolari sostanze. L'acido muriatico è un prodotto utilizzato anche fra le pareti domestiche (si tratta di acido cloridrico, HCl, da maneggiare con molta attenzione). Introducendo alcuni grammi di quella sostanza, dato che anch'essa si dissocia liberando altri ioni idrogeno ( $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$ ), il loro numero può aumentare anche di alcune centinaia di volte, mentre quello di ioni ossidrili diminuisce dello stesso ordine di grandezza. Un effetto opposto si otterrebbe con l'ammoniaca. Variando di 10, 100, 1.000,.... volte la quantità di ioni idrogeno nel litro d'acqua, comunque il loro numero rimane una frazione piccolissima rispetto al volume totale. Eppure ciò influisce in modo determinante sulle caratteristiche dell'acqua (o meglio della soluzione).

Quando si parla di acqua, in natura, quasi mai si tratta del composto  $H_2O$  allo stato puro; quasi sempre si ha a che fare con soluzioni acquose, cioè acqua (solvente) con presenza di sostanze diverse (soluti) sciolte in essa. Persino l'acqua piovana contiene sostanze che le gocce raccolgono attraversando l'atmosfera; le sorgenti più pure contengono comunque sali minerali (per esempio le acque oligominerali). L'acqua del mare contiene mediamente circa 35 g di sali per ogni litro, mentre le acque dolci sono così denominate perché contenenti una minore quantità più o meno degli stessi sali.

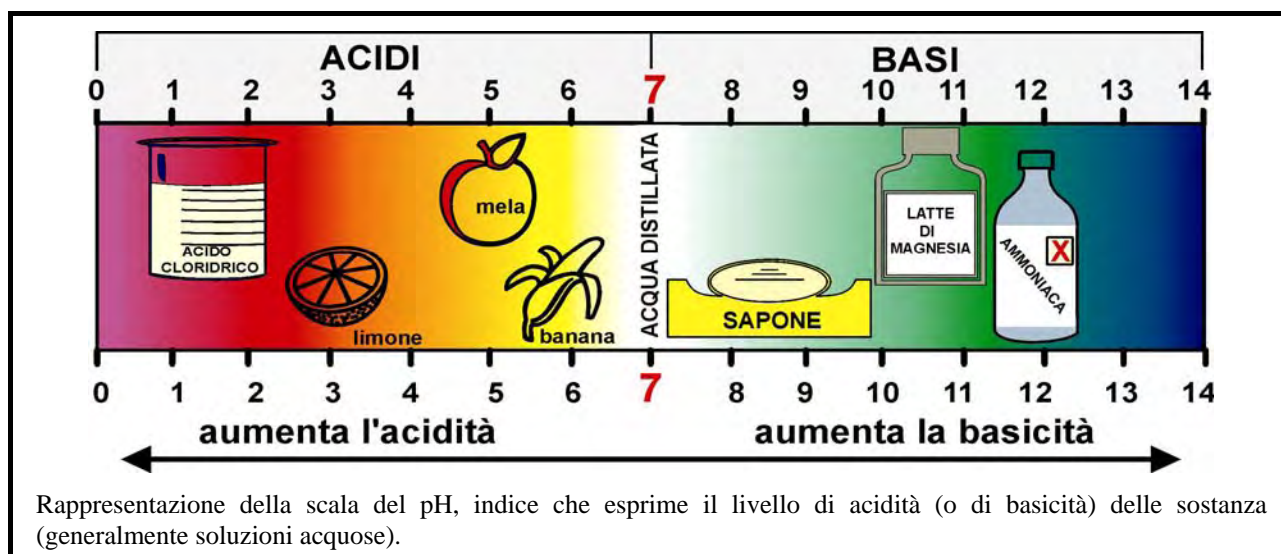
La presenza di vari tipi di sostanze nell'acqua, può determinare equilibri chimici diversi da quelli caratteristici dell'acqua "pura" ed in particolare per quanto riguarda la quantità (meglio sarebbe parlare di concentrazione) di ioni  $H^+$  ed  $OH^-$ . Questi equilibri vengono descritti mediante un indice numerico (detto **pH**; "pi-acca"), il cui valore è espresso in base alla concentrazione  $[H^+]$ . Quando la soluzione acquosa presenta l'equilibrio chimico dell'acqua pura (distillata), vale  $pH = 7$ , che esprime condizioni di neutralità. Per valori inferiori a 7 la soluzione è acida; per valori superiori a 7 la soluzione è basica. L'acido muriatico che abbiamo prima citato è in realtà una soluzione di acqua con acido cloridrico molto acida (bassi valori del pH). Sono soluzioni acide (seppure in misura minore) anche il succo di limone e l'aceto. Al contrario una soluzione con ammoniaca è basica.

Le sostanze acide e basiche (che in soluzione abbassano o alzano il valore del pH) hanno comportamento chimico opposto, neutralizzandosi vicendevolmente. Per esempio aggiungendo acido cloridrico all'acqua il valore del pH si abbassa dal valore di neutralità (7) fino a valori anche inferiori a 3; aggiungendo successivamente ammoniaca si può far ritornare il pH al valore iniziale o addirittura superarlo, fino a condizioni di basicità. Se l'acidità dello stomaco è eccessiva, è possibile assumere del bicarbonato (una sostanza basica) al fine di correggere (aumentandolo) il valore del pH, fino ad una condizione vicina a quella della neutralità.

Le acque che circolano nel terreno (e che lo mantengono più o meno umido) sono ricche di sostanze disciolte; tali acque sono soluzioni complesse, caratterizzate da un determinato pH. Quindi anche i terreni possono essere classificati come acidi, neutri o basici e come tali più o meno adatti ad ospitare forme vegetali diverse.

Il pH di una soluzione può essere determinato con diversi indicatori, fra i quali i più noti e diffusi sono le cartine di tornasole; esse sono sottili strisce di carta che, immerse in soluzione, assumono colori diversi in funzione del pH. Oggi la tecnologia mette a disposizione precisi strumenti, detti pi-accametri, muniti di un

elettrodo che, immerso in soluzione, permette la lettura dei valori del pH con precisione fino alla seconda cifra decimale.



Nei processi biologici è importante che il pH dei liquidi rimanga entro limiti ristretti. Il corretto funzionamento del sangue umano, come mezzo di trasporto dell'ossigeno, deve rimanere prossimo a 7,4 nonostante il metabolismo cellulare riversi nel sangue stesso numerosi cataboliti in grado di modificarne il pH. In ogni individuo vi è una differenza di appena 0,02 unità di pH tra sangue venoso e sangue arterioso nella grande circolazione. Il sangue è in grado di "tamponare" gli apporti di sostanze diverse che tenderebbero a modificare il pH. Le soluzioni che contengono sostanze in grado di attenuare gli effetti sul pH determinati dalla presenza di altre con reazione acida o basica, vengono dette **soluzioni tampone**.

Nelle acque continentali la  $\text{CO}_2$  è presente perché in esse si scioglie dall'atmosfera, vi giunge portata dalla pioggia e dal dilavamento del terreno, soprattutto quando ricco di sostanze organiche e di organismi; una parte importante di anidride carbonica deriva dai processi metabolici degli organismi acquatici. Una piccola quantità della  $\text{CO}_2$  disciolta reagisce con l'acqua dando acido carbonico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), favorendo così una diminuzione del pH. Nei suoli ricchi di sostanza organica ed in conseguenza dei processi metabolici degli organismi detritivori, l'acqua viene arricchita di  $\text{CO}_2$ , e quindi si acidifica riuscendo così sciogliere più efficacemente il carbonato di calcio che costituisce le porzioni calcaree del sottosuolo, cioè della roccia madre su cui è appoggiato il suolo nelle aree carsiche (formazione di grotte). In questo modo alle acque dei torrenti, dei fiumi e dei laghi giungono acque più ricche di carbonati e bicarbonati. Le acque continentali sono più ricche di anidride carbonica se i terreni circostanti sono di natura calcarea e se, come si verifica nei climi più umidi, sono coperti da una ricca vegetazione con suoli profondi e produttivi.

Se si aggiunge acido ad una soluzione, si determina una diminuzione del pH proporzionale alla quantità di acido introdotta. Anche in natura si verificano "aggiunte" di acido negli ambienti acquatici a causa di inquinamenti (per es. piogge acide). L'aggiunta di acido in un ecosistema acquatico produce variazioni del pH in parte attenuate. Infatti se l'acido tende ad abbassare il pH, ciò rappresenta una sorta di "tentativo" di spostare l'equilibrio verso una situazione di acidità. Ma ciò comporta la soluzione dei carbonati eventualmente presenti (generalmente poco solubili in acqua neutra) che esercitano un effetto opposto all'acido. È come se l'acido aggiunto venisse consumato per trasformare i carbonati modificando così il pH di molto poco. Per questo motivo i carbonati nelle acque continentali esercitano un effetto tampone, finché sono presenti; una volta consumati, se le immissioni di acido continuano, le acque si acidificano velocemente e il pH può abbassarsi a valori inferiori all'intervallo 6,0 - 8,5 entro il quale possono svilupparsi le forme viventi. Inoltre l'acidificazione delle acque favorisce la soluzione di sostanze insolubili con valori di pH vicini alla neutralità; alcune di queste sono sali di metalli particolarmente nocivi per gli organismi.