

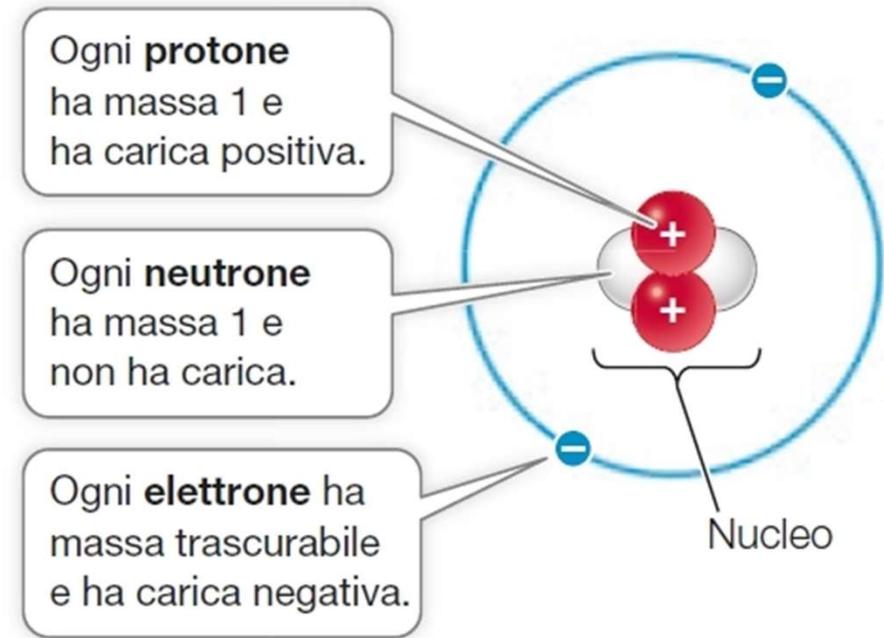
## Le molecole della vita

Come tutti gli oggetti materiali, **gli organismi sono costituiti da atomi e ioni.**

Gli esseri viventi però possiedono una proprietà singolare: **la loro composizione non è casuale.**

Tutte le molecole e gli atomi che contengono, infatti, svolgono funzioni specifiche; ciascun organismo controlla la qualità, la quantità e la distribuzione delle sostanze che utilizza.

**L'atomo consiste di un nucleo carico positivamente e di elettroni che si muovono intorno, carichi negativamente. Il nucleo contiene neutroni e protoni.**



**Figura 2.1 La struttura di un atomo** Un atomo possiede un nucleo composto da neutroni e protoni circondato da una nube di elettroni che si muovono veloci. Sebbene costituisca sostanzialmente l'intera massa dell'atomo, il nucleo occupa solo 1/10 000 del volume dell'atomo. Questo tipo di rappresentazione dell'atomo si chiama modello di Bohr e descrive i singoli elettroni come fossero in moto su «orbite» a distanze fisse dal nucleo.

## Le molecole della vita

Il 96% circa della massa di ogni organismo vivente, sia esso un batterio, un cavolfiore o un essere umano, è costituito da **6 elementi chimici: ossigeno O, carbonio C, idrogeno H, azoto N, fosforo P e zolfo S.**

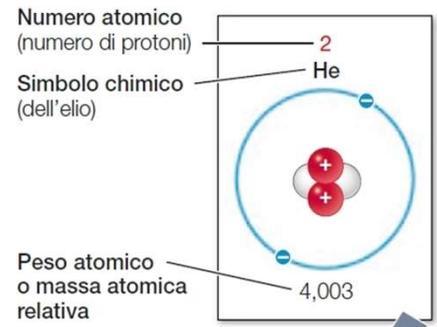
Tuttavia, anche altri elementi presenti in tracce negli esseri viventi hanno la loro importanza.

Il **sodio Na** e il **potassio K** sono indispensabili per il funzionamento delle cellule del **sistema nervoso**, mentre il **calcio Ca** agisce da segnale biologico tra le cellule ed è fondamentale per la **contrazione muscolare**.

Ossigeno	65,0
Carbonio	18,5
Idrogeno	9,5
Azoto	3,3
Calcio	1,5
Fosforo	1,0
Potassio	0,4
Zolfo	0,3
Sodio	0,2
Cloro	0,2
Magnesio	0,1

**Tabella 2.1** La composizione percentuale del corpo umano.

**Figura 2.2 La tavola periodica** La tavola periodica raggruppa gli elementi a seconda delle loro proprietà fisiche e chimiche. Gli elementi dall'1 al 94 si trovano in natura; gli elementi con numero atomico superiore a 94 sono stati creati in laboratorio.



**N° ATOMICO:** n° di protoni = n° di elettroni (es.  ${}^2_2\text{He}$ )

**N° DI MASSA:** n° protoni + n° neutroni (es.  ${}^4_2\text{He}$ )  
 coincide con la massa di un atomo espressa in Dalton

**N° di neutroni = N° di Massa – N° atomico**

**PESO ATOMICO o MASSA ATOMICA** di un elemento (o massa atomica relativa) : media ponderata dei numeri di massa di un campione rappresentativo di atomi di quell' elemento, in cui tutti gli isotopi presenti nelle giuste proporzioni

1 H 1,0079																	2 He 4,003						
3 Li 6,941	4 Be 9,012																	5 B 10,81	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,179
11 Na 22,990	12 Mg 24,305																	13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,06	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
19 K 39,098	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,88	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,933	28 Ni 58,69	29 Cu 63,546	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,909	36 Kr 83,80						
37 Rb 85,4778	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (99)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,906	46 Pd 106,4	47 Ag 107,870	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75	52 Te 127,60	53 I 126,904	54 Xe 131,30						
55 Cs 132,905	56 Ba 137,34		72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,207	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,08	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,19	83 Bi 208,980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)						
87 Fr (223)	88 Ra 226,025		104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (269)	111 Rg (272)	112 Cn (277)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (288)	116 Lv (292)	117 Ts (310)	118 Og (294)						

Gli elementi disposti su una stessa colonna hanno proprietà simili perché contengono lo stesso numero di elettroni nel guscio esterno.

Gli elementi evidenziati in arancione sono presenti in piccole quantità in molti organismi.

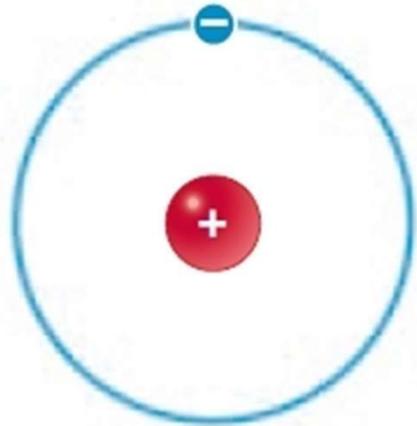
Gli elementi evidenziati in giallo costituiscono il 98% della massa nella maggior parte degli organismi viventi (con eccezione degli scheletri).

Le masse tra parentesi indicano elementi instabili che decadono rapidamente andando a formare altri elementi.

Serie dei lantanidi	57 La 138,906	58 Ce 140,12	59 Pr 140,9077	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
Serie degli attinidi	89 Ac 227,028	90 Th 232,038	91 Pa 231,0359	92 U 238,02	93 Np 237,0482	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

## GLI ISOTOPI DI UN ELEMENTO DIFFERISCONO PER IL NUMERO DI NEUTRONI

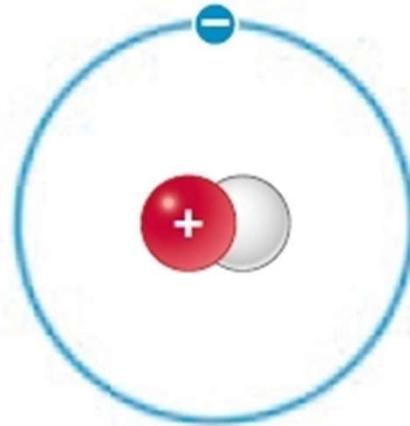
Ad esempio, per il carbonio:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  e  $^{14}\text{C}$ . Nel caso dell'idrogeno hanno nomi diversi.



$^1_1\text{H}$

**Idrogeno**

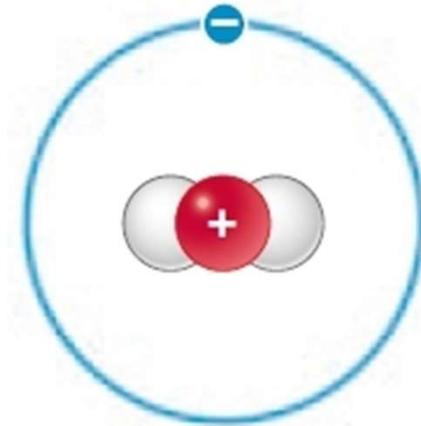
1 protone  
0 neutroni



$^2_1\text{H}$

**Deuterio**

1 protone  
1 neutrone



$^3_1\text{H}$

**Tritio**

1 protone  
2 neutroni

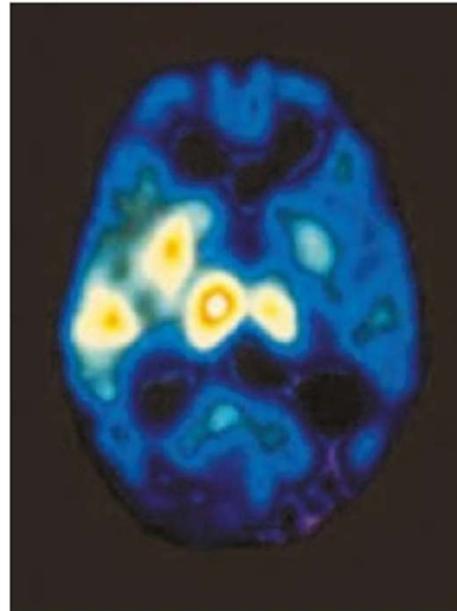
## RADIOISOTOPPI

I **radioisotopi** sono isotopi instabili che emettono spontaneamente energia sotto forma di radiazioni, da qui il suo nome.

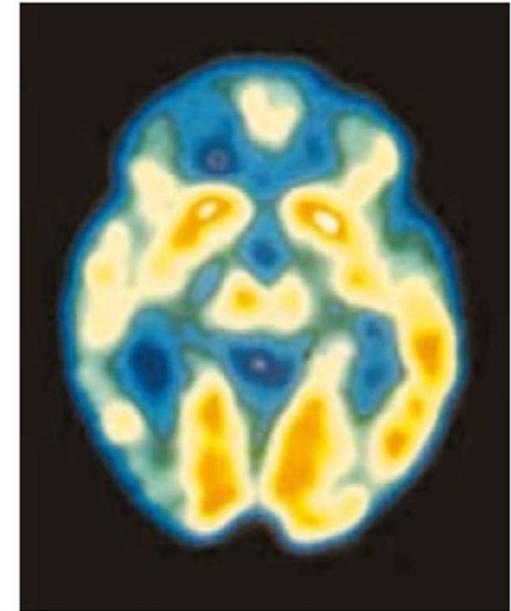
I radioisotopi sono utili in medicina ma le radiazioni possono danneggiare le cellule e i tessuti.

Le stesse radiazioni possono però essere usate per uccidere le cellule cancerose.

(A) Depresso



(B) Non depresso

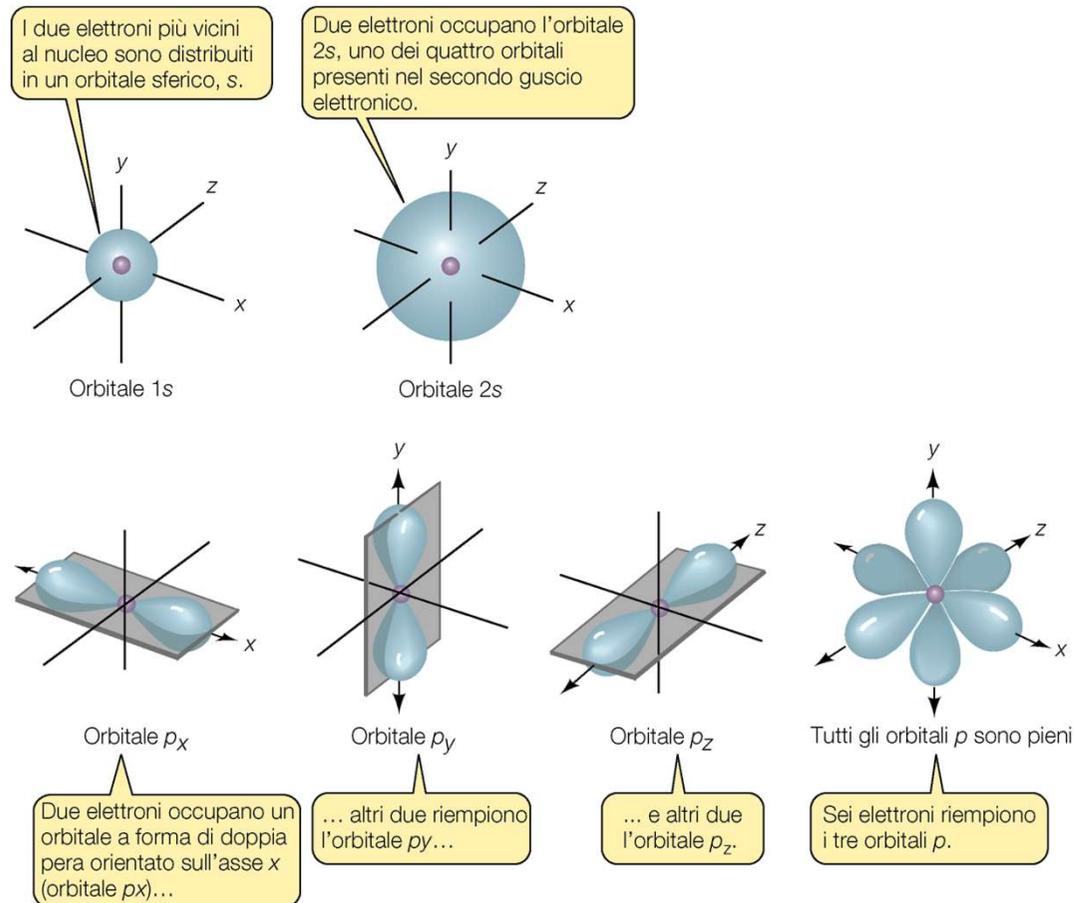


**Figura 2.3 Marcare il cervello** In queste immagini tratte da persone vive, si possono visualizzare le differenze tra l'attività cerebrale di una persona depressa (A) e quella di una persona non depressa (B), evidenziate tramite l'uso di uno zucchero marcato con la radioattività. Una regione cerebrale consuma tanto più zucchero (aree evidenziate in arancio) quanto più è attiva. Il cervello di una persona depressa (a sinistra) mostra un'attività minore rispetto al cervello della persona che non è depressa.

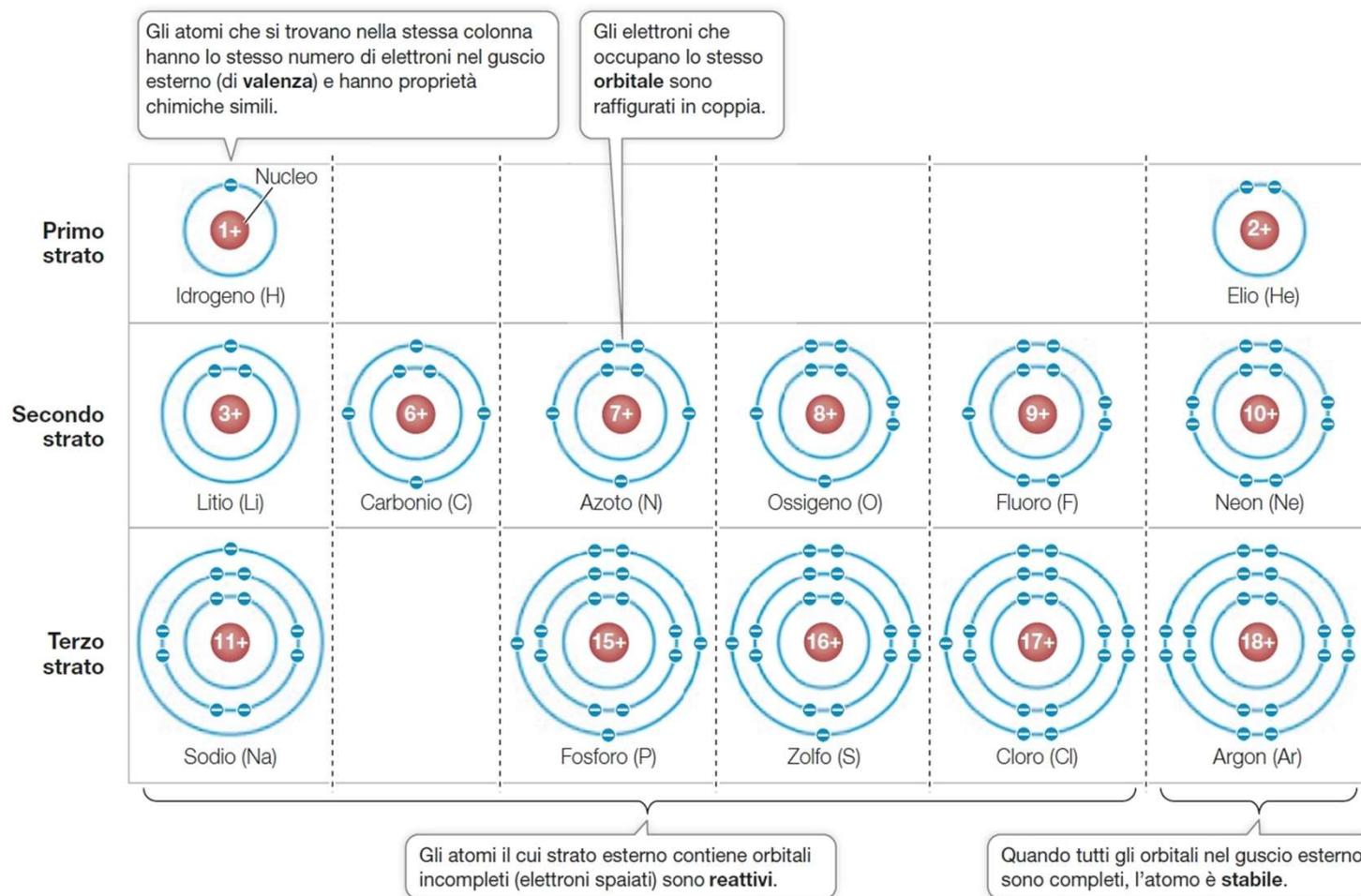


Come possiamo utilizzare questa tecnica in ospedale?

**ORBITALE:** regione dello spazio entro l'atomo in cui è possibile trovare l'elettrone



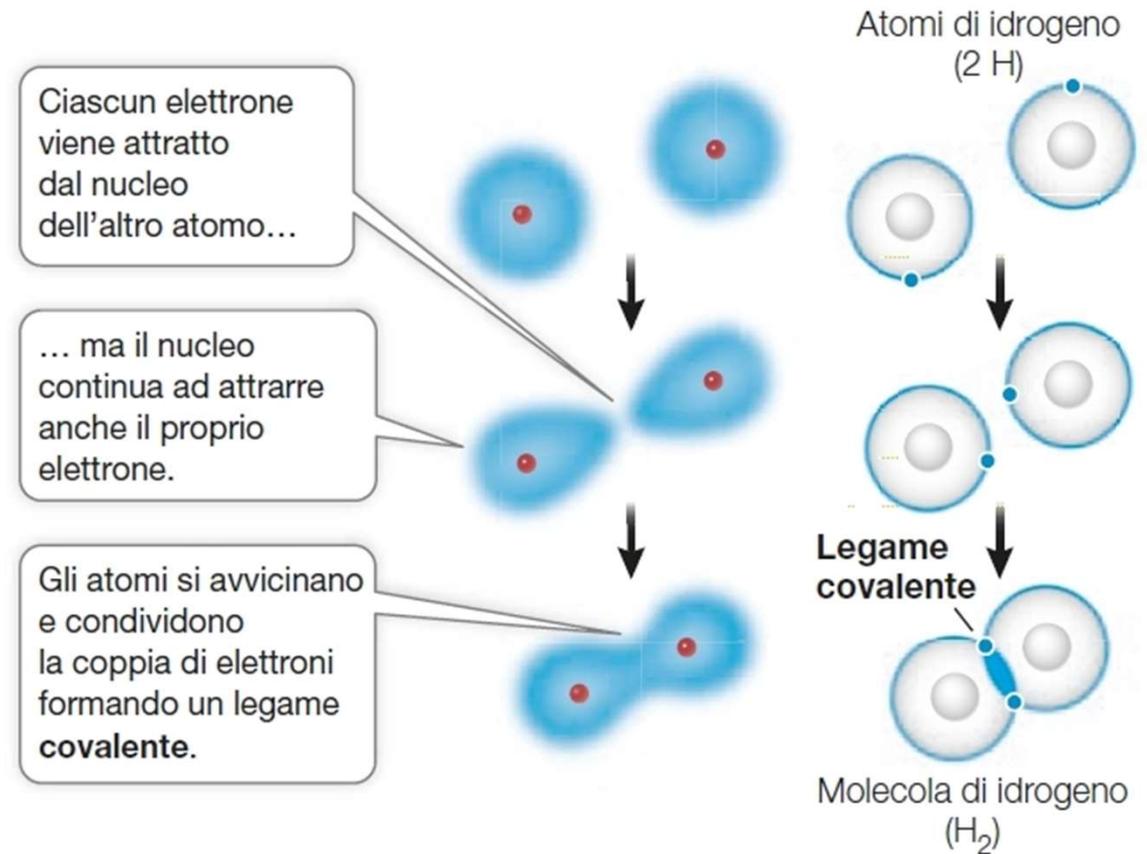
# Il comportamento degli elettroni determina i legami chimici



**Figura 2.4** Gli strati elettronici determinano la reattività degli atomi. Ciascuno strato può ospitare uno specifico numero massimo di elettroni. Quando uno strato è completo, gli elettroni si dispongono in quello successivo, procedendo dall'interno verso l'esterno. Il livello di energia di un elettrone è tanto maggiore quanto più lo strato è lontano dal nucleo. Un atomo che contiene elettroni spaiati nello strato esterno può reagire legandosi con altri atomi. In questa figura gli atomi sono disposti in un ordine simile a quello in cui appaiono nella tavola periodica.

Le **molecole** sono particelle formate da **atomi uniti da legami covalenti**, che si formano quando gli atomi **condividono una o più coppie di elettroni**.

Un esempio di molecola è quella dello zucchero **glucosio**, composto da atomi di **carbonio, ossigeno e idrogeno**. Le molecole possono essere formate anche da **atomi dello stesso elemento**, come nel caso dell'**idrogeno gassoso**.



**Figura 2.5** Nei legami covalenti gli elettroni sono condivisi

Due atomi di idrogeno si possono combinare per formare una molecola di idrogeno. Si forma un legame covalente quando gli orbitali elettronici dei due atomi si sovrappongono, stabilizzandoli dal punto di vista energetico.

L'attrazione che un nucleo atomico esercita sugli elettroni di legame si esprime con l'**elettronegatività**.

Se gli atomi hanno valori di **elettronegatività abbastanza simili**, gli elettroni di legame sono equamente condivisi tra i due nuclei e il **legame** covalente è **apolare**.

Se invece i valori di **elettronegatività sono diversi**, come nel caso di idrogeno e ossigeno, gli elettroni di legame sono spostati verso l'atomo più elettronegativo e il **legame covalente è polare**.

Le molecole apolari sono **idrofobe** mentre quelle polari sono **idrofile**. – **È possibile miscelare olio e acqua?**

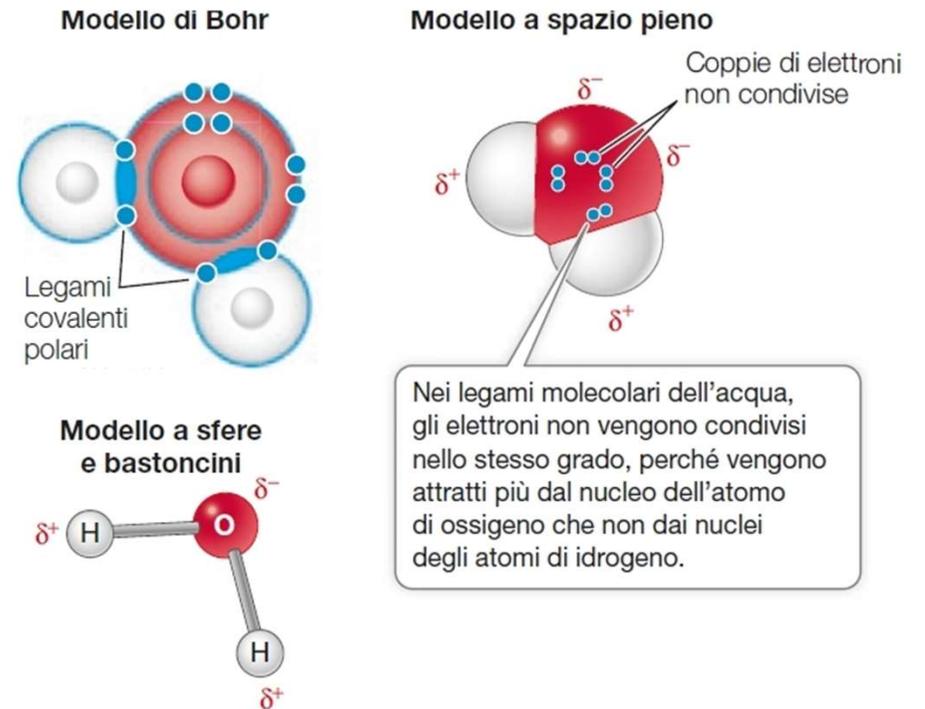
Elemento	Elettronegatività
Ossigeno (O)	3,5
Cloro (Cl)	3,1
Azoto (N)	3,0
Carbonio (C)	2,5
Fosforo (P)	2,2
Idrogeno (H)	2,1
Sodio (Na)	0,9
Potassio (K)	0,8

**Tabella 2.2** I valori di elettronegatività di alcuni elementi chimici.

Le **molecole d'acqua sono fortemente polari**. La molecola d'acqua, che ha formula  $H_2O$ , contiene un atomo di ossigeno unito a due atomi di idrogeno mediante **legami covalenti polari**.

Ciò significa che gli elettroni che partecipano al legame idrogeno-ossigeno non sono equamente condivisi, ma tendono a passare più tempo sull'ossigeno che li attira con più forza.

A causa di questa condivisione impari degli elettroni, l'estremità del legame idrogeno-ossigeno rivolta verso l'ossigeno possiede una parziale carica negativa ( $\delta^-$ ) mentre l'estremità rivolta verso l'idrogeno presenta una parziale carica positiva ( $\delta^+$ ).

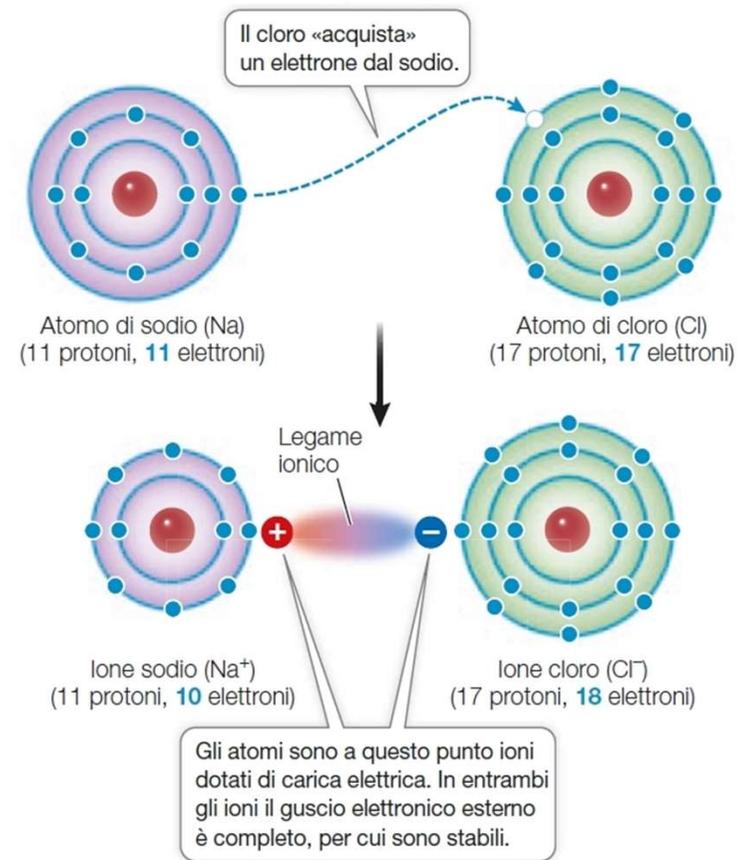


**Figura 2.7 I legami covalenti dell'acqua sono polari** Queste tre rappresentazioni illustrano tutte il legame covalente polare nella molecola di acqua ( $H_2O$ ). Quando atomi con elettronegatività differenti, come per esempio l'ossigeno e l'idrogeno, formano un legame covalente, gli elettroni vengono a trovarsi più vicini a uno dei due nuclei. Una molecola tenuta insieme da tale legame covalente polare ha cariche parziali ( $\delta^+$  e  $\delta^-$ ) in diversi punti della superficie. Nella molecola dell'acqua gli elettroni condivisi si dispongono più vicino al nucleo dell'atomo di ossigeno.

I **legami ionici** sono dovuti a interazioni tra ioni

Quando un atomo di sodio reagisce con un atomo di cloro, quest'ultimo (più elettronegativo) sottrae un elettrone al sodio; in questo modo l'atomo di cloro diventa uno **ione cloruro** ( $\text{Cl}^-$ ) carico negativamente e l'atomo di sodio diventa uno **ione sodio** ( $\text{Na}^+$ ) carico positivamente.

Tra i due ioni si instaura un **legame ionico** dovuto all'**interazione elettrostatica** fra le cariche di segno opposto. Si ottiene così il **cloruro di sodio** ( $\text{NaCl}$ ), un composto ionico.



**Figura 2.8** **Formazione di ioni sodio e cloruro** Quando un atomo di sodio reagisce con un atomo di cloro, quest'ultimo, che ha un'elettronegatività maggiore, completa il proprio strato elettronico più esterno acquistando un elettrone dal sodio; in questo modo l'atomo di cloro diventa uno ione cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) con carica negativa. Con un elettrone in meno, ceduto al cloro, l'atomo di sodio acquista una carica positiva, diventando uno ione sodio ( $\text{Na}^+$ ).

**?** Quali ioni vengono creati quando lo ione calcio reagisce con il cloro? ► la tavola periodica in Figura 2.2.

Le **miscele** in cui l'acqua è il **solvente**, cioè il componente più abbondante, sono chiamate **soluzioni acquose**.

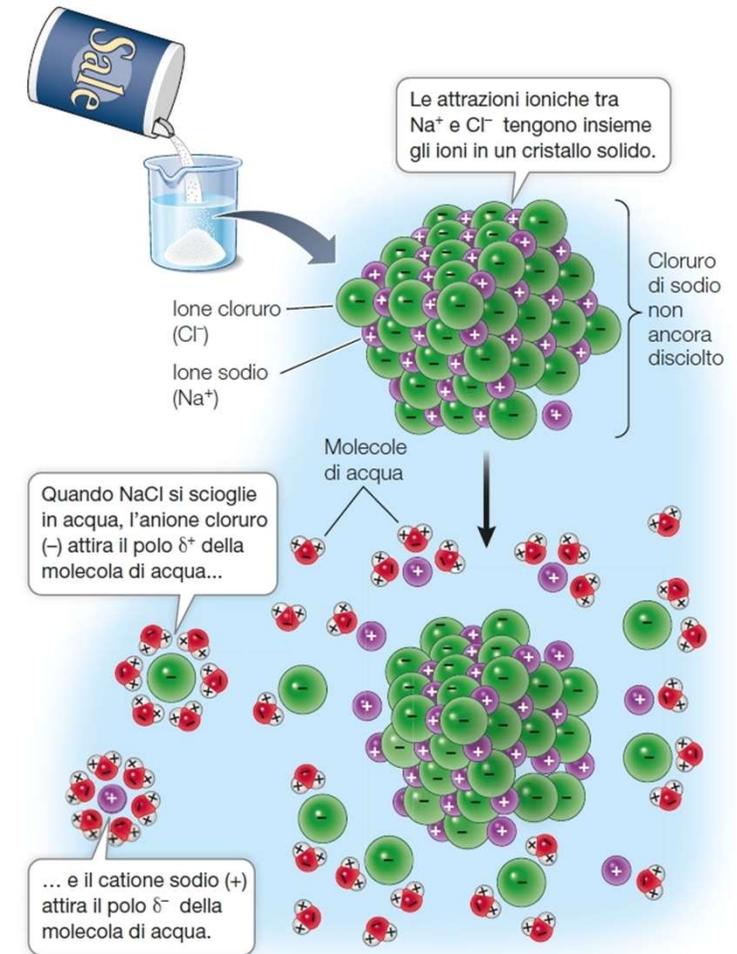
Le sostanze in essa disciolte sono indicate con il termine **soluti**.

Le soluzioni sono miscugli omogenei, cioè miscugli in cui non è possibile distinguere i diversi componenti nemmeno utilizzando un microscopio.

Sono esempi di soluzioni il tè, l'acqua salata del mare, i disinfettanti liquidi.



**Figura 2.8 L'acqua come solvente** In natura l'acqua è il solvente più abbondante: scioglie numerosi sali, tra cui il cloruro di sodio, nel mare e negli oceani; è ricca di sali e zuccheri nei vegetali; trasporta le molecole biologiche negli animali.



**Figura 2.9 Le molecole di acqua circondano gli ioni**

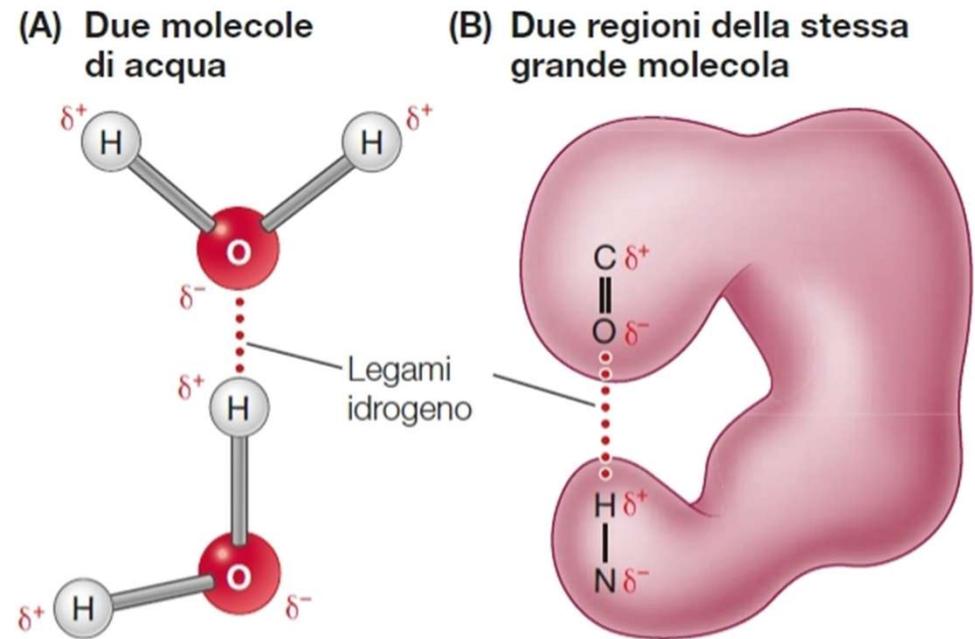
Quando un solido ionico si scioglie in acqua, le molecole polari dell'acqua si affollano intorno ai cationi e agli anioni, impedendo loro di ricombinarsi.

**?** Cosa succede a livello chimico e fisico quando una soluzione di sale evapora?

Tra **molecole di acqua** vicine si formano **legami a idrogeno**.

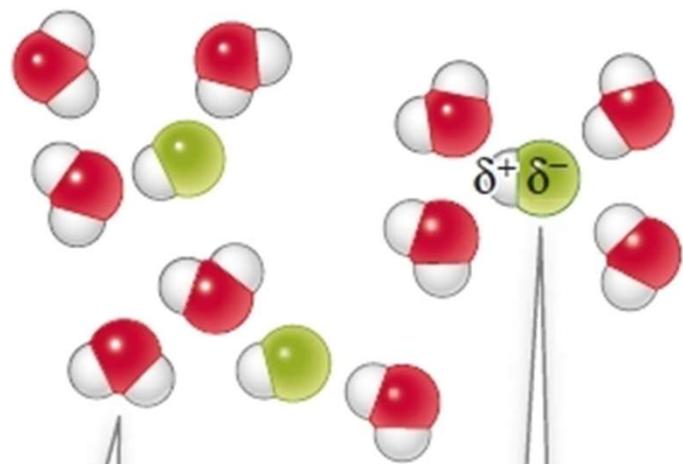
Quando due molecole d'acqua sono vicine, l'atomo di idrogeno di una molecola viene attratto dalla coppia di elettroni dell'atomo di ossigeno di un'altra molecola.

Questa attrazione si chiama legame a idrogeno e si manifesta nell'**acqua solida e liquida**.



**Figura 2.10** I legami idrogeno possono formarsi all'interno di una stessa molecola o tra molecole diverse (A) Il legame idrogeno tra due molecole è dovuto all'attrazione tra una carica negativa sulla prima molecola e la carica positiva presente su un atomo di idrogeno della seconda molecola. (B) I legami idrogeno possono formarsi anche tra regioni diverse di una stessa grande molecola.

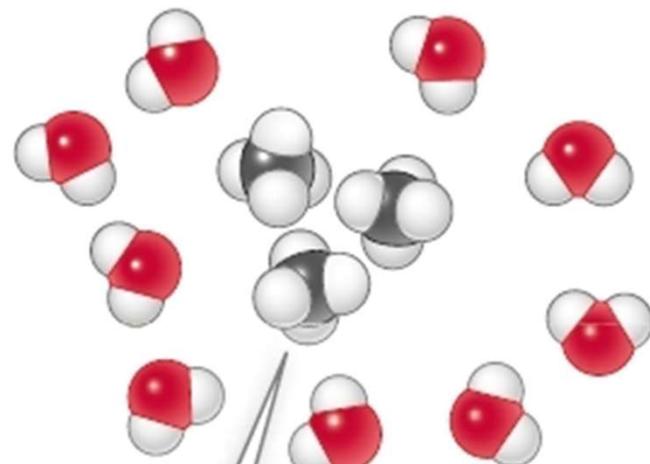
**(A) Molecole idrofiliche**



L'acqua è polare.

Molecole polari come il fluoruro di idrogeno sono attratte dall'acqua.

**(B) Molecole idrofobiche**



Le molecole apolari sono attratte maggiormente da molecole simili che non dall'acqua

**Figura 2.11 Molecole idrofiliche e molecole idrofobiche**

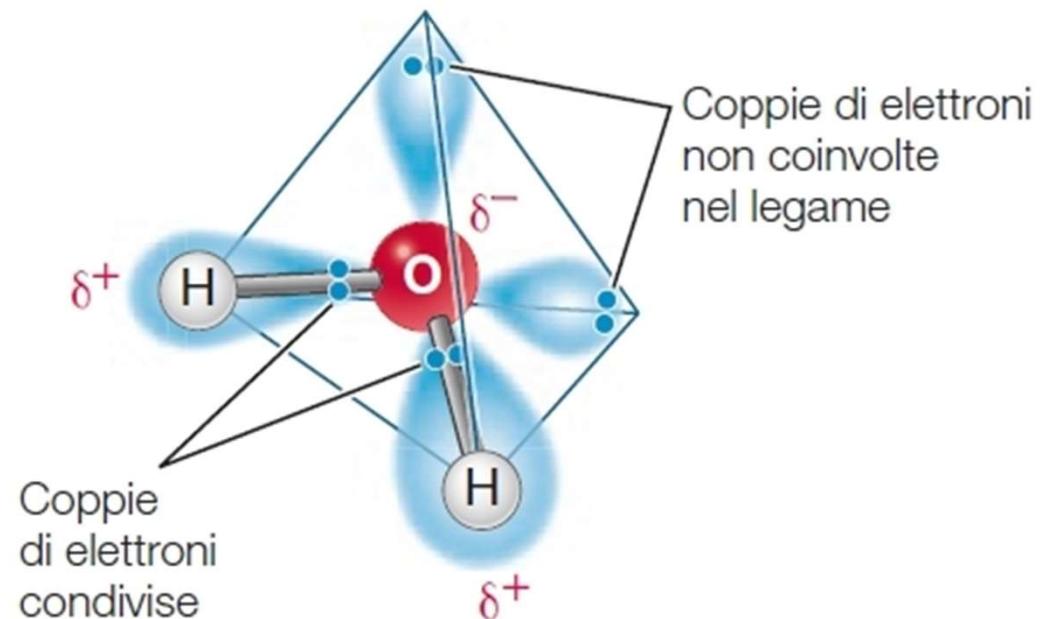
(A) Le molecole con legami covalenti polari sono attratte dalle molecole polari dell'acqua (sono idrofiliche). (B) Le molecole con legami covalenti apolari sono maggiormente attratte dalle molecole a loro simili che dall'acqua (sono idrofobiche).



## L'acqua è fondamentale per la vita

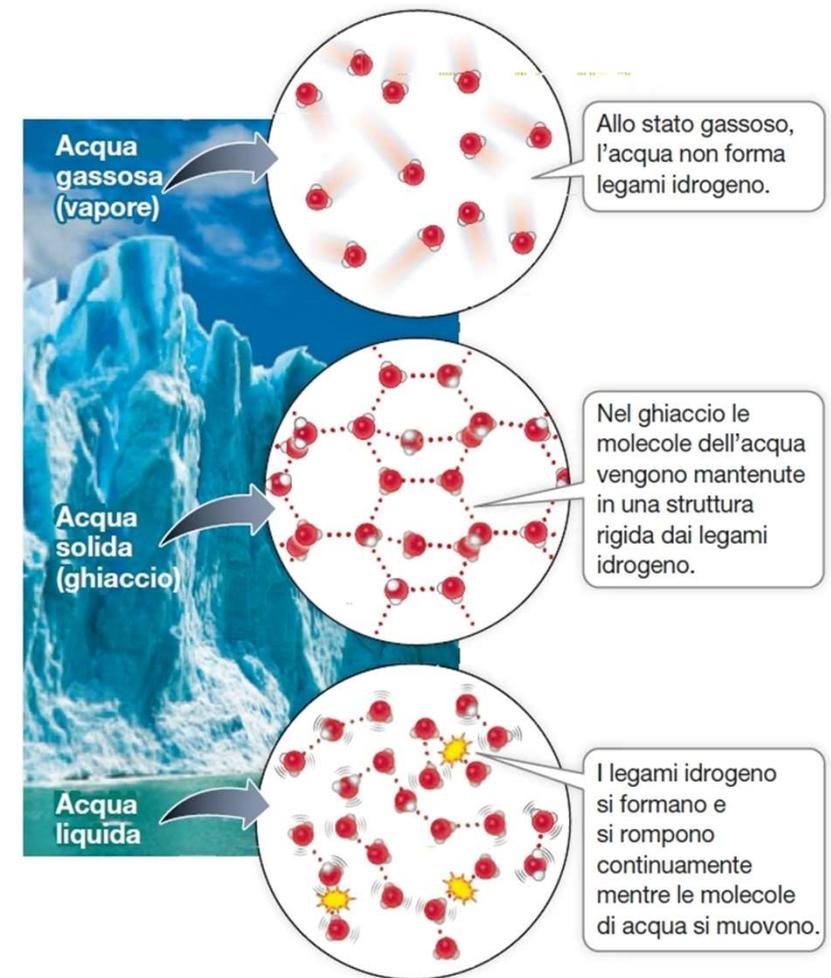
La molecola dell'acqua risulta fortemente polare, con due parziali cariche positive in corrispondenza dei due atomi di idrogeno e due parziali cariche negative in corrispondenza delle coppie di elettroni libere dell'atomo di ossigeno. La forma della molecola è **tetraedrica**. Ogni molecola d'acqua, pertanto, può formare quattro legami a idrogeno: due grazie all'atomo di ossigeno e uno da ciascun atomo di idrogeno.

La forza di un legame a idrogeno è pari solo al **5% della forza di un legame covalente**.



Nel ghiaccio le singole molecole occupano posizioni fisse e sono disposte ordinatamente. Per formare il massimo numero possibile di legami a idrogeno si collocano a una certa distanza l'una dall'altra, creando **molti spazi vuoti**; allo stato liquido invece i legami a idrogeno si rompono e si formano continuamente, a causa del maggior movimento delle particelle che non mantengono una disposizione ordinata → **l'acqua solida è meno densa dell'acqua liquida** → il ghiaccio **galleggia**

Il passaggio dallo stato solido a quello liquido è detto **fusione**. Per far fondere un solido, bisogna fornirgli una quantità di calore detta **calore latente di fusione**. Per fare avvenire il processo contrario (solidificazione) si deve invece raffreddare il liquido sottraendogli la stessa quantità di calore. Il **calore di fusione dell'acqua è pari a 80 cal/g**. L'acqua ha anche un **alto calore latente di evaporazione**.



**Figura 2.13** I legami idrogeno e le proprietà dell'acqua

I legami idrogeno si formano tra le molecole dell'acqua sia allo stato liquido sia allo stato solido. Il ghiaccio è più strutturato ma meno denso dell'acqua liquida, il che spiega perché il ghiaccio galleggia. L'acqua diventa gassosa quando i suoi legami idrogeno vengono rotti e le molecole si allontanano le une dalle altre.

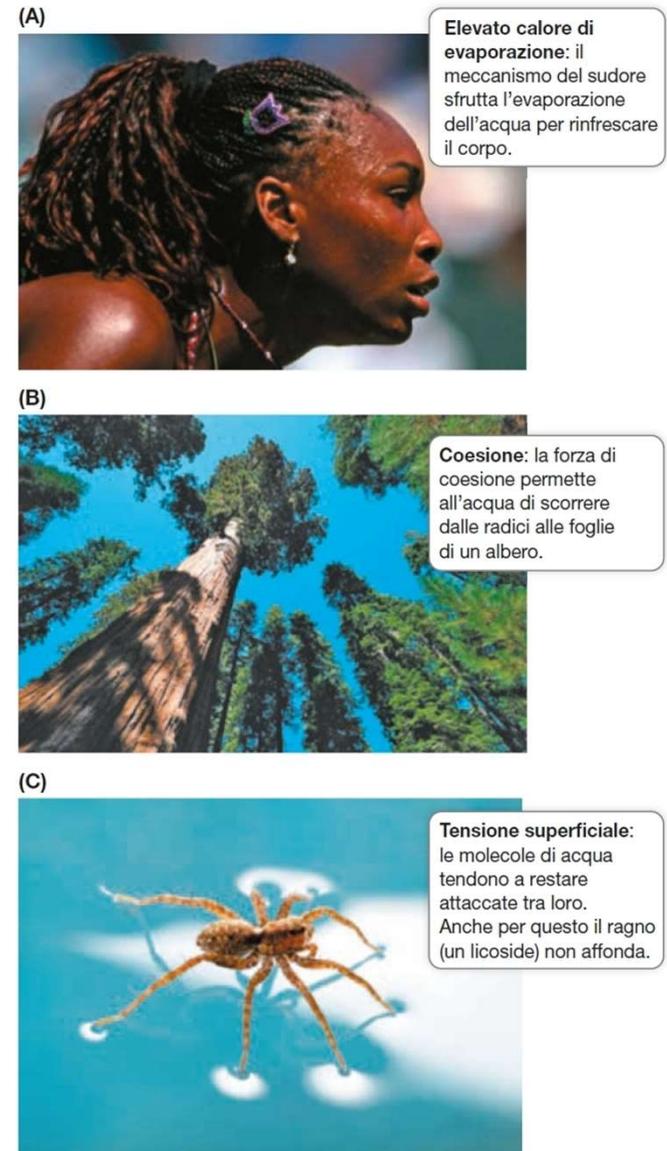
Il calore di **evaporazione dell' acqua è pari a 540 cal/g.**

La forza coesiva, o **coesione**, è la capacità delle molecole d'acqua di resistere alla separazione se sottoposte a tensione.

Se tale forza si instaura tra l'acqua e altri tipi di molecole si parla invece di **adesione**.

Le forze di coesione e di adesione che si instaurano tra le molecole dell'acqua permettono a sottili colonne di acqua liquida di risalire dalle radici alle foglie degli alberi.

La superficie libera dell'acqua si presenta invece come una **membrana elastica**. La forza che conferisce tali proprietà al liquido è detta **tensione superficiale**.



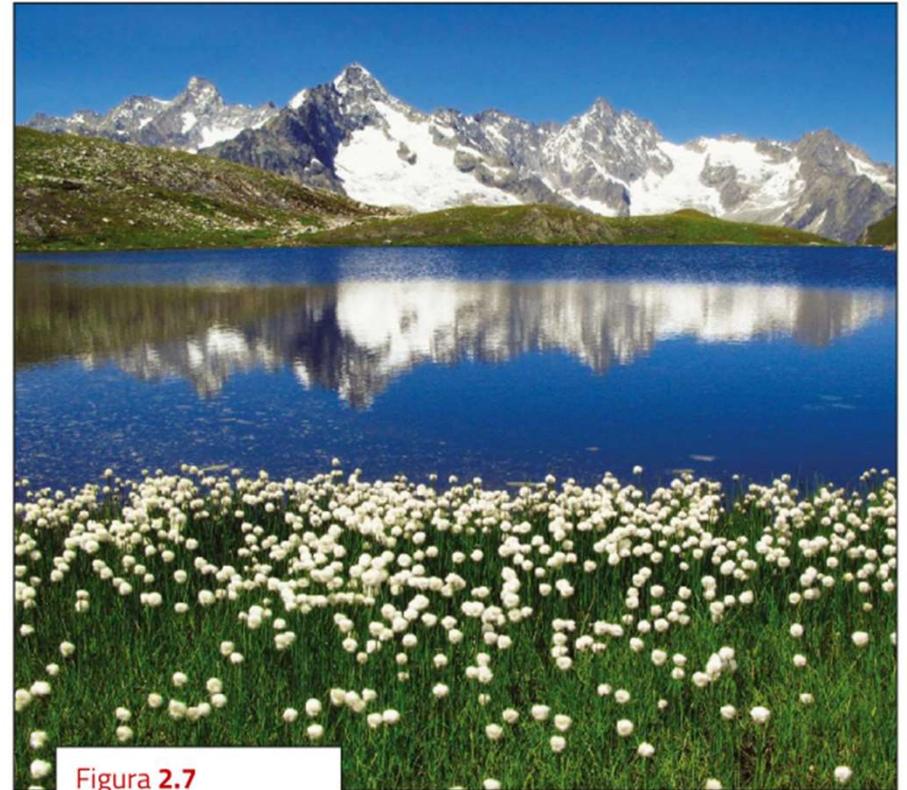
**Figura 2.14 L'acqua in ambito biologico** Queste tre proprietà rendono l'acqua molto utile agli organismi.

## Elevato calore specifico dell'acqua

Il calore specifico di una sostanza è la quantità di calore necessaria per innalzare di  $1^{\circ}\text{C}$  la temperatura di 1 g della sostanza stessa.

Il calore specifico dell'acqua è pari a  $1\text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$ .

Il calore specifico dell'acqua è maggiore rispetto a quello di quasi tutte le altre sostanze: la stessa quantità di calore che fa variare di  $1^{\circ}\text{C}$  la temperatura di 1 g di acqua, fa variare di  $10^{\circ}\text{C}$  la temperatura di 1 g di ferro.



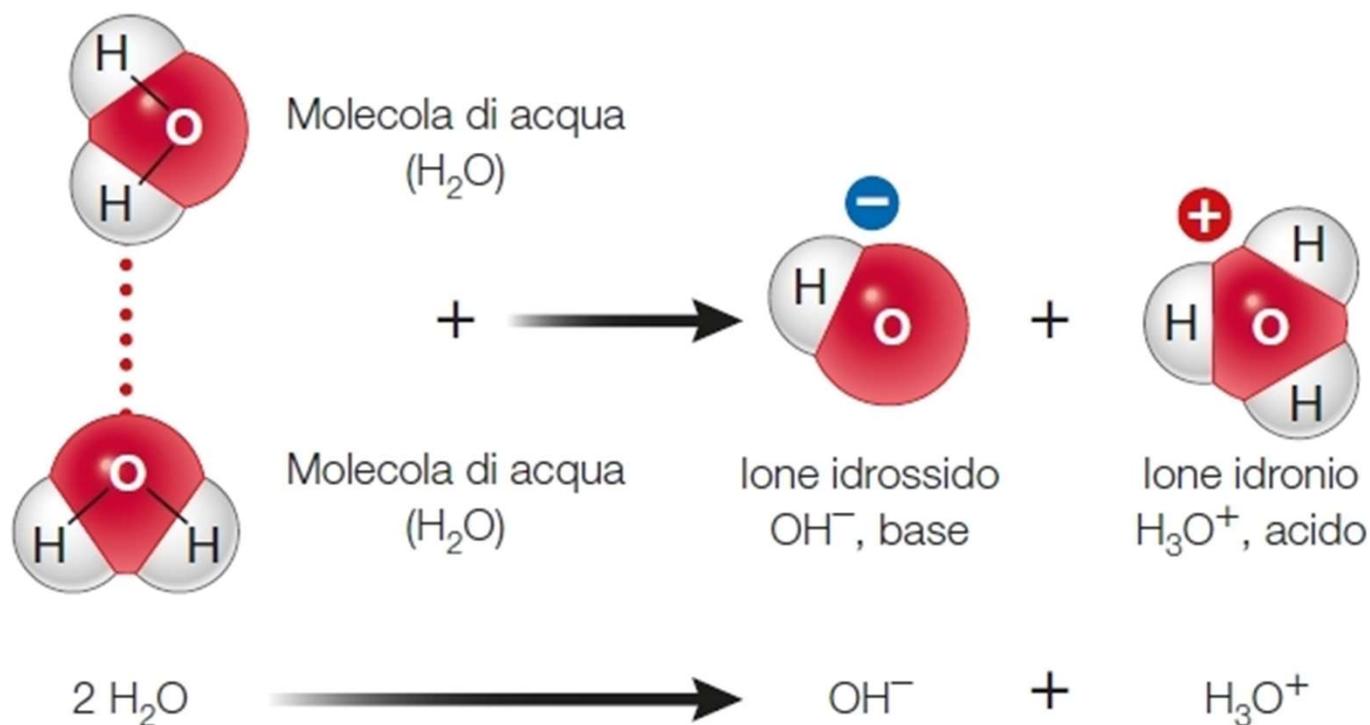
**Figura 2.7**

L'escursione termica La presenza di bacini d'acqua mitiga l'escursione termica.

## Soluzioni acide o basiche

Alcune sostanze, quando si sciolgono nell'acqua, liberano ioni idrogeno ( $\text{H}^+$ ) carichi positivamente: tali sostanze sono dette **acidi**.

Per esempio la molecola dell'acido cloridrico ( $\text{HCl}$ ), quando viene aggiunto all'acqua, si dissocia producendo ioni  $\text{H}^+$  e ioni  $\text{Cl}^-$ : di conseguenza, si ottiene una **soluzione acida**.



Altre sostanze, chiamate **basi**, sono capaci di accettare ioni  $\text{H}^+$ .

In soluzione acquosa, quindi, esse provocano una diminuzione della concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$ .

Lo ione ossidrile  $\text{OH}^-$ , per esempio, è una base che legandosi con uno ione  $\text{H}^+$  forma una molecola d'acqua,  $\text{H}_2\text{O}$ .

Esempi di basi sono la soda caustica ( $\text{NaOH}$ ) e l'ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ). Per misurare l'acidità di una soluzione è possibile misurare la concentrazione di ioni  $\text{H}^+$ , che si indica attraverso la **scala del pH**.

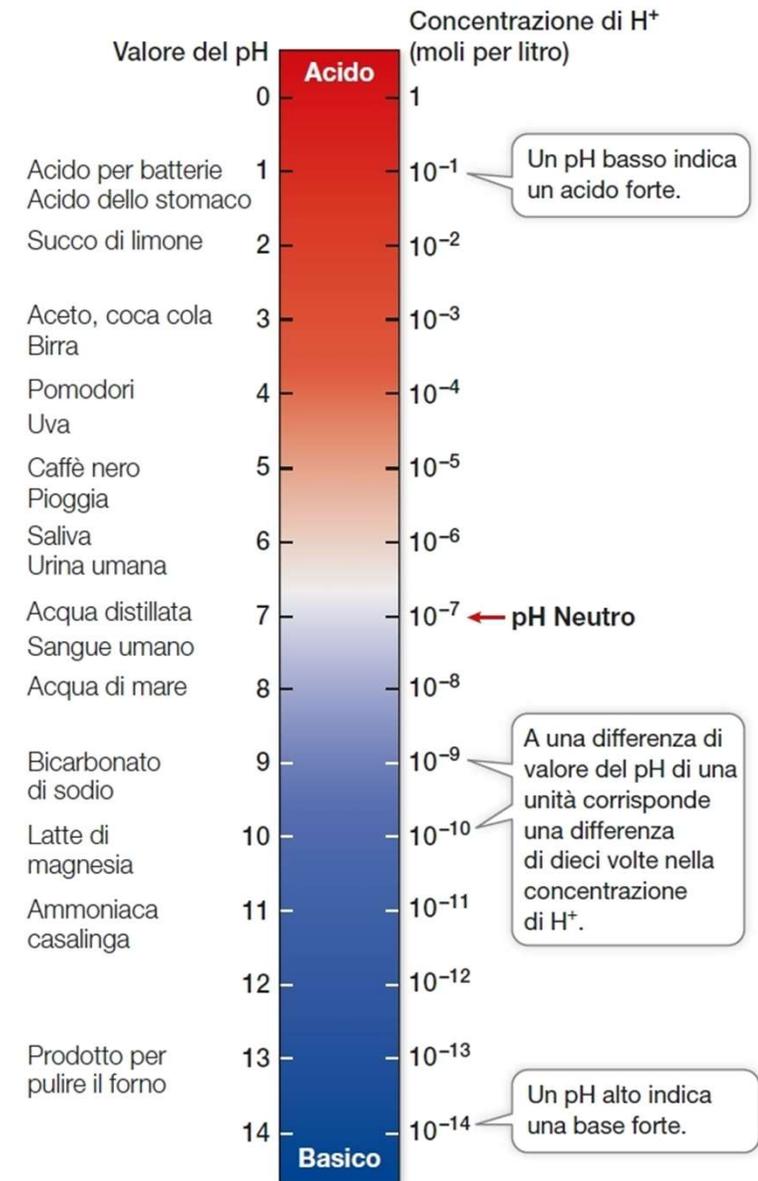


Figura 2.15 Valori del pH di alcune sostanze comuni.

L'impiego di **combustibili fossili** provoca l'emissione di diversi gas: l'**anidride solforosa** e gli **ossidi di azoto**.

Questi gas una volta raggiunta l'atmosfera reagiscono con l'umidità dell'aria dando origine a composti acidi che vengono portati a terra dalla pioggia.

Le **piogge acide** hanno effetti negativi sulla salute dell'uomo, danneggiano la **vegetazione**, gli **edifici** e **avvelenano le acque** dei laghi e dei fiumi .

