

2 - L'ACQUA

2.1 - L'acqua ed il sale

L'acqua è una sostanza composta da **idrogeno (H)** e **ossigeno (O)**. Gli atomi di idrogeno sono i più piccoli tra tutti gli elementi, formati da un solo protone che costituisce il nucleo, intorno al quale è presente un solo elettrone, in un orbitale che potrebbe contenerne due. Gli atomi di ossigeno sono più grandi; schematizzando molto il nucleo è costituito da 8 protoni e 8 neutroni. 8 elettroni formano un guscio esterno diviso su due livelli energetici (orbitali), uno che ne contiene due ed un altro che può contenerne fino ad 8. Vi è quindi spazio per 10 elettroni in tutto; ma l'ossigeno ne ha solo 8, di cui due saturano il primo orbitale e i rimanenti 6 occupano il secondo, dove quindi rimane spazio per altri 2. I due tipi di atomi legano bene insieme "fondendo" parzialmente i gusci elettronici per ottenere una situazione in cui l'unico orbitale dell'atomo di idrogeno risulta colmato con 2 elettroni, mentre l'orbitale "incompleto" dell'atomo di ossigeno risulta colmato con 8 elettroni, ma a condizione che si leghi con 2 atomi di idrogeno (**fig. 2.1**). L'unione di un atomo di ossigeno con due atomi di idrogeno forma la **molecola d'acqua**, in cui i due elementi sono fra loro legati da una forza detta **legame covalente**, termine che trae origine dalla "messa in compartecipazione" degli elettroni.

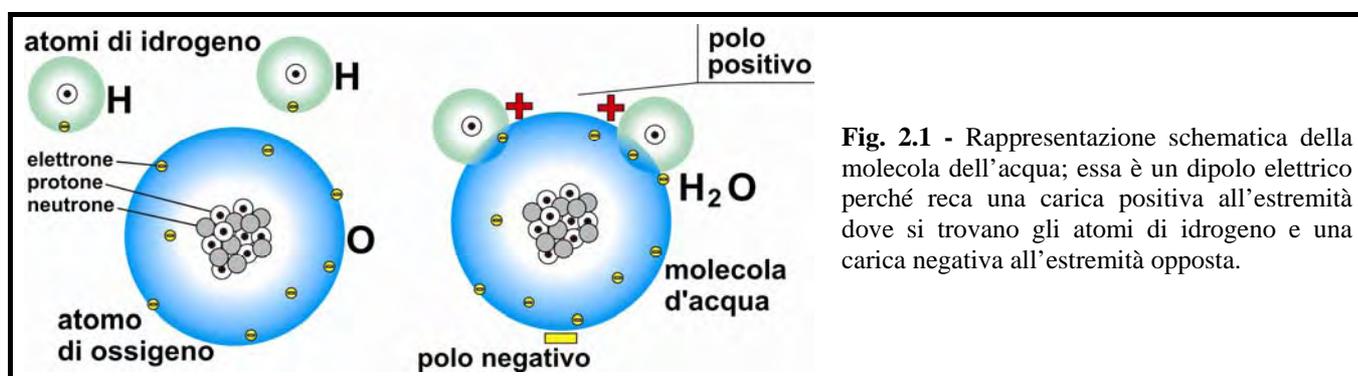


Fig. 2.1 - Rappresentazione schematica della molecola dell'acqua; essa è un dipolo elettrico perché reca una carica positiva all'estremità dove si trovano gli atomi di idrogeno e una carica negativa all'estremità opposta.

Il legame covalente caratterizza molti altri composti. Per esempio il metano (CH_4) è costituito da molecole con un atomo di carbonio legato a quattro atomi di idrogeno (**fig. 2.2**). L'anidride carbonica (CO_2) è costituita da un atomo di carbonio che mette in compartecipazione 4 elettroni con due coppie di elettroni di due atomi di ossigeno; risulta una molecola costituita da 1 carbonio e 2 ossigeni. L'ammoniaca (NH_3) è costituita da molecole con al centro un atomo di azoto, legato a tre atomi di idrogeno (**fig. 2.2**). Le formule chimiche riproducono le proporzioni numeriche con le quali stanno fra loro i diversi elementi nelle molecole. Infatti si indica con H_2O la formula dell'acqua, in quanto il numero doppio degli atomi di idrogeno rispetto a quelli di ossigeno è una conseguenza del tipo di molecola che abbiamo descritto. Tutte le sostanze che sono costituite da molecole (gruppi uguali di atomi legati con forza tra loro da legami di tipo covalente) si dicono **sostanze molecolari**.

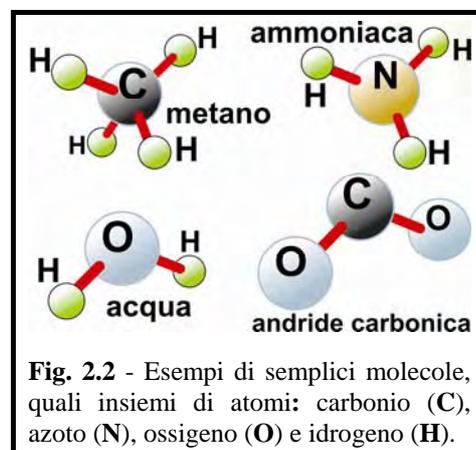
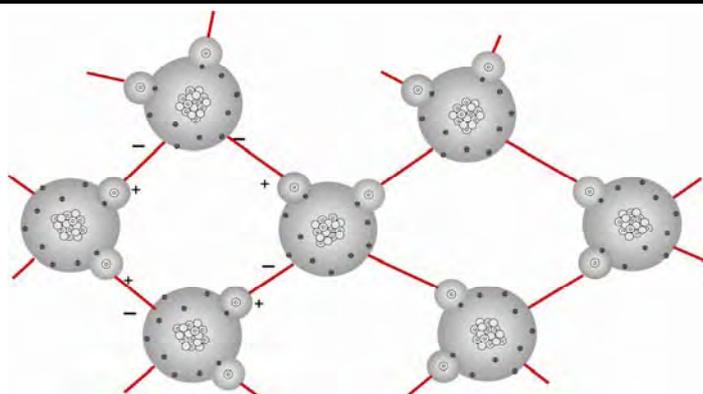


Fig. 2.2 - Esempi di semplici molecole, quali insiemi di atomi: carbonio (C), azoto (N), ossigeno (O) e idrogeno (H).

L'acqua è dunque una sostanza molecolare, formata da molecole con un atomo di ossigeno con 8 protoni ($8e^+$) e 8 elettroni ($8e^-$) e con due atomi di idrogeno, ciascuno con un protone ($1e^+$) e un elettrone ($1e^-$). La carica complessiva della molecola è $[(8e^+ + 8e^-) + 2(1e^+ + 1e^-)] = 0$; il che vuol dire che essa è elettricamente neutra. I due atomi di idrogeno sono sistemati in modo tale da formare un angolo di circa 105° fra le direzioni di allineamento fra i nuclei; essi sono quindi da un lato della molecola (**fig. 2.1**). Gli elettroni messi in compartecipazione si trovano fra il nucleo dell'idrogeno con una piccola carica positiva ($1e^+$) e quello dell'ossigeno con una più forte carica positiva ($8e^+$). Gli elettroni (negativi) sono attratti da una maggiore forza elettrostatica verso il nucleo di ossigeno. Complessivamente, quindi (**fig. 2.1**), risulta un insieme di cariche che non sono distribuite uniformemente; la molecola si comporta come un *dipolo elettrico*, con una estremità, o polo, negativa da una parte (ossigeno) e positiva dall'altra (idrogeni). Fra i poli positivi e negativi di molecole d'acqua diverse e vicine si manifestano forze di attrazione di natura elettrostatica (**fig. 2.3**); esse sono all'origine di quasi tutti i fenomeni naturali legati all'acqua (**tab. 2.1** e **schede 2.1** e **2.5**). Le considerazioni e le immagini fin qui proposte danno l'idea della molecola d'acqua come una figura piana; in realtà essa presenta una struttura tridimensionale tetraedrica, illustrata nella **scheda 2.2**.

Fig. 2.3 - Le molecole d'acqua sono reciprocamente attratte da forze di tipo elettrostatico dovute ai poli opposti (+/-) di molecole vicine (linee rosse). Tali forze costituiscono i cosiddetti *legami idrogeno*, in quanto questo atomo si trova sempre compreso fra due ossigeni (uno della molecola di appartenenza e l'altro di quella vicina).



angolo fra i legami H-O nella molecola	104,5	gradi
distanza H-O nella molecola	1·10⁻⁸	cm
carica elettrica media polare	0,44	e ^{+/-}
momento dipolare	0,8	Debye
costante dielettrica	80	-
massa molecolare	18,0153	-
calore specifico (per T = 25 °C)	1,0	cal/g/ °C
calore latente di fusione	80	cal/g
calore latente di evaporazione	540	cal/g
calore latente di sublimazione	540	cal/g
tensione superficiale	72	10 ⁻⁵ N/cm
densità a 4 °C	1,0	g/l
punto crioscopico (per P = 1 atm)	0	°C
punto ebullioscopico (per P = 1 atm)	100	°C
coefficiente di autodiffusione	2,2·10⁻⁵	cm ² /sec
conducibilità termica	1,4·10⁻³	cal/sec/cm/°C
viscosità	8,9	millipoise
prodotto ionico [H ⁺][OH ⁻] - T=25 °C	1·10⁻¹⁴	(acqua pura)

Tab. 2.1 - Caratteristiche fisiche e chimiche dell'acqua.

Il comune sale da cucina è composto da sodio (Na) e da cloro (Cl) in uguali proporzioni numeriche: la formula chimica è NaCl (cloruro di sodio). Sembra che tale sostanza sia composta da molecole, ciascuna costituita da un atomo di sodio strettamente legato con un atomo di cloro; ma la realtà è diversa. Il cloro ha 17 elettroni in un guscio elettronico costituito da una serie di orbitali a diversi livelli energetici; in quello più esterno (che ne potrebbe contenere 8) sono presenti 7 elettroni; ne manca uno solo per completarlo. Gli atomi di cloro tendono ad acquisire un elettrone in più, quindi con 17 cariche positive nel nucleo e 18 negative nel guscio elettronico. Il bilancio [(17e⁺ + 18e⁻) = 1e⁻] fra le cariche di segno opposto non è più in pareggio e l'atomo diventa un **anione** o **ione negativo** perché carico negativamente. Il sodio ha 11 elettroni distribuiti in tre orbitali: due completi e con uno solo elettrone in quello più esterno che ne potrebbe contenere 8; l'atomo ne dovrebbe allora acquisire altri 7 per completare l'ultimo livello energetico, diventando una particella con 11 cariche positive nel nucleo e 18 negative nel guscio, cioè un anione con una carica pari a 7e⁻, una condizione fisicamente impossibile. L'atomo di sodio, invece, tende a perdere quell'unico elettrone di quell'orbitale largamente incompleto, conservando "pieni" gli altri due livelli energetici, diventando un **catione** o **ione positivo** con carica pari a 11e⁺ + 10e⁻ = 1e⁺. Cloro e sodio hanno comportamenti chimici opposti; ogni atomo di sodio cede un elettrone ad un atomo di cloro diventando un catione il primo e un anione il secondo, così che fra i due si instaura una forza di attrazione di natura elettrostatica (fra cariche di segno opposto) che rappresenta il legame fondamentale nel composto NaCl. Questo tipo di legame, molto diverso da quello covalente, viene detto **legame ionico** e i composti i cui atomi sono legati in questo modo vengono detti **composti ionici**.

Per capire in quale modo gli atomi del sale si dispongono nello spazio, si può immaginare di avere a disposizione parecchie palline da ping-pong, che rappresentano gli ioni Na⁺, e palline da tennis che rappresentano gli ioni Cl⁻. Potremmo poi disporre le sfere Na⁺ in modo che ciascuna sia circondata da 6 sfere Cl⁻ e viceversa; il tutto cercando di "impacchettare" occupando il minor spazio possibile, usando della colla affinché la struttura non si smonti facilmente. Nel nostro modello la colla rappresenta la forza di attrazione elettrostatica che lega le sfere. Risulta una costruzione tipo quella rappresentata in **fig. 2.4** che dovremmo moltiplicare per miliardi di miliardi di volte per ottenere un minuscolo granello di sale. Questo, esaminato con un modesto microscopio, apparirebbe di forma geometrica regolare, un solido con superfici quadrangolari fra loro perpendicolari, una sorta di cubo o parallelepipedo mal riuscito o un insieme di cubi e parallelepipedi fra loro compenetrati (**fig. 2.5**).

Nella **fig. 2.6** sono stati rappresentati unicamente i centri degli atomi; è così più facile notare che essi "disegnano" nello spazio un cubo; esso è la **cella elementare** del cloruro sodico che, ripetuta in tutte le direzioni, origina il granello di sale; questo assume un aspetto esterno in conseguenza del tipo di simmetria data dalla particolare disposizione degli atomi che si ripete all'infinito nel **reticolo cristallino**. Quindi NaCl non è il risultato di molecole costituite da coppie Na-Cl, ma è un impacchettamento di ioni paragonabili a sfere di un tipo ciascuna legata a 6 sfere dell'altro tipo.

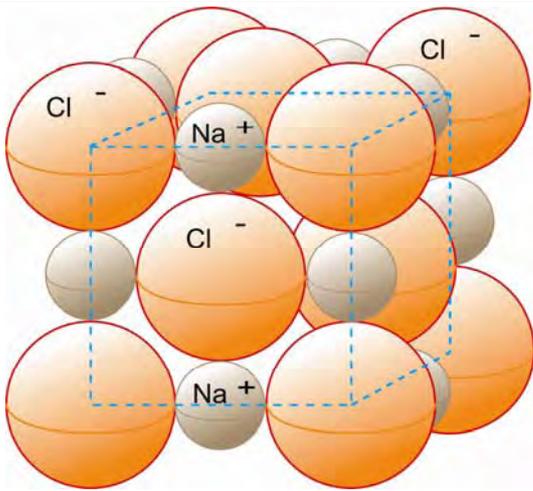


Fig. 2.4 - Modello del **cloruro di sodio**. Nel comune sale da cucina, ogni anione cloro (Cl^-) è circondato da 6 cationi sodio (Na^+) e viceversa; risulta un “impacchettamento” molto compatto, con lo spazio sfruttato al massimo.

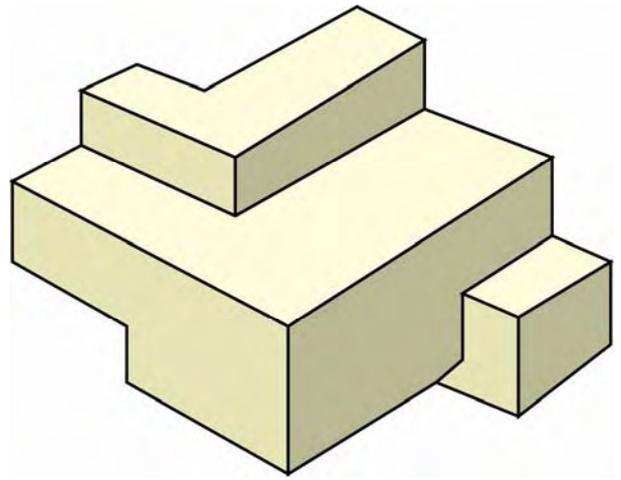


Fig. 2.5 - Forma di un granello di sale da cucina (NaCl) come potrebbe apparire con una forte ingrandimento

Il sale è una sostanza ionica cristallina; numerose altre sostanze cristalline sono costituite da reticoli ionici. Altre sono costituite da molecole a loro volta disposte nello spazio a formare reticoli cristallini; sono sostanze molecolari cristalline. Per esempio un granello di zucchero, ingrandito al microscopio (**fig. 2.7**), appare con un abito cristallino, cioè con una forma che rispecchia l'ordine e la simmetria con le quali le complesse molecole di zucchero (costituite da numerosi atomi di carbonio, idrogeno e ossigeno) si dispongono nello spazio.

Le diverse sostanze (elementari o composte, molecolari o ioniche) sono costituite da atomi o da gruppi di atomi o da singoli ioni che possono disporsi nello spazio con reticoli caratterizzati da simmetrie anche molto diverse, originando una notevole varietà di forme (vedi gli esempi descritti nella **scheda 2.4**). C'è sufficiente materia per una intera disciplina, la “*mineralogia*” della quale, utilizzeremo ancora altre nozioni.

2.2 - L'acqua e l'ossigeno

Se si mette un cucchiaino di zucchero (*soluti*) in un bicchiere d'acqua (*solvente*) e si mescola il tutto, dopo pochi istanti lo zucchero non si vede più: si ottiene una *soluzione*. L'esperienza può essere ripetuta più volte, ma ad un certo punto, dopo il rimescolamento, l'ultima quantità di soluto, che sembrava anch'essa disciolta, si deposita sul fondo del bicchiere a mano a mano che diminuisce la turbolenza dell'acqua. Esiste una quantità massima di zucchero che può essere sciolta nell'acqua senza che si formi del deposito. Il rapporto fra la massima quantità di soluto che può sciogliersi e il volume del solvente, viene denominato **concentrazione di saturazione**. Quando la concentrazione è inferiore si dice che la soluzione è *sotto-satura*. Quando invece è superiore si dice che la soluzione è *sopra-satura*; quest'ultima condizione si ha soltanto se l'acqua è agitata. Si può provare a ripetere le precedenti prove con un bicchiere d'acqua calda, per scoprire che la massima quantità di zucchero che si riesce a sciogliere completamente è maggiore: *la concentrazione di saturazione di un soluto aumenta con la temperatura*. Questa è una legge che vale per la maggior parte delle sostanze che si sciolgono in acqua.

Anche i gas si sciolgono in acqua e, in particolare, l'ossigeno, che costituisce ~ il 20 % dell'aria che respiriamo. Gli organismi acquatici necessitano di ossigeno per “respirare”, per compiere più o meno le stesse funzioni che, con tale gas, compiono gli organismi terrestri, uomo compreso. Attenzione! L'ossigeno coinvolto nei processi respiratori di un pesce, di un gambero, di un mollusco, di un'alga, non è quello legato con l'idrogeno nelle molecole d'acqua, ma quello “libero”, sotto forma di gas, presente come soluto nell'acqua stessa e rappresentato

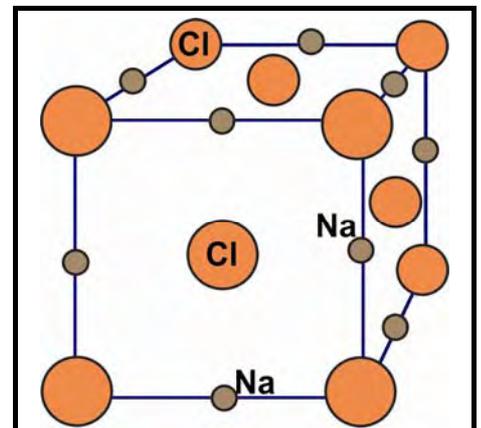


Fig. 2.6 - Nello schema sono rappresentati solo i centri degli atomi della **fig. 2.4**. È evidente la simmetria del cubo secondo cui sono disposti nello spazio gli atomi di cloro (anioni Cl^-) e quelli di sodio (cationi Na^+). Questa struttura (cella elementare) si ripete nello spazio per un elevatissimo numero di volte, originando “granelli” di sale la cui forma rispecchia l'ordine e la simmetria del reticolo cristallino.

con il simbolo “O₂” (perché formato da molecole biatomiche ciascuna costituita da due atomi di ossigeno uniti da un legame covalente). Per l’O₂, come per gli altri gas, valgono, più o meno, le stesse considerazioni viste prima.

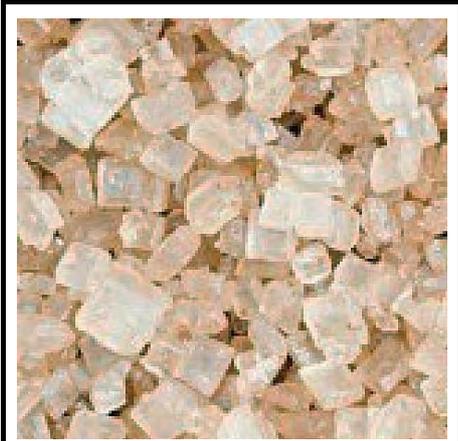


Fig. 2.7 - Il comune zucchero da tavola (saccarosio) è un insieme di numerosissimi granelli, ciascuno costituito da un cristallo al cui interno le complesse molecole (C₆H₁₂O₆) sono ordinate in reticolo caratterizzato da ordine ed elevata simmetria.

Si parla quindi di acqua satura di O₂ (quando la concentrazione di tale gas è massima in acque tranquille), di acqua soprassatura (nelle acque turbolente) e di acqua sotto-satura (concentrazione di O₂ inferiore a quella di saturazione). La concentrazione si esprime con il numero di milligrammi [mg] di ossigeno contenuti in un litro [L]; per esempio la concentrazione di saturazione di O₂ nell’acqua alla temperatura di 20 °C è pari a 9 mg/L circa.

Lo zucchero, come la maggior parte delle sostanze solubili, si scioglie tanto meglio quanto più l’acqua è calda, ma ciò non capita per i gas; tanto più l’acqua è fredda tanto più l’ossigeno atmosferico si scioglie meglio: *la concentrazione di saturazione dell’ossigeno in acqua aumenta al diminuire della temperatura* (**fig. 2.8**). Per esempio a 5 °C di temperatura la massima concentrazione di ossigeno è quasi 13 mg/l e soltanto 8 mg/l quando la temperatura sale a 25 °C.

I pesci respirano facendo entrare acqua dalla bocca e facendola uscire dagli opercoli; in tal modo le branchie vengono “bagnate” abbondantemente; il colore rosso vivo di tali organi respiratori è dovuto alla presenza di numerosi capillari che permettono al sangue di assumere ossigeno direttamente dall’acqua e restituendo anidride carbonica. L’ossigeno, come in quasi tutti gli organismi, viene utilizzato per “bruciare” il “combustibile cibo” (soprattutto zuccheri e grassi) allo scopo di ottenere energia

per i processi vitali e tale gas è presente sia nell’aria, a disposizione dei viventi terrestri, ma anche sciolto nell’acqua, a disposizione dei viventi acquatici e in misura tanto maggiore quanto più bassa è la temperatura.

2.3 - Stati della materia

- Una sostanza allo **stato solido** è **incomprimibile** (variando la pressione non si notano variazioni di volume); **mantiene il suo volume e non cambia la sua forma** (indipendentemente da quella del contenitore; per es. un cubetto di ghiaccio rimane tale anche se in un bicchiere a forma di calice).
- Una sostanza allo **stato liquido** è **incomprimibile**; **mantiene il suo volume**, ma **senza avere una propria forma** (perché assume quella del contenitore che la contiene; un litro d’acqua mantiene il suo volume, ma assume forme molto diverse a seconda di quelle delle bottiglie di pari capacità).
- Una sostanza allo **stato gassoso** è **comprimibile** (variando la pressione, cambia il volume); **non mantiene il suo volume e non ha forma propria** (il gas contenuto in una grande bombola a debole pressione può essere contenuto in una bombola diversa per forma e anche più piccola a maggiore pressione).

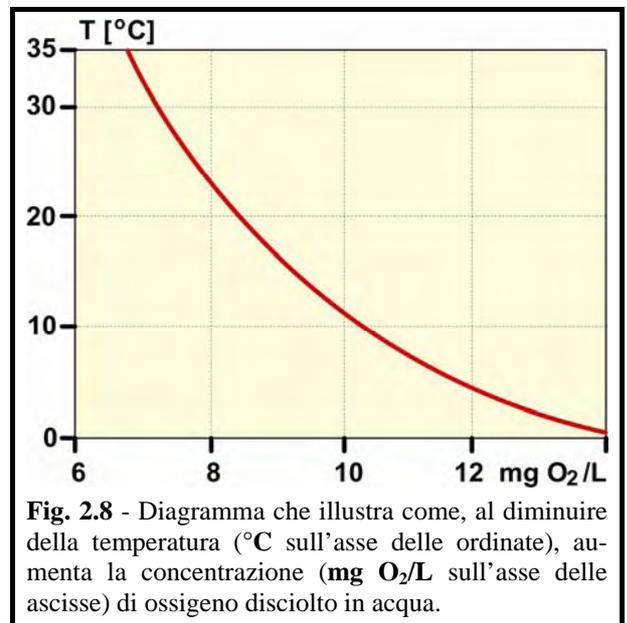


Fig. 2.8 - Diagramma che illustra come, al diminuire della temperatura (°C sull’asse delle ordinate), aumenta la concentrazione (mg O₂/L sull’asse delle ascisse) di ossigeno disciolto in acqua.

L’anidride carbonica è un gas perché adatta la sua forma all’ambiente in cui si trova espandendosi o riducendosi a seconda dello spazio disponibile. L’olio (come l’acqua) è un liquido perché incomprimibile, ma capace di adattare la propria forma a quella di qualsiasi contenitore. Un pezzo di marmo dalla forma di parallelepipedo è un solido (come il ghiaccio) perché l’unico modo per adattare la sua forma ad un contenitore cilindrico è quello di frantumarlo con un martello. Un cubetto di plastilina in un contenitore cilindrico mantiene la sua forma: è un solido; ma se viene schiacciata anche con una debole pressione essa adatta la propria forma: è un liquido. Una sfera di vetro appoggiata su un tavolo rimane tale: è un solido; ma se poniamo sopra un forte peso, dopo molto tempo, si deforma; dopo un tempo indefinito, si schiaccia come una goccia d’acqua appoggiata su un piano, sotto l’azione del proprio peso; è solo una questione di tempi diversi con

cui si manifestano i due fenomeni che abbiamo paragonato: il vetro è un liquido. Questi esempi dimostrano che la classificazione succitata degli stati della materia non funziona?

Emerge un fatto: *date tempo ai solidi ed essi si comporteranno come liquidi*. Qualunque sostanza definita solida può, in tempi lunghi, modificare la propria forma, così come i liquidi la cambiano in tempi brevi. Basta avere pazienza e i geologi (scienziati della Terra) ne hanno parecchia, dato che studiano fenomeni naturali della durata di milioni di anni, dall'origine del nostro pianeta ($4,5 \cdot 10^6$ anni fa). Quanto visto permette, per esempio, di paragonare i continenti ad enormi zatteroni (lastre di crosta terrestre più spessa in corrispondenza delle terre emerse) "galleggianti" sul mantello, come iceberg sull'oceano e di ipotizzare che essi possano affondare maggiormente o riemergere rispetto ai materiali sottostanti. Sembra una ipotesi difficile da accettare in quanto sappiamo che quei materiali sono allo stato solido e perciò difficilmente paragonabili allo stato liquido. Ma tutto risulta più plausibile se immaginiamo che con il tempo (fino a centinaia di milioni di anni) anche i solidi (e quindi i materiali del mantello) finiscono col comportarsi come "liquidi al rallentatore".

La precedente classificazione è comunque utile perché distingue stati di una stessa sostanza caratterizzati da comportamenti fisici diversi (come acqua e ghiaccio, come ferro fuso e solido, ecc...). Un altro sistema di classificazione è basato sullo stato di aggregazione degli atomi o delle molecole che compongono una determinata sostanza (**scheda 2.5**):

- **stato cristallino** - gli atomi o le molecole che compongono una sostanza si aggregano ponendosi nello spazio secondo un reticolo caratterizzato da un preciso ordine e nel quale è possibile individuare delle simmetrie; (per esempio grafite, diamante, ghiaccio, metalli); da ciò consegue la definizione di **minerale**: *una sostanza elementare o composta (perciò descrivibile con una formula chimica) ordinata in uno stato cristallino*.
- **stato amorfo** - gli atomi e/o le molecole che compongono una determinata sostanza si aggregano ponendosi nello spazio senza un preciso ordine (non esiste reticolo cristallino e quindi non è possibile individuare simmetrie); vale come esempio il vetro.

Quindi si potrebbe affermare che l'acqua, nella quale le molecole hanno perso la disposizione del reticolo cristallino del ghiaccio, potrebbe essere definita come una sostanza amorfa. Allo stesso modo il ferro fuso, i cui atomi hanno perso la loro ordinata disposizione ad impacchettamento compatto nel reticolo del ferro solido, potrebbe essere definito amorfo. In realtà la distinzione tra stato cristallino e amorfo viene utilizzata esclusivamente per le sostanze allo stato solido così come lo abbiamo definito precedentemente, in quanto è implicito che lo stato liquido, per l'alta energia cinetica che caratterizza le particelle, implica uno stato disordinato in antitesi al reticolo cristallino. Bisogna tuttavia riconoscere che è facile generare confusione; infatti a volte si sente affermare che i cristalli sono "veri solidi", mentre i "finti solidi" sarebbero le sostanze amorfe (cioè dei liquidi?), mescolando, in questo modo, concetti e definizioni. Il vetro è un solido amorfo, il ghiaccio è un solido cristallino; quando fondono entrambi non sono più né amorfi, né cristallini, sono semplicemente liquidi.

Spesso un solido cristallino possiede un abito esterno (una forma) che ricorda il tipo di simmetria del reticolo; è il caso delle stelline esagonali del ghiaccio, della forma delle gemme, dei granuli del sale, ecc..., in questo caso si dice che si trova allo stato **idiomorfo**. Altre volte la forma esterna non rispecchia quella delle figure regolari e simmetriche che possono essere individuate nel reticolo cristallino; in quel caso il cristallo è detto **alotriomorfo**.

2.4 - Cambiamenti di stato

Nei passaggi di stato dell'acqua la temperatura aumenta e diminuisce in funzione del calore posseduto, cioè dell'energia di movimento (cinetica) delle molecole. Se l'energia termica è bassa, le molecole mantengono le posizioni in un reticolo cristallino (*minima energia, massimo ordine*). Se l'energia termica è elevata, le molecole perdono la disposizione ordinata del ghiaccio. Se è molto elevata, le molecole acquisiscono la più completa indipendenza le une rispetto alle altre, come succede nei gas (*massima energia, massimo disordine*). I passaggi di stato **fusione** (solido \Rightarrow liquido) ed **evaporazione** (liquido \Rightarrow gas) comportano un aumento di energia e una diminuzione dell'ordine; viceversa i passaggi di stato **liquefazione** (gas \Rightarrow liquido) e **solidificazione** (liquido \Rightarrow solido) comportano una diminuzione di energia ed un aumento dell'ordine. Quanto appena affermato non vale solo per l'acqua, ma per quasi tutte le sostanze conosciute (**fig. 2.9**).

Il vetro è un solido amorfo, le cui particelle non sono disposte in modo ordinato in un reticolo cristallino, ma quando fonde il disordine aumenta. Il ferro è un solido cristallino i cui atomi sono fra loro legati con più forza rispetto alle molecole d'acqua: ci vuole più energia per "rompere" il reticolo cristallino e recare disordine nella struttura; infatti il **punto di fusione** ($1.535 \text{ }^\circ\text{C}$) è molto più elevato di quella dell'acqua ($0 \text{ }^\circ\text{C}$).

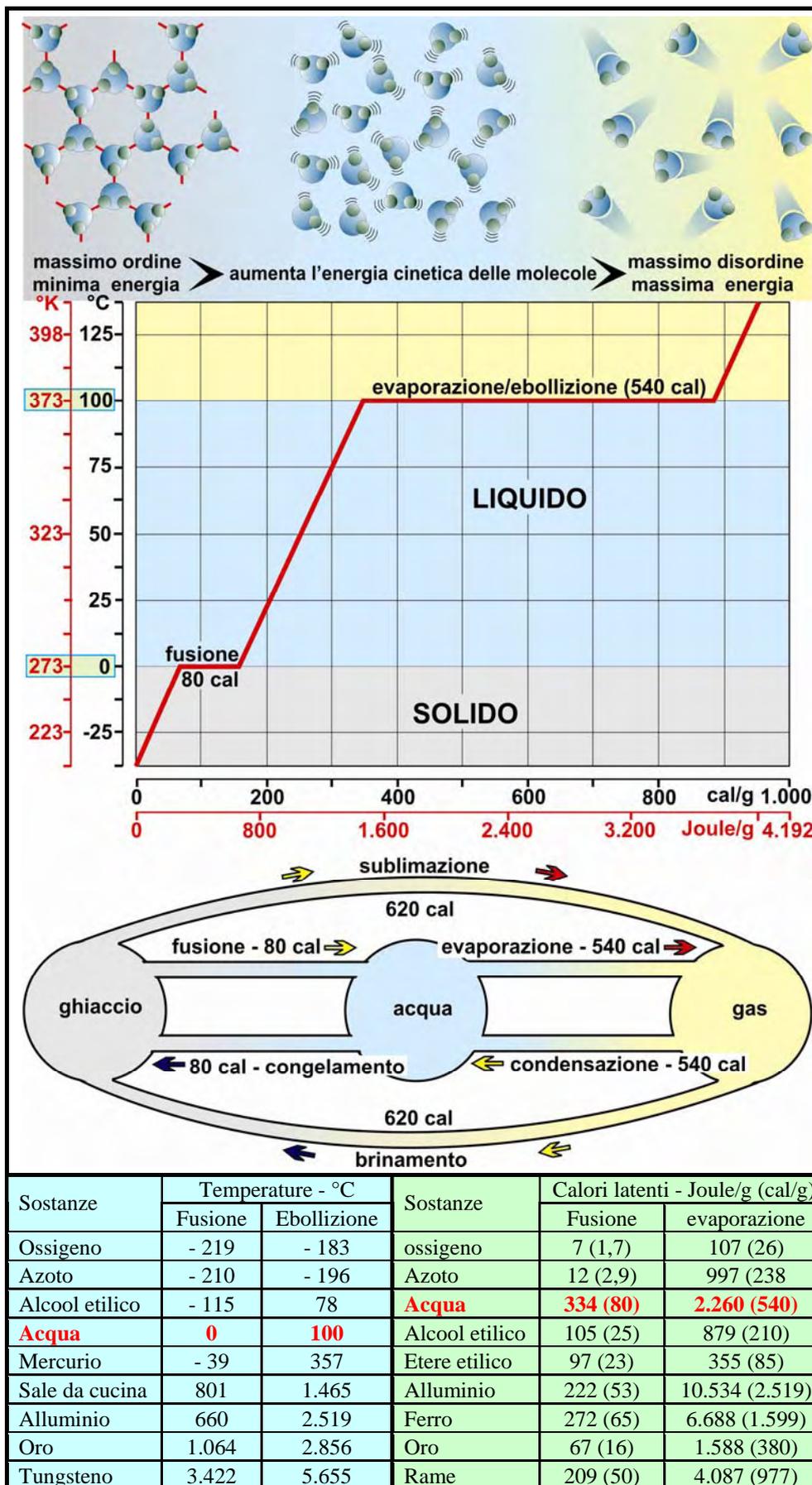


Fig. 2.9 - I passaggi di stato dell'acqua sono condizionati da scambi di energia elevati. I valori sono espressi in calorie per grammo d'acqua (ed in Joule/grammo). Essi sono tra i più elevati rispetto alla maggior parte delle sostanze.

Il **calore latente di fusione** è l'energia necessaria per rompere parzialmente i legami che vincolano le particelle in un reticolo cristallino ordinato e caratterizzato dal massimo ordine.

Il **calore latente di evaporazione** (decisamente maggiore del precedente) è l'energia necessaria per rompere definitivamente i legami tra le particelle, lasciandole così completamente libere di muoversi nello spazio sotto forma di moti del tutto caotici.

Durante i passaggi di stato, nonostante gli scambi di energia, la temperatura rimane costante. Il diagramma di riscaldamento dell'acqua infatti mette in evidenza due **soste termiche**. Ciò significa che, nonostante si continui a fornire calore la temperatura rimane costante (uguale al punto crioscopico = 0 °C) finché tutto il ghiaccio non fonde in acqua liquida. La sosta termica relativa al processo di ebollizione è più lunga, perché maggiore è il calore latente di vaporizzazione (540 cal/g) rispetto a quello di fusione (80 cal/g).

La forma del diagramma di riscaldamento è condizionata dai valori dei **punti crioscopico (0 °C)** ed **ebullioscopio (100 °C)**

Raffreddando il ferro fuso, cioè sottraendo energia cinetica agli atomi, fra questi, quando la temperatura si abbassa al **punto di solidificazione** (uguale al punto di fusione trattandosi di processi inversi), tornano a prevalere le forze di legame, favorendo il ritorno alla struttura cristallina. Le forze di legame che "costringono" gli atomi di mercurio (Hg) in un reticolo cristallino sono assai deboli, tanto che è sufficiente poca energia per romperle; la

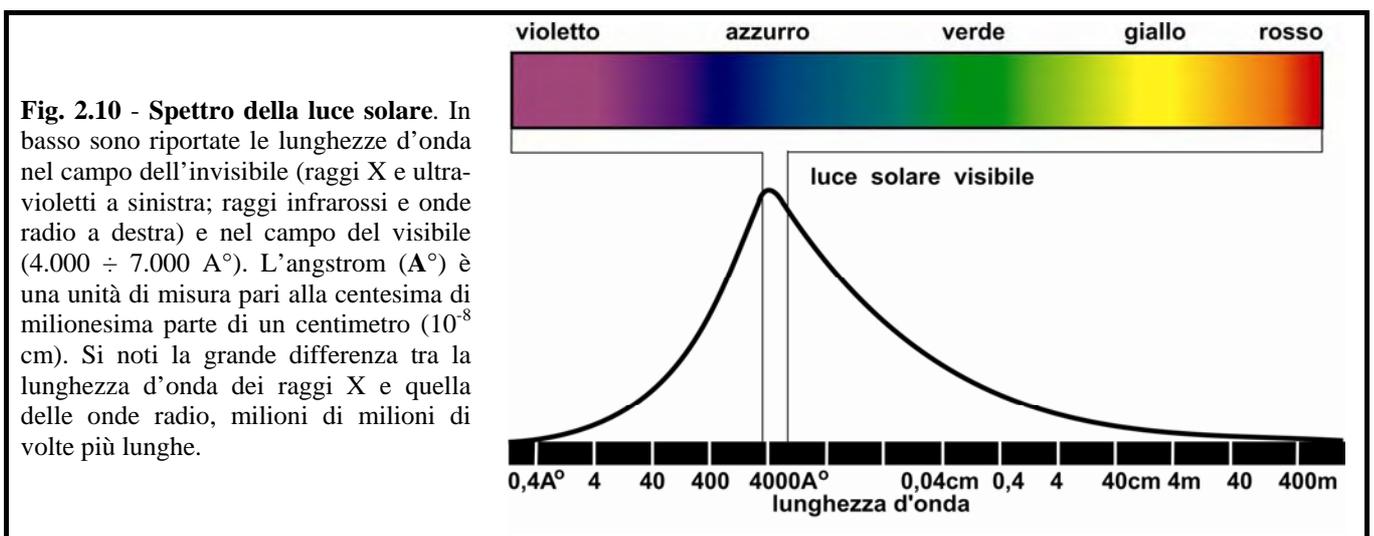
temperatura di fusione è di appena $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$. Al contrario i legami tra gli atomi di carbonio nel reticolo del diamante sono molto forti, tanto che il punto di fusione è $\sim 3.500\text{ }^{\circ}\text{C}$. Analoghi ragionamenti possono valgono per l'altro passaggio di stato (evaporazione e quello inverso liquefazione o **condensazione**). Sappiamo che il punto di ebollizione dell'acqua è $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, mentre quelli della maggior parte delle altre sostanze è più elevato: $1.100\text{ }^{\circ}\text{C}$ per il magnesio, circa $1.300\text{ }^{\circ}\text{C}$ per il calcio, $880\text{ }^{\circ}\text{C}$ per il sodio, $760\text{ }^{\circ}\text{C}$ per il potassio,...

Quanto fin qui affermato è vero ad una importante condizione: gli scambi di calore non devono avvenire troppo rapidamente. Detto in altro modo, la temperatura deve cambiare gradualmente; altrimenti intervengono fattori di complessificazione del modello proposto. Una brusca diminuzione di temperatura durante la solidificazione non consente agli atomi o alle molecole che compongono la materia fusa di rallentare gradualmente il loro movimento e, di conseguenza, non vi è possibilità, per le forze di legame, di organizzare le particelle in un reticolo ordinato. È come se le particelle venissero bloccate improvvisamente in posizioni qualunque in una configurazione spaziale disordinata. In sintesi un raffreddamento lento di un fluido ad alta temperatura può portare ad uno stato cristallino; un raffreddamento troppo rapido, dello stesso materiale, può comportare, come conseguenza un solido amorfo (vetro). Bisogna comunque rilevare che i fenomeni precedentemente descritti avvengono in condizioni "normali", cioè entro determinati ambiti di pressione e di temperatura (**scheda 2.6**).

È necessario fornire molta energia per aumentare di poco la temperatura dell'acqua; viceversa il raffreddamento comporta la restituzione di molta energia: l'acqua ha un elevato **calore specifico** (**scheda 2.5**). Quando si scalda del ghiaccio la sua temperatura sale fino a raggiungere il punto crioscopico ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$); continuando a fornire calore la temperatura non aumenta più finché non si completa del tutto il passaggio di stato da solido a liquido (fusione o liquefazione). La quantità di energia necessaria alla liquefazione del ghiaccio viene indicata con il termine **calore latente di fusione** ed è uguale alla quantità di energia per il processo inverso (solidificazione). La temperatura non varia neppure durante gli scambi di calore nei passaggi di stato ebollizione (liquido - gas) e condensazione (passaggio inverso); si parla allora di **calore latente di ebollizione** (**fig. 2.9**). Quanto appena visto non vale solo per l'acqua, ma per quasi tutte le sostanze, ciascuna caratterizzata da specifici valori dei calori latenti. L'importante è sapere che l'acqua ha valori elevati dei calori latenti di fusione e di ebollizione. Di conseguenza nei continui passaggi di stato che caratterizzano il ciclo dell'acqua si verificano grandi scambi di energia che condizionano notevolmente i fenomeni meteorologici.

2.5 - La trasparenza dell'acqua

La luce può essere studiata come un fenomeno ondulatorio, cioè in modo analogo alle onde del mare, alle vibrazioni elastiche, alle onde sonore, a quelle sismiche. I fenomeni ondulatori si studiano mediante specifiche caratteristiche; per esempio la **lunghezza d'onda** è la distanza fra due punti in cui assume il valore massimo (come fra le creste di due onde consecutive del mare). La luce solare è costituita da onde elettromagnetiche. Esse sono di vario tipo a seconda della lunghezza d'onda come è illustrato in **fig. 2.10**.



La luce bianca è composta da diversi colori, come ci rivela lo spettro dell'arcobaleno che evidenzia il violetto, l'azzurro, il verde, il giallo e il rosso. Quando la luce bianca colpisce un oggetto colorato, per esempio una foglia, questa trattiene tutte le onde riflettendo quella verde, il colore che vediamo. Un oggetto rosso assorbe tutte le radiazioni riflettendo solo quella rossa. Un oggetto bianco le riflette tutte, mentre uno nero le assorbe. Dove

finisce la luce non riflessa? Si pongano due padelle, una nera e una bianca, sotto la luce di un potente faro; dopo qualche minuto è possibile cuocere un uovo nella padella nera, mentre quella bianca è solo tiepida. La luce assorbita da un corpo viene dunque trasformata in calore: *le onde elettromagnetiche trasportano energia*.

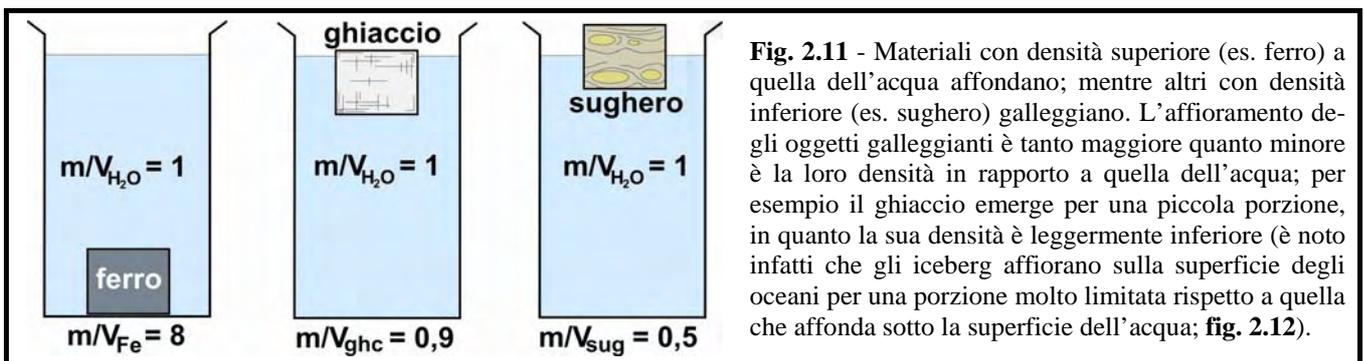
Gli organismi vegetali, acquatici e terrestri, utilizzano l'energia solare per compiere il processo di fotosintesi, che consente ad essi di crescere andando a costituire un "pascolo" a disposizione degli animali erbivori prede, a loro volta, di carnivori in un ordine gerarchico noto come catena alimentare. Nei mari e nei laghi, la penetrazione della luce nell'acqua, assume grande importanza giacché in assenza di questa la vita vegetale è inibita e la catena alimentare è molto più povera.

Della luce incidente sulla superficie di un mare o di un lago, ne viene riflessa una parte, mentre la rimanente (alle nostre latitudini è mediamente il 90 %) penetra nelle acque. L'acqua però non è completamente trasparente e, a seconda delle sue caratteristiche, assorbe, in misura più o meno grande, la luce che vi penetra. La luce si estingue completamente a circa 110 m di profondità in acqua distillata; in natura condizioni simili si hanno nel limpidissimo mare dei Sargassi dove bisogna scendere fino a 100 m per avere buio. Nei laghi alpini più limpidi si può avere luce fino ad un massimo di 40 ÷ 60 m (con una riduzione del 50 % a 8 m di profondità), mentre in molti casi (piccoli laghi di pianura, la costa adriatica italiana) vi è quasi totale buio ad appena pochi metri sotto la superficie. La trasparenza dell'acqua dipende da ciò che essa contiene; la presenza di particelle sospese di sostanza organica (scarichi cloacali) o di argilla (portata, per esempio, da un fiume in piena) e soprattutto un rigoglioso sviluppo di plancton (negli ambienti eutrofizzati) favoriscono l'assorbimento della luce. Gli ambienti acquatici quali laghi e mari possono essere suddivisi in fasce di profondità in funzione della penetrazione della luce (**scheda 2.7**)

L'assorbimento della luce non è uguale per tutte le lunghezze d'onda. I raggi ultravioletti sono assorbiti totalmente nei primi decimetri d'acqua. Nei laghi (o mari) più trasparenti la lunghezza d'onda che penetra più profondamente è quella azzurra; in quelli sufficientemente trasparenti la luce che raggiunge la massima profondità è quella gialla; nelle acque meno trasparenti è la rossa. Questo diverso grado di assorbimento è molto importante nel determinare il colore dei laghi e dei mari, ma è dovuto anche al colore del plancton e delle sostanze organiche e inorganiche sospese nell'acqua oltre che al colore del fondale, se ad esso riesce ad arrivare la luce.

2.6 - La massa dell'acqua

Sappiamo che un litro (1 L = 1 dm³) di acqua distillata, alla temperatura di circa 4 °C, ha una massa di 1 kg = 1.000 g (ed un peso di quasi 10 N): la densità è pari a 1 kg/L, oppure (dividendo entrambe le unità di misura per 1.000), 1 g/mL (un grammo peso ogni millesimo di litro - 1 cm³). D'altra parte l'unità di misura fondamentale della massa è il kilogrammo [kg] definito come quella di un litro (1 dm³) di acqua pura (perfettamente distillata) alla temperatura di 4 °C. La definizione della densità dell'acqua è importante per comprendere le ragioni per cui altri materiali possono galleggiare o affondare (**fig. 2.11 e 2.12**).



È importante precisare il valore termico di 4 °C, dato che a temperature diverse la stessa massa d'acqua occuperebbe volumi leggermente diversi; infatti la densità dell'acqua cambia col variare della temperatura (**fig. 2.13 e scheda 2.8**). A 10 °C un litro d'acqua ha massa pari a 999 g (0,1 % in meno), mentre a 20 °C la massa scende a 998 g (0,2 % in meno). L'acqua dunque diventa più "leggera" quando aumenta la temperatura. È come se il suo volume "gonfiasse"; infatti 1.000 g d'acqua, a 10 °C, occupano un volume di 1,001 ml. Il fatto sorprendente è che l'acqua diventa più "leggera" anche a temperature inferiori a 4 °C. La relazione tra densità dell'acqua e temperatura è causa della stratificazione termica delle acque dei laghi e dei mari (**scheda 2.9**).

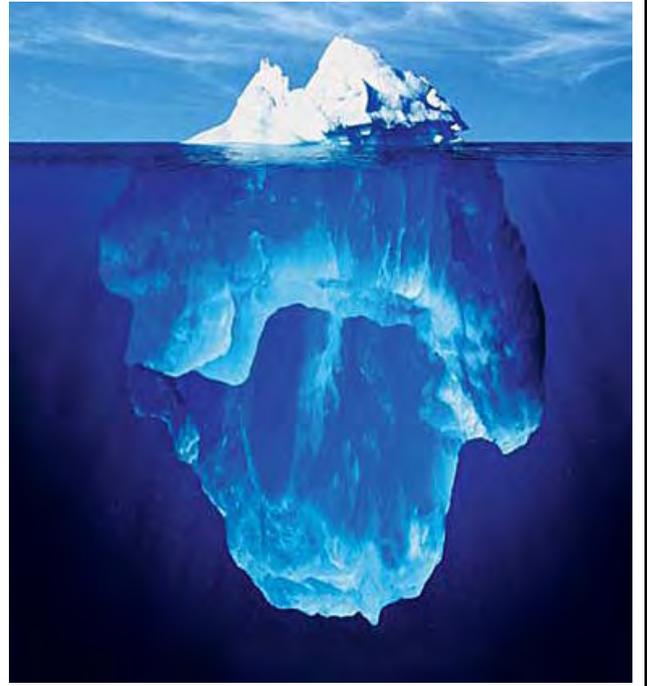


Fig. 2.12 - Gli **iceberg** sono enormi masse che si staccano dai ghiacci polari. La densità del ghiaccio è poco inferiore a quella dell'acqua. Quindi le porzioni emerse sul livello marino sono notevolmente inferiori a quelle immerse. Gli iceberg hanno dimensioni tali da permettere di elevarsi da pochi metri, fino anche a 70 ÷ 80 m sul livello marino e possiedono una massa anche di centinaia di migliaia di tonnellate. Il più grande iceberg mai registrato nell'Atlantico settentrionale sporgeva di 168 m sopra il livello del mare, quanto un edificio di 55 piani.

Quando l'acqua congela si ha un brusco aumento di volume: il ghiaccio è più leggero dell'acqua (il 9 % in meno a parità di volume) e quindi galleggia. Se così non fosse, se fosse più pesante (come succede a quasi tutte le altre sostanze che, allo stato solido, pesano di più rispetto a quello liquido) e se più pesante fosse anche l'acqua a zero gradi (anziché a quattro), i fondali dei mari e dei laghi, nei climi freddi, sarebbero ingombri di ghiacci che non riuscirebbero a sciogliersi data la bassa temperatura delle acque immediatamente sovrastanti. Il volume di tali ghiacci aumenterebbe ogni inverno, fino ad occupare gran parte dei bacini, con conseguenze negative sul clima della Terra e sulla vita acquatica. Invece il ghiaccio, galleggiando, forma una coltre che contrasta la conduttività termica limitando, quindi, il raffreddamento degli strati d'acqua sottostanti impedendo che essi cedano ulteriore calore all'atmosfera. In questo modo gli organismi acquatici sfuggono agli effetti distruttivi del gelo. Contemporaneamente nei mari e nei laghi più profondi, l'acqua più "pesante", in prossimità del fondo, non arriva quasi mai a temperature inferiori ai 4 °C.

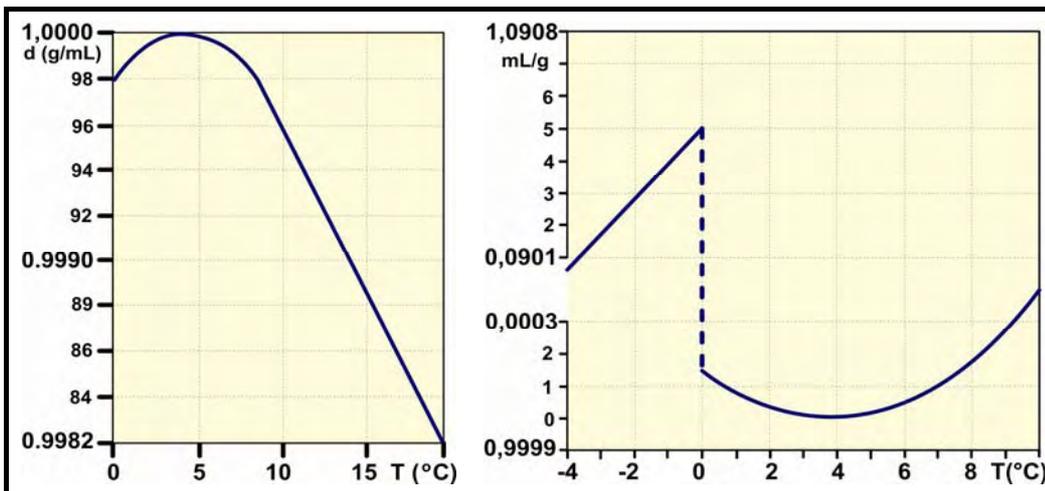


Fig. 2.13 - A sinistra: correlazione tra la densità dell'acqua "d" [g/mL] e la temperatura "T" [°C]. A destra: correlazione tra il volume specifico [mL/g] e la temperatura "T" [°C]. Dalla forme dei grafici si osserva che l'acqua più "pesante" è quella alla temperatura di 4 °C circa.

Quando l'acqua penetra nelle fessure delle rocce e successivamente gela, aumentando di circa un decimo del volume, esercita sulle pareti interne una forte pressione (1.500 ÷ 2.000 N/cm²) che le allontana allargando le fessure stesse. Quando sopravviene lo sgelò, l'acqua penetra più profondamente nelle fessure che, con il successivo gelo, si allargano ulteriormente. Questo fenomeno prende il nome di **gelivazione** (o **processo crioclastico**, o **azione del gelo e disgelo**); esso si verifica nella stagione invernale nei climi temperati al passaggio dal giorno alla notte, soprattutto nelle zone montane e più generalmente in quelle a clima freddo. Le fessure, con il tempo, vengono ampliate finché la roccia si fende e si scompone in frammenti. Se la superficie del suolo è orizzontale o poco inclinata i frammenti rimangono in posto e danno origine a campi di detrito (*mare di sassi*). Se

la superficie è molto inclinata, i frammenti, via via che si staccano, precipitano in basso accumulandosi in potenti falde di detrito (come è frequente osservare in montagna ai piedi dei più ripidi versanti rocciosi).

2.7 - Il ciclo dell'acqua

La disponibilità d'acqua (risorsa idrica) dipende da un bilancio ad andamento ciclico di cui normalmente si distinguono tre stadi fondamentali:

- l'acqua passa sotto forma di gas dal serbatoio del mare (e da altri di minore capacità) all'atmosfera;
- l'atmosfera trasporta il gas sulle terre emerse dove può trasformarsi in acqua (nubi) e cadere sotto forma di precipitazioni (pioggia, neve, grandine); le precipitazioni avvengono anche direttamente sul mare;
- le precipitazioni sulle terre emerse danno origine a fiumi e a correnti sotterranee che riportano l'acqua nel mare per ricominciare il ciclo.

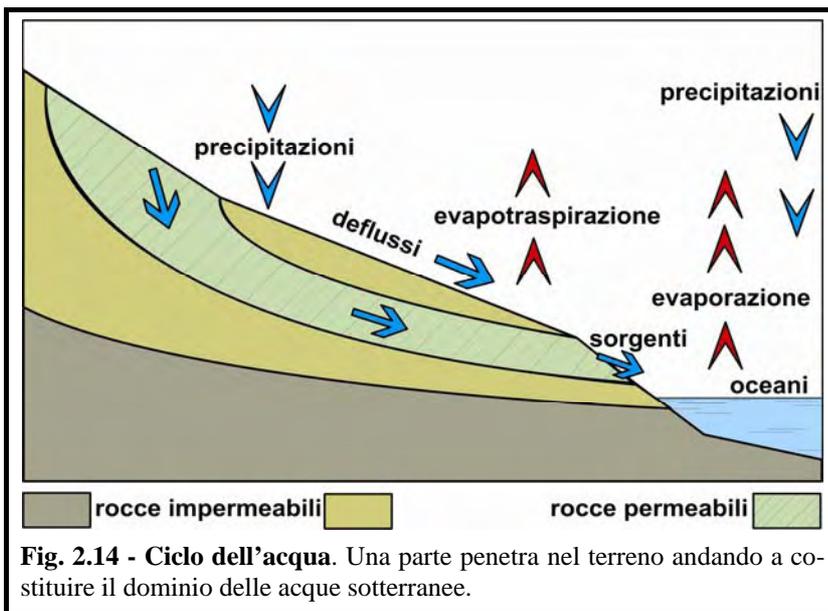


Fig. 2.14 - Ciclo dell'acqua. Una parte penetra nel terreno andando a costituire il dominio delle acque sotterranee.

Questo è uno schema molto semplificato (**fig. 2.14**). Talvolta si sollevano leggere nebbie (goccioline d'acqua) da campi appena arati o da una strada appena bagnata dalla pioggia con la ricomparsa del sole; si tratta di acqua che ritorna all'atmosfera senza passare dal serbatoio mare. L'acqua di una pozzanghera può evaporare e tornare dopo poco tempo con un temporale che si scatena nella stessa zona. La neve che cade oggi sulle Alpi può essere acqua evaporata due settimane prima dall'Atlantico e trasportata da venti occidentali.

Il ciclo dell'acqua, in realtà, è piuttosto un insieme di sottocicli con continui scambi di umidità fra terra, mari e atmosfera (**fig. 2.15**). Per esempio l'acqua può passare dall'oceano all'aria e ritornarvi senza passare attraverso la terra.

Durante una pioggia molte gocce non riescono a raggiungere il suolo ma evaporano ritornando direttamente all'atmosfera. Anche le acque dei fiumi o dei laghi possono tornare all'atmosfera senza passare attraverso i mari. Infine si può avere evaporazione direttamente dal terreno umido.

La **fig. 2.16** illustra le modalità con le quali si producono i deflussi superficiali (l'acqua che scorre sulla superficie dei terreni per incanalarsi nel reticolo idrografico), quelli cioè che contribuiscono alle portate disponibili nei fiumi. Una parte delle acque delle precipitazioni evapora prima ancora di giungere al suolo o appena giunta sul terreno, oppure da questo più lentamente tramite la traspirazione dei vegetali. Un'altra parte penetra nel sottosuolo e ritorna all'atmosfera, sia per evaporazione diretta, sia per traspirazione, oppure (o contemporaneamente) alimenta i deflussi tramite sorgenti ed i collegamenti falda - fiume. Un'altra parte scorre sulla superficie per alimentare direttamente i deflussi.

Questa importante frazione del ciclo delle acque terrestri può essere alterata, talora anche in modo consistente, dall'uomo, soprattutto con la "cementificazione", cioè con la realizzazione di strade, case e costruzioni varie che impermeabilizzano il terreno e limitano la penetrazione dell'acqua nel sottosuolo (**fig. 2.17**). Di conseguenza si verifica una minore alimentazione delle riserve sotterranee (preziose soprattutto per gli usi potabili), una minore disponibilità di acque nel suolo a svantaggio della vegetazione ed una maggiore alimentazione diretta dei deflussi superficiali, contribuendo così, anche se in misura limitata, alla formazione di piene rovinose in occasione delle

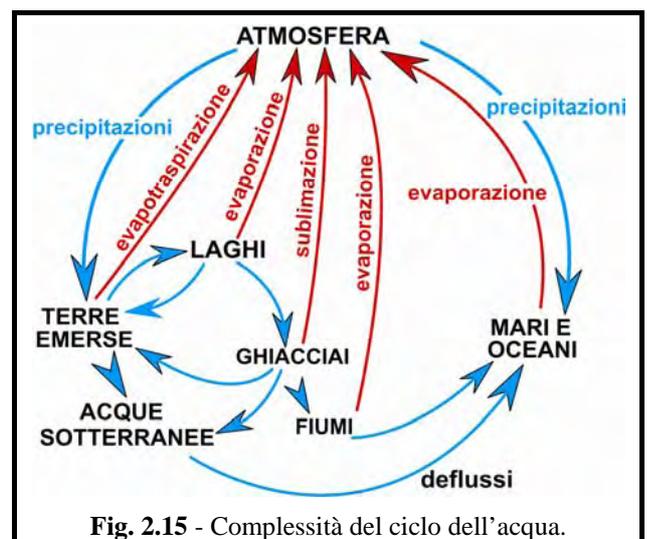


Fig. 2.15 - Complessità del ciclo dell'acqua.

manifestazioni meteorologiche intense (le alluvioni, generalmente apportatrici di morte e distruzioni). Una minore penetrazione nel suolo inoltre comporta una sottrazione dei volumi d'acqua che, in condizioni naturali incrementerebbero l'evapotraspirazione; ciò significa una minore umidità dell'aria e modificazioni climatiche a livello locale, fondamentali nel determinare le condizioni vitali per la vegetazione e per l'agricoltura. È un esempio di alterazione del ciclo dell'acqua (**schede 2.10 e 2.11** per approfondimenti).

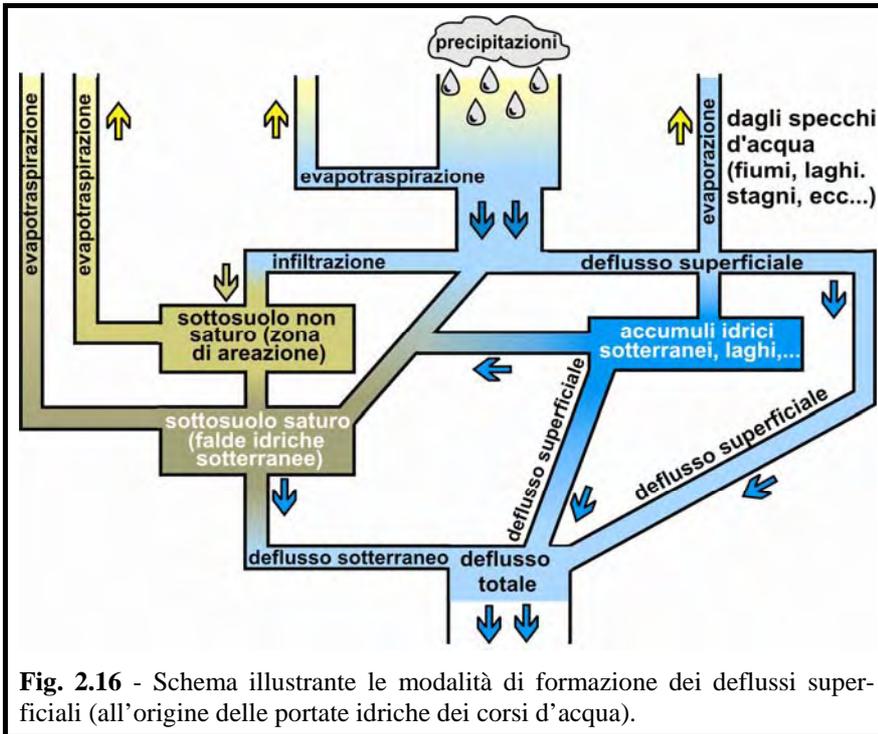


Fig. 2.16 - Schema illustrante le modalità di formazione dei deflussi superficiali (all'origine delle portate idriche dei corsi d'acqua).

Attraverso il ciclo le molecole d'acqua cambiano molte volte il loro stato di aggregazione. A livello dei ghiacciai passano dallo stato solido a quello liquido o da quello liquido nei mari, laghi e fiumi a quello gassoso nell'atmosfera e viceversa in occasione delle precipitazioni. L'acqua può passare direttamente dallo stato solido a quello gassoso (*sublimazione*) con l'evaporazione diretta dal ghiaccio, senza passaggio intermedio attraverso lo stato liquido. Oltre all'evaporazione diretta dal terreno, importante è la **traspirazione**, attraverso la quale l'acqua passa dallo stato liquido nel corpo degli animali e dei vegetali, direttamente allo stato gassoso nell'atmosfera. Un esempio è la sudorazione, un meccanismo di termoregolazione che caratterizza gli animali a sangue caldo (*omeotermi*). Ma sono soprattutto i vegetali che traspirano enormi quantità di acqua; gli ecosistemi delle foreste equatoriali liberano nell'atmosfera volumi d'acqua paragonabili a quelli che evaporano dai mari. Dunque il ciclo dell'acqua è un anello di retroazione piuttosto complesso e interagisce con i cicli della materia, in particolar modo con quelli degli **elementi biogeni** (fondamentali della biosfera: C, H, O, N).

tutto i vegetali che traspirano enormi quantità di acqua; gli ecosistemi delle foreste equatoriali liberano nell'atmosfera volumi d'acqua paragonabili a quelli che evaporano dai mari. Dunque il ciclo dell'acqua è un anello di retroazione piuttosto complesso e interagisce con i cicli della materia, in particolar modo con quelli degli **elementi biogeni** (fondamentali della biosfera: C, H, O, N).

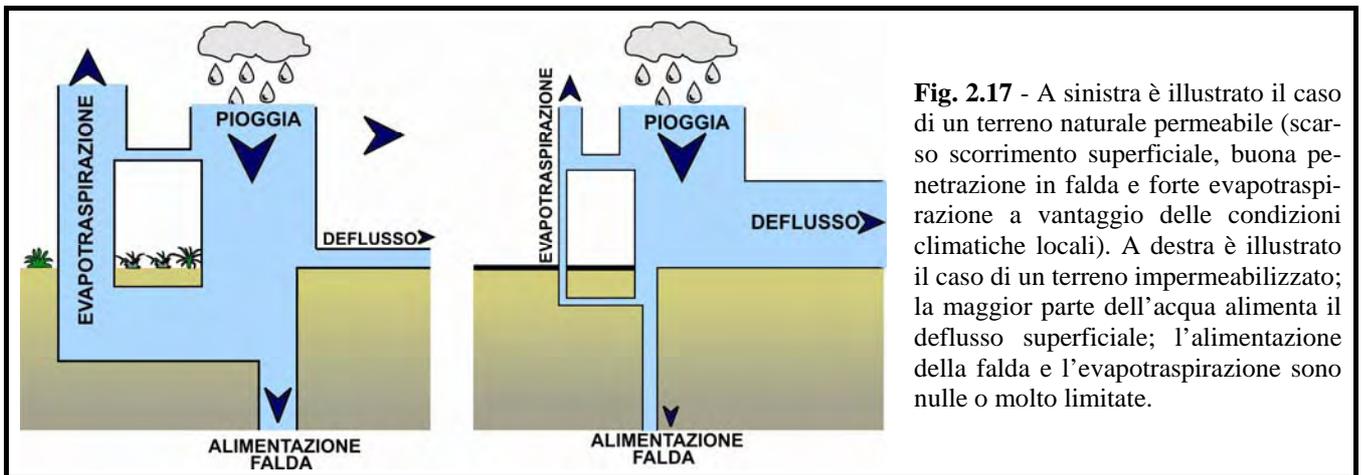


Fig. 2.17 - A sinistra è illustrato il caso di un terreno naturale permeabile (scarso scorrimento superficiale, buona penetrazione in falda e forte evapotraspirazione a vantaggio delle condizioni climatiche locali). A destra è illustrato il caso di un terreno impermeabilizzato; la maggior parte dell'acqua alimenta il deflusso superficiale; l'alimentazione della falda e l'evapotraspirazione sono nulle o molto limitate.

2.8 - Le acque dolci e salate

Se la Terra fosse una sfera completamente liscia, sarebbe interamente coperta da uno strato d'acqua profondo 3 km; in realtà gli oceani occupano una superficie di $364 \cdot 10^6 \text{ km}^2$ contro un'area totale di $510 \cdot 10^6 \text{ km}^2$ (il 71 %, poco meno di 3/4). Del volume totale dell'acqua terrestre ($1,41 \cdot 10^9 \text{ km}^3$) circa il 97 % costituisce gli oceani ($1,37 \cdot 10^9 \text{ km}^3$) distribuiti prevalentemente nell'emisfero australe. L'acqua marina è una soluzione acquosa di molti sali (**tab. 2.2**). Quello più importante è il cloruro di sodio (oltre il 27 %) che aggiunto agli altri (cloruri e solfati), porta ad un totale di concentrazione media pari al 35 %. In alcuni mari (Mar Rosso, Mediterraneo orientale, Golfo Persico) la salsedine arriva fino al 40 %. Dove l'evaporazione è molto limitata e gli apporti dei

fiumi elevati, le salinità sono più basse, anche inferiori al 5 ‰ (Golfo di Botnia o Mar d'Azov). Quasi tutta l'acqua terrestre è rappresentata da quella marina, ma la salinità non ne consente l'utilizzo da parte dell'uomo. Esso può servirsi quasi esclusivamente di acqua dolce, appena il 3 % circa dell'acqua totale.

cloruro di sodio	NaCl	27,2
cloruro di magnesio	MgCl₂	3,8
solfo di magnesio	MgSO	1,7
solfo di calcio	CaSO₄	1,3
solfo di potassio	K₂SO₄	0,9
carbonato di calcio	CaCO₂	0,1
bromuro di magnesio	MgBr₂	0,1

Tab. 2.2 Composizione media dell'acqua marina (g/kg d'acqua). La somma dei valori riportati è pari a circa 35 g/kg, espresso come 35 ‰.

Meno del 3 % delle acque terrestri sono poco salate (acque dolci) e soltanto esse sono utilizzabili dall'uomo. Le acque dei ghiacciai non sono disponibili, pur costituendo la maggior parte delle acque dolci (5/6). L'acqua allo stato gassoso e quella presente come umidità nel terreno non sono utilizzabili. La porzione disponibile è quella delle acque superficiali continentali (fiumi e laghi) e una parte di quelle sotterranee. Nell'insieme l'uomo può utilizzare non più dello 0,5 % delle acque terrestri che non a caso sono le più inquinate. L'acqua presente nelle acque correnti (fiumi e torrenti) e stagnanti (laghi, stagni, paludi) costituisce lo 0,04 % delle acque terrestri; eppure le acque continentali superficiali sono indispensabili per la vita sulle terre emerse e per le attività umane. Il dominio delle acque atmosferiche, sebbene rappresenti appena lo 0,001 % di quelle terrestri, è molto importante; esso rappresenta la fase chiave del ciclo dell'acqua; solo le acque sotterranee non sono ad esso collegate,

anche se esiste un legame indiretto attraverso il suolo. Il motore del ciclo dell'acqua è alimentato dall'energia solare; essa viene impiegata per il passaggio di stato liquido/gas; l'acqua dagli oceani, dalle terre emerse ed anche dai ghiacciai viene "sollevata" e resa disponibile per le precipitazioni, senza le quali non esisterebbero le acque continentali.

Le precipitazioni sulla superficie del globo sono molto variabili; i valori medi annui sono pari a 1.140 mm sugli oceani e 720 mm sulle terre emerse. Vi sono aree geografiche, come alcuni deserti, con piogge quasi assenti ed altre in cui si raggiungono valori superiori a 10.000 mm (il massimo medio annuo conosciuto è 11.981 mm a Mount Waichale nelle Hawaii). Il valore medio annuo per l'intero globo è 1.020 mm (per la penisola italiana è 970 mm); moltiplicando tale valore per la superficie terrestre ($5 \cdot 10^8 \text{ km}^2$) si ottiene un volume di oltre 500.000 km^3 di cui circa 4/5 ritorna come acqua condensata negli oceani e 1/5 sulle terre emerse. Nell'arco di un anno, un volume d'acqua quasi 40 volte superiore a quello presente nell'atmosfera e grande come quello dei ghiacciai, evapora e ritorna come precipitazioni passando attraverso l'atmosfera stessa; questa può essere paragonata ad un serbatoio che si riempie e si svuota 40 volte in un anno.

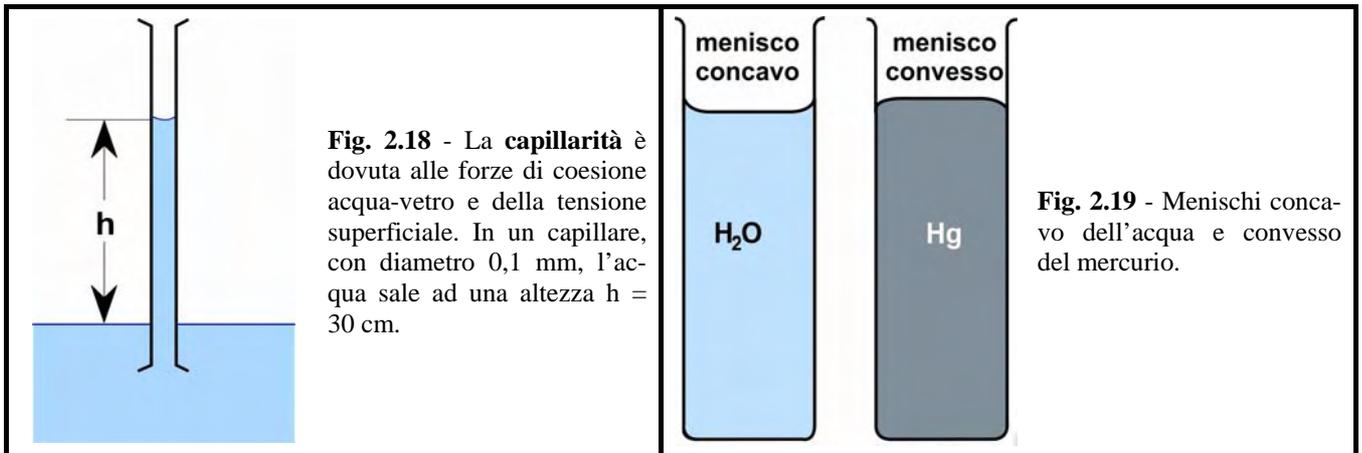
Il calore latente di evaporazione dell'acqua è 540 cal/g (**fig. 2.9**); si può calcolare il calore necessario per far evaporare 500.000 km^3 ($5 \cdot 10^{20}$ g) di acqua. Si ottiene un valore pari a $2,7 \cdot 10^{23}$ cal, più di un terzo dell'energia solare che giunge sulla superficie terrestre in un anno. La stessa quantità di energia viene restituita con il passaggio di stato inverso. L'evaporazione e le precipitazioni comportano scambi di immense quantità di energia e ciò avviene prevalentemente nel livello più basso dell'atmosfera (*troposfera*), che forma uno strato di poco oltre 11.000 m, una sottile pellicola che avvolge la Terra, con uno spessore 600 volte inferiore al suo raggio. Queste grandezze fanno comprendere come il serbatoio dell'acqua atmosferica rappresenti l'ingranaggio più importante del meccanismo che regola il ciclo dell'acqua.

2.9 - L'acqua nella terra

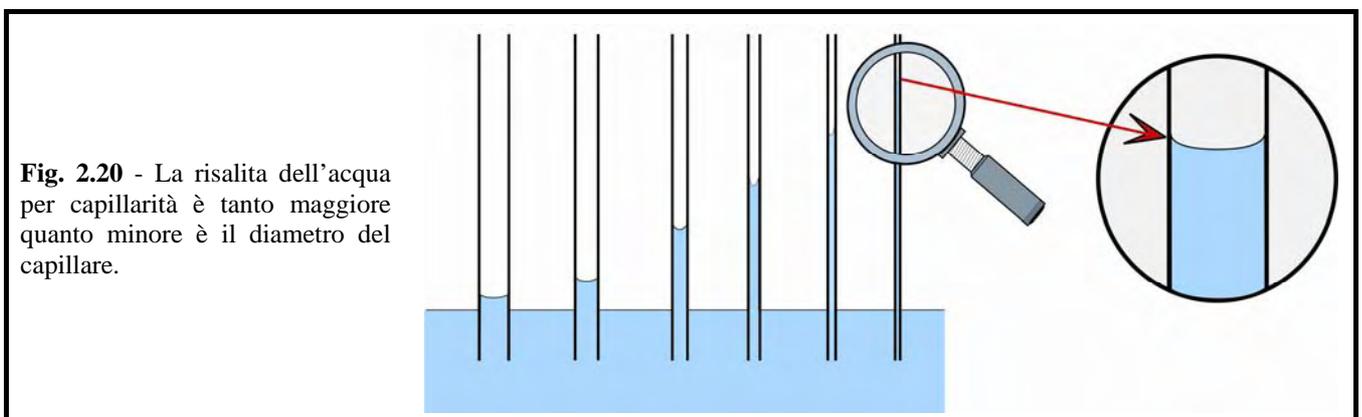
La quantità di acque dolci sotterranee è circa dieci volte quella delle acque superficiali. La terra su cui poggiamo i piedi "galleggia" su un immenso lago che ogni tanto affiora in sorgenti, pozzi, paludi,... La distribuzione dell'acqua nel sottosuolo è regolata principalmente dall'azione congiunta di due forze: quella di gravità (il peso dell'acqua) verso il basso e quella legata alla **capillarità** verso l'alto, in assenza della quale la parte più superficiale del suolo risulterebbe più asciutta e la vita sulla Terra sarebbe più difficile. Per comprendere il fenomeno della capillarità immaginiamo di immergere in un recipiente d'acqua un tubo di vetro con diametro interno inferiore al mezzo millimetro (**fig. 2.18**). Si vedrà l'acqua salire fino ad un certo livello "h" ed inoltre la sua superficie libera nel capillare sarà concava (**Fig. 2.19**). La risalita dell'acqua per capillarità è tanto maggiore quanto minore è il diametro del capillare (**fig. 2.20**).

La spiegazione di questo fenomeno sta nella natura delle molecole d'acqua. Legate le une alle altre da forze di natura elettrostatica in tutte le direzioni, esse tendono ad "aderire" ad una grande varietà di altre sostanze come il vetro, l'argilla o il terreno. Infatti quasi tutti i composti che siano costituiti anche da ossigeno, attirano l'idrogeno dell'acqua. Quando le molecole, a contatto con la sezione del tubo (o con le pareti interne di capillari sanguigni, o dei canalicoli che nelle piante portano verso l'alto le soluzioni di sali nutritivi provenienti dalle radici, o dei minuscoli anfratti fra le particelle di argilla, di sabbia e di frammenti organici che costituiscono il terreno), si

elevano aderendo alle molecole di vetro sovrastanti, si trascinano appresso le altre molecole, mentre la superficie dell'acqua (per la tensione superficiale) trascina verso l'alto l'intera colonna. Lentamente le molecole, a contatto con le pareti interne del capillare, continuano l'ascesa e l'acqua si eleva sempre di più. La salita ha termine quando il peso della colonna diventa uguale alla forza che l'ha innalzata.



Il fenomeno della capillarità è molto importante per il terreno. L'acqua si sposta dalle zone umide a quelle asciutte, tendendo a distribuirsi uniformemente a vantaggio della vegetazione che, nel suolo, affonda le proprie radici per attingere acqua ed i sali in essa disciolti. Non si deve pensare tuttavia che terreni completamente asciutti possano diventare umidi grazie all'acqua che passa da terreni abbondantemente irrigati pur se adiacenti o a quella presente a diversi metri di profondità. La "circolazione" dell'acqua fra gli interstizi delle particelle di terreno ha precisi limiti fisici. Per esempio nella sabbia l'acqua, pur se rapidamente, può risalire per capillarità per pochi decimetri. Nell'argilla (costituita da particelle più fini e quindi con interstizi più piccoli) l'acqua può risalire, ma molto più lentamente (fino a parecchi giorni), anche per quasi un metro.



La presenza di acqua nel terreno, nelle zone climaticamente fredde e temperate, in conseguenza dei passaggi di stato solido-liquido (*crioclastismo*), può essere all'origine di particolari formazioni in superficie. Nei prati umidi di alta montagna o delle regioni pianeggianti ad elevata latitudine, l'acqua può gelare durante le notti più fredde aumentando di volume e facendo gonfiare leggermente il suolo sollevandolo in certi punti; in corrispondenza di questi aumentano i "vuoti" interni che si riempiono d'acqua durante il giorno per il disgelo e si dilatano ulteriormente per il gelo della notte successiva. Il terreno si solleva sempre più in modo non uniforme, formando un insieme di **cuscinetti erbosi** fra i quali, in certi casi durante i temporali estivi, l'acqua scorre approfondendo i solchi che li dividono contribuendo così ad accentuare l'irregolarità della superficie del terreno.

Può succedere che il riscaldamento diurno non sia sufficiente per il disgelo dell'acqua nel suolo o addirittura che il gelo continui anche durante tutto il giorno (come nelle zone artiche o di alta montagna). L'acqua rimane permanentemente allo stato solido ed anzi il gelo si propaga più in profondità (fino a decine di metri); soltanto in estate avviene il disgelo, ma solo in superficie (talvolta appena pochi cm), mentre il ghiaccio permane per tutto l'anno (e per migliaia di anni se non si modifica il clima) nel terreno profondo o addirittura anche in superficie. I suoli permanentemente gelati, vengono detti **permafrost** (*permagelo*).

Con il disgelo nello strato superficiale, i materiali si "ammorbidiscono", perché resi più "plastici", non più vincolati dalla "rigidità" del ghiaccio e riducono leggermente il volume, per il minor volume specifico dell'acqua

allo stato liquido; viceversa lo strato immediatamente sottostante non subisce modificazioni conservando il suo stato di gelo. I due strati a contatto si comportano quindi diversamente: si “muove” ad ogni estate il primo, mentre rimane permanentemente “rigido” il secondo. Ciò è all’origine di particolari “disegni” in superficie per la formazione di piccole fessure allungate (simili a crepe) che si congiungono a formare poligoni, in genere di alcuni dm^2 di estensione ciascuno (analoghi a quelli che si formano nell’argilla quando si asciuga velocemente). Si tratta dei cosiddetti “suoli poligonali” che, in alcuni casi, si presentano con figure anche molto grandi, con poligoni di qualche m^2 , le cui fessure marginali possono riempirsi di ciottoli come a formare “corone” di sassi che evidenziano i limiti fra i poligoni stessi.

2.10 - L’acqua nell’aria

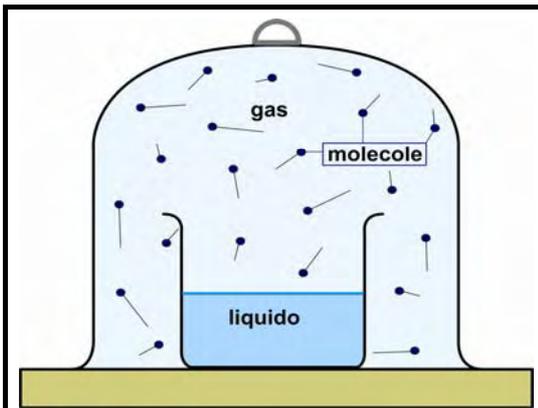


Fig. 2.21 - Una campana di vetro delimita uno spazio intorno ad un recipiente con acqua. Le molecole “evaporate” (con maggiore energia cinetica) “saturano” l’ambiente diventando così numerose che il numero di quelle che rientrano casualmente nel liquido compensa il numero di quelle che escono: si ha un equilibrio che dipende dalla temperatura del sistema

L’acqua contenuta in un recipiente aperto verso l’esterno evapora, passa allo stato di gas aumentando di volume. Il fenomeno può essere spiegato con la *teoria cinetica della materia* (scheda 2.5). Alcune molecole d’acqua subiscono urti casuali con quelle vicine con conseguente aumento della loro energia cinetica che può quindi risultare anche molto superiore a quella media di tutte le molecole del liquido. Se tali molecole si trovano vicino alla superficie acqua-aria, possono vincere le forze attrattive con le molecole circostanti e sfuggire nella fase gassosa. Dato che a lasciare il liquido sono le molecole a contenuto energetico maggiore, quelle che restano hanno energia cinetica minore e quindi la temperatura si abbassa: **l’evaporazione è accompagnata da raffreddamento**. Questo fenomeno è più evidente per i liquidi che evaporano facilmente, come per esempio l’alcool che, versato sulla pelle, determina una netta sensazione di raffreddamento.

L’evaporazione continua fino a che tutto il liquido è passato allo stato gassoso senza che vi sia stata ebollizione. Supponiamo di mettere sul recipiente una cupola di vetro (**fig. 2.21**); il livello del liquido scende fino ad un valore costante. Le molecole che sfuggono dal liquido, passando alla fase gassosa, hanno uno spazio limitato; man mano che aumenta in esso il numero di molecole, aumenta anche la probabilità che alcune, nel loro moto caotico, ritornino nel liquido. A questo punto il livello del

liquido diventa costante in quanto, in un dato tempo, il numero di molecole che “evaporano” è uguale al numero di quelle che “condensano” (equilibrio dinamico). Le molecole nella fase gassosa esercitano una pressione; il valore di tale pressione in condizioni di equilibrio viene detta **tensione di vapore**. Essa dipende dalla temperatura; innalzando questa aumenta l’energia cinetica media delle molecole; diventa quindi maggiore la frazione di quelle che possiedono energia sufficiente per evaporare e, di conseguenza, aumenta la pressione di vapore di equilibrio. La *tensione di vapore dell’acqua* (e) può anche essere espressa come la massima quantità d’acqua in grammi [g] che può essere contenuta allo stato gassoso in un determinato volume d’aria [m^3]. Essa è molto variabile con la temperatura (T); per esempio per $T = 7 \text{ }^\circ\text{C}$ la tensione di vapore è pari a $7,27 \text{ g/m}^3$, mentre sale a $17,31 \text{ g/m}^3$ con una temperatura di $30 \text{ }^\circ\text{C}$ (**fig. 2.22**).

La quantità d’acqua effettivamente contenuta allo stato gassoso nell’aria è detta **umidità assoluta** (U_a) e si misura anch’essa in g/m^3 . Il rapporto U_a/e [%] è l’**umidità relativa** (U_r). Per esempio se la quantità d’acqua allo stato gassoso effettivamente presente nell’aria fosse $U_a = 9,41 \text{ g/m}^3$, alla temperatura di $10 \text{ }^\circ\text{C}$ coinciderebbe con la tensione di vapore “ e ”; pertanto l’umidità relativa sarebbe pari a $U_r = 100 \text{ }%$ (**fig. 2.22**). Ma se la temperatura fosse più elevata, per esempio $20 \text{ }^\circ\text{C}$, il valore di “ e ” diventerebbe pari a $17,31 \text{ g/m}^3$ e quindi l’umidità relativa $U_r = U_a/E = (9,41 : 17,31) \cdot 100 = 54 \text{ }%$. In altri termini altra acqua ($100 - 54 = 46 \text{ }%$) potrebbe passare allo stato gassoso per

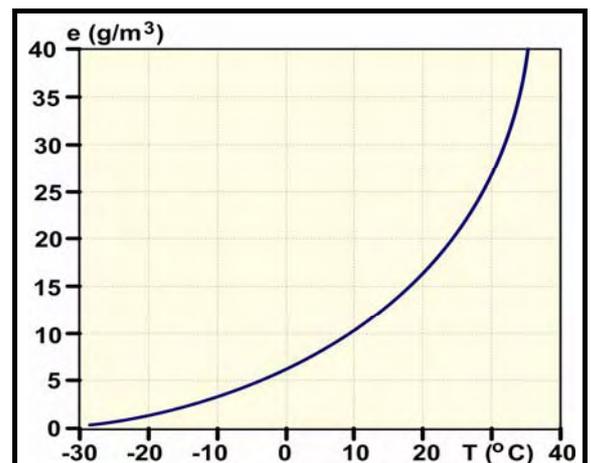


Fig. 2.22 - La **tensione di vapore** “ e ” dell’acqua [g/m^3] dipende dalla **temperatura** “ T ” dell’aria [in $^\circ\text{C}$]. Risulta più di 5 volte superiore (oltre 25 g/m^3) a $30 \text{ }^\circ\text{C}$ rispetto al valore (poco meno di 5 g/m^3) corrispondente alla temperatura di $0 \text{ }^\circ\text{C}$

saturare l'aria e cioè una quantità pari a $17,31 - 9,41 = 7,90$ g per ogni m^3 d'aria (il 46 % rispetto alla tensione di vapore). Riassumendo:

- l'umidità assoluta (U_a) è la quantità d'acqua realmente presente nell'aria;
- la tensione di vapore (e) è la quantità d'acqua massima (saturazione) che può essere contenuta allo stato gassoso nell'aria ad una data temperatura;
- l'umidità relativa (U_r) è il rapporto U_a/e [%] e fornisce indicazioni su quanta acqua potrebbe ancora passare allo stato gassoso per raggiungere la saturazione.

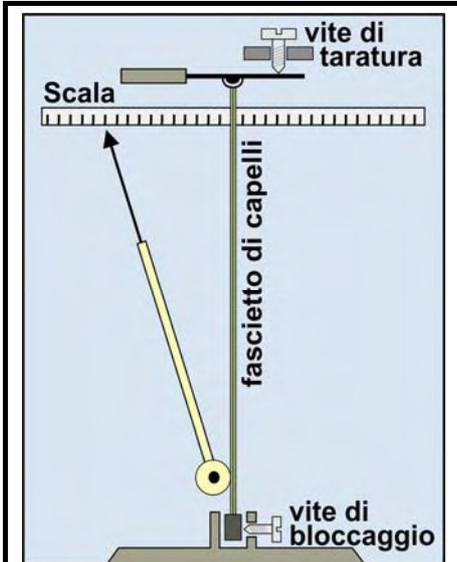


Fig. 2.23 - L'igrometro a capelli è basato sulla proprietà dei capelli di allungarsi all'aumentare dell'umidità in aria. Un **fascetto di capelli** è teso verso il basso da un peso (o da una molla) ed è vincolato ad un asse che ruota in senso orario con l'allungamento. In seguito ad una opportuna taratura un indice segnala il valore di umidità relativa % su una scala graduata.

L'umidità relativa dell'aria può essere misurata con uno strumento: l'**igrometro**. Il più semplice e diffuso (l'igrometro a capelli) è schematizzato in **fig. 2.23**. Esso è basato sulla proprietà che hanno i capelli di allungarsi all'aumentare dell'umidità relativa dell'aria.

È possibile effettuare un esperimento disponendo di un termometro e di un igrometro. Supponiamo di voler determinare il contenuto di acqua nell'aria in un'aula lunga 6 m, larga 5 m e alta 3,5 m (volume = $6 \cdot 5 \cdot 3,5 = 105 m^3$). Se il termometro segna una temperatura di $22^\circ C$, per mezzo del diagramma e/T (**fig. 2.22**) si ricava la corrispondente tensione di vapore (g/m^3). Se l'ambiente fosse saturo di vapore, l'aria presente in aula conterrebbe una quantità d'acqua pari a $(105 m^3) \cdot (19 g/m^3) = 1.995$ g, quasi due litri. Supponiamo ora che l'igrometro segni un'umidità relativa pari al 65 %; ciò significherebbe che la quantità d'acqua effettivamente presente per ogni metro cubo sia pari a $0,65 \cdot 19 g/m^3 = 12,35 g/m^3$, per un totale di quasi 1.296 g (poco meno di 1,3 litri) in tutta l'aula. In altri termini occorrerebbe che altra acqua, pari a $1.995 - 1.296 = 699$ g, evaporasse per portare l'ambiente a saturazione (umidità relativa pari al 100 %). Oppure, se ipoteticamente si potesse abbassare la temperatura fino a $13^\circ C$ circa, la tensione di vapore si abbasserebbe fino al valore di $12,35 g/m^3$; essa coinciderebbe con la quantità d'acqua effettivamente presente e l'umidità relativa diventerebbe pari al 100 %.

L'aria diventa saturo di vapore se aumenta la quantità d'acqua che passa allo stato gassoso oppure se diminuisce la temperatura. Una volta raggiunta la tensione di vapore se altra acqua evapora (o se la temperatura diminuisce ancora), altra acqua deve condensare (sistema in equilibrio), come nel caso del recipiente nella campana di vetro (**fig. 2.21**). Questo è il meccanismo con il quale si formano le nebbie o le nuvole.

Masse d'aria, già quasi sature di vapore per aver "sorvolato" un oceano o una foresta tropicale, si raffreddano nei loro spostamenti verso aree più fredde; se la diminuzione di temperatura comporta un abbassamento della tensione di vapore a valori pari o inferiori all'umidità assoluta, quella relativa raggiunge la saturazione; l'acqua oltre il 100 % condensa in goccioline che formano le nubi. Viceversa un aumento di temperatura (per esempio al sorgere del sole) determina un aumento della tensione di vapore e quindi un abbassamento dell'umidità relativa a valori inferiori al 100 % con "riassorbimento" della nebbia con il ritorno alla fase gassosa dell'acqua delle goccioline sospese nell'aria.

SCHEDA 2.1 - La superficie dell'acqua

Le piccole gocce, dovute a spruzzi, su una superficie piana (per esempio sui vetri di un'auto), tendono a mantenere la forma di mezza sfera come se l'acqua tendesse a raggrupparsi, a non spargersi. Allo stesso modo la goccia che, ingrandendosi a poco a poco, sembra stentare a staccarsi da un rubinetto non ben chiuso; come se preferisse gonfiarsi, fino a che il peso non la fa precipitare. Sembra che l'acqua sia avvolta da una pellicola elastica, la stessa che appare ricoprire la superficie di uno stagno. Piccoli insetti ($1 \div 2$ cm) "corrono", senza bagnarsi gli arti, su quella pellicola sottile che ricopre le acque tranquille in una ansa di fiume o in un lago presso la riva. Sono le "idrometre", i "gerridi", le "velie" che vivono predando altri insetti (**fig. 2.24**). L'acqua possiede una elevata **tensione superficiale** dovuta alle forze di attrazione di

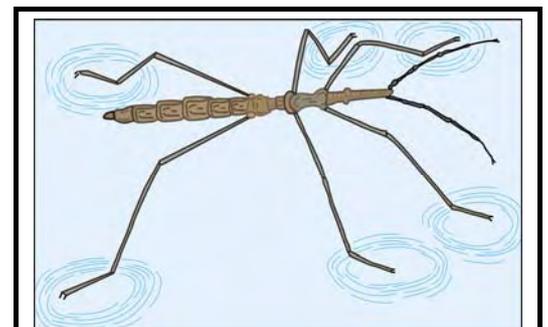


Fig. 2.24 - Sulle acque tranquille spesso si vedono insetti correre e saltare sulla superficie sfruttando la tensione superficiale.

natura elettrostatica fra i poli opposti delle molecole che, in corrispondenza della superficie acqua - aria, sono più forti determinando una condizione paragonabile a quella di una membrana elastica. Essa deve essere “lacerata” per permettere a piccoli oggetti (di densità maggiore) di affondare. Un modo per controllare le proprie doti di pazienza e di “mano ferma” è quello di provare ad appoggiare uno spillo sulla superficie dell’acqua contenuta in un bicchiere usando un paio di pinzette; una volta riusciti, con un piccolo urto, si può “aiutare” lo spillo a lacerare quella membrana per affondare.

SCHEDA 2.2 - Il tetraedro, geometria della natura

Sembra che la natura abbia eletto il tetraedro a forma geometrica solida fondamentale nella costruzione della maggior parte delle sostanze. Per comprendere le caratteristiche di questa particolare figura conviene pensare ad un cubo (**fig. 2.25**); quindi si considerino i vertici opposti di due facce quadrate fra loro parallele; si tratta di quattro vertici opposti del cubo, quelli posizionati alla massima distanza possibile tra loro. Unendo tali vertici (linee rosse in **fig. 2.25**) si ottiene un tetraedro. Esso è un solido regolare caratterizzato (ad esclusione della sfera) dal più elevato grado di simmetria (simile a quella del cubo) e dalla massima semplicità e cioè appena quattro facce, quattro spigoli e quattro vertici. Nella molecola d’acqua il centro è occupato dal nucleo dell’ossigeno, mentre i nuclei dei due atomi di idrogeno occupano due dei vertici del tetraedro; gli altri due vertici sono occupati dagli elettroni dell’ossigeno non impegnati nei legami covalenti (**fig. 2.26**).

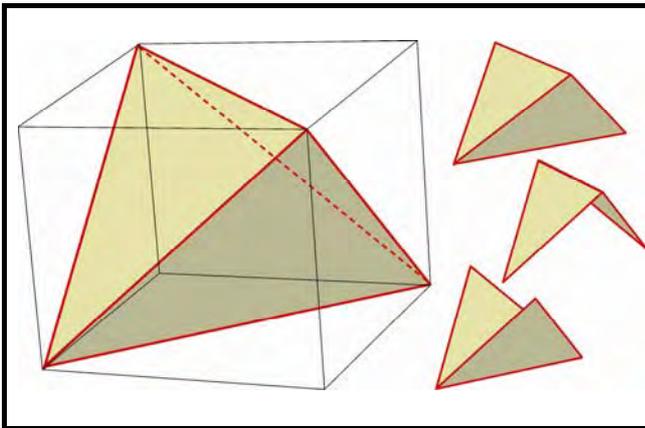


Fig. 2.25 - La figura del tetraedro si può ricavare da quella del cubo. Massima semplicità ed alta simmetria sono le qualità fondamentali di questo solido geometrico che caratterizza la forma di moltissime molecole della natura.

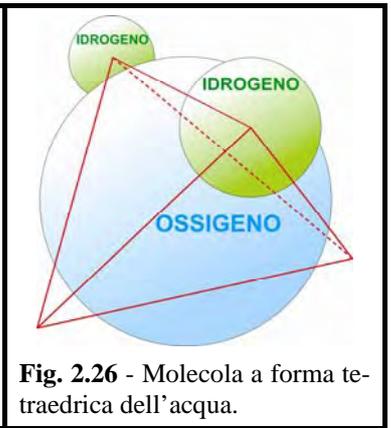


Fig. 2.26 - Molecola a forma tetraedrica dell’acqua.

Un altro esempio è rappresentato dalla molecola del Metano (CH_4), nella quale il centro del tetraedro è occupato dal nucleo del carbonio, mentre sui quattro vertici si trovano i nuclei degli atomi di idrogeno. La struttura tetraedrica è ben rappresentata, sia nel dominio minerale (nella silice), sia nel dominio dei viventi. Per esempio gli aminoacidi (componenti fondamentali delle proteine) sono molecole complesse con il nucleo di un atomo di carbonio ad occupare il centro del tetraedro, mentre i quattro vertici sono occupati da un atomo di idrogeno, da un gruppo amminico ($-\text{NH}_2$), da un gruppo carbossilico ($-\text{CO}_2\text{H}$) e da un quarto gruppo variabile a seconda del tipo di aminoacido.

In generale la forma delle molecole, quando si legano fra loro, impone ad esse determinate posizioni nello spazio, secondo precise regole geometriche, importanti nel conferire particolari caratteristiche ai materiali. Per ritornare all’acqua, la forma tetraedrica delle molecole impone posizioni reciproche in un reticolo cristallino (ghiaccio) che risulta difficilmente rappresentabile in un disegno a due dimensioni. A questo proposito la **fig. 2.27** è più realistica di quanto proposto dalla **fig. 2.3**.

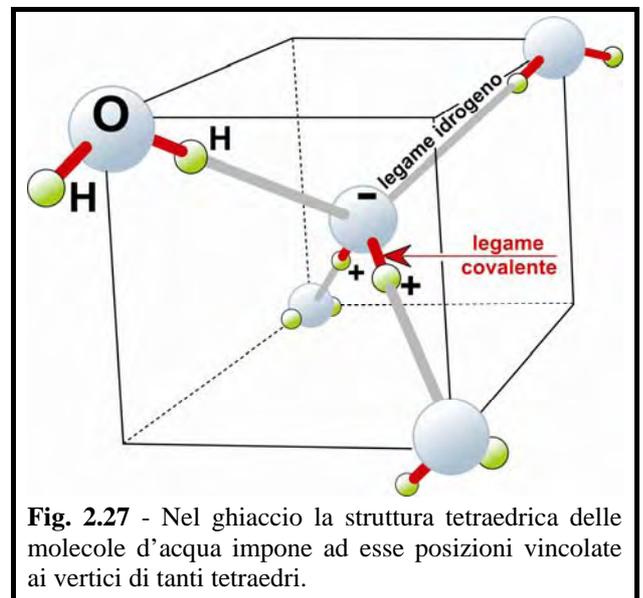
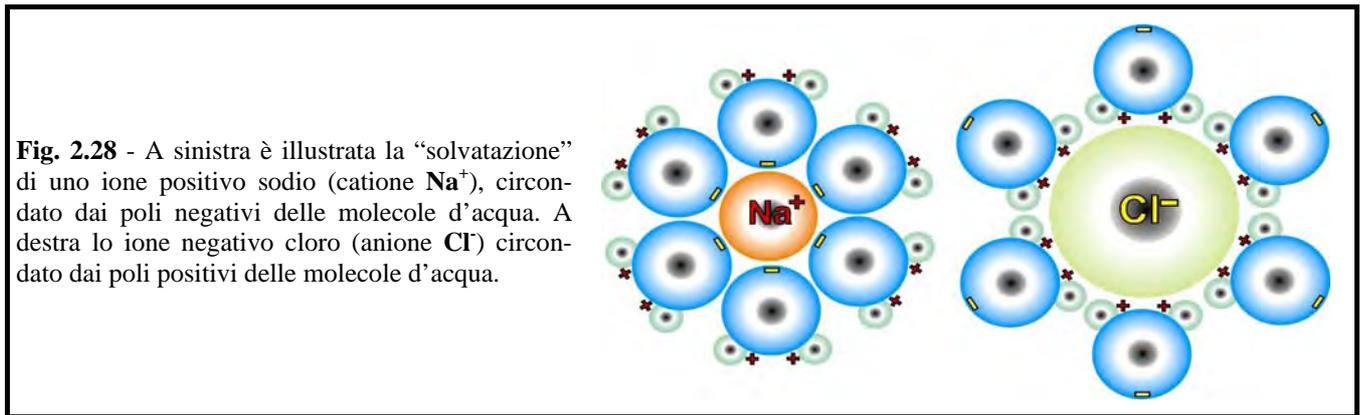


Fig. 2.27 - Nel ghiaccio la struttura tetraedrica delle molecole d’acqua impone ad esse posizioni vincolate ai vertici di tanti tetraedri.

SCHEDA 2.3 - Come il sale si scioglie in acqua

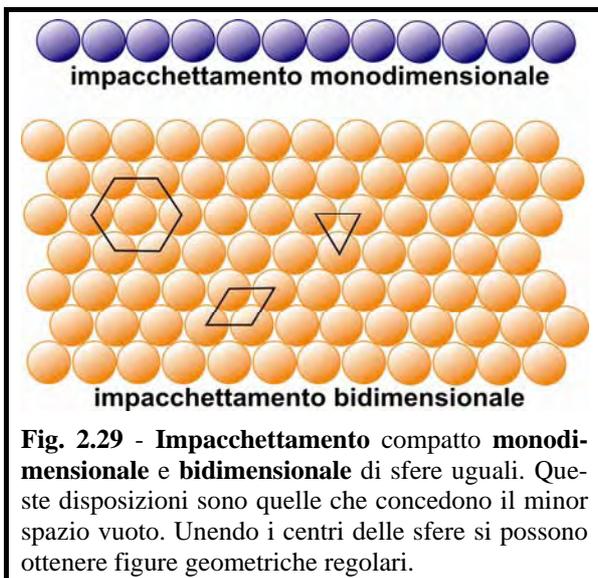
Il sale è un **soluto** mentre l’acqua è un **solvente**; il soluto, sciogliendosi nel solvente, forma una **soluzione** omogenea in cui le due parti non sono distinguibili. La facilità con cui il cloruro di sodio si scioglie in acqua è dovuta alla sua struttura ionica. Esso viene “attaccato” dalle molecole del solvente che, essendo polari, staccano gli ioni uno ad uno. Essendo lo ione cloro negativo, le molecole di acqua che lo circondano, rivolgono verso di esso le estremità positive, cioè gli atomi di idrogeno; l’anione, così circondato dalle molecole del solvente, si stacca dal solido (il granello di sale) e passa in soluzione per diventare uno ione cloro *solvatato* (cioè circondato da una pellicola di molecole di solvente che lo isolano dalla materia circostante). Intanto lo ione sodio subisce una analoga idratazione, con la differenza che le molecole d’acqua di solvatazione

rivolgono verso di esso le loro estremità negative, cioè l'atomo di ossigeno. Gli ioni cloro e sodio sono dunque ben isolati e difficilmente potranno riunirsi a ricomporre il sale solido (fig. 2.28).



L'acqua scioglie bene anche lo zucchero perché le molecole di questo sono polari, cioè hanno una estremità caricata elettricamente e quindi in grado di interagire con le molecole polari dell'acqua. Tutte le sostanze polari (ioniche o costituite da molecole polari) si sciolgono in acqua, mentre le sostanze apolari (costituite da molecole con cariche elettriche uniformemente distribuite) non sono idrosolubili. L'olio, per esempio, non si scioglie, ma se mescolato energicamente, può frammentarsi in microscopiche goccioline che si disperdono nell'acqua formando un liquido bianco (**emulsione**); lasciando riposare tale miscuglio, le goccioline d'olio si riuniscono separandosi dall'acqua, raccogliendosi su di essa con netta separazione fra le due fasi. Anche la benzina (apolare) non si scioglie nell'acqua (si scioglie però nell'olio) così come l'acetone e le sostanze grasse. Sono poche tuttavia le sostanze che non si sciolgono in acqua; questa infatti è, in natura, il solvente per eccellenza.

SCHEDA 2.4 - Esempi di strutture cristalline



Un insieme di sfere uguali possono assumere diverse disposizioni, lasciando vuoti fra loro. Le disposizioni che lasciano il minimo spazio sono dette **impacchettamenti compatti**, che permettono di porre il maggior numero di sfere in un dato volume. Per capire queste particolari disposizioni conviene partire dall'esame di quelle compatte monodimensionale e bidimensionale. La prima è un allineamento di sfere a contatto, senza interruzioni (fig. 2.29). La seconda è uno strato di sfere composto da tanti allineamenti avvicinati in modo che ogni sfera di un certo allineamento è a contatto con due sfere degli allineamenti adiacenti (fig. 2.29); quindi ogni sfera è circondata da altre sei. Nello strato così costruito si possono prendere in considerazione triangoli equilateri di lato pari al diametro delle sfere e con vertici al centro delle stesse (ma si possono immaginare altre figure geometriche regolari). I baricentri di questi triangoli vengono chiamati *lacune triangolari* (buchi) che sono in numero doppio rispetto alle sfere.

Consideriamo ora uno strato compatto orizzontale e di appoggiarvi sopra una sfera. Questa si dispone con il suo centro sulla verticale di una lacuna triangolare; disponendo uno strato compatto sopra il primo, i centri delle sfere si disporranno tutti sulle verticali delle

lacune. Sovrapponendo altri strati nello stesso modo, si ottiene un impacchettamento tridimensionale di cui la fig. 2.30 è un esempio e dove si osserva che ogni sfera è circondata da altre 12. Vi possono essere altri modi di sovrapporre i diversi strati, ma questo, caratterizzato da una *simmetria esagonale*, sembra meglio soddisfare caratteristiche di economicità in natura, tanto che si possono verificare numerose convergenze in campi molto distanti fra loro: poligoni di disseccamento dei suoli argillosi, fessurazione dei basalti colonnari, disegno dei favi delle api,...

Consideriamo come esempio l'oro; esso si può rinvenire sotto forma di pepite (frammenti delle dimensioni di piccole pietre); basti ricordare l'epopea dei cercatori d'oro il cui sogno prevalente era costituito dal rinvenimento di grosse pepite e quindi dal facile arricchimento. Gli atomi di oro si possono paragonare a tante sfere tutte uguali. Immaginiamo di disporre un certo numero su un piano in modo da attaccarle le une alle altre a formare delle file. Le diverse file vengono poi attaccate a formare gruppi paralleli e quindi un piano di sfere, i centri delle quali stanno ai vertici di quadrati e dove ciascuna è circondata da altre quattro (fig. 2.31). Con lo stesso procedimento costruiamo un altro piano di sfere identico al primo. Successivamente disponiamo i due piani in modo che ciascuna sfera di quello sovrastante si sovrapponga agli spazi lasciati liberi fra gruppi di quattro sfere del piano sottostante. Procediamo collocando altri piani con lo stesso criterio. In tal modo, escludendo le sfere ai

marginii della struttura che abbiamo immaginato di costruire, quasi tutte saranno a contatto con dodici sfere: quattro del piano sottostante, quattro del proprio piano e del piano sovrastante. Si tratta di un impacchettamento simile al precedente, ma dove i centri delle sfere, per ogni piano, formano quadrati invece che esagoni o triangoli.

Abbiamo visto che fra gli elementi nel regno minerale ve ne sono alcuni (oltre all'ossigeno e al silicio), quali alluminio (Al), ferro (Fe), nichel (Ni), magnesio (Mg), potassio (K), calcio (Ca), ecc... relativamente abbondanti; sono metalli che, nella maggior parte dei casi, in natura, si presentano legati con altri elementi a formare dei composti come la pirite (FeS₂), la blenda (ZnS), la galena (PbS), che sono tutti solfuri (composti con lo zolfo) o come la fluorite (CaF₂), la silvite (KCl), il corindone (Al₂O₃), ecc... Allo stato elementare i metalli sono rarissimi (nativi); nella maggior parte dei casi essi vengono "estratti" con procedimenti chimici industriali dai composti prima citati. Ma qual è la struttura chimica degli elementi metallici, come si dispongono gli atomi nello spazio? In genere vi è un solo elettrone nel guscio elettronico più esterno (che potrebbe essere saturato con due); allora due atomi potrebbero fondere parzialmente i loro orbitali instaurando un legame covalente e formando una molecola biatomica (costituita da due atomi uguali). Rimane il problema di come tali molecole possano poi unirsi per formare una massa dura e compatta come quella della maggior parte dei metalli; inoltre un simile modello non è in grado di spiegare le proprietà fisiche che caratterizzano tali materiali.

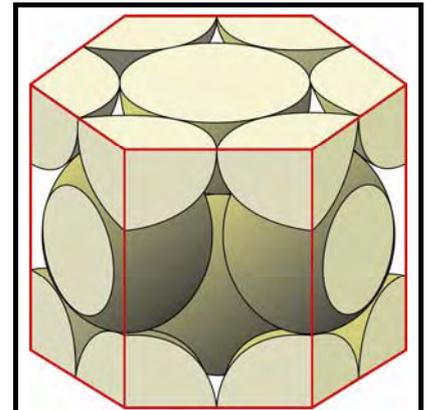


Fig. 2.30 - Esempio di impacchettamento compatto tridimensionale: ogni sfera è circondata da altre 12.

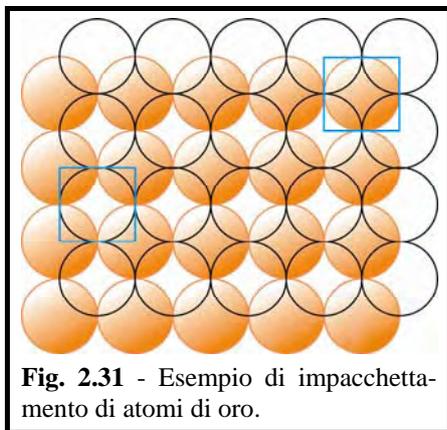


Fig. 2.31 - Esempio di impacchettamento di atomi di oro.

In realtà gli atomi di un metallo si dispongono come sfere in un impacchettamento tridimensionale compatto dove fondono un dodicesimo del proprio orbitale con ciascuno dei dodici atomi che lo circondano (esistono altri tipi di impacchettamento compatto per i quali valgono le stesse considerazioni). È una struttura solida, dove gli elettroni coinvolti in questo legame multidirezionale, non appartengono ad un solo nucleo o a una coppia di nuclei, ma ad un insieme di atomi, passando dall'uno all'altro (*elettroni mobili*). Ciò spiega la *conducibilità* dei metalli. Sappiamo dalla fisica che la corrente elettrica è il movimento di elettroni entro i conduttori e il fatto che i metalli dispongano di tali particelle relativamente libere di muoversi li rende adatti al trasporto di energia elettrica. È un esempio che dimostra che **lo studio del modo in cui gli atomi e le molecole si dispongono nello spazio** (uno dei capitoli della mineralogia) **fornisce molte spiegazioni del comportamento fisico delle sostanze**; fatto questo che trova numerose applicazioni nel campo delle tecnologie dei materiali.

SCHEDA 2.5 - Il movimento nell'acqua

Il botanico scozzese R. BROWN, nel 1827, osservò che minuscoli granuli di polline, immersi in acqua e osservati al microscopio, erano in continuo movimento, si agitavano senza mai fermarsi. Inizialmente lo scienziato pensò ad una presenza di vitalità nel polline; poi constatò che lo stesso fenomeno si verificava anche per altre minuscole particelle che nulla avevano a che fare con i viventi. Oggi sappiamo che sono le molecole d'acqua, in continuo movimento che, colpendo ripetutamente quei granuli, conferiscono loro una apparente vitalità. Questa è una nozione estremamente importante: *in ogni sostanza, le molecole o gli atomi che la compongono non sono mai fermi, ma in continuo movimento in funzione dell'energia posseduta.*

Tentiamo una spiegazione per mezzo di un modello. Supponiamo di disporre di tante palline da ping-pong e piccole molle metalliche, tipo quelle delle penne a sfera. Ogni pallina potrebbe essere attaccata ad altre quattro per mezzo delle estremità delle molle, facendo in modo che vi sia sempre un angolo fisso di poco meno di un terzo di giro fra le molle stesse. Al di là della costruzione precisa bisogna immaginare una struttura a tre dimensioni, costituita da tante palline tenute insieme da molle; le prime rappresentano idealmente le molecole d'acqua e le seconde quelle forze di attrazione di natura elettrostatica fra poli di carica opposta (rappresentate in **fig. 2.3**). Sembrerà di vedere un complesso reticolo ordinato nello spazio con simmetrie assimilabili a tanti esagoni da qualunque direzione si guardi (**fig. 2.9**).

Questo modello rappresenta il ghiaccio che, in condizioni particolari, si presenta come delicate stelline esagonali la cui simmetria è la conseguenza del reticolo di molecole ordinate nello spazio (**fig. 2.32**). In realtà le molecole, nel ghiaccio, non sono ferme (lo sarebbero alla temperatura di - 273 °C) ma in continuo movimento. Tornando al nostro modello, ciò significa dare piccoli urti al tavolo su cui esso è appoggiato; vedremmo allora che, in virtù dell'elasticità delle molle, le palline "traballerebbero" vistosamente. Scaldare il ghiaccio significa fornire energia alle molecole: esse aumentano il loro movimento. Nel nostro modello significa urtare più decisamente il tavolo. Se gli urti sono sempre più



Fig. 2.32 - L'ordine e la simmetria con cui le molecole d'acqua sono disposte nello spazio a formare il reticolo cristallino del ghiaccio, spesso portano alla formazione di delicate stelline esagonali (per esempio i piccoli fiocchi di neve o di brina).

“energetici” (se scaldiamo ulteriormente il ghiaccio) le palline si muoveranno a tal punto che qualche molla comincerà a staccarsi (le molecole d’acqua acquisteranno tanta energia cinetica o di movimento che qualcuna, o qualche gruppo, si stacca dalle altre) e il nostro modello si rompe in pezzi più piccoli o in palline separate che cadono dal tavolo (il ghiaccio fonde, la temperatura ha raggiunto 0 °C). Nell’acqua quindi le molecole sono parzialmente libere di muoversi, solo in parte ostacolate dalle reciproche forze di attrazione. Fornendo energia (scaldando ancora) aumenta la velocità con cui si muovono le molecole, diventando più libere di muoversi, fino a diventare completamente indipendenti le une dalle altre, non essendo più sufficienti le forze di attrazione a tenerle vincolate. Sopra i 100 °C, in condizioni normali, l’acqua può esistere solo allo stato di gas (porzione superiore della **fig. 2.9**).

Abbiamo appena visto che, in condizioni normali, l’acqua esiste nella fase di liquido entro un campo di temperatura superiore a zero (**punto di congelamento** o **punto crioscopico**) e inferiore a cento gradi (**punto di ebollizione**). Tale campo può ampliarsi aggiungendo un soluto. Aggiungendo sale all’acqua si ottiene una soluzione il cui punto di congelamento scende tanto più al di sotto dello 0 °C, quanto maggiore è la concentrazione. In virtù di questo principio viene utilizzato il sale denaturato da spargere sulle strade e sui marciapiedi per diminuire le probabilità di gelate. L’acqua di mare è una soluzione con concentrazione intorno a 35 grammi di sali in un litro (soprattutto cloruri di sodio e di magnesio e solfato di magnesio); in questo modo l’acqua marina congela a due gradi sotto lo zero. Questo è un grande vantaggio in quanto la superficie dei mari sgombri da ghiaccio, nelle zone geografiche climaticamente fredde, è notevolmente superiore a quella che ci sarebbe se l’acqua marina congelasse a zero gradi (il ghiaccio è sempre svantaggioso per gli organismi viventi e per le attività umane).

acqua	1,000	diamante	0,104	piombo	0,031
ghiaccio	0,49	ferro	0,11	porcellana	0,260
acciaio	0,11	glicerina	0,540	potassio	0,177
alcol	0,535	grafite	0,170	quarzo	0,188
alluminio	0,215	magnesio	0,25	rame	0,092
ammoniaca	1,098	mercurio	0,033	sodio	0,295
argento	0,049	olio d’oliva	0,471	vetro	0,190
calcio	0,149	oro	0,031	zinco	0,091

Tab. 2.3 - Calori specifici [cal/g/°C] di alcune sostanze confrontate con l’acqua e il ghiaccio.

Scaldando o raffreddando, si determina un aumento o una diminuzione dell’energia di movimento delle molecole d’acqua. Quando si scalda dell’acqua, l’energia fornita è utilizzata soprattutto per contrastare le forze di coesione che vincolano le molecole, impedendo loro di muoversi liberamente. Lo stesso discorso vale, all’inverso, per il raffreddamento. È come se l’insieme di quelle forze di coesione costituissero una sorta di “serbatoio” che accumula e che restituisce energia. Il risultato è che occorre fornire o sottrarre molto calore per aumentare o diminuire di poco la temperatura: *l’acqua ha un elevato calore specifico (tab. 2.3)*. Le masse dei mari e dei grandi laghi quindi si raffreddano e si scaldano lentamente senza subire improvvise escursioni

termiche, attenuando anche quelle delle terre emerse circostanti (che sono perciò caratterizzate da un clima con estati meno calde e inverni meno rigidi). Solo l’acqua dei piccoli ruscelli e dei piccoli stagni può subire brusche variazioni termiche, ma sempre meno repentine rispetto all’atmosfera circostante. Negli ambienti acquatici, dunque, si hanno leggere variazioni di temperatura fra il giorno e la notte, mentre i cambiamenti stagionali sono gradualmente e le temperature estreme meno accentuate. In tali condizioni la maggior parte degli organismi sono *eterotermi* (a sangue freddo), perché non hanno bisogno di adattarsi a forti escursioni termiche giornaliere e stagionali, e *stenotermi*, in grado di vivere bene entro non ampi limiti di temperatura.

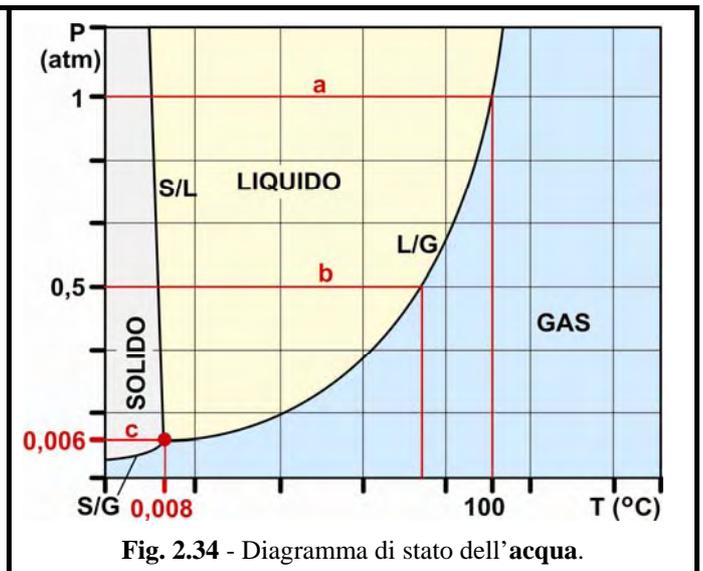
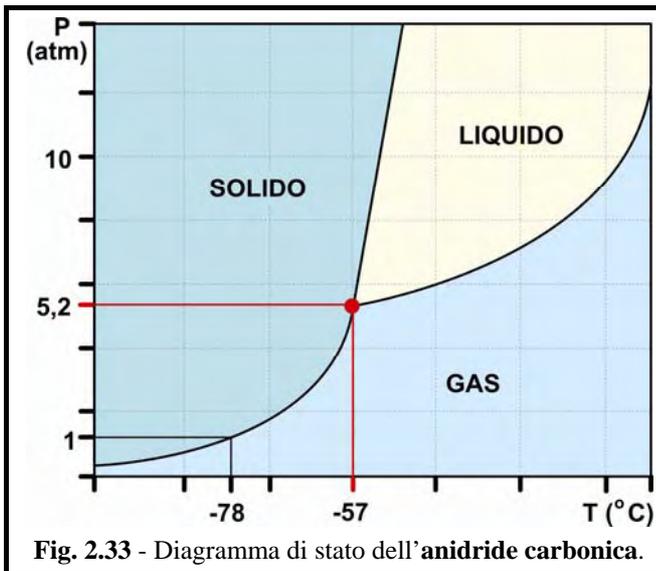
Il precedente modello delle palline si può utilizzare per spiegare altre caratteristiche dell’acqua. La **viscosità** è circa 100 volte superiore a quella dell’aria; quindi il movimento per gli organismi degli ambienti acquatici è più difficoltoso che per quelli terrestri. Non a caso la forma affusolata dei pesci viene spesso presa a miglior esempio della idrodinamicità, caratteristica adatta al mezzo acquoso che offre molta resistenza al movimento (in cambio si ha una spinta idrostatica che elimina il problema al corpo di essere sostenuto da zampe, condizione necessaria invece per i tetrapodi terrestri). La viscosità diminuisce all’aumentare della temperatura. La maggiore energia di movimento delle molecole dell’acqua più calda, determina un indebolimento delle forze di coesione con conseguente diminuzione della viscosità (il 30 % in meno quando si passa da 5 a 20 °C); se non fosse per il rischio di prendersi una polmonite, si nuoterebbe meglio nell’acqua fredda.

SCHEDE 2.6 - Diagrammi di stato pressione/temperatura

Fino ad ora abbiamo considerato gli stati della materia, e i relativi cambiamenti di stato, immaginando di modificare esclusivamente la temperatura; così abbiamo visto che una sostanza può esistere, entro determinati campi termici, nei diversi stati. Per esempio il Bario (Ba) è solido al di sotto di 850 °C, è liquido fra le temperature 850 ÷ 1.500 °C, è gassoso sopra i 1.500 °C; i due valori termici sono rispettivamente i punti di fusione e di ebollizione (oppure di solidificazione e di liquefazione). Ma tutti i ragionamenti presupponevano, implicitamente, di trascurare un’altra variabile, oltre alla temperatura, in grado di influenzare tali fenomeni; si è sempre considerata la pressione costante, uguale a quella standard, cioè pari al valore di una atmosfera (1 atm). Ciò non dovrebbe preoccuparci dato che viviamo sulla superficie della Terra, dove la pressione atmosferica è sempre la stessa, salvo piccole variazioni non superiori al 10 % in conseguenza delle vicende meteorologiche. Inoltre l’esperienza dimostra che occorrono variazioni ben superiori al 10 % per avere influenze sensibili nei cambiamenti di stato. Ma la Terra non è fatta solo di superficie e a noi interessano tutti i fenomeni naturali, compresi quelli che si manifestano sotto i nostri piedi fino, al limite, al centro del pianeta. A questo punto, dato che le pressioni alle quali sono sottoposti i materiali della crosta profonda, del mantello e del nucleo sono straordinariamente superiori a quella standard (20.000 atm a 70 km di profondità ed oltre 100.000 atm a 300 km sotto la crosta), è opportuno considerare quanto detto alla luce di questa seconda variabile.

Le relazioni tra gli stati solido, liquido e gassoso di una sostanza, in funzione della temperatura e della pressione, sono riassunti in un grafico detto **diagramma di stato** o **di fase**, caratteristico di ciascuna sostanza e ricavato da osservazioni sperimentali. La **fig. 2.33** rappresenta il diagramma di stato dell'anidride carbonica, dove ogni punto è individuato da due coordinate, l'ascissa che riporta le temperature e l'ordinata che riporta le pressioni. Il grafico è delimitato da linee che individuano delle regioni ciascuna rappresentante una fase; tutti i punti all'interno della regione liquido rappresentano le possibili condizioni temperatura/pressione compatibili con quello stato. Le linee che separano le fasi sono dette **curve di equilibrio**; l'intersezione tra queste linee rappresenta il **punto triplo** in cui tutte e tre le fasi sono in equilibrio (alla temperatura di $-57\text{ }^{\circ}\text{C}$ e con una pressione di $5,2\text{ atm}$, la CO_2 può esistere simultaneamente nei tre stati).

Alle temperature caratteristiche della superficie della Terra e alla normale pressione atmosferica, l'anidride carbonica si trova allo stato gassoso. Non può esistere allo stato liquido a pressioni inferiori a $5,2\text{ atm}$ per qualunque temperatura e non può esistere allo stato solido a temperature superiori a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ per qualunque pressione. La linea di equilibrio solido - liquido è leggermente inclinata a destra; ciò significa che il passaggio dallo stato liquido a quello solido (al diminuire della temperatura) è favorito dall'aumento di pressione. A pressione maggiore la solidificazione avviene a temperature più elevate perché la CO_2 (come quasi tutte le altre sostanze) allo stato solido occupa minor volume che allo stato liquido; quindi un materiale, in un ambiente ad alta temperatura, ma costretto allo stato solido da una elevata pressione, può fondere per semplice diminuzione della pressione stessa pur conservando una uguale temperatura.



Il diagramma di stato dell'acqua (**fig. 2.34**) ha una caratteristica anomala rispetto alla maggior parte delle sostanze conosciute in quanto la linea di equilibrio solido - liquido è leggermente inclinata a sinistra (invece che a destra); infatti l' H_2O , allo stato solido occupa un volume più grande rispetto allo stato liquido (ha densità minore e quindi, fatto straordinario rispetto ad altre sostanze, il ghiaccio galleggia sull'acqua).

SCHEDA 2.7 - La trasparenza negli ambienti acquatici

L'estinzione completa della luce in un mare molto limpido può avvenire anche a ben 500 m sotto la superficie; a profondità così grandi i nostri occhi non vedrebbero che buio e comunque non vi è energia luminosa sufficiente per la fotosintesi. Per misurare le debolissime quantità di luce che arrivano così in basso sarebbe necessario esporre una sensibilissima lastra fotografica per lungo tempo. Ciò che interessa alla vita è la profondità alla quale arriva abbondante la luce, usando, come criterio, il valore necessario a sostenere efficacemente il processo di fotosintesi, che è all'origine di tutte le manifestazioni vitali. Lo strato d'acqua dove la luce arriva abbondante è detto **zona fotica**, il cui limite inferiore è molto variabile (da decimetri a decametri nei mari e nei laghi) a seconda della trasparenza. Il dominio delle acque profonde, dove non arriva luce (buio apparente, insufficiente per i vegetali acquatici), è detto **zona afotica**. Il passaggio fra le due è più o meno graduale a caratterizza una fascia intermedia, detta **zona oligofotica** (**fig. 2.35**). La distinzione di queste fasce è molto importante negli studi di *idrobiologia*, sia nel campo della *biologia marina*, sia in quello della *limnologia* (scienza dei laghi),

SCHEDA 2.8 - Esperimento sulla densità dell'acqua

Versiamo alcune gocce di inchiostro in un beker con acqua fredda ed osserviamo con quali modalità la sostanza scura si diffonde nel liquido. Ripetiamo lo stesso esperimento, ma questa volta scaldando l'acqua dal basso (per esempio fino alla temperatura di $70\text{ }^{\circ}\text{C}$ ÷ $80\text{ }^{\circ}\text{C}$); in brevissimo tempo, tutta l'acqua nel beker si tinge di scuro in modo omogeneo. Per interpretare il diverso comportamento dell'acqua fredda e dell'acqua scaldata dal basso conviene procedere ad un secondo esperimento (**fig. 2.36**). Introduciamo alcune gocce di inchiostro in una provetta colma d'acqua fredda (quella del rubinetto); si verificherà

più o meno lo stesso fenomeno già osservato nel primo beker. Scaldiamo ora la parte superiore di una seconda provetta con acqua fino a quando vediamo lo sviluppo di bollicine (cioè l'inizio dell'ebollizione solo nella porzione superficiale). Quindi aggiungiamo alcune gocce di inchiostro ed osserviamo. Sulla sommità della seconda provetta risulta uno strato di acqua calda sporca di inchiostro che non si mescola con l'acqua sottostante fredda e pulita. Muovendo leggermente la provetta o inserendo il bulbo di un termometro a pescare sia nello strato superficiale (dove si registra una temperatura intorno a $60 \div 80$ °C), sia in quello profondo (con temperatura intorno ai 20 °C), il mescolamento non avviene. Sembra che fra i due strati sia presente una sorta di barriera fisica che si oppone persino ai movimenti indotti dalla manipolazione della provetta. Se lasciamo riposare la provetta, con il passare dei minuti, la temperatura dell'acqua superficiale si abbassa diventando più simile a quella dell'acqua sottostante. Con il diminuire della differenza di temperatura i due strati di acqua tendono lentamente a mescolarsi, segno evidente che la barriera che prima impediva il rimescolamento era dovuto alla differenza di temperatura. L'acqua calda stava sopra quella fredda; la prima era più "leggera", pertanto "galleggiava" sulla seconda.

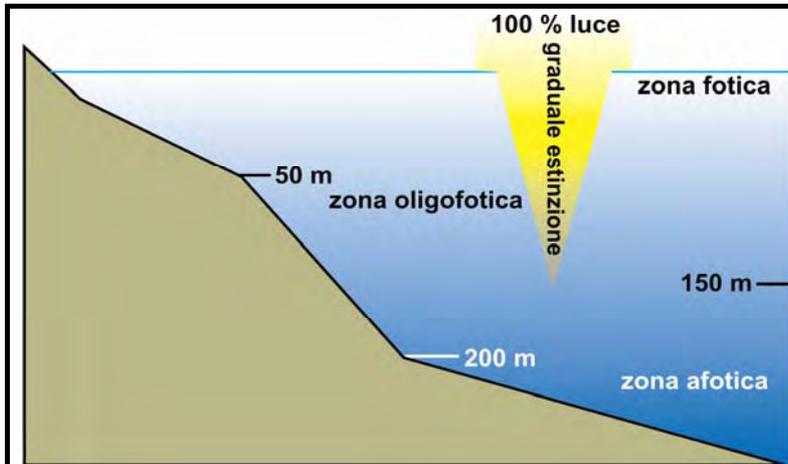


Fig. 2.35 - Suddivisione degli ambienti in acque lacustri e marine in funzione dell'assorbimento della luce.

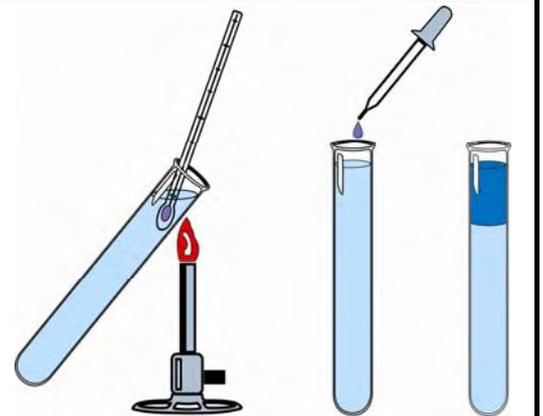


Fig. 2.36 - Dimostrazione sperimentale della mancanza di mescolamento tra acqua fredda e acqua calda.

SCHEDA 2.9 - Stratificazione termica nei mari e nei laghi

Misurando la temperatura dell'acqua a varie profondità durante l'estate nei mari e nei laghi, si apprezza il fenomeno della **stratificazione termica**. La massa d'acqua, nei mesi estivi, si presenta stratificata in una zona superiore calda (**epilimnio**) ed in una zona più fredda (**ipolimnio**), separate da una zona di transizione (**metalimnio**) in cui si ha un brusco abbassamento dei valori termici (**fig. 2.37**).

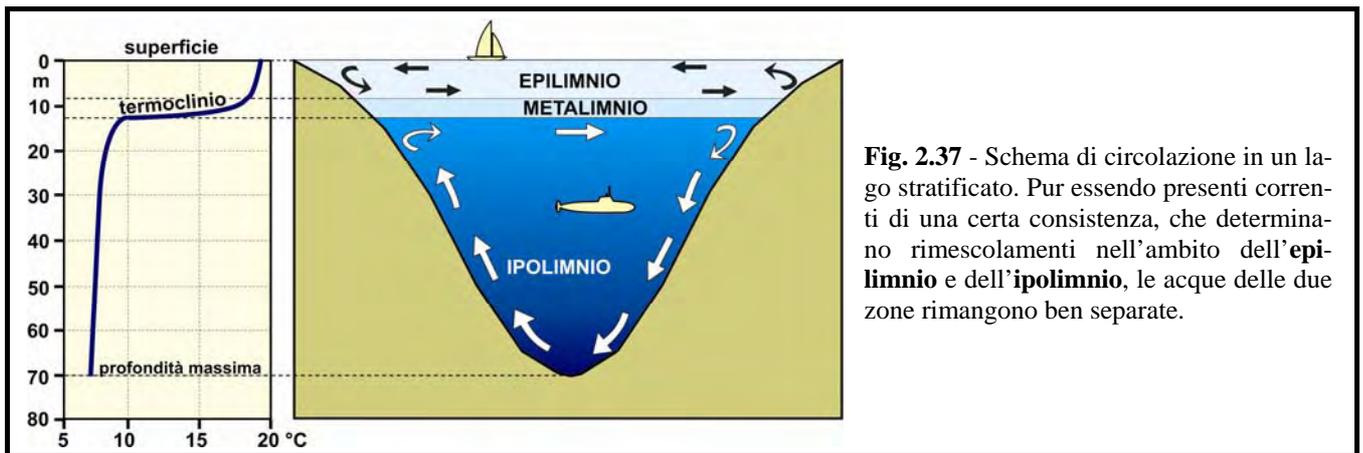


Fig. 2.37 - Schema di circolazione in un lago stratificato. Pur essendo presenti correnti di una certa consistenza, che determinano rimescolamenti nell'ambito dell'**epilimnio** e dell'**ipolimnio**, le acque delle due zone rimangono ben separate.

Dato che l'acqua, a seconda della temperatura, varia la propria densità, l'epilimnio tende a separarsi "galleggiando" sugli strati sottostanti. Viene così ostacolato il rimescolamento dell'intera massa d'acqua (un po' come avviene nella provetta della **fig. 2.36**); di conseguenza nell'ipolimnio non avviene il rimpiazzo dell'ossigeno consumato nei processi metabolici dell'idrofauna di profondità e degli organismi decompositori. Se una tale situazione dovesse mantenersi indefinitamente, la sopravvivenza della biocenosi lacustre potrebbe essere messa in forse per il sopravvenire della totale anossia nelle acque profonde. Oppure se la quantità di nutrienti nelle acque superficiali fosse molto elevata, da determinare una eccessiva crescita di alghe, la quantità di materiale organico che si accumula sul fondo potrebbe risultare così grande che tutto l'ossigeno verrebbe demolito (anossia) prima del termine della stagione estiva. La sostanza organica non decomposta si accumulerebbe nei sedimenti formando depositi scuri. L'anossia che si manifesta nei fondali dei mari e dei laghi è conseguenza

dell'eccessiva produzione vegetale o, in altri termini, dell'**eutrofizzazione**, fenomeno che ha colpito numerosi laghi italiani e l'Adriatico.

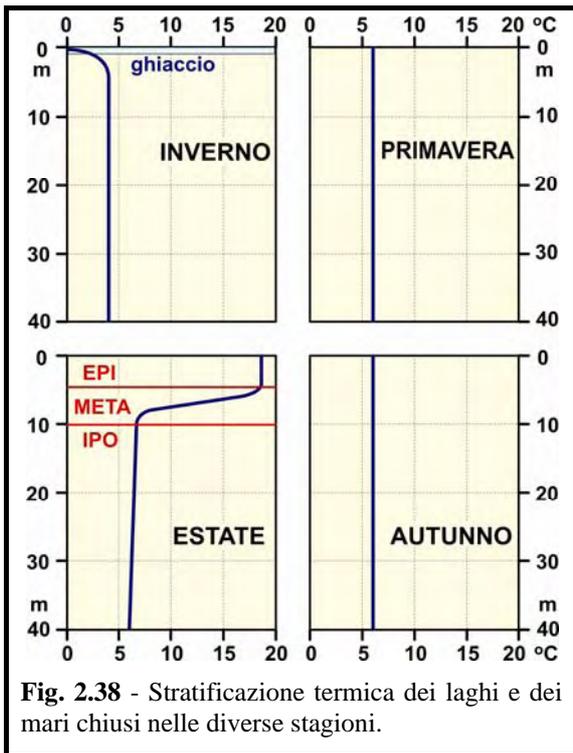


Fig. 2.38 - Stratificazione termica dei laghi e dei mari chiusi nelle diverse stagioni.

Con l'autunno lo strato superficiale, non più scaldato a sufficienza dai raggi solari, cede progressivamente calore all'ambiente esterno, fino a raggiungere una temperatura simile a quella degli strati sottostanti. L'acqua, diventata più "pesante", scende sul fondo fino a che, in tempi più o meno lunghi a seconda della profondità del lago, tutta la massa d'acqua assume la stessa temperatura (generalmente pochi °C, non superiore a 10 °C e mai inferiore a 4 °C, temperatura corrispondente alla massima densità dell'acqua). L'*omotermita* così raggiunta rende possibile il trasferimento all'ipolimnio dell'ossigeno abbondante nell'epilimnio: le acque profonde del lago o del mare ricevono una "boccata d'ossigeno", essenziale al mantenimento dei processi vitali (**fig. 2.38**). Questa situazione, a parte un piccolo strato superficiale, con acque talvolta più fredde e con l'eventuale formazione di ghiaccio nei mesi più rigidi dell'inverno, perdura fino alla tarda primavera quando il Sole irradia energia sufficiente per instaurare nuovamente le condizioni per la stratificazione termica.

SCHEDA 2.10 - L'influenza delle attività umane

Le attività umane influenzano, in modo più o meno importante e a seconda dei luoghi sulla Terra, il ciclo dell'acqua. Schematicamente ricordiamo:

- i bacini artificiali modificano i regimi delle acque superficiali continentali; l'uomo ha contribuito ad aumentare il volume delle ac-

- que dei laghi (quello totale dei laghi artificiali nel mondo è quasi 2.000 km³);
- l'irrigazione, che in molte aree geografiche, nelle stagioni calde, comporta la totale sottrazione d'acqua dai fiumi (**fig. 2.39**), incrementa l'umidità del suolo e quindi l'evapotraspirazione;
- la deforestazione altera alcune fasi del ciclo dell'acqua; i processi di traspirazione delle foreste equatoriali sono una componente importante del passaggio dell'acqua all'atmosfera;
- i prelievi idrici dai fiumi e dal sottosuolo, per usi industriali e civili, hanno assunto proporzioni enormi, comportando problemi anche per gli approvvigionamenti potabili;
- le modificazioni climatiche indotte dalle attività umane (effetto serra, buco nell'ozono, inquinamenti termici,...) inducono variazioni dell'entità, distribuzione e frequenza delle precipitazioni con effetti sulle disponibilità delle risorse idriche;
- dopo gli oceani i ghiacciai costituiscono il "serbatoio" più grande; essi partecipano al ciclo dell'acqua inducendo importanti cambiamenti in funzione dell'evolversi del clima; il riscaldamento dell'atmosfera a causa delle attività antropiche potrebbe comportare la fusione di parte dei ghiacci con ripercussioni catastrofiche, anche secondo le previsioni meno pessimistiche;
- la cementificazione del territorio comporta l'impermeabilizzazione del suolo (**fig. 2.17**); le aree urbane hanno una superficie ricoperta da asfalto e cemento oltre il 50 % (in certi casi fino al 100 %); in tale situazione l'acqua delle precipitazioni ruscella velocemente non filtrando più nel suolo ed eventualmente nel sottosuolo .

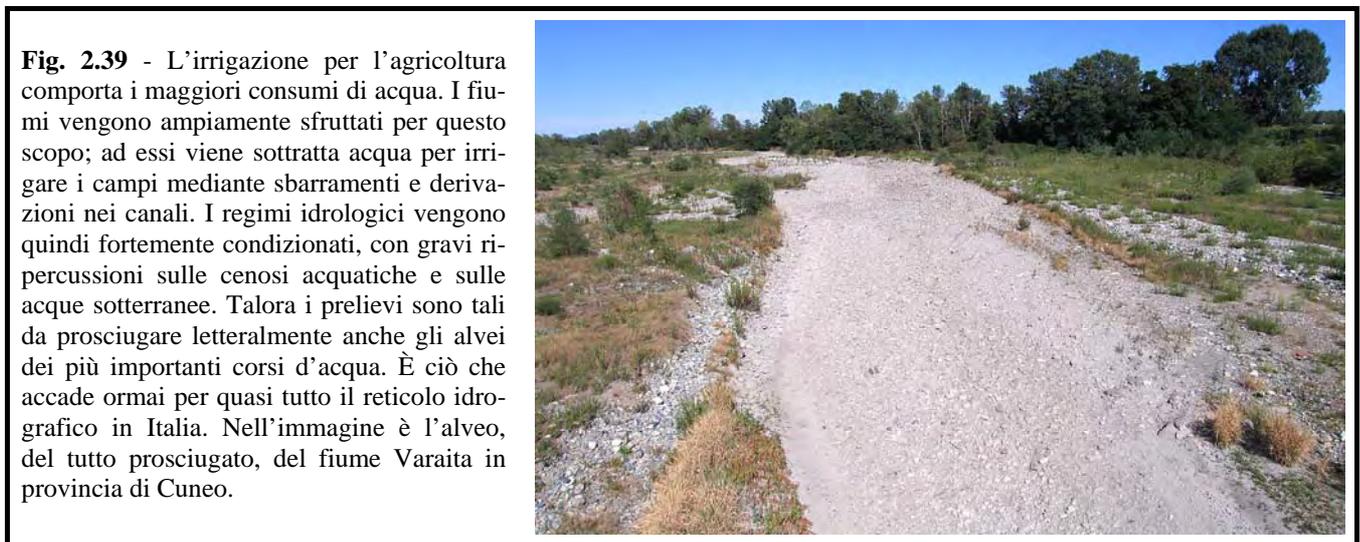


Fig. 2.39 - L'irrigazione per l'agricoltura comporta i maggiori consumi di acqua. I fiumi vengono ampiamente sfruttati per questo scopo; ad essi viene sottratta acqua per irrigare i campi mediante sbarramenti e derivazioni nei canali. I regimi idrologici vengono quindi fortemente condizionati, con gravi ripercussioni sulle cenosi acquatiche e sulle acque sotterranee. Talora i prelievi sono tali da prosciugare letteralmente anche gli alvei dei più importanti corsi d'acqua. È ciò che accade ormai per quasi tutto il reticolo idrografico in Italia. Nell'immagine è l'alveo, del tutto prosciugato, del fiume Varaita in provincia di Cuneo.



L'uso dell'acqua per irrigazione è quello dominante (**fig. 2.40**); mediamente sull'intero globo è pari a circa 2.700 km³ in un anno, contro 500 km³ per l'industria e 200 km³ per gli usi personali; soltanto 180 milioni su 1.400 milioni di ettari coltivati

sono irrigati. Per produrre una tonnellata di barbabietole sono necessarie 1.000 tonnellate d'acqua; per una tonnellata di grano ce ne vogliono 1.500; per una tonnellata di riso sono necessarie 4.000 tonnellate d'acqua. Un albero di media dimensione, per aumentare la sua massa di 20 kg, ha bisogno di 60.000 litri d'acqua. Dell'acqua destinata al terreno solo una piccola parte entra e fa parte dei processi di fotosintesi contribuendo all'aumento della biomassa; una gran parte evapora direttamente dal terreno, mentre la porzione più grande traspira attraverso le piante stesse (l'evaporazione diretta dal suolo più la traspirazione della vegetazione viene detta "evapotraspirazione"). Se l'irrigazione potesse essere estesa a tutte le aree coltivate e se su tutte fosse abbondante come in quella delle nazioni più tecnologicamente avanzate, sarebbero necessari 30.000 km³ d'acqua, quasi 1/3 di tutta l'acqua delle precipitazioni sui continenti e più della totalità delle piogge sulle aree agricole. In una simile situazione non resterebbe più acqua disponibile per altri usi e non esisterebbero più gli ambienti acquatici continentali.

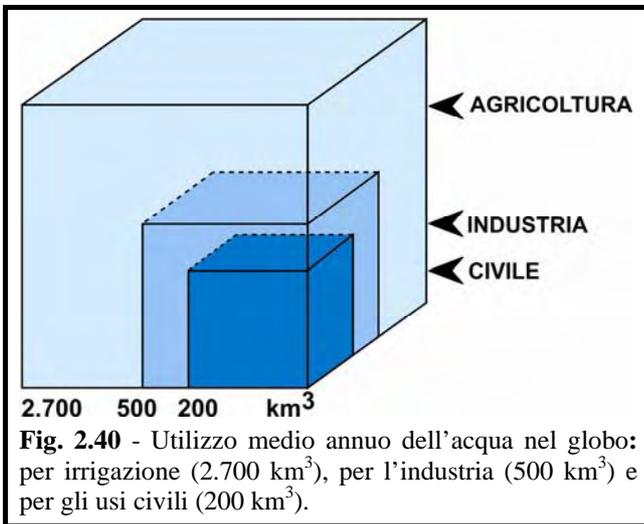


Fig. 2.40 - Utilizzo medio annuo dell'acqua nel globo: per irrigazione (2.700 km³), per l'industria (500 km³) e per gli usi civili (200 km³).

L'idroelettrico consente una produzione di energia in grado di soddisfare solo il 2 % del consumo medio mondiale (in Italia circa 1/5). Alcuni sostengono che la produzione idroelettrica non produce effetti negativi sull'ambiente; in realtà le captazioni idriche da fiumi e torrenti per l'alimentazione di centrali ad acqua fluente e le ritenzioni in bacini artificiali, alterano i regimi idrologici con gravi effetti sul ciclo dell'acqua. Inoltre la produzione idroelettrica comporta la sottrazione d'acqua dagli alvei dei fiumi e dei torrenti per tratti più o meno lunghi con danni per gli ambienti acquatici (fig. 2.41). Le centrali termoelettriche, una volta avviate, producono un flusso di energia costante. Ciò rende difficile regolare tale flusso in rete in funzione del carico di utilizzo, variabile anche nel giro di pochi minuti. Un esempio viene da una indagine effettuata in Inghilterra sull'uso di energia elettrica durante le ore serali di maggior ascolto televisivo. Fu verificata la presenza di picchi del consumo in corrispondenza della pubblicità televisiva; durante le pause pubblicitarie, gli utenti ne approfittano per accendere la luce, scaldare il cibo o preparare il caffè. Per far

fronte ad improvvise fluttuazioni del carico di energia utilizzata, le centrali idroelettriche sono necessarie come centri di compensazione. A questo proposito risultano utili le cosiddette "centrali di pompaggio" caratterizzate da due bacini posti a differenti livelli. Durante i periodi di massima utenza, l'acqua fluisce dal bacino superiore alle turbine per produrre energia e viene raccolta nel bacino inferiore. Durante i periodi di basso consumo, l'energia eccedente prodotta dalle centrali termiche viene utilizzata per azionare pompe che riportano l'acqua nel bacino superiore. Questo esempio dimostra che l'uso intelligente dei bacini artificiali comporta risparmio d'acqua che non viene così sottratta al suo ciclo.

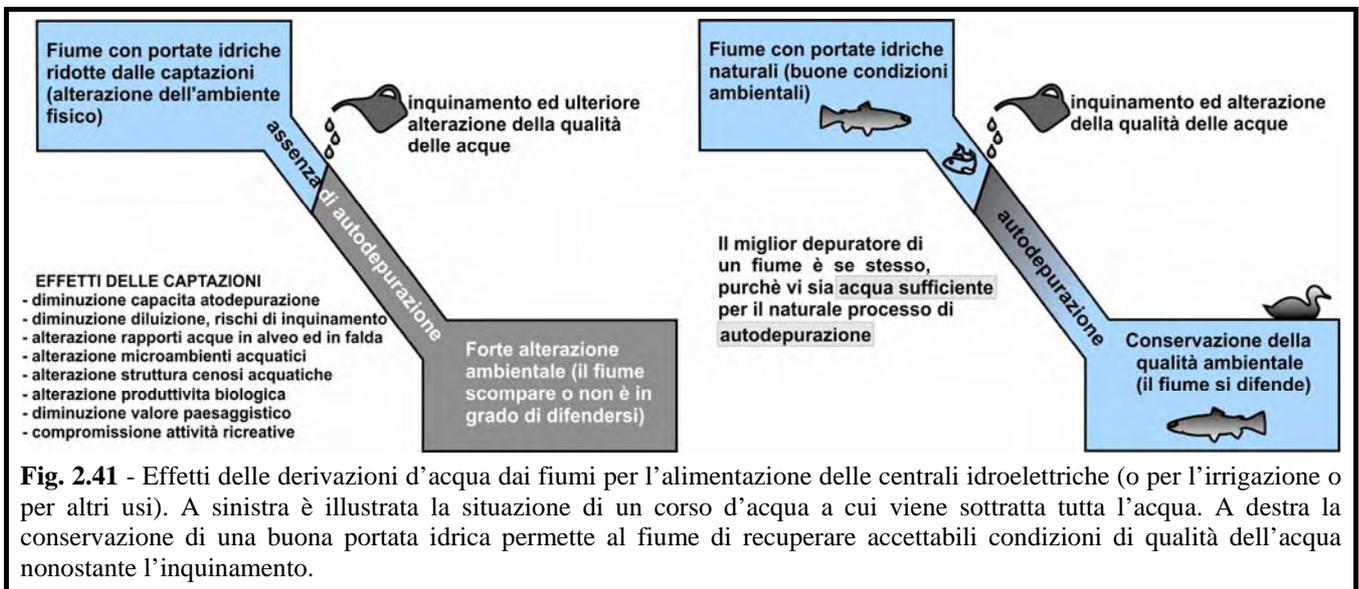


Fig. 2.41 - Effetti delle derivazioni d'acqua dai fiumi per l'alimentazione delle centrali idroelettriche (o per l'irrigazione o per altri usi). A sinistra è illustrata la situazione di un corso d'acqua a cui viene sottratta tutta l'acqua. A destra la conservazione di una buona portata idrica permette al fiume di recuperare accettabili condizioni di qualità dell'acqua nonostante l'inquinamento.

Le grandi dighe determinano gravi conseguenze sugli ambienti sommersi e indiretti su quelli circostanti, ma è possibile ottenere effetti positivi per gli ecosistemi fluviali a valle nell'ambito di una oculata gestione delle risorse idriche che consideri anche la tutela degli ambienti acquatici. I bacini artificiali consentono la "capitalizzazione" dell'acqua nei periodi di abbondanza (morbide e piene) per avere più volumi da "spendere" nei periodi di magra, a vantaggio delle utilizzazioni agricole e industriali e della tutela dei fiumi nel letto dei quali "devono" essere presenti portate minime in grado di garantire una buona qualità delle acque.

Oltre all'irrigazione e alla produzione di energia, l'acqua serve, pur se in quantità inferiori, all'industria; ~ 500 km³/anno per l'intero globo (meno di 1/5 del volume utilizzato in agricoltura). Una centrale termoelettrica di media potenza usa circa 2·10⁸ litri d'acqua all'ora per il raffreddamento. Nell'industria siderurgica, per produrre una tonnellata di acciaio, occorrono

100.000 litri d'acqua; altrettanti sono necessari per produrre una tonnellata di carta o di tessuti. Per produrre un'automobile occorrono 450.000 litri; 9 litri per un giornale e 10 litri per una scatola di pomodori pelati. In 1 kg di pane sono presenti 5 hg di acqua. Spesso l'acqua viene restituita dall'industria all'ambiente inquinata. L'attività industriale influisce relativamente poco sul ciclo dell'acqua in termini di volumi, ma ne peggiora la qualità.

L'uso personale dell'acqua (cucinare, lavare, bere,...) comporta un utilizzo medio annuo globale pari a circa 200 km³ (poco meno della metà dell'uso industriale). I consumi per usi civili, cambiano secondo le diverse zone geografiche (fig. 2.42), da centinaia di litri al giorno procapite a valori decine di volte inferiori nelle aree "deprese". Vi sono persone nel mondo che sopravvivono con pochi litri d'acqua al giorno, mentre altre ne sprecano ettolitri. Per un europeo, dei 160 litri consumati quotidianamente, circa 66 se ne vanno per lo sciacquone, 60 per la pulizia personale, 20 per il bucato e 8 per bere e cucinare (fig. 2.43). Il cittadino Nord-americano ne consuma da 4 a 5 volte di più. Ma nelle situazioni locali il consumo medio procapite può essere superiore alle medie; un americano benestante consuma un volume giornaliero di acqua decisamente superiore a quello medio degli U.S.A. Anche se il consumo per usi civili rappresenta solo da 1/20 a 1/30 degli utilizzi per fini diversi (agricoli, idroelettrici e industriali), l'acqua dei rubinetti deve essere molto "pulita". Essa deve avere caratteristiche fisiche e chimiche tali da essere facilmente potabilizzata.

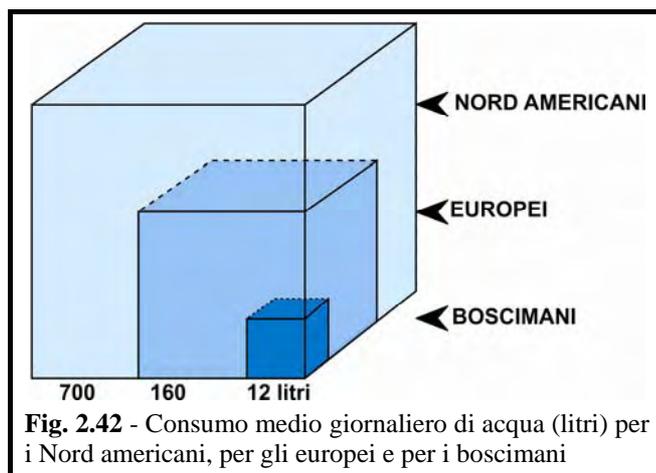


Fig. 2.42 - Consumo medio giornaliero di acqua (litri) per i Nord americani, per gli europei e per i boscimani

L'acqua adatta agli usi civili è meno abbondante rispetto al dominio delle acque dolci sul pianeta ed è quindi più preziosa. Parte di essa deriva dal sottosuolo, oppure dalle zone montane che hanno conservato ottime condizioni ambientali. Se a ciò si aggiungono i pericoli di inquinamento, di eccessivo sfruttamento delle acque sotterranee e del notevole sviluppo turistico in zone montane, si capisce quanto siano preziose le risorse idropotabili e quanto sia importante una politica di uso corretto e razionale e di risparmio contro lo spreco. A tale scopo è necessario limitare l'uso personale dell'acqua, evitando gli sprechi e riducendo molto il consumo medio giornaliero, senza che ciò significhi rinuncia ai vantaggi della società moderna.

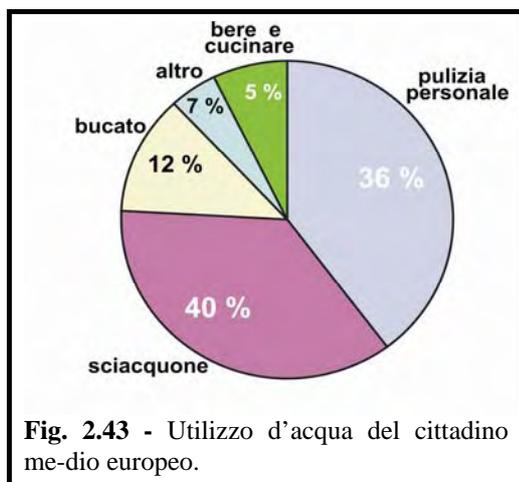


Fig. 2.43 - Utilizzo d'acqua del cittadino medio europeo.

Le acque sotterranee sono il maggiore serbatoio di acque dolci dopo quello dei ghiacciai. Esse possono essere sfruttate con pozzi che possono arrivare a profondità di migliaia di metri. Lo sfruttamento di questa risorsa comporta la sottrazione di volumi d'acqua che devono in qualche modo essere rimpiazzati. Mentre le acque superficiali appartengono a una delle parti più rapide del ciclo, le acque profonde sono caratterizzate da un "sottociclo" più lento (fino ad alcune migliaia di anni) senza contare che esso, per la sua natura, è molto difficile da indagare. Per esempio in seguito alla realizzazione del sistema di irrigazione della valle dell'Indo nel Pakistan, enormi volumi d'acqua filtrarono dai canali nel sottosuolo, aumentando di diversi metri il livello delle falde, riducendo a palude quasi un terzo della zona irrigata con acqua molto salina. In Israele ogni anno 300 milioni di tonnellate d'acqua vengono trasferite dal piovoso Nord verso le zone desertiche meridionali, dove viene immagazzinata in bacini sotterranei; si tratta di un sistema di riempimento artificiale del sottosuolo analogo al sistema adottato in California dove i serbatoi sotterranei del Sud vengono riempiti annualmente con circa 1 km³ d'acqua proveniente dal Nord.

In genere una falda molto sfruttata viene riportata a livelli "normali" in un anno di precipitazioni superiori alla media. In Tunisia le alluvioni del 1969 riempirono tutti i serbatoi, il cui livello si era ridotto di una ventina di metri per lo sfruttamento dei 15 anni precedenti. In natura, nelle zone temperate, ogni 10 ÷ 15 anni in media, si verificano anni con precipitazioni abbondanti, in grado di rimpinguare anche le falde intensamente sfruttate. Non è sempre tutto così facile; lo sfruttamento deve essere accompagnato da studi approfonditi per mantenere sotto controllo l'evoluzione della situazione delle acque profonde in seguito agli attingimenti, soprattutto nei confronti delle falde meno profonde. In Italia, per esempio, intorno a Ravenna si sono determinati depressioni del terreno (diversi centimetri all'anno) per l'abbassamento della falda a causa di captazioni per fini industriali. Lo stesso fenomeno è più evidente a Venezia per lo sfruttamento intensivo della falda acquifera sottostante la laguna da parte degli impianti industriali di Porto Marghera.

SCHEDE 2.11 - La gestione delle risorse idriche

L'acqua è oggi una risorsa strategica. La gestione delle risorse idriche è di primario interesse e coinvolge numerosi aspetti dell'organizzazione socio-economica di un Paese moderno e tecnologicamente avanzato come l'Italia. La disponibilità di acqua ha da sempre influenzato lo sviluppo delle civiltà e, nel periodo storico che stiamo vivendo, in cui l'uomo presume, con la scienza e con la tecnologia, di essere libero dai condizionamenti della natura, i moderni sistemi di produzione entrano

in crisi quando costretti a misurarsi con i problemi connessi all'uso del patrimonio idrico. Secondo il Programma per l'Ambiente delle Nazioni Unite l'acqua dolce sarà il problema del ventunesimo secolo.

Un recente rapporto della Commissione CEE identifica nella mancanza d'acqua un ostacolo allo sviluppo dell'economia europea. Vi è un generale accordo sul fatto che l'acqua è destinata a diventare, per la maggior parte delle regioni della Terra, la risorsa naturale critica per eccellenza. Il problema dello squilibrio tra offerta e domanda di acqua è destinato ad esplodere in modo rilevante nel prossimo futuro. Per tale motivo occorre prevedere una nuova politica di gestione delle risorse idriche secondo una nuova visione che impone all'acqua un elevato valore economico. A questo proposito più di ogni altra forma di intervento appare oggi essenziale, per razionalizzare l'uso dell'acqua, agire mediante la leva del prezzo. In questo contesto, per esempio, il consumo domestico di acqua potabile al di sopra di certi livelli può essere considerato un vero e proprio bene di lusso, così come lo è un'automobile di grossa cilindrata.

L'acqua, fonte di vita, ma anche dispensatrice di distruzione. Con essa l'uomo si è sempre misurato perché di essa ha bisogno. Città, paesi e gruppi di case o cascine isolate sono sorti sulle rive dei fiumi per rendere più facili gli approvvigionamenti idrici e l'eliminazione dei rifiuti. Occorre avvicinarsi al fiume per ricavare acqua destinata all'irrigazione, per far girare la ruota di un mulino (**fig. 2.44**), per alimentare una rete di canali in grado di giungere ai lavatoi sparsi sul territorio. Ancora oggi occorre avvicinarsi ai fiumi per utilizzare acqua per fini diversi e tutti di importanza strategica: potabile, irrigui, idroelettrici, industriali,... Per viaggiare, bisogna attraversare i fiumi del fitto reticolo idrografico delle nostre regioni. Ma le alluvioni dimostrano quanto sia pericolosa per l'uomo (le infrastrutture, le case, le produzioni; **fig. 2.45**) la vicinanza con l'acqua. L'utilizzo dell'acqua è tanto meno costosa, ma più pericolosa, quanto più si è vicini ad essa.

L'acqua degli stagni, dei laghi, dei fiumi costituisce un bene ambientale prezioso, non solo per il valore che essa stessa è in grado di esprimere quale elemento fondamentale della natura, ma anche perché rappresentativa dell'intero ambiente terrestre. Le caratteristiche dell'acqua che scorre in un fiume o che stagna in un lago sono il risultato finale di un complesso di fenomeni che, nel loro insieme, caratterizzano tutto il territorio del bacino imbrifero. La qualità dell'acqua che scorre in un fiume è lo specchio della qualità ambientale del suo bacino; ma tutto il territorio è un "puzzle" di bacini. La tutela dell'acqua è quindi tutela di tutta la natura.



Fig. 2.44 - Un vecchio mulino che sfruttava le acque del fiume Siene in Toscana. Si tratta di un esempio di utilizzo delle acque per produrre "forza motrice".



Fig. 2.45 - In occasione delle più intense manifestazioni idrometeorologiche si possono verificare gravi fenomeni di dissesto idrogeologico. In questa immagine si osserva un ponte autostradale sul torrente Malone (in provincia di Torino) in gran parte "spazzato" dall'alluvione del 1992.

Ogni nazione sfrutta le risorse di cui dispone, ma la loro gestione dipende dalla lungimiranza e dall'intelligenza dei politici e degli amministratori. L'Italia dispone di molta acqua. La precipitazione media annua europea è pari a ~ 650 mm. In Italia poche località registrano precipitazioni di 600 ÷ 700 mm; la media italiana è decisamente superiore, con un valore annuo di quasi 1.000 mm, ma vi sono zone dove le piogge sono abbondanti quasi quanto nelle aree geografiche più piovose del pianeta. Nelle Alpi orientali si hanno valori vicini a 3.000 mm; sulle Alpi del Piemonte Nord - orientale si riscontrano precipitazioni medie annue vicine a 2.500 mm (1.500 mm la media delle Alpi italiane). Nonostante questa ricchezza e la buona distribuzione media delle piogge nell'anno (ad eccezione delle isole e della porzione meridionale della penisola), in Italia si può aver sete, patire le siccità, morire nelle alluvioni e far sparire dei fiumi.

SCHEDA 2.12 - Equilibrio acido - base nell'acqua

Abbiamo studiato la molecola d'acqua (**figg. 2.1 e 2.26**). In un litro d'acqua sono presenti ~ $3,3 \cdot 10^{25}$ molecole, cioè oltre 30 milioni di miliardi di miliardi. Se quell'acqua è pura (distillata, senza sostanze in soluzione) ed alla temperatura di 25°, circa la decima di miliardesima ($1/10^{10}$) parte di essa si dissocia. Siccome il numero totale di molecole presenti in un litro d'acqua

è enorme, anche se la frazione è estremamente piccola, il risultato finale è ancora un numero grande (oltre 3 milioni di miliardi). La dissociazione della molecola d'acqua avviene con il "distacco" di un atomo di idrogeno che si allontana privo del suo elettrone. In pratica è un protone, cioè 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; questo elettrone in più conferisce una carica negativa (e^-) alla residua coppia di atomi che quindi assume le caratteristiche di un anione (ione negativo), detto **ione ossidrilico (OH^-)**. Riassumendo 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 ossidrilici. Si tratta di un equilibrio modificabile con l'aggiunta di particolari sostanze solubili. L'acido muriatico (acido cloridrico) è un prodotto utilizzato anche fra le pareti domestiche. Introducendo alcuni grammi di quella sostanza (che anch'essa si dissocia liberando altri ioni idrogeno) in quel litro d'acqua il numero di ioni idrogeno può aumentare anche di alcune centinaia di volte, mentre quello di ioni ossidrilici 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 sempre una frazione piccolissima rispetto al volume totale. Eppure ciò influisce in modo determinante sulle caratteristiche dell'acqua.

Quando si parla di acqua, in natura, quasi mai si tratta del composto H_2O 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 (**tab. 2.2**), mentre le acque dolci sono così denominate semplicemente perché contenenti una minore quantità più o meno degli stessi sali.

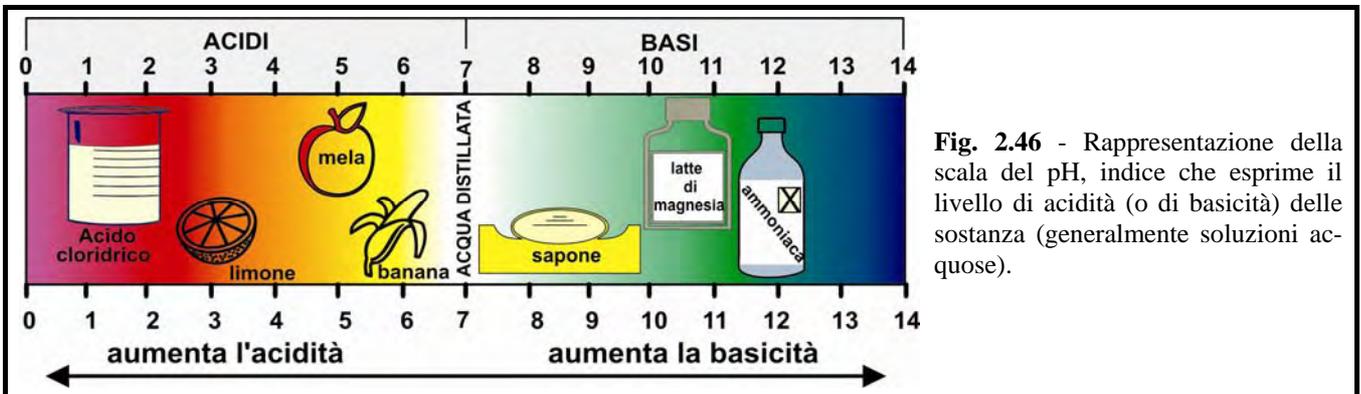


Fig. 2.46 - Rappresentazione della scala del pH, indice che esprime il livello di acidità (o di basicità) delle sostanze (generalmente soluzioni acquose).

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 un equilibrio chimico paragonabile a quello dell'acqua pura, quando cioè la quantità di ioni idrogeno è pari a quella caratteristica dell'acqua distillata alla temperatura di 25° , vale $pH = 7$, valore che esprime condizioni di neutralità. Per valori inferiori a 7 la soluzione è acida; per valori superiori a 7 la soluzione è basica (**fig. 2.46**). L'acido muriatico che abbiamo prima citato è in realtà una soluzione di acqua con acido cloridrico molto acido (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 può abbassarsi dal valore di neutralità (7) fino a valori anche inferiori a 4; 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; in pratica tali acque sono soluzioni complesse e quindi 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 colorazioni diverse 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 sostanze con reazione acida o basica, vengono dette **soluzioni tampone**.

Nelle acque continentali la 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 CO_2 disciolta reagisce con l'acqua dando acido carbonico (H_2CO_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 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. 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 che viene aggiunto venisse consumato per trasformare i carbonati riuscendo così a modificare il pH di molto poco. Per questo motivo i carbonati nelle acque continentali esercitano un effetto tamponante, 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.