

I legami e la chimica della vita



8.1 I legami chimici sono forze di natura elettrica

8.2 Il legame ionico

8.3 Il legame covalente

8.4 La varietà delle molecole

8.5 I legami intermolecolari sono attrazioni elettriche deboli

8.6 I legami nelle soluzioni

8.1 I LEGAMI CHIMICI SONO FORZE DI NATURA ELETTRICA

Quasi tutte le sostanze sono formate da atomi o ioni uniti tra loro. Da questo punto di vista nel capitolo 4 abbiamo distinto due importanti categorie di materiali:

- le *sostanze molecolari*, costituite da molecole che contengono un numero definito e caratteristico di atomi, comprendono un certo numero di elementi e la maggior parte dei composti;
- le *sostanze ioniche*, costituite da ioni di elementi diversi «impacchettati» in strutture complesse e ordinate, sono sempre composti.

Le forze che uniscono gli atomi nelle molecole o gli ioni di un composto ionico sono chiamate **legami chimici primari**.

Come vedremo, ogni atomo può formare un preciso numero di legami primari, in relazione alla sua natura chimica e alla natura degli atomi con cui interagisce. L'atomo di ossigeno per esempio può unirsi solo a due atomi di idrogeno (per questo la formula dell'acqua è H_2O), mentre l'atomo di azoto si lega sempre a tre atomi di idrogeno (per questo la formula dell'ammoniaca è NH_3). In modo analogo gli ioni non assumono carica casuale nei loro composti: lo ione calcio ha sempre carica +2 mentre gli ioni fluoro hanno sempre carica -1.

Anche le molecole possono unirsi tra loro mediante **legami intermolecolari**. Questi legami sono meno forti dei legami primari e sono presenti nei materiali allo stato liquido, allo stato solido e uniscono le particelle di soluto e solvente mescolate nelle soluzioni. Essi inoltre contribuiscono a definire struttura e proprietà di importanti molecole biologiche come il DNA o le proteine.

Sia i legami primari, sia i legami intermolecolari si formano solo quando le particelle coinvolte sono vicine tanto da attrarsi reciprocamente. Per spiegare questo concetto consideriamo ciò che accade quando due atomi vengono a trovarsi vicini. Come sappiamo, gli atomi contengono cariche positive (i *nuclei*) e negative (gli *elettroni*). Tra i due atomi vicini agiscono contemporaneamente *forze di attrazione* e di *repulsione*: gli elettroni vengono attratti dal proprio nucleo e da quello dell'atomo vicino, ma si respingono reciprocamente, così come i due nuclei. L'intensità delle forze attrattive e repulsive è condizionata dalla carica nucleare dei due nuclei, dal numero di elettroni e dalle dimensioni dei due atomi. Un legame si forma quando le forze di attrazione, che tendono a unire gli atomi, superano per intensità le forze di repulsione, che tendono ad allontanarli. Situazioni analoghe si possono verificare anche tra ioni di carica opposta oppure tra molecole vicine, perchè anch'essi contengono particelle cariche positive e negative. In generale quindi:

i legami chimici sono forze di natura elettrica che agiscono tra atomi, ioni o molecole vicini.

Inizieremo considerando i *legami chimici primari*. Tali legami intervengono nella formazione delle particelle costitutive di elementi e composti.

► I LEGAMI PRIMARI COINVOLGONO GLI ELETTRONI ESTERNI DEGLI ATOMI

Per comprendere come si formano i legami primari è necessario considerare tre aspetti della struttura elettronica degli atomi.

1. In tutti gli atomi gli elettroni sono organizzati in strati, chiamati **livelli energetici**.
2. Ogni strato può contenere un numero preciso di elettroni, uguale per tutti gli elementi (per esempio nel primo possono stare al massimo due elettroni, nel secondo otto).
3. Gli elettroni «riempiono» ordinatamente i livelli energetici partendo dal più vicino al nucleo; l'ordine di riempimento dei livelli è il medesimo per tutti gli elementi.

che contiene solo due elettroni e completa il primo livello, gli altri gas nobili hanno otto elettroni esterni, il massimo numero possibile. Tutti gli altri elementi della tavola periodica hanno invece il livello esterno incompleto (FIGURA ■ 8.1). Essi quindi sono reattivi, cioè possono interagire con altri atomi per modificare questa situazione, in modo da «assomigliare» a un gas nobile.

Gli atomi che hanno il livello esterno incompleto possono diventare più stabili cedendo, acquistando o condividendo elettroni con altri atomi; ciò accade quando si formano i **legami chimici**.

Gli alogeni fluoro e cloro, per esempio, che occupano il gruppo VII, hanno 7 elettroni nel livello più esterno e tendono ad acquistarne uno per raggiungere rispettivamente la configurazione del neon e dell'argon.

Il trasferimento o la condivisione di elettroni possono avvenire solo quando due atomi sono abbastanza vicini da far sì che il loro **nucleo** (che ha carica positiva) attrici a sé anche gli elettroni esterni dell'atomo vicino. Gli effetti possibili di questa reciproca attrazione sono due:

1. Se i due atomi esercitano una forza di attrazione simile, essi mettono in comune alcuni elettroni; tali elettroni vengono attratti da entrambi i nuclei, che restano uniti grazie a una forza chiamata **legame covalente**.
2. Se i due atomi esercitano una forza di attrazione molto diversa, l'atomo con forza attrattiva superiore «strappa» all'altro uno o più elettroni. Si formano così due **ioni** di carica opposta, tra i quali agisce una forza attrattiva, chiamata **legame ionico**.

Per capire se si instaura un legame ionico o covalente è perciò necessario sapere quanto è grande la forza di attrazione che quell'atomo riesce a esercitare sugli elettroni dell'atomo vicino.

La grandezza che misura la tendenza di un atomo ad attirare gli elettroni coinvolti nel legame si chiama **elettronegatività**.

Come vedremo meglio nel Capitolo 9, i valori di elettronegatività dipendono da numerosi fattori (carica del nucleo, dimensioni degli atomi, numero di elettroni) e vengono riportati nella tavola periodica (FIGURA ■ 8.2); tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno la medesima elettronegatività. Per stabilire che tipo di legame si forma, bisogna calcolare la **differenza tra i valori di elettronegatività** degli elementi coinvolti.

FIGURA 8.2 ■ L'elettronegatività degli elementi. L'elettronegatività aumenta lungo un periodo e diminuisce lungo un gruppo.

		I															VIII				
1		H 2,20																He			
2		Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne		
3		Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar		
4		K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr		
5		Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,60	Mo 2,16	Tc 1,90	Ru 2,20	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66	Xe		
6		Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,30	Ta 1,50	W 2,36	Re 1,90	Os 2,20	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 1,90	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20	Rn		
7		Fr 0,70	Ra 0,90																		

■ Elettronegatività alta

■ Elettronegatività media

■ Elettronegatività bassa

Quando la differenza di elettronegatività (Δ_e) tra due atomi è piccola o nulla, essi formano un legame covalente; quando invece è molto elevata, i due atomi formano un legame ionico. In genere, quando $\Delta_e > 1,7$ il legame è ionico.

i calcoli del chimico

Come calcolare il numero di elettroni persi o acquistati

► Quanti elettroni devono acquistare o perdere gli atomi di ossigeno e berillio per diventare stabili?

Analisi La FIGURA ■ 8.1 indica il numero di elettroni esterni dei due atomi.

Soluzione L'atomo di ossigeno contiene 6 elettroni nel livello esterno. Perciò diventa stabile se acquista 2 elettroni, completando così il secondo livello.
L'atomo di berillio ha 2 elettroni nel primo livello e 2 nel secondo. Se perde 2 elettroni diventa stabile come l'elio.

È un risultato accettabile? Calcoliamo il numero di elettroni dei due ioni e vediamo se hanno il livello esterno completo come i gas nobili: lo ione O^{2-} ha 10 elettroni come l'atomo di neon che si trova nel gruppo dei gas inerti; lo ione Be^{2+} ha due elettroni e il primo livello completo.

PROVA TU 1 Quanti elettroni deve perdere il magnesio e quanti ne deve acquistare l'azoto per diventare stabile?

 **Check point**

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere o false.

- I legami chimici sono forze di natura elettrica che agiscono tra atomi, ioni o molecole vicini.
- Quando $\Delta_e < 1,7$ il legame è ionico.
- I gas nobili sono inerti perché hanno il livello esterno completo.

V	F
V	F
V	F

FIGURA 8.3 ■ Formazione degli ioni sodio e cloruro. Quando un atomo di sodio reagisce con uno di cloro, quest'ultimo (più elettronegativo) sottrae un elettrone al sodio completando così il proprio livello più esterno. In questo modo l'atomo di cloro diviene uno ione cloruro carico negativamente (Cl^-). L'atomo di sodio, perdendo un elettrone, diviene uno ione sodio (Na^+) carico positivamente.

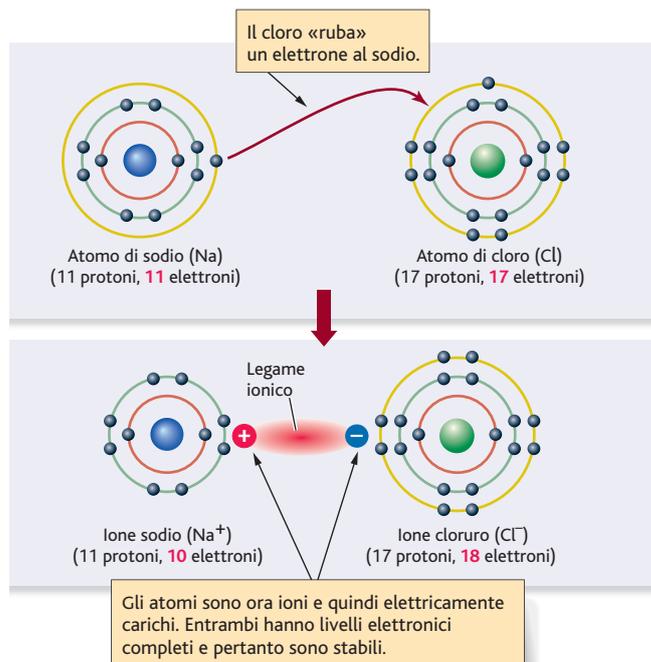
8.2 IL LEGAME IONICO

Il **legame ionico** si instaura tra un elemento con bassa elettronegatività e un elemento con alta elettronegatività, che si scambiano elettroni in modo che i loro atomi abbiano il livello esterno completo.

L'atomo più elettronegativo acquista elettroni, mentre quello meno elettronegativo li perde.

Consideriamo, per esempio, il cloruro di sodio $NaCl$, un composto che contiene cloro (elettronegatività = 3,16) e sodio (elettronegatività = 0,93). Ogni atomo di cloro possiede 7 elettroni esterni e deve acquistare un elettrone per riempire il suo livello esterno. Il sodio invece ha un solo elettrone esterno e perdendolo resta con un livello completo. La differenza di elettronegatività è molto elevata: $\Delta_e = 2,23$.

Quando sodio e cloro vengono a contatto, l'elettrone esterno del sodio passa nel livello esterno del cloro; in questo modo il sodio diventa un catione Na^+ e il cloro diventa un anione Cl^- . I due ioni hanno il livello esterno completo, perciò sono molto stabili: essi si attraggono e formano un legame ionico (FIGURA ■ 8.3).



Il legame ionico è l'attrazione elettrostatica tra ioni di carica opposta; gli ioni si formano perché un atomo cede all'altro uno o più elettroni.

In ogni granello di cloruro di sodio è presente un numero uguale di ioni Na^+ e Cl^- : per questo la formula del cloruro di sodio è NaCl . In altri composti ionici sono presenti ioni dotati di cariche multiple. Un esempio è il composto MgO , che contiene uno ione O^{2-} per ogni ione Mg^{2+} . In questo caso il magnesio perde due elettroni per essere stabile, mentre l'ossigeno ne acquista due (vedi FIGURA ■ 8.1):

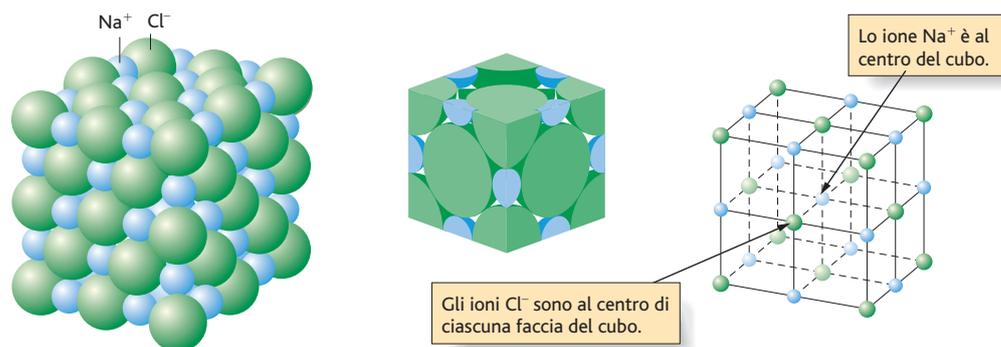


Pur contenendo particelle cariche, i composti ionici sono neutri, perché la somma delle cariche positive (cioè il numero complessivo degli elettroni persi) è sempre uguale alla somma delle cariche negative (cioè il numero complessivo degli elettroni acquistati).

In genere questi composti si presentano come solidi cristallini in cui gli ioni sono impacchettati ordinatamente, in modo che ciascuno di essi sia circondato solo da ioni di carica opposta. Possiamo immaginare ogni ione come una sferetta sulla cui superficie la carica è distribuita in modo uniforme. Per questo ogni ione attira a sé tutti gli ioni di carica opposta che lo circondano (non solo quello con cui si è realizzato lo scambio).

Ogni ione inoltre è una particella indipendente da quelle vicine. I solidi ionici più comuni sono i sali (FIGURA ■ 8.4) nei quali in genere gli ioni positivi sono metalli mentre gli ioni negativi contengono un non metallo talvolta unito all'ossigeno.

FIGURA 8.4 ■ **I composti ionici.** Un cristallo di cloruro di sodio, un sale, può essere considerato il risultato della ripetizione nello spazio di tanti ipotetici cubi al cui centro c'è lo ione Na^+ .



ESEMPIO 8.2

i calcoli del chimico**Come determinare la carica degli ioni e la formula di un composto ionico**

Determina la formula e la carica degli ioni nel composto ionico che si forma dall'unione di fluoro (elettronegatività = 3,98) e alluminio (elettronegatività = 1,61).

Analisi

- Conosciamo i valori dell'elettronegatività.
- Osservando la figura 8.1 possiamo stabilire il numero di elettroni nel livello esterno di fluoro e alluminio.

Soluzione

Il legame è ionico perché $\Delta_e = 2,37$. L'atomo di fluoro ha sette elettroni esterni e può acquistare un solo elettrone, mentre gli atomi di alluminio hanno tre elettroni esterni da perdere per diventare stabili. Il processo coinvolge quindi tre atomi di fluoro e un atomo di alluminio. I tre atomi di fluoro si trasformano in tre ioni F^- acquistando un elettrone ciascuno dall'atomo di alluminio, che diventa uno ione Al^{3+} . La formula del composto è quindi AlF_3 .

È un risultato accettabile? Usiamo la formula per risalire alla carica degli ioni: nell'unità formula vi sono tre ioni fluoro per ogni ione alluminio: la carica dello ione alluminio deve quindi essere tre volte più grande (come numero) rispetto a quella degli ioni fluoro, che assume segno negativo per via della maggiore elettronegatività del fluoro. Utilizzando la figura 8.1 possiamo inoltre verificare che gli ioni Al^{3+} e gli ioni F^- hanno il livello esterno completo.

PROVA TU 2

Spiega come si forma il composto Na_2O e determina la carica degli ioni che contiene.

8.3 IL LEGAME COVALENTE

Quando vengono a contatto due atomi che hanno elettronegatività uguale o simile ($\Delta_e < 1,7$), non può avvenire un trasferimento di elettroni. In questi casi gli atomi possono aumentare il numero di elettroni nel livello esterno mettendo in compartecipazione una o più coppie di elettroni.

Il legame covalente è la forza di attrazione che si instaura tra due atomi che condividono una o più coppie di elettroni; gli atomi uniti formano una molecola.

Il legame covalente permette a due atomi di acquisire uno o più elettroni, pur restando elettricamente neutri: gli elettroni condivisi infatti appartengono a entrambi gli atomi.

La FIGURA ■ 8.5 rappresenta la formazione di un legame covalente fra due atomi di idrogeno.

Il legame covalente in cui viene condivisa una sola coppia di elettroni è detto **legame singolo** e viene rappresentato come un trattino che unisce i due simboli: H—H.

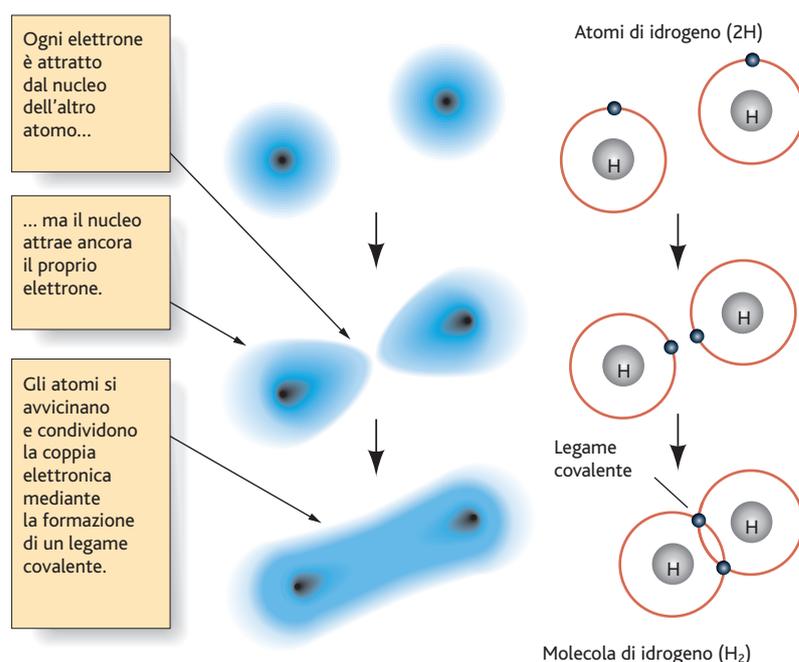


FIGURA 8.5 ■ **I legami covalenti.** Due atomi di idrogeno possono combinarsi a formare una molecola di idrogeno. Un legame covalente si forma quando gli elettroni dei due atomi vengono condivisi da entrambi.

Molti elementi possono formare anche **legami doppi**, che comportano la condivisione di due coppie di elettroni. È presente un legame doppio, per esempio, nella molecola O_2 .

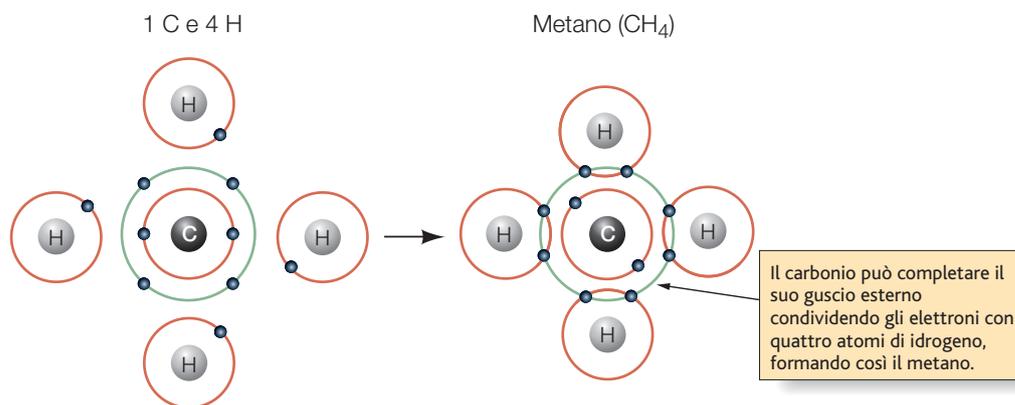
Sono possibili anche **legami tripli**, cioè legami in cui vengono condivise tre coppie di elettroni. Un legame triplo si trova nelle molecole N_2 . Proprio la presenza di un triplo legame, particolarmente forte, rende stabile la molecola di azoto e ne giustifica l'abbondanza nell'atmosfera.



Il legame covalente può instaurarsi anche tra atomi di elementi diversi e può portare alla formazione di molecole che contengono anche tre o più atomi, uniti da legami singoli doppi o tripli. Per esempio, le molecole di metano (CH_4) sono formate da quattro atomi di idrogeno uniti a un atomo di carbonio mediante quattro legami singoli. Il car-

bonio infatti ha bisogno di 4 elettroni per diventare stabile, mentre l'idrogeno possiede un solo elettrone (FIGURA ■ 8.6).

FIGURA 8.6 ■ Tramite il legame covalente si possono formare composti. La formazione di legami covalenti nel metano.



ESEMPIO 8.3

i calcoli del chimico

Come identificare i tipi di legami nelle molecole

Descrivi i legami presenti nella molecola CO_2 .

Analisi

La FIGURA ■ 8.1 ci permette di stabilire il numero di elettroni esterni di carbonio e ossigeno; la tavola delle elettronegatività ci permette di calcolare la differenza tra i due valori per verificare che si tratta di legami covalenti.

Soluzione

L'atomo di carbonio ha bisogno di 4 elettroni per completare il livello esterno, mentre gli atomi di ossigeno hanno bisogno di 2 elettroni ciascuno. Si formano perciò due doppi legami tra carbonio e ossigeno: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$.

In questo modo tutti gli atomi hanno 8 elettroni esterni. Il legame $\text{C}=\text{O}$ è un legame covalente polare: l'ossigeno ha una parziale carica negativa, mentre il carbonio ha una parziale carica positiva.

È un risultato accettabile? La formula indica la presenza di due atomi di ossigeno per ogni atomo di carbonio che hanno tutti il livello esterno incompleto. La condivisione consente a tutti gli atomi di essere adeguatamente completati.

PROVA TU 3

Descrivi i legami presenti nella molecola NH_3 e nella molecola F_2 .

► IL LEGAME COVALENTE PUÒ ESSERE PURO O POLARE

Nelle molecole O_2 , N_2 , H_2 gli elettroni di legame vengono attratti in modo identico dai due nuclei, perché gli atomi hanno la stessa elettronegatività. Nella molecola H_2O , invece, la condivisione degli elettroni non è identica: l'ossigeno, che è più elettronegativo, attira gli elettroni con forza maggiore rispetto all'idrogeno. Esistono quindi due diversi tipi di legame covalente.

- Il **legame covalente puro** o apolare si instaura tra due atomi identici o che hanno elettronegatività simile;
- Il **legame covalente polare** si instaura tra due atomi che hanno valori di elettronegatività differenti, e che pertanto esercitano forze attrattive di diversa intensità sugli elettroni di legame.

Nei legami covalenti polari gli elettroni di legame sono sempre spostati verso l'atomo più elettronegativo, che in tal modo acquista una parziale carica negativa, mentre l'altro acquista una parziale carica positiva (FIGURA ■ 8.7). Le cariche parziali vengono indicate con i simboli δ^+ e δ^- .

A seconda della differenza di elettronegatività, il legame sarà più o meno polare: per esempio, un legame $\text{H}-\text{O}$ è meno polare di un legame $\text{H}-\text{F}$, ma più polare del legame $\text{C}-\text{H}$, che ha una polarità quasi nulla.

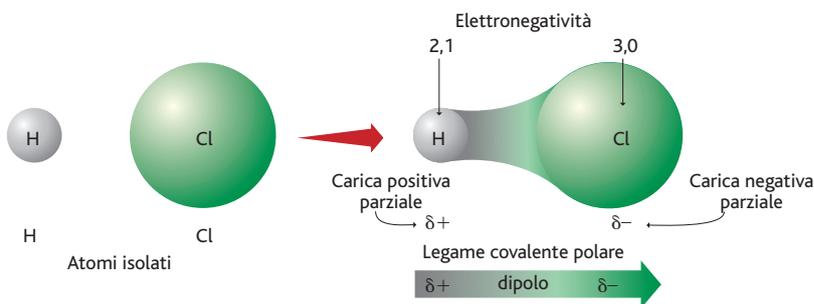


FIGURA 8.7 ■ Il **legame covalente polare**. La formazione del legame covalente polare tra un atomo di idrogeno e uno di cloro.

In alcuni composti ionici, come l'idrossido di sodio NaOH, sono presenti sia legami covalenti, sia legami ioni: l'ossigeno prende un elettrone dal sodio e acquista una carica negativa, ma contemporaneamente forma un legame covalente con l'atomo di idrogeno. Il gruppo OH⁻ ha una carica negativa ed è uno *ione poliatomico*, cioè uno ione costituito da più atomi legati insieme; la carica elettrica non è da attribuire a un solo atomo, ma a tutto uno ione poliatomico.



Check point

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere o false.

- a) Il legame ionico si forma tra due atomi di pari elettronegatività.
- b) Pur contenendo particelle cariche, i composti ionici sono neutri.
- c) Il legame covalente è la forza di attrazione che si instaura tra due atomi che condividono una o più coppie di elettroni.
- d) Il legame covalente polare si instaura tra due atomi identici o che hanno elettronegatività simile.

 V F

 V F

 V F

 V F

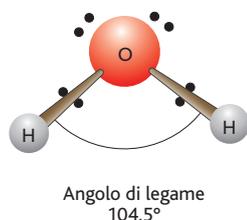
8.4 LA VARIETÀ DELLE MOLECOLE

Le sostanze formate da molecole sono più numerose e varie delle sostanze ioniche. Il legame covalente infatti è più versatile del legame ionico e consente di costruire molecole differenti non solo per il tipo di elementi che contengono, ma anche per dimensioni, forma e polarità. Il primo aspetto che considereremo è la forma perché da essa dipendono altre proprietà delle molecole.

► OGNI MOLECOLA HA UNA FORMA DEFINITA

Ogni molecola ha una forma definita, che dipende principalmente dagli **angoli di legame**.

Se immaginiamo ogni legame come un'asticella rigida che unisce due sfere (cioè i due atomi), gli angoli di legame sono gli angoli tra i diversi segmenti che partono da uno stesso atomo. Nella molecola d'acqua, per esempio, è presente un angolo di legame di circa 104,5°; pertanto la molecola non è lineare, ma ha una struttura a V:



Nella FIGURA ■ 8.8 puoi vedere alcuni modellini di composti del carbonio in cui la geometria varia in relazione al numero di legami singoli, doppi o tripli formati dagli atomi di carbonio.

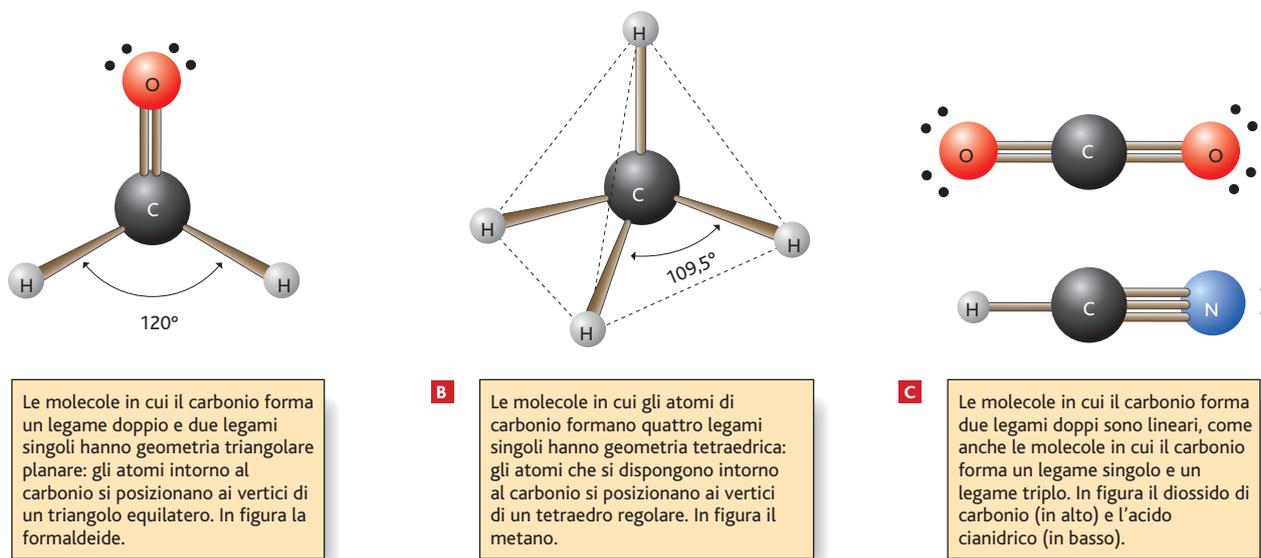


FIGURA 8.8 ■ **La geometria dei legami.** La forma delle molecole è determinata dal tipo di legame tra gli atomi che la compongono.

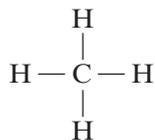
Ovviamente la forma effettiva di una molecola, specialmente nel caso di composti molto complessi, dipende anche dalle dimensioni relative degli atomi. Nell'acqua, per esempio, gli atomi di idrogeno sono piccolissimi e non hanno dimensioni paragonabili a quelle dell'atomo di ossigeno a cui sono legati.

Nel capitolo 10 vedremo le teorie che consentono di stabilire la forma delle molecole più comuni.

► FORMULE DI STRUTTURA E MODELLI MOLECOLARI

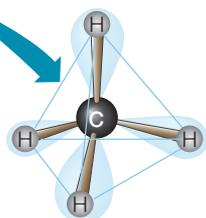
La formula di una molecola indica sempre la sua composizione, ma si può scrivere in due modi differenti:

- come **formula molecolare**, indicando solo il numero di atomi che contiene: nel caso del metano, CH_4 ;
- come **formula di struttura**, indicando con un trattino tra i simboli ogni legame covalente:



Le formule di struttura non rappresentano la forma reale delle molecole, perché solitamente i trattini non sono disposti secondo la geometria dei legami, ma sono utili per capire in quale ordine sono disposti gli atomi e il numero di legami che essi formano. Per rappresentare la forma delle molecole si fa ricorso invece a modelli molecolari:

Modello a sfere e bastoncini



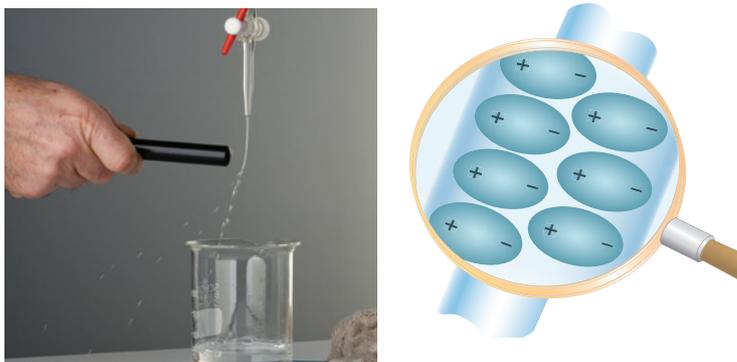
Modello compatto



► I DIPOLI SONO MOLECOLE POLARI

Tutte le molecole sono neutre; tuttavia alcune di esse sono «sensibili» alla carica elettrica da cui vengono attratte. Le molecole d'acqua, per esempio, vengono attratte dalla plastica o dal vetro strofinati sulla lana (FIGURA ■ 8.9). Le molecole sensibili alla carica elettrica sono chiamate *molecole polari* o **dipoli**.

Nelle **molecole polari** le cariche elettriche sono distribuite in modo asimmetrico, anche se la molecola nel suo complesso è neutra.

**nota**

In fisica si definisce **dipolo** (dal greco *dís*, «due volte», e *pólos*, «asse», come quello terrestre) un corpo in cui si abbia la separazione di due cariche opposte, magnetiche o elettriche. Un esempio di dipolo magnetico è la calamita.

FIGURA 8.9 ■ La molecola dell'acqua è polare. Una bacchetta di plastica strofinata possiede una carica elettrica sufficiente a spostare il filo d'acqua.

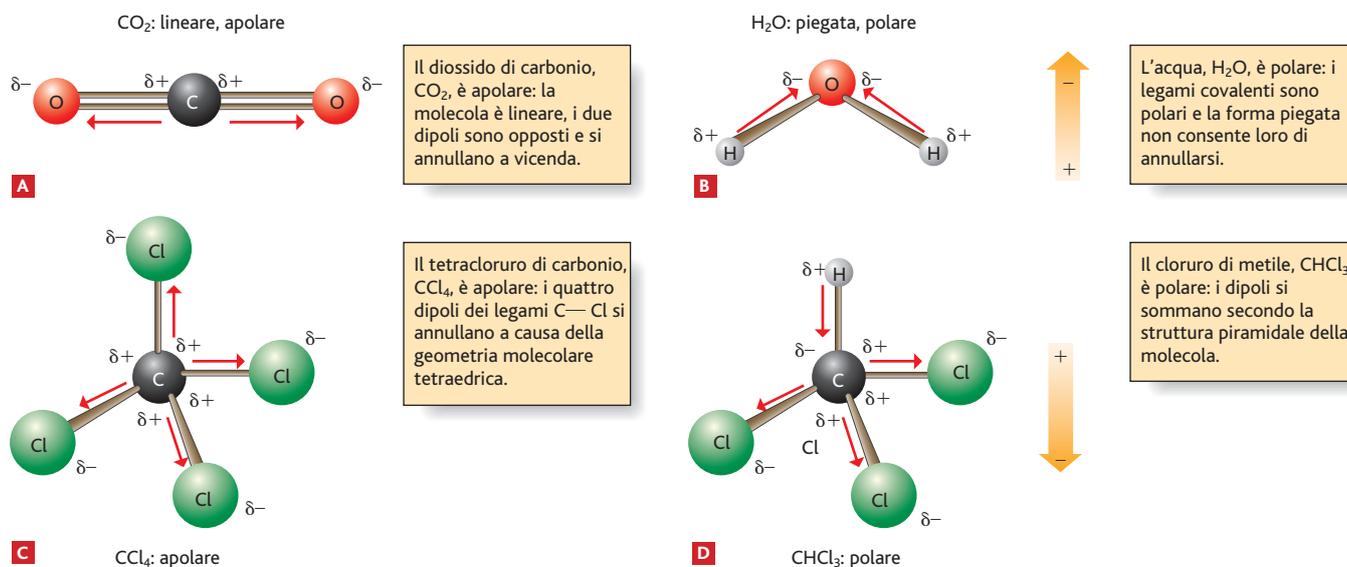
L'estremità della molecola su cui si addensa la carica positiva è detta **polo positivo**, mentre l'estremità su cui si addensa la carica negativa è detta **polo negativo**. Nella molecola d'acqua il polo negativo è l'atomo di ossigeno che, essendo molto elettronegativo, attira a sé gli elettroni dei due atomi di idrogeno che diventano i poli positivi della molecola.

Non tutte le molecole sono polari: le molecole di CO_2 e le molecole di CH_4 , per esempio, non sono polari (FIGURA ■ 8.10). Perché una molecola sia polare deve possedere i seguenti requisiti:

- deve contenere legami covalenti polari;
- i legami devono essere disposti in modo da creare uno squilibrio nella distribuzione degli elettroni di legame all'interno della molecola.

I due requisiti sono entrambi indispensabili: se manca uno di essi la molecola non è polare. Confrontiamo per esempio il diossido di carbonio e l'acqua: il legame $\text{C}=\text{O}$ ha polarità simile al legame $\text{H}-\text{O}$, tuttavia le due molecole hanno comportamento diverso. La molecola di CO_2 non è polare perché è lineare: l'ossigeno si trova al centro della molecola e la polarità di un legame $\text{C}=\text{O}$ è annullata da quello opposto. L'acqua invece è polare perché l'ossigeno si trova a una estremità della molecola; se la molecola avesse forma lineare, l'acqua sarebbe apolare come il diossido di carbonio.

FIGURA 8.10 ■ Molecole polari e apolari. La geometria di una molecola ne determina la polarità.



► I COMPOSTI MOLECOLARI DEL CARBONIO

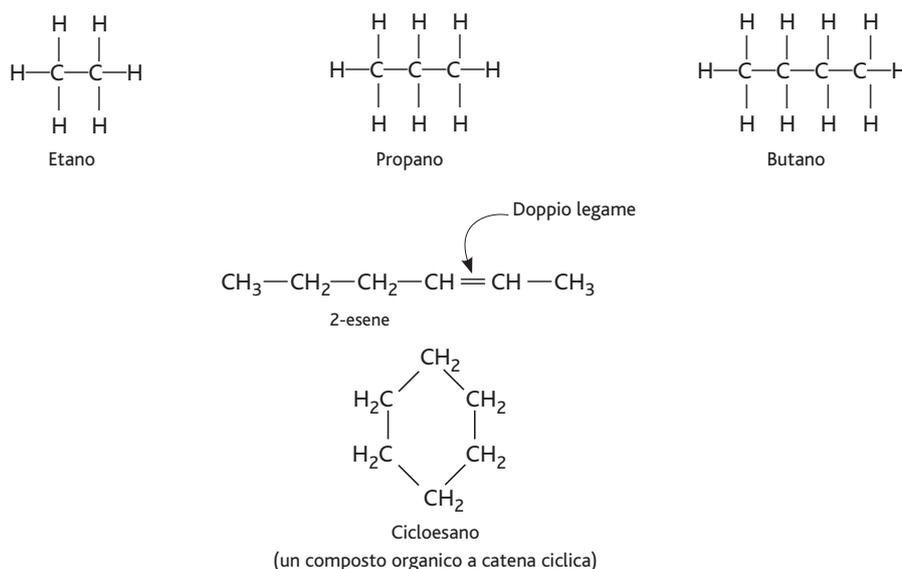
Come abbiamo accennato nel Capitolo 5, il carbonio è, tra gli elementi naturali, il più interessante e il più importante per la vita anche se non il più abbondante.

Il carbonio forma un gran numero di composti e ciò è dovuto alla capacità che hanno gli atomi di carbonio di formare fra loro robusti legami covalenti e, allo stesso tempo, di legarsi ad atomi di altri elementi. Ricordiamo che i composti costituiti da catene di atomi di carbonio uniti ad atomi di elementi diversi sono chiamati *composti organici*; i composti organici formati solo da atomi di carbonio e idrogeno sono chiamati *idrocarburi*.

L'atomo di carbonio possiede sei elettroni: due nel livello energetico più interno e quattro in quello più esterno. Poiché tale livello può contenere fino a otto elettroni, il carbonio è in grado di mettere in comune elettroni con quattro altri atomi, formando così *quattro legami covalenti*. Inoltre, il carbonio ha la possibilità di formare sia *legami covalenti singoli*, sia *legami doppi*, sia *tripli*.

Il carbonio infine ha la prerogativa di formare catene carboniose di lunghezza variabile, che possono contenere anche migliaia di atomi. Le catene carboniose possono essere lineari, ramificate o disposte ad anello, e inoltre avere doppi legami (e talora tripli) al loro interno (FIGURA ■ 8.11).

FIGURA 8.11 ■ I composti del carbonio. Formula di struttura di alcuni composti organici.



Le catene di atomi di carbonio hanno una caratteristica importante: non si spezzano e non reagiscono facilmente. Per esempio, a temperatura ambiente non vengono distrutte dall'acqua e dall'ossigeno, due sostanze molto diffuse ed estremamente reattive.

Le catene carboniose possono avere lunghezza e forma molto varie. In genere gli atomi di carbonio costituiscono l'impalcatura delle catene alle quali, lateralmente, si uniscono singoli atomi o gruppi di atomi che contengono altri elementi. Ciò consente di ottenere un numero elevatissimo di composti.

► GLI ISOMERI

Poiché nelle catene carboniose i legami possono essere posizionati in modo molto vario, spesso si verifica un fatto curioso: esistono molecole che contengono esattamente lo stesso numero di atomi, ma hanno una struttura diversa.

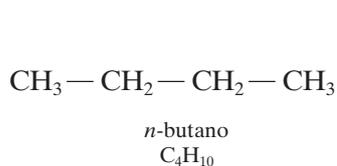
Il fenomeno per il quale la stessa formula corrisponde a sostanze che hanno proprietà differenti è detto **isomeria** ed è tipico dei composti organici.

Vengono detti **isomeri** due composti formati da molecole che, pur avendo la stessa formula, hanno una diversa disposizione relativa degli atomi o dei legami.

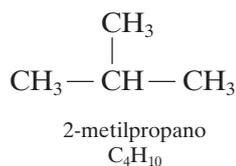
nota

Nel termine **isomero**, la radice *-mero* è preceduta da *iso-* (dal greco *isos*, «uguale») per indicare molecole che sono «fatte dalle stesse parti», cioè che hanno la stessa composizione.

Questi due idrocarburi a quattro atomi di carbonio, per esempio, sono *isomeri di catena*:



Isomero a catena lineare:
temperatura di ebollizione = 20,4 °C.



Isomero a catena ramificata:
temperatura di ebollizione = -11,7 °C.

Sono isomeri anche il glucosio e il fruttosio, due zuccheri prodotti dalle piante e utilizzati comunemente nella preparazione di alimenti. La formula del glucosio e del fruttosio è la stessa: C₆H₁₂O₆. La formula di struttura però è diversa: si tratta infatti di due isomeri strutturali (FIGURA ■ 8.12).

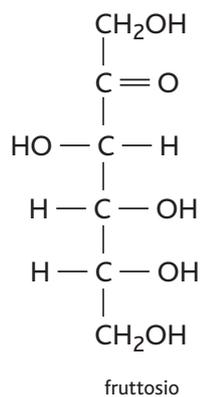
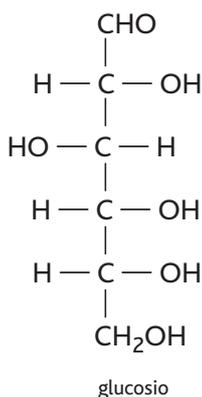


FIGURA 8.12 ■ **Gli isomeri di struttura.** Il glucosio e il fruttosio sono isomeri strutturali.



Check point

Completa le seguenti frasi, scegliendo la corretta alternativa.

- La molecola d'acqua ha una struttura **lineare/a V**.
- Nelle molecole polari le cariche elettriche sono distribuite in modo **simmetrico/asimmetrico**.
- Nella molecola d'acqua il polo negativo è l'atomo di **ossigeno/idrogeno**.
- Gli idrocarburi sono composti **organici/inorganici**.

8.5 I LEGAMI INTERMOLECOLARI SONO ATTRAZIONI ELETTRICHE DEBOLI

I legami ionici e covalenti sono forze di natura elettrica molto intense e modificano la distribuzione degli elettroni negli atomi e negli ioni. Spezzare questi legami richiede sempre una notevole quantità di energia. Anche le molecole possono formare legami chimici di natura elettrica, chiamati legami intermolecolari, molto più deboli ma importanti per le proprietà fisiche dei materiali.

Le forze che agiscono tra molecole vicine sono dette **legami intermolecolari** e sono legami deboli di natura elettrica.

I legami intermolecolari, diversamente dai legami tra atomi o ioni, non comportano mai una condivisione o un trasferimento di elettroni; per questa ragione sono più deboli rispetto ai legami ionici o covalenti e possono venire spezzati con un minore dispendio energetico.

In generale i legami intermolecolari si manifestano solo quando le molecole sono vicine, cioè nelle sostanze allo stato solido o liquido, mentre sono quasi del tutto assenti nelle sostanze allo stato aeriforme; nei gas infatti le molecole si muovono velocemente e sono mediamente molto distanti l'una dall'altra.

Esistono tre tipi di legami intermolecolari, che hanno forza diversa in relazione alla polarità delle molecole coinvolte:

- il *legame dipolo-dipolo*;
- il *legame a idrogeno*;
- le *forze di London*.

► L'ATTRAZIONE TRA MOLECOLE POLARI: I LEGAMI DIPOLO-DIPOLO

Se due o più molecole polari vengono a trovarsi vicine tra loro, si orientano in modo che il polo positivo dell'una si trovi a contatto con il polo negativo dell'altra (FIGURA ■ 8.13).

FIGURA 8.13 ■ Il **legame dipolo-dipolo**. I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati forze dipolo-dipolo.

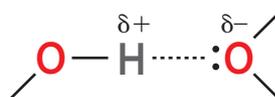


L'attrazione che si crea tra poli opposti di molecole polari vicine è detta **legame dipolo-dipolo**.

Un esempio di legame dipolo-dipolo riguarda le molecole dell'acido cloridrico, HCl. I legami dipolo-dipolo sono abbastanza deboli, ma la loro intensità varia in relazione alla polarità delle molecole.

► I LEGAMI A IDROGENO SONO PIÙ FORTI DEI LEGAMI DIPOLO-DIPOLO

Il legame idrogeno è la forza di coesione che mantiene unite le molecole nell'acqua allo stato liquido o solido. L'atomo di ossigeno con una parziale carica negativa (δ^-) di una molecola d'acqua è attratto dall'atomo di idrogeno con una parziale carica positiva (δ^+) di un'altra molecola d'acqua. Tra le molecole d'acqua si forma così un legame intermolecolare detto *legame a idrogeno*:



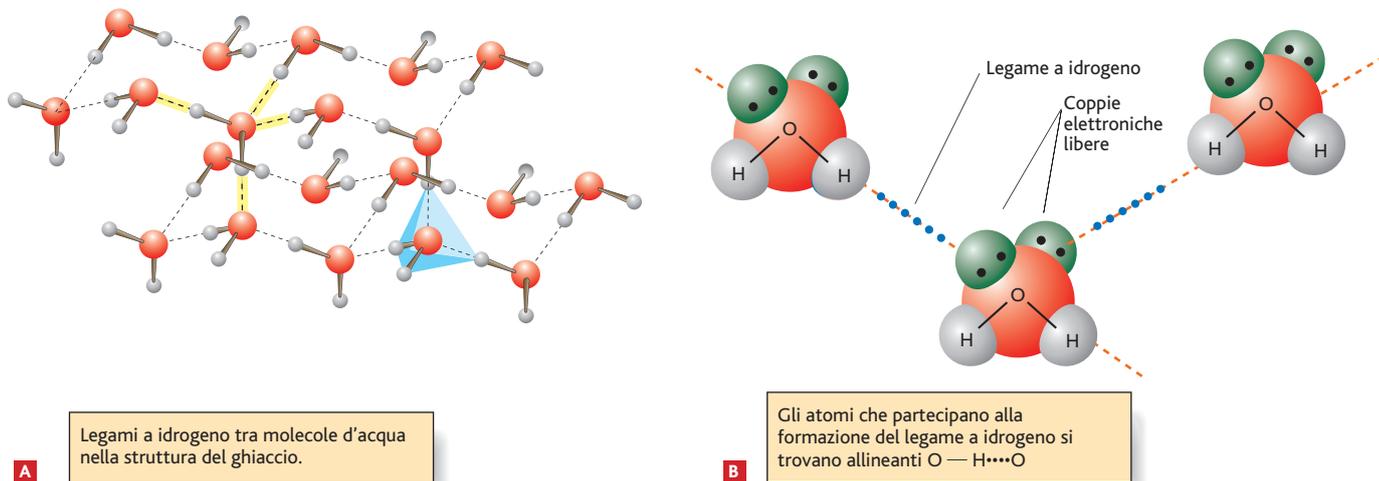
Il legame a idrogeno è dieci volte più intenso del legame dipolo-dipolo per due ragioni:

1. l'atomo di idrogeno è molto piccolo e la parziale carica positiva è distribuita su una superficie limitata; l'idrogeno tende quindi ad accostarsi con forza notevole al polo negativo di una molecola vicina;
2. l'ossigeno è un atomo piccolo, fortemente elettronegativo e presenta nel livello più esterno due coppie di elettroni non condivise che attirano fortemente l'atomo di idrogeno di un'altra molecola.

I legami a idrogeno possono avvenire anche tra molecole molto polarizzate che contengono fluoro e azoto, due atomi piccoli e molto elettronegativi come l'ossigeno. Per esempio si formano legami a idrogeno tra le molecole di ammoniaca, oppure tra molecole di ammoniaca e di acqua.

Il **legame a idrogeno** è un legame intermolecolare tra molecole fortemente polarizzate, nelle quali l'idrogeno è legato con legame covalente ad atomi piccoli e molto elettronegativi (F, O, N).

Ogni molecola può formare un numero preciso di legami a idrogeno, disposti secondo una geometria caratteristica. Nel caso dell'acqua allo stato solido, per esempio, ogni molecola forma quattro legami con altrettante molecole vicine: due legami sono formati dai due atomi di idrogeno, e due dalle due coppie di elettroni dell'atomo di ossigeno (FIGURA ■ 8.14). I legami sono disposti secondo una geometria tetraedrica, che rispecchia la posizione dei legami e degli elettroni esterni dell'ossigeno.



Le sostanze molecolari che contengono legami a idrogeno presentano proprietà particolari, perché la coesione tra le loro molecole è molto forte. Esse hanno, per esempio, temperature di fusione e di ebollizione eccezionalmente elevate perché occorre molta energia per spezzare i legami a idrogeno, soprattutto quando sono numerosi.

I legami a idrogeno si possono formare anche tra gruppi di atomi presenti in una sola molecola di grandi dimensioni; per esempio, essi svolgono un ruolo importante anche nella formazione e nel mantenimento della struttura spaziale di macromolecole fondamentali per la vita, quali il DNA e le proteine.

► LE INTERAZIONI TRA SOSTANZE APOLARI

Per quanto riguarda le molecole apolari, esse tendono a interagire con altre molecole apolari per mezzo di attrazioni che però sono ancora più deboli dei legami dipolo-dipolo. All'interno di molecole come N₂ o H₂, infatti, il movimento continuo degli elettroni può causare dei momentanei squilibri di carica che trasformano la molecola in un dipolo istantaneo. Il dipolo istantaneo agisce a sua volta sugli elettroni di una molecola vicina generando un dipolo indotto.

I dipoli così formati creano tra le molecole dei legami reciproci che però hanno carattere momentaneo, perché i dipoli svaniscono e si riformano in continuazione; tali deboli attrazioni sono dette forze di London (FIGURA ■ 8.15).

Le **forze di London** sono dovute all'attrazione tra i dipoli temporanei di molecole vicine.

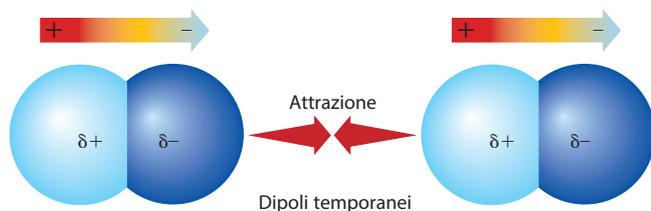


FIGURA 8.15 ■ **Le forze di London.** La formazione di dipoli temporanei spiega la debole forza di attrazione fra molecole non polari (forze di London).

Sebbene una singola forza di London in un dato punto sia debole, la somma di molte di esse lungo tutta l'estensione di una grossa molecola apolare può produrre un'attrazione consistente.

Le forze di London sono importanti soprattutto in alcune categorie di composti organici, come gli idrocarburi e i grassi, che contengono lunghe catene di atomi di carbonio uniti prevalentemente ad atomi di idrogeno. Il legame C—H infatti è quasi del tutto apolare.



Check point

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere o false.

- a) I legami intermolecolari comportano sempre una condivisione o un trasferimento di elettroni. V F
- b) Se due o più molecole vengono a trovarsi vicine tra loro, si orientano in modo che il polo positivo dell'una si trovi a contatto con il polo negativo dell'altra. V F
- c) Il legame a idrogeno è dieci volte meno intenso del legame dipolo-dipolo. V F
- d) Le forze di London sono dovute all'attrazione tra i dipoli temporanei di molecole vicine. V F

8.6 I LEGAMI NELLE SOLUZIONI

Molti materiali sono soluzioni che contengono due o più sostanze. Come vedremo in questo paragrafo il tipo di miscuglio che si ottiene mescolando due sostanze dipende dai legami che si possono formare tra le molecole o gli ioni di cui sono costituite. Le soluzioni acquose inoltre presentano proprietà particolari dovute alle interazioni tra le molecole di acqua e le sostanze in essa disciolte.

Le soluzioni liquide sono miscele con solvente liquido e soluto liquido, solido o aeriforme. Diversamente dai gas, che si mescolano in qualunque proporzione, i liquidi non sono in grado di portare in soluzione qualunque sostanza. In quali casi si formano soluzioni liquide?

Perché si formi una **soluzione liquida** è necessario che si rompano i legami che uniscono tra loro le particelle di ciascuna sostanza e si instaurino nuovi legami tra le particelle del soluto e del solvente.

In genere le molecole o gli ioni che si mescolano mantengono la loro identità (cioè la loro composizione e la loro carica); perciò i nuovi legami si possono formare solo se sono possibili attrazioni simili a quelle precedenti. Per questo si può prevedere abbastanza facilmente che cosa accadrà mescolando due sostanze.

In genere le sostanze ioniche e polari si sciolgono in **solventi polari**, mentre le sostanze apolari si sciolgono in **solventi apolari**.

Possiamo riassumere quanto detto in una breve regola, applicabile a buona parte delle soluzioni a solvente liquido: «il simile scioglie il simile». La somiglianza a cui fa riferimento la regola riguarda la natura dei legami che si formano tra le particelle delle sostanze mescolate. Per esempio, l'ammoniaca si scioglie bene nell'acqua perché tra le molecole delle due sostanze si possono formare legami a idrogeno (FIGURA ■ 8.16 A). Gli idrocarburi, invece, non si sciolgono nell'acqua perché le loro molecole sono in grado di formare solo deboli interazioni di London e non riescono a insinuarsi tra le molecole d'acqua, la cui coesione è mantenuta dai forti legami a idrogeno (FIGURA ■ 8.16 C). Le molecole degli idrocarburi (FIGURA ■ 8.16 B), invece si sciolgono facilmente nei liquidi che contengono molecole unite dalle forze di London.



Per valutare la capacità di una sostanza di sciogliersi in un solvente è necessario considerare oltre alla natura dei legami, anche la struttura, la complessità e le dimensioni delle molecole.

Per esempio, i composti organici che contengono catene idrocarburiche molto lunghe sono quasi sempre insolubili in acqua, anche se in un punto della molecola è presente un gruppo di atomi molto polare.

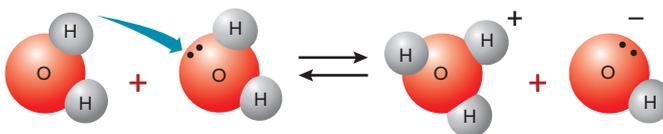
► L'ACQUA È UN SOLVENTE PARZIALMENTE IONIZZATO

Il miglior solvente liquido esistente in natura è l'acqua. Come altre sostanze in cui sono presenti legami a idrogeno, l'acqua pura presenta una proprietà curiosa: è capace di autoionizzarsi parzialmente. Il processo di autoionizzazione può essere rappresentato così:



L'equazione mostra che una molecola d'acqua strappa a un'altra molecola vicina uno ione H^+ , al quale resta unita. Si ottiene così lo ione H_3O^+ , denominato **ione idronio**. La molecola che perde lo ione H^+ si trasforma a sua volta in uno ione OH^- , detto **ione ossidrilico**.

Lo ione idronio e lo ione ossidrilico sono entrambi ioni poliatomici:



La doppia freccia nell'equazione evidenzia il fatto che la reazione è reversibile, cioè avviene contemporaneamente nei due versi: in ogni istante alcune molecole di acqua si urtano e si rompono, mentre alcuni ioni si riaggregano formando di nuovo le molecole.

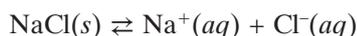
Anche se è reversibile, la reazione di autoionizzazione coinvolge un numero limitatissimo di molecole d'acqua. A 25°C sono ionizzate 10^{-7} moli di molecole per litro (un decimillesimo di mole su un totale di circa 55,5 moli di acqua) e di conseguenza sono presenti 10^{-7} moli di ioni H_3O^+ e 10^{-7} moli di ioni OH^- .

FIGURA 8.16 ■ **Il simile scioglie il simile.** Due liquidi polari (A) sono miscibili, al contrario di un liquido polare e uno apolare (B, C).

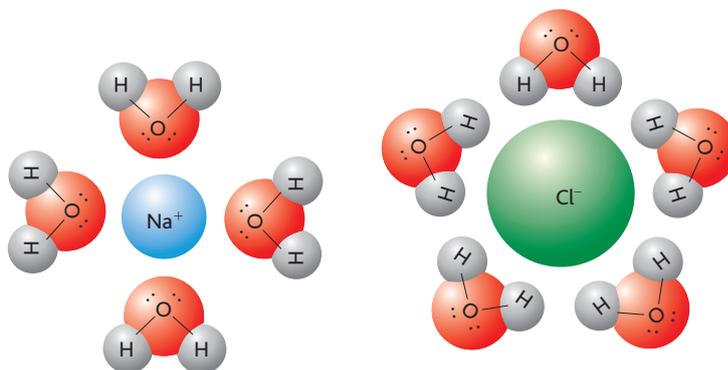
► IL COMPORTAMENTO DEI SOLUTI IONICI E MOLECOLARI IN ACQUA

I legami a idrogeno e la forte polarità delle piccole molecole d'acqua condizionano molte altre proprietà che si manifestano quando l'acqua si mescola con altre sostanze. Infatti il processo di solubilizzazione di una sostanza in acqua può essere accompagnato da fenomeni più complessi. Semplificando possiamo distinguere tre situazioni.

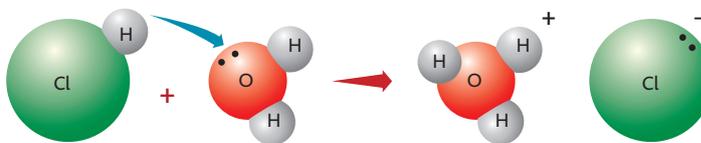
- 1. Le sostanze ioniche in acqua si dissociano.** Se una sostanza ionica viene sciolta in un liquido polare (per esempio l'acqua) gli ioni subiscono l'attrazione delle molecole polari e si separano; questo processo è chiamato **dissociazione**. Il cloruro di sodio per esempio si dissocia così:



In soluzione i singoli ioni sono indipendenti l'uno dall'altro e ciascuno di essi viene circondato da molecole di acqua che si orientano con il polo positivo rivolto verso gli ioni negativi e il polo negativo verso gli ioni positivi. L'attrazione tra lo ione e il polo di carica opposta delle molecole circostanti è detta *interazione ione-dipolo* ed è più forte dell'interazione dipolo-dipolo:



- 2. Le molecole di molte sostanze polari si disperdono ma non si modificano.** Le molecole di questi soluti vengono circondate da un alone di molecole d'acqua (*acqua di solvatazione* o idratazione) con le quali formano legami dipolo-dipolo o legami a idrogeno; ciascuna molecola però mantiene inalterata la sua composizione. È il caso, per esempio, del glucosio o di altri zuccheri.
- 3. Alcune molecole polari vengono ionizzate totalmente o parzialmente.** In alcuni casi le molecole d'acqua modificano la struttura delle molecole delle sostanze polari con cui si mescolano e le trasformano in ioni. Le sostanze molecolari che vengono ionizzate sono numerose. Le molecole di acido cloridrico, per esempio, vengono trasformate in ioni H^+ e Cl^- :



La ionizzazione può essere totale (se tutte le molecole della sostanza vengono trasformate in ioni) o parziale. In quest'ultimo caso nella soluzione sono presenti sia le molecole, sia gli ioni che da esse derivano. La capacità di ionizzarsi totalmente o parzialmente è una proprietà che dipende dai legami e dalla composizione delle sostanze. Per esempio, l'acido cloridrico si ionizza totalmente, mentre l'acido acetico solo in parte.

chimica & realtà

1 La solubilità delle sostanze

Nell'acqua possono sciogliersi molti solidi. Ognuno di essi ha una propria solubilità, può cioè sciogliersi solo in una certa misura. Per esempio, la quantità di zucchero che si può sciogliere in una tazzina di acqua o di caffè è limitata: quando si supera una certa concentrazione, lo zucchero aggiunto si deposita sul fondo come una fase del tutto separata.

Esistono quindi diversi gradi di solubilità, e per ogni sostanza esiste un limite alla sua miscibilità con il solvente. Una soluzione nella quale non è più possibile sciogliere altro soluto si chiama **soluzione satura**. Se alla una soluzione satura si aggiunge altro soluto, questo si separa e forma un deposito, detto **corpo di fondo**.

In generale si ottiene una soluzione satura quando si raggiunge il limite di concentrazione oltre il quale il soluto non è più capace di sciogliersi nel solvente. Per questo la concentrazione della soluzione satura è considerata una misura della solubilità di una sostanza: le sostanze molto solubili in un dato solvente formano soluzioni sature a concentrazione molto elevata, al contrario delle sostanze poco solubili.

La quantità massima di soluto che si può sciogliere in 100 g di solvente è chiamata **solubilità**.



PRIMO LIVELLO: CONOSCENZE

I legami chimici e l'elettronegatività

- 1 ■ Gli atomi dei gas nobili
 A non hanno elettroni nel livello esterno
 B hanno tutti otto elettroni nel livello esterno
 C contengono otto livelli
 D hanno il livello esterno completo
- 2 ■ Per diventare stabile, l'atomo di magnesio deve
 A diventare uno ione Mg^+
 B perdere due elettroni
 C diventare uno ione Mg^{2-}
 D acquistare un elettrone
- 3 ■ Per diventare stabile, l'atomo di fluoro deve
 A diventare uno ione F^{2-}
 B perdere un elettrone
 C diventare uno ione F^+
 D acquistare un elettrone
- 4 ■ Consulta la tavola periodica e completa le seguenti frasi.
 a) Il bromo si trova nel gruppo del fluoro e del cloro, perciò possiede elettroni esterni.
 b) Per diventare stabile il bromo deve un elettrone.
 c) Il calcio si trova nello stesso gruppo del magnesio perciò possiede elettroni esterni.
 d) Per diventare stabile l'atomo di calcio deve due elettroni.
- 5 ■ Perché gli atomi dei gas nobili non formano normalmente legami?
- 6 ■ Che cos'è l'elettronegatività?
- 7 ■ Perché non si può formare un legame ionico tra due elementi che hanno valori simili di elettronegatività?
- 8 ■  Why do elements in the same group exhibit similar chemical behavior?
- 9 ■  What is *electronegativity*?
- 10 ■  What is meant by *sharing of electrons*?

Il legame ionico e il legame covalente

- 11 ■ Tra due atomi che hanno $\Delta_e = 0,9$ si forma
 A un legame covalente apolare
 B un legame ionico polare
 C un legame covalente polare
 D un legame covalente puro
- 12 ■ Il legame covalente si forma quando due atomi condividono
 A un elettrone
 B una coppia di elettroni
 C gli elettroni esterni
 D il livello esterno
- 13 ■ Quali sono le caratteristiche del legame ionico?

- 14 ■ I composti ionici
 A sono costituiti da molecole elettricamente cariche
 B sono sempre neutri anche se contengono ioni
 C contengono atomi con elevata elettronegatività
 D contengono sempre un numero uguale di ioni positivi e negativi
- 15 ■ Qual è la differenza tra un legame covalente puro e un legame covalente polare?
- 16 ■ Quanti legami covalenti sono presenti nelle molecole H_2 , N_2 , O_2 ?
- 17 ■ Da che cosa dipende la polarità di un legame?
- 18 ■  What is meant by the phrase *covalent chemical bond*? Describe the bonding in the hydrogen molecule.
- 19 ■  What is an *ionic bond*? How does an ionic bond differ from a covalent bond?
- 20 ■  What is the *net electrical charge* on any ionic compound?

La varietà delle molecole e i composti del carbonio

- 21 ■ Per capire se una molecola è polare bisogna considerare:
 A la sua forma e l'elettronegatività dei suoi atomi
 B la sua forma e la polarità dei legami
 C la sua forma e il numero di legami
 D la forma e la stabilità della molecola
- 22 ■ È corretto affermare che:
 A tutte le molecole polari contengono legami covalenti polari
 B sono polari tutte le molecole che contengono legami polari
 C tutte le molecole apolari contengono legami covalenti puri
 D tutte le molecole che contengono tre o più atomi sono polari
- 23 ■ È errato affermare che:
 A le molecole biatomiche degli elementi sono tutte apolari
 B tutte le molecole biatomiche sono apolari
 C molte molecole apolari contengono legami polari
 D tutte le molecole polari contengono legami polari
- 24 ■ Le molecole degli idrocarburi
 A sono molto polari
 B contengono carbonio e idrogeno
 C sono sempre lineari
 D contengono acqua e carbonio
- 25 ■ Si definiscono isomeri:
 A due composti che contengono gli stessi elementi in percentuali diverse

- B) due composti che hanno la stessa forma ma diversa composizione
- C) due composti che hanno la stessa composizione e la stessa forma
- D) due composti con formula uguale e diversa disposizione dei legami

I legami intermolecolari

26 ■ I legami intermolecolari

- A) sono legami covalenti deboli tra molecole
- B) comportano la condivisione di elettroni tra molecole vicine
- C) si formano solo tra molecole che sono polari
- D) non modificano la struttura e gli elettroni delle molecole

27 ■ Le forze di London

- A) sono più deboli dei legami dipolo-dipolo
- B) agiscono tra molecole polari
- C) agiscono tra molecole contenenti idrogeno
- D) sono più forti dei legami a idrogeno

28 ■ Il legame a idrogeno si può formare:

- A) tra tutte molecole polari contenenti idrogeno

- B) all'interno delle molecole che contengono idrogeno e ossigeno
- C) per condivisione di elettroni tra gli atomi di idrogeno
- D) tra molecole polari contenenti idrogeno unito all'ossigeno

29 ■ Scegli il completamento corretto tra i termini scritti in neretto.

- a) Il legame a idrogeno è **più/meno** forte del legame covalente, perché non **comporta/richiede** la condivisione di elettroni.
- b) Il legame a idrogeno è **più/meno** forte del legame dipolo-dipolo.
- c) Tra le molecole di H_2S è presente un legame **dipolo-dipolo/a idrogeno**.
- d) Tra le molecole di NH_3 è presente un legame **dipolo-dipolo/a idrogeno**.

30 ■ Quali tipi di legami sono possibili tra molecole polari?

31 ■ Quali tipi di forze si possono instaurare tra molecole apolari?

SECONDO LIVELLO: PROBLEMI

Il legame ionico e il legame covalente

32 ■ Nella molecola del metano (CH_4)

- A) il carbonio forma un legame quadruplo con gli atomi di idrogeno
- B) vi sono legami covalenti molto polari tra carbonio e idrogeno
- C) ogni atomo di idrogeno cede un elettrone all'atomo di carbonio
- D) il carbonio utilizza per i legami tutti gli elettroni esterni

33 ■ Consulta la tavola periodica e completa le seguenti frasi.

- a) Il composto ionico $MgCl_2$ contiene due ioni per ogni ione
- b) In questo composto gli ioni cloro hanno un elettrone e si rappresentano con il simbolo
- c) Gli ioni magnesio hanno due elettroni e si rappresentano con il simbolo
- d) Il composto ionico che contiene litio e ossigeno ha formula e contiene un numero di ioni doppio rispetto al numero di ioni

34 ■ Tra i seguenti composti, quale è costituito da molecole?

- A) NaF
- B) NH_3

- C) Li_2O
- D) BeO

35 ■ In una molecola è presente un legame covalente triplo se:

- A) tutti gli atomi condividono tre elettroni
- B) sono presenti tre legami covalenti fra altrettanti atomi
- C) un atomo acquista tre coppie di elettroni
- D) due atomi condividono tre coppie di elettroni

36 ■ In quale delle seguenti molecole è presente un legame triplo?

- A) N_2
- B) NH_3
- C) PH_3
- D) SH_2

37 ■ Qual è il legame più polare?

- A) $H-N$
- B) $H-C$
- C) $H-F$
- D) $H-O$

38 ■ Qual è il legame meno polare?

- A) $H-C$
- B) $N-C$
- C) $O-C$
- D) $Cl-C$

39 ■ Quali e quanti legami vi sono nelle molecole CH_4 , CO_2 e $HCCH$?

- 40** ■ Disegna la molecola C_2H_4 sapendo che tra i due atomi di carbonio è presente un doppio legame.
- 41** ■ Utilizzando i valori dell'elettronegatività riportati nella tavola periodica, completa le seguenti frasi scegliendo il termine corretto tra quelli scritti in neretto.
- Il composto Cl_2O è un composto **ionico/molecolare**.
 - Nel composto MgO l'ossigeno ha carica **-1/-2**.
 - Nella molecola H_2O vi sono **due legami singoli/un legame doppio**.
 - Il legame $H-O$ è un legame covalente **polare/apolare**.
 - Nel composto NH_3 l'azoto **condivide/acquista** tre elettroni e ogni atomo di idrogeno **condivide/cede** un elettrone. I legami presenti in questo composto sono legami **ionici/covalenti polari**. L'azoto è **il polo/lo ione negativo**.
- 42** ■ Considera i legami presenti nel composto HCl e nel composto $NaCl$ e rispondi alle seguenti domande.
- Qual è la differenza, dal punto di vista dei legami, tra questi composti?
 - Qual è la differenza tra un legame ionico e un legame covalente polare?
 - Qual è la carica degli ioni nel composto $NaCl$?
 - Qual è il polo positivo in HCl ?

La varietà delle molecole

- 43** ■ Elenca e spiega le caratteristiche chimiche peculiari del carbonio.
- 44** ■  What is meant by *the bond angle in a molecule*?
- 45** ■  What is an *hydrocarbon*?
- 46** ■  What is an *isomer*?

TERZO LIVELLO: COMPETENZE

- 54** ■ Elenca e spiega le caratteristiche chimiche peculiari dei composti del carbonio.
- 55** ■ Perché gli idrocarburi non si sciolgono in acqua?
- 56** ■ Perché l'ammoniaca (NH_3) può formare una soluzione con l'acqua?
- 57** ■ Il saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e l'acido cloridrico (HCl) sono due sostanze formate da molecole polari. Il saccarosio tuttavia non conduce la corrente elettrica in soluzione acquosa, al contrario di HCl : come spieghi questo fatto?
- 58** ■ L'acqua può svolgere un'azione chimica sulle particelle del soluto modificandone la composizione: spiega con un esempio questa affermazione.

I legami intermolecolari e le soluzioni

- 47** ■ Quale tra le seguenti sostanze forma con l'acqua legami a idrogeno?
- l'ammoniaca, NH_3
 - l'ossigeno, O_2
 - l'idrogeno, H_2
 - Il metano, CH_4
- 48** ■ Una molecola di acqua può formare al massimo con le molecole di acqua vicine
- due legami a idrogeno
 - tre legami a idrogeno
 - un legame a idrogeno
 - quattro legami a idrogeno
- 49** ■ La molecola del diossido di carbonio, CO_2
- è polare perché contiene legami covalenti polari
 - non è polare anche se contiene legami covalenti polari
 - è apolare perché non contiene legami covalenti polari
 - è polare anche se contiene legami covalenti puri
- 50** ■ Quali sono le differenze tra il legame a idrogeno e il legame dipolo-dipolo?
- 51** ■ Perché i legami intermolecolari non hanno tutti la stessa forza?
- 52** ■ Quali legami si formano tra molecole di glucosio e acqua in una soluzione?
- 53** ■ Quali legami si formano tra ioni e molecole di acqua nelle soluzioni?

