

# Basi di chimica organica



## 1. I composti organici

Il carbonio è l'elemento di tutto il sistema periodico che, escludendo l'idrogeno, forma il maggior numero di composti: se ne conoscono infatti decine di milioni, ciascuno con composizione, proprietà fisiche e chimiche diverse dagli altri; sommando insieme i composti di tutti gli altri elementi privi di carbonio si ottiene un numero totale minore più di dieci volte. Nella descrizione sistematica delle sostanze conosciute si distinguono due grandi branche della chimica: *organica* e *inorganica*.

La **chimica organica** si occupa di tutti i composti del **carbonio**, esclusi i pochi in cui l'elemento è legato unicamente all'ossigeno (oppure all'azoto o agli ioni metallici).

La **chimica inorganica** ha come oggetto di studio **tutti gli altri elementi del sistema periodico** e i loro composti che non contengono carbonio, a cui si devono aggiungere quelli, esclusi in precedenza, in cui il carbonio è legato solamente a ossigeno, azoto e ioni metallici.

Non vi è quindi una differenza strutturale fra composti organici e inorganici, tuttavia la distinzione ha importanza per fini pratici, poiché i composti organici, che sono *decine di milioni*, possono essere raggruppati con criteri abbastanza semplici, non applicabili alle sostanze inorganiche.

Il termine «organico» ha un'origine storica, in quanto i primi composti scoperti erano in effetti presenti negli organismi viventi o nei loro resti. Si pensava perciò che gli atomi che li componevano fossero uniti da una forza sconosciuta chiamata *vis vitalis*, cioè forza vitale, che si trasmetteva soltanto da una sostanza organica all'altra. Nel 1828 il chimico tedesco **Friedrich Wöhler** fece una scoperta che confutò definitivamente la teoria della *vis vitalis*: riuscì a ottenere in laboratorio una sostanza



### Organic compounds (Composti organici)

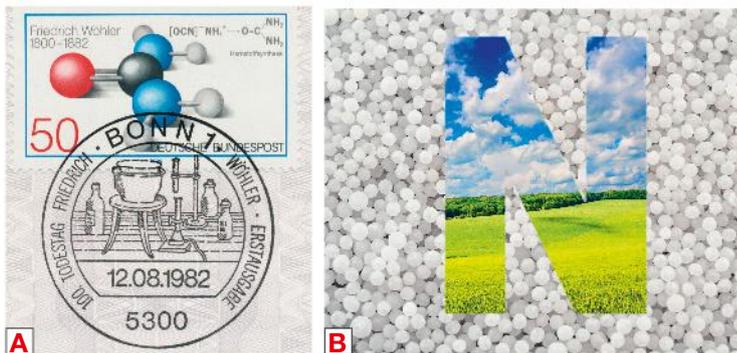
Any chemical compound containing carbon atoms. Only few carbon-containing molecules are not classified as organic, such as cyanides, carbides and carbonates.

Figura ■ 1.1

Il primo composto organico preparato in laboratorio a partire da un composto inorganico fu l'urea, grazie al lavoro del chimico tedesco Friedrich Wöhler nel 1828.

**A.** Francobollo tedesco commemorativo per il centenario della morte dello scienziato.

**B.** Granuli di urea usati come fertilizzante; il simbolo N indica il nutriente azoto, essenziale per le piante.



## Il protagonista della chimica organica: il carbonio

Il carbonio è dunque l'elemento caratteristico di tutti i composti organici. Ma che cosa lo rende così speciale?

L'elemento carbonio è un *non metallo* che occupa il primo posto del 14° gruppo nel sistema periodico (figura ■ 1.2). La sua elettronegatività non è particolarmente alta né bassa, ed è simile a quella dell'idrogeno.

**Ricorda**  
L'elettronegatività esprime la capacità di un atomo di attrarre gli elettroni di un legame covalente: più un atomo è elettronegativo, più attira elettroni di legame.

**C**<sup>6</sup>  
carbonio  
12,01 2,55

GRUPPI	1																2																			
PERIODI	1																2																			
1	1 <b>H</b> idrogeno 1,008 2,20																2 <b>He</b> elio 4,003 --																			
2	3 <b>Li</b> litio 6,941 0,98		4 <b>Be</b> berillio 9,012 1,57																																	
3	11 <b>Na</b> sodio 22,99 0,93		12 <b>Mg</b> magnesio 24,31 1,31																																	
4	19 <b>K</b> potassio 39,10 0,82		20 <b>Ca</b> calcio 40,08 1,00		21 <b>Sc</b> scandio 44,96 1,36		22 <b>Ti</b> titanio 47,87 1,54		23 <b>V</b> vanadio 50,94 1,63		24 <b>Cr</b> cromo 52,00 1,66		25 <b>Mn</b> manganese 54,94 1,55		26 <b>Fe</b> ferro 55,85 1,83		27 <b>Co</b> cobalto 58,93 1,88		28 <b>Ni</b> nicel 58,69 1,91		29 <b>Cu</b> rame 63,55 1,90		30 <b>Zn</b> zinc 65,37 1,65		31 <b>Ga</b> gallio 69,72 1,81		32 <b>Ge</b> germanio 72,64 2,01		33 <b>As</b> arsenico 74,92 2,18		34 <b>Se</b> selenio 78,96 2,55		35 <b>Br</b> bromo 79,91 2,96		36 <b>Kr</b> cripton 83,80 3,00	
5	37 <b>Rb</b> rubidio 85,47 0,82		38 <b>Sr</b> stronzio 87,62 0,95		39 <b>Y</b> ittrio 88,91 1,22		40 <b>Zr</b> zirconio 91,22 1,33		41 <b>Nb</b> niobio 92,91 1,60		42 <b>Mo</b> molibdeno 95,94 2,16		43 <b>Tc</b> tecnecio [98,91] 1,90		44 <b>Ru</b> rutenio 101,1 2,20		45 <b>Rh</b> rodio 102,9 2,28		46 <b>Pd</b> palladio 106,4 2,20		47 <b>Ag</b> argento 107,9 1,93		48 <b>Cd</b> cadmio 112,4 1,69		49 <b>In</b> indio 114,8 1,78		50 <b>Sn</b> stagno 118,7 1,96		51 <b>Sb</b> antimonio 121,8 2,05		52 <b>Te</b> tellurio 127,6 2,10		53 <b>I</b> iodio 126,9 2,66		54 <b>Xe</b> xenon 131,3 2,60	
6	55 <b>Cs</b> cesio 132,9 0,79		56 <b>Ba</b> bario 137,3 0,89		57 - 71																															
7	87 <b>Fr</b> francio [223] 0,70		88 <b>Ra</b> radio [226] 0,90		89 - 103																															
	104 <b>Rf</b> rutherfordio [261] --		105 <b>Db</b> dubnio [262] --		106 <b>Sg</b> seaborgio [266] --		107 <b>Bh</b> bohrio [264] --		108 <b>Hs</b> hassio [265] --		109 <b>Mt</b> meitnerio [268] --		110 <b>Ds</b> darmstadtio [271] --		111 <b>Rg</b> roentgenio [272] --		112 <b>Cn</b> copernicio [285] --		113 <b>Nh</b> nihonio [284] --		114 <b>Fl</b> flerovio [289] --		115 <b>Mc</b> moscovio [288] --		116 <b>Lv</b> livermorio [293] --		117 <b>Ts</b> tennessinio [294] --		118 <b>Og</b> ognessio [294] --							
	57 <b>La</b> lantano 138,9 1,10		58 <b>Ce</b> cerio 140,1 1,12		59 <b>Pr</b> praseodimio 140,9 1,13		60 <b>Nd</b> neodimio 144,2 1,14		61 <b>Pm</b> promezio [145] --		62 <b>Sm</b> samario 150,4 1,17		63 <b>Eu</b> europio 152,0 --		64 <b>Gd</b> gadolinio 157,3 1,20		65 <b>Tb</b> terbio 158,9 1,20		66 <b>Dy</b> disprosio 162,5 1,22		67 <b>Ho</b> olmio 164,9 1,23		68 <b>Er</b> erbio 167,3 1,24		69 <b>Tm</b> tulio 168,9 1,25		70 <b>Yb</b> itterbio 173,0 1,10		71 <b>Lu</b> lutezio 175,0 1,27							
	89 <b>Ac</b> attinio [227] 1,10		90 <b>Th</b> torio 232,0 1,30		91 <b>Pa</b> protoattinio 231,0 1,50		92 <b>U</b> uranio 238,0 1,38		93 <b>Np</b> nettunio [237] 1,36		94 <b>Pu</b> plutonio [244] 1,28		95 <b>Am</b> americio [243] 1,30		96 <b>Cm</b> curio [247] 1,30		97 <b>Bk</b> berkelio [247] 1,30		98 <b>Cf</b> californio [251] 1,30		99 <b>Es</b> einsteinio [252] 1,30		100 <b>Fm</b> fermio [257] 1,30		101 <b>Md</b> mendelevio [258] 1,30		102 <b>No</b> nobelio [259] 1,30		103 <b>Lr</b> laurenzio [262] 1,30							

Figura ■ 1.2

Posizione del carbonio nella tavola periodica, primo elemento del 14° gruppo.

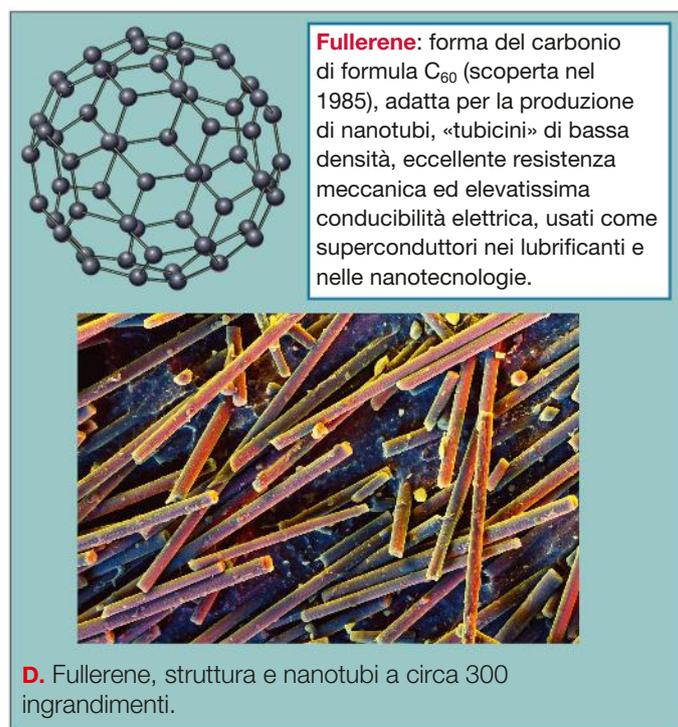
Allo stato elementare il carbonio si trova nei minerali *diamante* e *grafite*, nei carboni fossili (in percentuale variabile), nel nerofumo e in varie altre forme «tecniche» (ottenute artificialmente) come il grafene e il fullerene (figura ■ 1.3).

In tutte queste forme gli atomi di carbonio instaurano quattro legami covalenti semplici o multipli con altri atomi di carbonio. Ebbene, si tratta di caratteristiche peculiari di tutti i composti organici:

- ▶ il carbonio forma sempre **quattro legami covalenti**
- ▶ i legami **carbonio-carbonio (C—C)**, sono forti e stabili, come i legami **carbonio-idrogeno (C—H)**.

**Figura ■ 1.3**

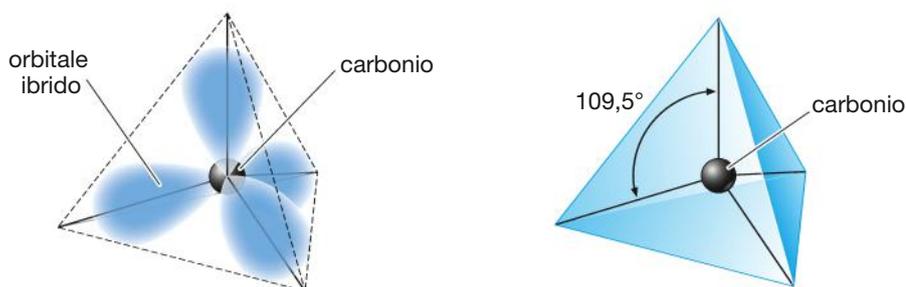
Varie forme alternative del carbonio allo stato elementare, che differiscono per il modo in cui gli atomi di carbonio sono legati tra loro a formare strutture assai diverse per le proprietà chimiche e fisiche.



## per saperne di più

## L'ibridazione del carbonio

La nube elettronica di un atomo legato ad altri atomi è ben diversa da quella di un atomo singolo. Per esempio, in una molecola con quattro legami semplici, intorno al carbonio vi sono quattro orbitali di legame perfettamente uguali e simmetrici disposti lungo gli assi di un tetraedro, diversi dagli orbitali atomici  $s$  e  $p$  da cui si originano.



Come si giustifica questo cambiamento? Che cosa accade all'atomo quando si forma il legame? Ancora una volta è la meccanica quantistica a rispondere a tali domande con la **teoria dell'ibridazione**, un ulteriore approfondimento della teoria del legame.

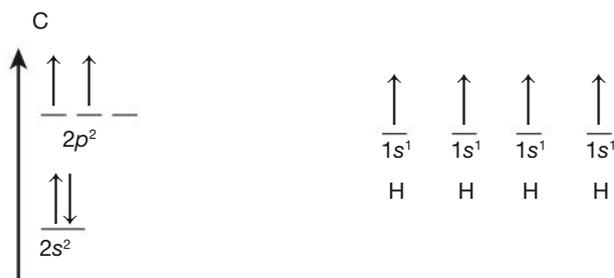
In base alla teoria dell'ibridazione, gli elettroni appartenenti alle molecole con legami covalenti possono trovarsi in *orbitali atomici ibridi* anziché in orbitali atomici *puri*.

► **Un orbitale ibrido è il risultato della combinazione di due o più orbitali atomici di uno stesso atomo.**

I legami covalenti di tipo  $\sigma$  (sigma) si formano dalla *combinazione degli orbitali ibridi* di ciascuno degli atomi coinvolti nel legame. I legami covalenti di tipo  $\pi$  (pi greco) invece non coinvolgono orbitali ibridi, ma orbitali atomici di tipo  $p$  che non hanno partecipato all'ibridazione.

Un esempio di composto nella cui molecola il carbonio forma quattro legami di tipo sigma è il metano,  $\text{CH}_4$ .

L'atomo di carbonio isolato, ossia non ancora legato all'idrogeno, ha una configurazione elettronica esterna come quella indicata in figura:  $2s^2, 2p^2$ . Con questi quattro elettroni il carbonio si predispone a formare quattro legami  $\sigma$ .



In accordo con la teoria dell'ibridazione, gli orbitali  $s$  e  $p$  del carbonio, prima di formare il legame, si combinano tra loro generando **orbitali ibridi**. Tali orbitali hanno identica energia e sono diretti in modo da minimizzare la repulsione fra le coppie elettroniche che ospitano, ossia lungo gli assi di un tetraedro.

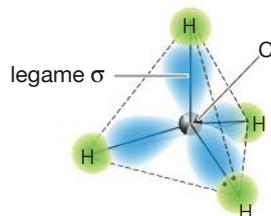
I legami covalenti si formano dalla combinazione dei quattro orbitali ibridi del carbonio con gli orbitali dell'idrogeno.

 **Video** Qual è l'ibridazione del carbonio?

Scarica **GUARDA!** e inquadrami per guardare i video



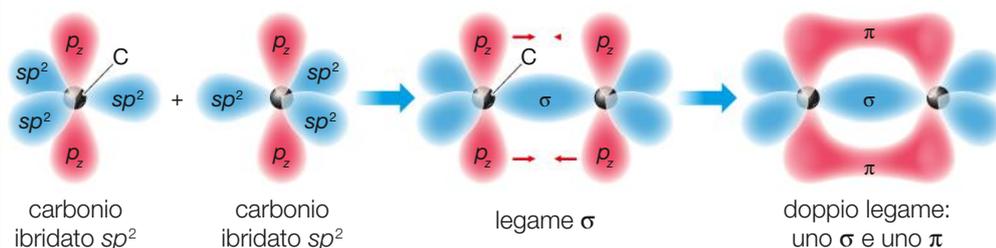
## per saperne di più



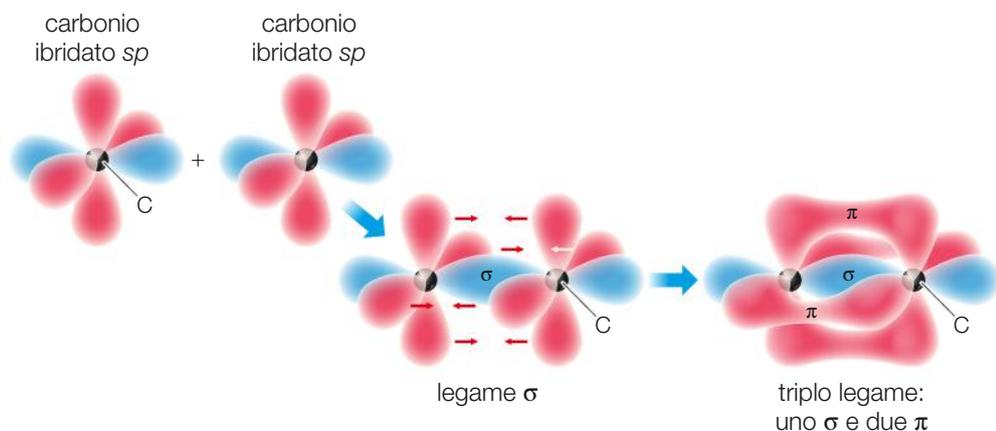
L'ibridazione del carbonio (ossia il tipo di orbitali ibridi che esso forma) in questo caso deriva dalla combinazione di *un* orbitale *s* e *tre* orbitali *p*, perciò è detta  **$sp^3$** . I quattro orbitali ibridi  $sp^3$  hanno uguale forma lobata, uguale energia e sono direzionati lungo gli assi di un tetraedro. La geometria della molecola di  $CH_4$  è pertanto tetraedrica.

Si prenda in esame adesso la molecola dell'etilene,  $C_2H_4$ . In essa è presente un legame  $\pi$  fra i due atomi di carbonio. In base alla teoria dell'ibridazione, gli orbitali atomici coinvolti nel legame  $\pi$  non partecipano all'ibridazione, pertanto ciascuno dei due atomi di carbonio impegna nei legami tre orbitali ibridi e un orbitale atomico *p* che partecipa al legame  $\pi$ .

Gli orbitali ibridi derivano dalla combinazione di *un* orbitale *s* e *due* orbitali *p*, quindi prendono il nome di ibridi  $sp^2$ . Hanno uguale forma lobata, uguale energia e sono diretti lungo gli assi di un triangolo equilatero.



L'ultimo esempio riguarda l'*etino* o *acetilene*,  $C_2H_2$ , nel quale i due atomi di carbonio sono uniti da un legame covalente *triplo*. Anche in questa molecola gli elettroni coinvolti nei legami  $\pi$  non partecipano all'ibridazione, pertanto quest'ultima riguarda soltanto un orbitale *s* e un orbitale *p* e genera due orbitali ibridi *sp* con uguale forma lobata, uguale energia e diretti lungo uno stesso asse in direzione opposta.



Riassumendo, per il carbonio e per gli altri atomi che seguono la regola dell'ottetto, si possono avere le seguenti ibridazioni:

- **$sp^3$** : quattro legami  $\sigma$  diretti lungo gli assi di un **tetraedro**;
- **$sp^2$** : tre legami  $\sigma$  diretti lungo gli assi di un **triangolo equilatero** e *un* legame  $\pi$ ;
- **$sp$** : due legami  $\sigma$  coassiali **allineati** e *due* legami  $\pi$ .

## 2. Le caratteristiche delle molecole organiche

### VSEPR theory (Teoria VSEPR)

The Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory (VSEPR) proposes that each molecule will achieve the geometry that minimizes the electrostatic repulsion between electrons.

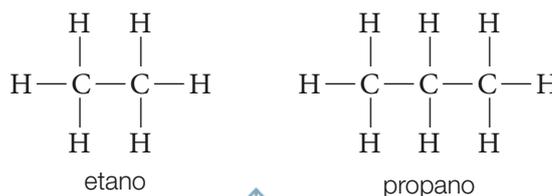
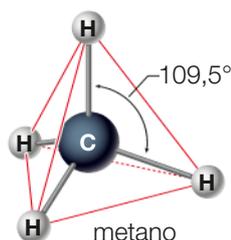
Un atomo di carbonio ha quattro elettroni nel livello più esterno che possono essere impegnati nei legami e che, a causa della repulsione elettrostatica (teoria VSEPR), determinano la geometria delle molecole.

In accordo con la teoria VSEPR, in ogni molecola *le coppie elettroniche di legame e quelle di non legame* (ossia gli elettroni esterni che non partecipano al legame) si dispongono in modo che la *repulsione elettrostatica* fra di esse sia la *minima possibile*. A questo fenomeno non partecipano gli elettroni  $\pi$ .

In relazione al carbonio, con la formazione di quattro legami covalenti sull'atomo non restano coppie elettroniche non condivise (di non legame), perciò saranno soltanto gli elettroni appartenenti ai legami di tipo  $\sigma$  a dettare le regole per la geometria della molecola.

In base al numero di **legami  $\sigma$**  che si trovano intorno a ogni atomo, si può prevedere la disposizione geometrica degli atomi legati:

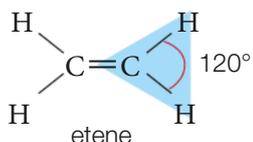
1. se **il carbonio è legato a quattro atomi** (con legami tutti semplici di tipo  $\sigma$ ), la geometria è **tetraedrica**. Gli angoli di legame sono di **109,5°** e l'ibridazione del carbonio è  $sp^3$ ;



**Quattro legami semplici:** sono tutti e quattro di tipo  $\sigma$ . Gli atomi legati si trovano ai vertici di un tetraedro. Gli angoli di legame sono di **109,5°**.

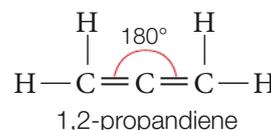
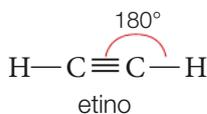
Nei due composti, il carbonio forma quattro legami semplici, perciò la disposizione dei legami è tetraedrica, ma non è rappresentata dalle rispettive strutture di Lewis. Gli angoli di legame sono di **109,5°**.

2. se **il carbonio è legato a tre atomi** (due legami semplici e uno doppio, quindi tre legami  $\sigma$  e un legame  $\pi$ ), la geometria è **trigonale planare**. Gli angoli di legame sono di **120°** e l'ibridazione del carbonio è  $sp^2$ ;



Per ogni atomo di carbonio vi sono un legame doppio e due semplici, ovvero quattro legami (tre  $\sigma$  e uno  $\pi$ ). Gli atomi legati sono ai vertici di un **triangolo equilatero**, con angoli di legame di **120°**.

3. se **il carbonio è legato a due atomi** (un legame semplice e uno triplo oppure due legami doppi, perciò due legami  $\sigma$  e due legami  $\pi$ ), la forma della molecola è **lineare** con un angolo di legame pari a **180°** e l'ibridazione del carbonio è  $sp$ .



Un legame triplo e due semplici per un totale di quattro legami: la molecola è **lineare** e gli angoli di legame sono di **180°**.

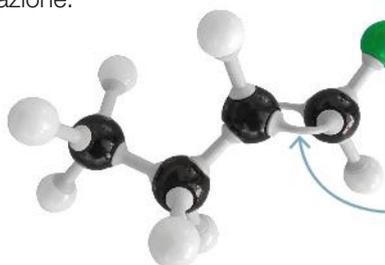
Due legami doppi per un totale di quattro legami: la molecola attorno all'atomo di carbonio centrale è **lineare** e gli angoli di legame sono di **180°**.

In sintesi, la geometria intorno a ciascun atomo di carbonio di ogni molecola è una delle tre prese in considerazione.

Nelle molecole allo stato liquido e aeriforme, i gruppi di atomi possono ruotare completamente o parzialmente. In particolare, la rotazione è sempre possibile intorno a un legame semplice ma non lo è mai intorno a un legame doppio (figura ■ 1.4).



La rotazione intorno al legame semplice C—C avviene continuamente a causa dell'agitazione termica. La nube elettronica del legame sigma rimane integra anche se si verifica la rotazione.



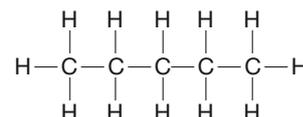
La rotazione intorno al legame doppio C=C non avviene a meno che non si scinda il legame  $\pi$ .

Figura ■ 1.4

La rotazione intorno al legame carbonio-carbonio è possibile solo attorno al legame semplice e non attorno al legame doppio.

### DOMANDA al volo

Quali sono gli angoli fra i legami C—C nella seguente catena?



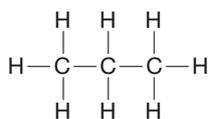
### Ricorda

**Forma e funzione** delle molecole sono strettamente collegate: dalla forma delle molecole dipendono infatti moltissime proprietà delle sostanze. In particolare, nella **chimica biologica**, o **biochimica**, che si occupa delle molecole tipiche dei viventi, la capacità di certe molecole di svolgere specifiche funzioni (per esempio l'eredità biologica affidata al DNA o la funzione enzimatica delle proteine) dipende strettamente dalla disposizione degli atomi nella molecola. Come accade per l'incastro degli ingranaggi nei dispositivi meccanici più complessi che, se non è perfetto, causa inceppamenti, così anche piccolissimi errori nella struttura molecolare producono conseguenze come disfunzioni, malattie o anche la morte.

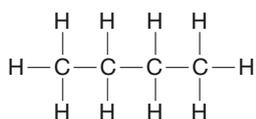
## Le catene di atomi di carbonio

► Se i legami nella catena di carbonio sono tutti semplici il composto si dice **saturo**; se, invece, sono presenti uno o più legami doppi o tripli il composto organico è **insaturo**.

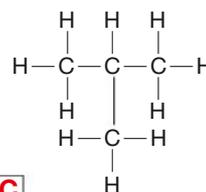
La facilità con cui il carbonio forma legami con altri atomi di carbonio spiega l'esistenza di un così grande numero di composti organici. Si possono infatti formare **catene** di varie lunghezze, *lineari*, *ramificate* o chiuse *ad anello* (figura ■ 1.5).



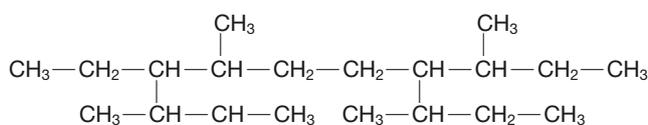
**A**



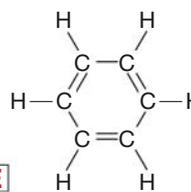
**B**



**C**



**D**



**E**

### DOMANDA al volo

In questa molecola la linea che unisce tutti gli atomi di carbonio è retta o spezzata? Perché?

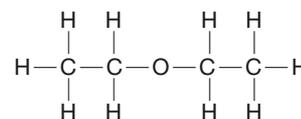


Figura ■ 1.5

Catene di atomi di carbonio legati a idrogeno.

**A.B.** Catene lineari sature.

**C.D.** Catene ramificate sature.

**E.** Catena ad anello insatura.

## Molecole polari e apolari, idrofile e idrofobe

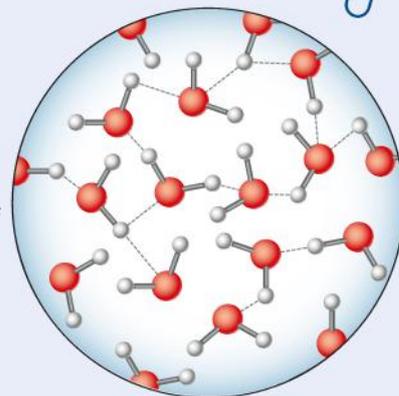
Prima di affrontare questo importante argomento, è necessario ricordare alcuni aspetti del legame chimico affrontati in precedenza.

### Ricorda

Un legame covalente è **apolare** se i due atomi legati hanno *pari elettronegatività*, per cui gli elettroni di legame sono perfettamente condivisi fra i due atomi. Se, invece, il legame covalente unisce atomi con *diversa elettronegatività*, gli elettroni si concentrano sull'atomo più elettronegativo; uno dei due atomi legati acquista una parziale carica negativa e l'altro una parziale carica positiva, quindi il legame è **polare**.

### Ricorda

Una molecola apolare stabilisce solo deboli forze attrattive intermolecolari con altre molecole apolari, mentre le molecole polari possono determinare fra loro interazioni intermolecolari più stabili. In particolare, si ricorda che la forza attrattiva intermolecolare più forte, il **legame a idrogeno**, si instaura fra molecole che contengono gruppi O—H o N—H o F—H. Si tratta della forza intermolecolare caratteristica dell'acqua, che determina la sua forza di coesione (nell'immagine).



► Il **legame carbonio-carbonio** è completamente *apolare*, mentre il legame carbonio idrogeno mostra una polarità minima.

Per questa ragione, una molecola che possieda solo atomi di carbonio e idrogeno (un *idrocarburo*) è **apolare** e può stabilire forze attrattive intermolecolari *solo con altre molecole apolari*, la cui intensità aumenta quanto maggiore è il numero di atomi di carbonio che la molecola presenta. Se, invece, uno o più atomi di carbonio della catena sono legati a gruppi di atomi con elevata polarità (come —OH, —NH<sub>2</sub>), allora la molecola diviene **polare** e può determinare forze intermolecolari più forti come i **legami a idrogeno**.

È molto importante, specialmente in chimica biologica, sapere se una molecola può o non può stabilire *interazioni intermolecolari con l'acqua*. L'acqua, infatti, è il solvente più comune esistente in natura e componente primario di tutti gli organismi viventi.

► In base alla loro affinità per l'acqua, si distinguono (**figura ■ 1.6**):

- molecole **idrofile**, che *possono* instaurare forze attrattive con l'acqua in quanto possiedono gruppi —OH o —NH<sub>2</sub>;
- molecole **idrofobe**, che *non presentano* interazioni con l'acqua in quanto non possiedono gruppi con elementi più elettronegativi del carbonio.

### Hydrogen bond (Legame a idrogeno)

A weak bond between a hydrogen atom in a molecule and a highly electronegative atom (such as O, N or F) in another molecule. Hydrogen bonds typically form between H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> and HF molecules.

### Figura ■ 1.6

**A.** La cellulosa, materiale con cui sono realizzati alcuni panni, è una molecola organica di origine vegetale ed è idrofila, cioè è in grado di assorbire facilmente l'acqua.

**B.** Le cere, lipidi con cui sono rivestite la maggior parte delle foglie, sono sostanze idrofobe, con efficace azione impermeabilizzante.



Certe molecole organiche hanno lunghe catene di atomi di carbonio idrofobe, ma possono presentare anche un gruppo di atomi idrofilo. Il loro comportamento nei confronti dell'acqua, perciò, è diverso nelle due regioni della molecola (figura ■ 1.7).

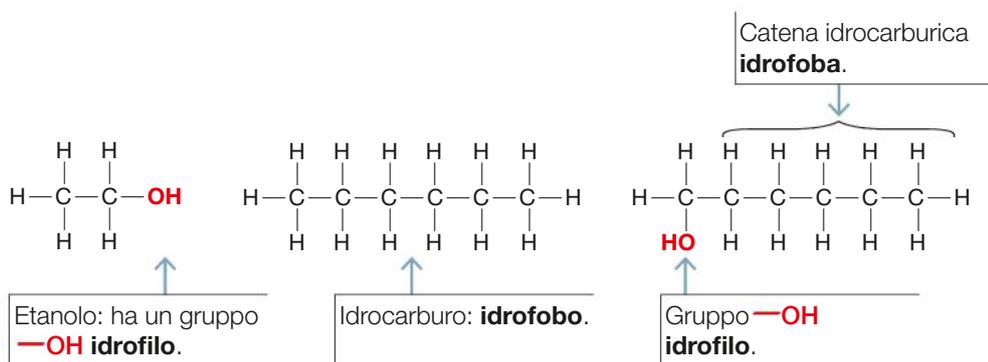


Figura ■ 1.7

Esempi di molecole organiche: idrofila, idrofoba e anfipatica, cioè con una regione idrofila e una idrofoba.

### DOMANDA al volo

Il metanolo, che ha formula  $\text{CH}_3\text{OH}$ , è una molecola polare o apolare? Idrofila o idrofoba?

## sperimentando

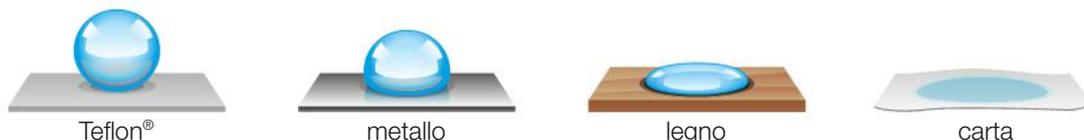
### Sostanze idrofobe e sostanze idrofile

#### Materiali

- una pentola antiaderente (o un tagliere di Teflon®)
- un foglio di alluminio ben disteso senza pieghe
- un tagliere di legno
- un foglio di carta
- acqua
- contagocce

#### Procedimento e osservazioni

- Deposita una goccia d'acqua su ciascuno dei materiali di cui disponi (Teflon®, metallo, legno, carta) e osserva la forma di ciascuna goccia. Puoi notare che la goccia più arrotondata si è formata sul tagliere di Teflon® (o sulla pentola antiaderente, rivestita dello stesso materiale). Seguono il metallo, il legno e la carta. Le gocce sono più rotonde quando non riescono a stabilire interazioni intermolecolari con il fondo di appoggio, perciò le loro molecole restano unite mediante forti legami a idrogeno (coesione). Se il materiale su cui la goccia è appoggiata è maggiormente idrofilo, le forze intermolecolari che vengono stabilite con l'acqua sono più intense, perciò la goccia si appiattisce, aderendo al fondo.



## Le reazioni di combustione dei composti organici

Tutti i composti organici possono partecipare alla reazione di **combustione**. La reazione per il *metano* ( $\text{CH}_4$ ), il più semplice dei composti organici (del gruppo degli idrocarburi) è la seguente:



Se l'ossigeno non è molto abbondante, come negli ambienti chiusi e nelle camere di scoppio dei motori, alla normale reazione di combustione si sostituisce un'altra reazione, molto più pericolosa:



**Carbon  
monoxide**

(Monossido di carbonio)

An odourless and colourless gas. The chemical formula of this poisonous compound is CO.

Il pericolo (mortale) è dovuto alla produzione di **monossido di carbonio (CO)**, un gas letale anche in piccole quantità. Per la sicurezza personale, comunque, è bene ricordare sempre di non permettere **mai** che avvenga una combustione libera in un ambiente chiuso in cui la quantità di ossigeno è limitata e di spegnere sempre il motore di un'auto o di un motorino quando si è in garage.

### 3. Le basi della nomenclatura dei composti organici

Per assegnare un nome chiaro e univoco ai composti organici, occorre tenere presente i tre seguenti aspetti: la classe di appartenenza, la lunghezza della catena di carbonio e la presenza di gruppi di altri atomi.

1. Dall'*appartenenza a una specifica classe* di composti deriva il **suffisso** da usare nel nome. Per esempio, gli idrocarburi saturi a catena aperta (*alcani*) hanno il suffisso in **-ano** (metano, etano, propano ecc.); se è presente un doppio legame (*alcheni*), il suffisso è **-ene** (etene, propene, butene ecc.); gli alcoli, in cui è presente un gruppo —OH, terminano in **-olo** (metanolo, etanolo, propanolo ecc.).
2. Dalla *lunghezza della catena di atomi di carbonio* deriva la **radice** da utilizzare nel nome, in base allo schema (**tabella ■ 1.1**):

**Tabella ■ 1.1**

Le radici derivanti dal greco indicano la lunghezza della catena.

Atomi di C	Radice	Esempio
uno	<b>met-</b>	<b>metano</b>
due	<b>et-</b>	<b>etano</b>
tre	<b>prop-</b>	<b>propano</b>
quattro	<b>but-</b>	<b>butano</b>
cinque	<b>pent-</b>	<b>pentano</b>
sei	<b>es-</b>	<b>esano</b>

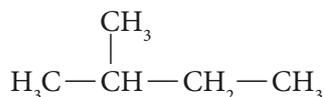
3. Il **prefisso** rende conto di eventuali *ramificazioni*. Esprime la denominazione del gruppo atomico legato alla catena (**tabella ■ 1.2**), preceduta dalla posizione numerica dell'atomo di carbonio a cui è connesso. Se un certo gruppo si ripete più volte, il suo nome è preceduto da **di-**, **tri-**, **tetra-**, a seconda di quante volte il gruppo è presente.

**Tabella ■ 1.2**

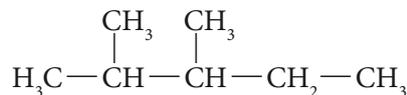
Prefissi che indicano le ramificazioni della catena.

Gruppo atomico	Nome
CH <sub>3</sub> —	<b>metil-</b>
CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —	<b>etil-</b>
CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —CH <sub>2</sub> —	<b>n-propil-</b>
CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —CH <sub>2</sub> —CH <sub>2</sub> —	<b>n-butil-</b>
CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —CH <sub>2</sub> —CH <sub>2</sub> —CH <sub>2</sub> —	<b>pentil-</b>
CH <sub>2</sub> =CH—	<b>vinil-</b>

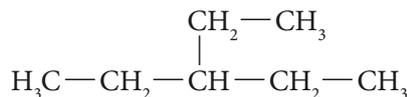
Per esempio:



- **2-metilbutano** un gruppo *metile* ( $-\text{CH}_3$ ) è unito al carbonio in *seconda* posizione nella catena;



- **2,3-dimetilpentano** due gruppi *metile* ( $-\text{CH}_3$ ) sono uniti agli atomi di carbonio in *seconda* e in *terza* posizione nella catena;

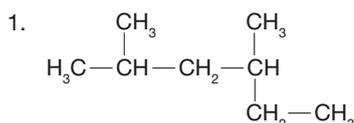


- **3-etilpentano** un gruppo *etile* ( $-\text{C}_2\text{H}_5$ ) è unito al carbonio in *terza* posizione nella catena.

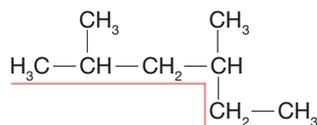
## in pratica

### Come nominare un idrocarburo

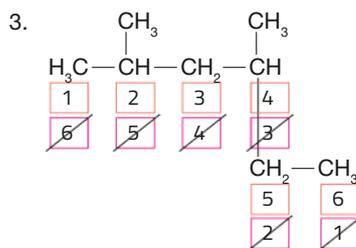
Il procedimento, per assegnare un nome agli idrocarburi, consiste in una serie di passaggi.



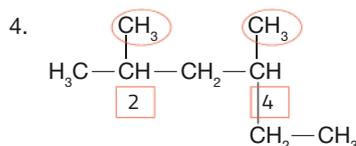
1. La catena è saturata e aperta, quindi il composto è un alcano (suffisso **-ano**).
2. Si individua la catena più lunga di atomi di carbonio; non è detto che gli atomi siano allineati, l'importante è che siano concatenati. In figura la catena è indicata con la linea rossa.



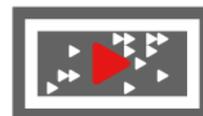
3. Si contano gli atomi della catena. Si tratta di un alcano con sei atomi concatenati, perciò la denominazione è **-esano**.
4. Si numerano gli atomi di carbonio della catena iniziando da destra verso sinistra o da sinistra verso destra in modo che la prima ramificazione abbia il numero più piccolo possibile.



5. Si individuano le catene laterali che, nell'idrocarburo preso in esame, sono costituite da due gruppi metile. Si completa il nome antepoendo a «esano» i nomi delle catene laterali preceduti dalla posizione che occupano nella catena e dai prefissi di- tri- tetra-, se esse si ripetono più volte. Il composto è, quindi, il **2,4-dimetilesano**.



 **Video** Come si nominano gli idrocarburi alifatici?



## 4. Le formule in chimica organica

Il composti organici possono essere rappresentati con vari tipi di formule **bidimensionali** scelte in base alle necessità (figura ■ 1.8A):

- la **formula grezza** (o *formula bruta*) esprime le varietà e il numero degli atomi di ogni molecola;
- la **formula di struttura** (o *formula di Lewis*) rappresenta l'intera molecola evidenziando i legami covalenti che ogni atomo stabilisce con gli altri;
- la **formula razionale** è una formula di struttura semplificata in cui sono esplicitati soltanto i legami carbonio-carbonio e gli eventuali legami fra il carbonio e altri atomi, mentre il numero di atomi di idrogeno legati a ciascun carbonio è indicato a pedice;
- la **formula condensata** presenta un'ulteriore semplificazione con l'eliminazione dei trattini che rappresentano i legami e l'inserimento tra parentesi tonde dei gruppi ripetuti più volte, riportandone il numero a pedice della parentesi. Per esempio,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$ ;
- la **formula topologica** si esprime con una linea spezzata che rappresenta lo **scheletro carbonioso**, ossia i legami carbonio-carbonio della catena. Gli atomi di carbonio e idrogeno sono quasi del tutto assenti. Sono invece esplicitati gli atomi diversi eventualmente presenti nella molecola.

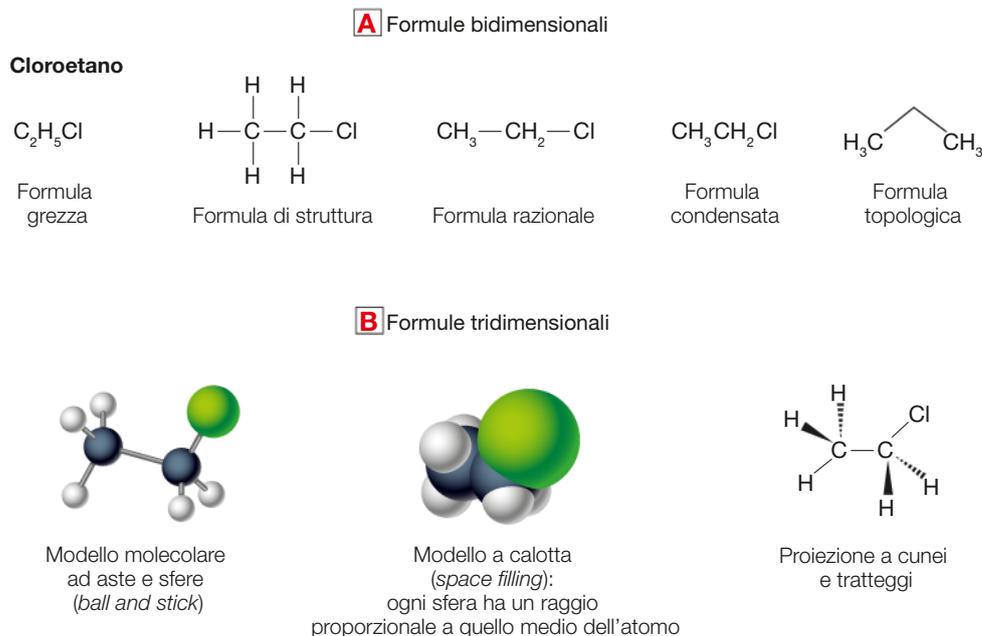
Queste formule descrivono la disposizione degli atomi e il modo con cui sono concatenati. Più difficile è evidenziare l'effettiva disposizione spaziale della molecola.

Quando è necessario esprimere la **geometria tridimensionale** di una molecola si ricorre ad altri modelli (figura ■ 1.8B):

- il modello **ball and stick** in cui i legami sono rappresentati con aste e gli atomi con sfere;
- il modello **space filling**, (detto anche «a calotta») in cui ogni atomo è una sfera dal raggio proporzionale al raggio medio dell'atomo stesso;
- la proiezione a **cunei e tratteggi**, che può essere usata per disegnare a mano libera: i legami rivolti verso l'osservatore (al di sopra del piano del foglio) si rappresentano con un «cuneo» nero (▴), mentre i legami che stanno al di sotto del piano del foglio vengono rappresentati con un tratteggio (⋯▮).

Figura ■ 1.8

Rappresentazioni  
A. bidimensionali e  
B. tridimensionali delle  
molecole organiche.



## 5. Le varietà di composti organici

Data la grandissima varietà di composti organici, può essere opportuno distinguere schematicamente tre grandi gruppi:

- **idrocarburi**, costituiti da carbonio e idrogeno;
- **derivati degli idrocarburi**, nei quali una catena di atomi di carbonio e idrogeno (detta *scheletro carbonioso*) è unita a un gruppo di atomi caratteristico, detto **gruppo funzionale**. Ciascuno di tali gruppi conferisce alla molecola delle particolari proprietà chimiche e fisiche, pertanto le diverse classi di composti si distinguono in base a due aspetti: alla natura della catena carboniosa e al tipo e al numero di gruppi funzionali legati a essa (figura ■ 1.9);
- **biomolecole** con strutture caratteristiche, come DNA, proteine, lipidi e carboidrati.



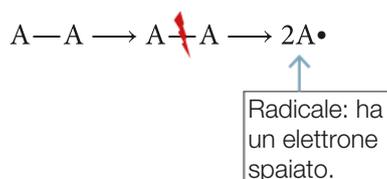
Figura ■ 1.9

Scheletro carbonioso e gruppi funzionali.

### I radicali

Certe reazioni provocano la scissione di un legame covalente con la produzione di due atomi, che possiedono entrambi un elettrone «spaiato», ossia un elettrone che occupa da solo un orbitale. Tali atomi sono molto reattivi e prendono il nome di **radicali**.

Con lo stesso termine, impropriamente, può essere indicato un gruppo di atomi legato a una catena organica per esempio:  $\text{—CH}_3$ , gruppo metile o (impropriamente) «radicale metile».



## 6. L'isomeria

► Si definiscono **isomeri** (dal greco *isos* = uguale e *méros* = parte) due o più composti che possiedono *stessa formula grezza* ma *diversa struttura molecolare*.

Gli isomeri sono sostanze costituite dagli stessi atomi, hanno quindi uguale massa molare ma diverse proprietà fisiche e chimiche, ossia diversi punti di fusione, solubilità in acqua, acidità, capacità ossidante. Queste differenti proprietà possono essere utilizzate per separare due isomeri presenti in un miscuglio.

Affinché una molecola si trasformi in un suo isomero, occorre che almeno un legame chimico ( $\sigma$  o  $\pi$ ) si scinda e se ne formi uno nuovo, perciò, in ogni caso, è necessario che avvenga una reazione chimica (figura ■ 1.10, a pagina seguente).

### Isomers (Isomeri)

Two isomers contain the same number of the same element; however, atoms and groups of atoms are arranged differently in the two compounds. In other words, isomers share the same chemical formula, but not the chemical structure.



## Stereoisomeria

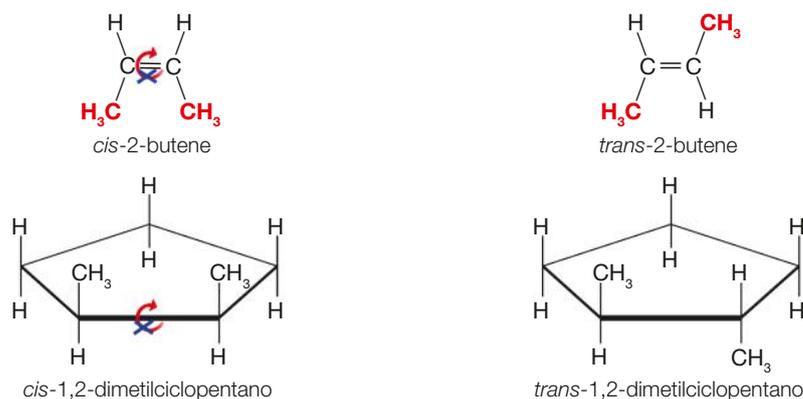
In relazione alla stereoisomeria (dal greco *stereòs* = solido), il modo in cui sono uniti gli atomi tra loro non cambia, sia nella catena sia nei gruppi funzionali. La diversità fra gli isomeri è dovuta alla *disposizione spaziale* dei vari atomi legati fra loro.

Non solo le formule grezze sono uguali, ma anche quelle razionali e condensate, per cui occorre disegnare la formula di struttura dei composti.

Si possono distinguere due diversi tipi di stereoisomeria: l'**isomeria geometrica** e l'**enantiomeria**.

### Isomeria geometrica (o *cis-trans*)

Questo tipo di stereoisomeria si presenta nelle molecole in cui è bloccata la rotazione intorno a un legame perché impedita o dalla presenza di un legame  $\pi$  o dal fatto che la catena carboniosa è chiusa ad anello (**figura ■ 1.11**).

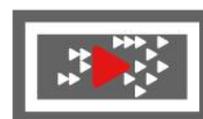


**Figura ■ 1.11**

Esempi di isomeria *cis-trans*.

In entrambi gli esempi presentati in figura, la molecola *non può ruotare* intorno a un legame *senza che tale legame si scinda*, pertanto, i gruppi di atomi della catena sono bloccati nelle proprie posizioni. Se i due atomi o gruppi atomici uguali sono dalla stessa parte del doppio legame (o del piano dell'anello) l'isomero è detto *cis*, se invece si trovano da parti opposte è detto *trans* e il nome del composto è preceduto dai prefissi *cis*- o *trans*- scritti in corsivo (es: *trans*-dicloroetene).

 **Video** Che cos'è la stereoisomeria?



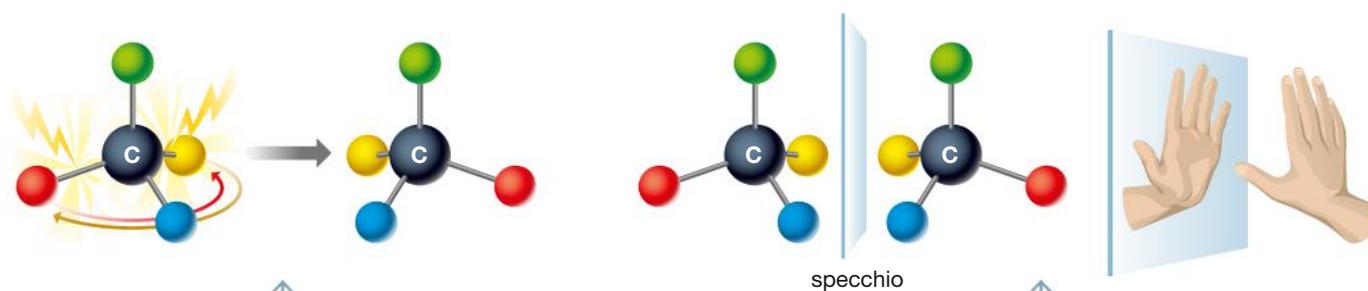
### Enantiomeria (o isomeria ottica)

► L'enantiomeria si verifica quando gli atomi di carbonio sono legati a *quattro atomi o gruppi di atomi diversi fra loro*, posizionati ai vertici di un tetraedro.

Tali atomi o gruppi rappresentano uno *stereocentro* e possono disporsi in due modi distinti (**figura ■ 1.12**). Anche ruotando il tetraedro in ogni modo possibile, le due

**Figura ■ 1.12**

Si definiscono enantiomeri le molecole che sono l'una l'immagine speculare dell'altra.



Quattro oggetti diversi posizionati ai vertici di un tetraedro mostrano due disposizioni spaziali distinte: non è possibile passare dall'una all'altra senza che due oggetti si «stacchino» per scambiarsi di posto.

Ciascuna delle due disposizioni è l'immagine dell'altra vista allo specchio, come accade per le nostre mani, che sono l'una l'immagine speculare dell'altra.