

# L'ATLANTE MOLECOLARE

## OBIETTIVO

Realizzare un atlante all'interno del quale sia possibile visualizzare la struttura e le caratteristiche di alcune **molecole organiche**.

## INTRODUZIONE

I composti organici sono quelli a base di **carbonio**. La versatilità di questo elemento è tale da fare in modo che, combinato con pochi altri elementi come idrogeno, ossigeno, zolfo, azoto e fosforo, può formare diverse centinaia di migliaia di molecole. Per rendersi conto della vastità della classe dei composti organici presenti in natura basta pensare che in una singola cellula batterica si possono trovare fino a 5000 molecole diverse. La conoscenza della chimica del carbonio ha inoltre ampliato ulteriormente il numero di strutture molecolari esistenti. Grazie alla **sintesi chimica**, si possono produrre, anche su scala industriale, migliaia di composti non esistenti in natura: pigmenti, coloranti, medicinali, plastiche, additivi alimentari, stabilizzanti, plastificanti, conservanti. I settori che dipendono dalla chimica del carbonio sono centinaia!

Navigare in questo «mare» di molecole e composti non è affatto semplice. Sappiamo che la quasi totalità delle proprietà chimiche di un composto organico dipendono dalla struttura dei gruppi funzionali, ma anche la forma e la struttura possono influenzarne le funzioni. Le **proteine**, per esempio, hanno una struttura primaria che dipende dalla sequenza con cui sono legati tra loro gli amminoacidi, ma le loro funzioni sono connesse con la loro forma, cioè dalle strutture terziaria e quaternaria.

Vale lo stesso per le **materie plastiche** le cui molecole, i polimeri, possono assumere forme e strutture diverse indipendentemente dai gruppi funzionali. Da queste e dal peso molecolare delle molecole polimeriche dipendono la quasi totalità delle proprietà delle materie plastiche.

Attraverso questa attività vedremo come costruire un piccolo **atlante informatico** che ci permetta di raccogliere le informazioni relative ad alcuni gruppi di molecole organiche.

## DESCRIZIONE E FASI DELL'ATTIVITÀ

### 1. Selezione del gruppo di molecole

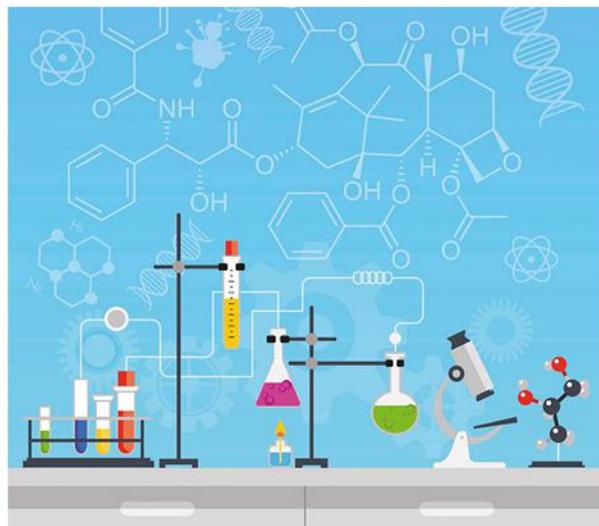
Visto il grandissimo numero di molecole organiche esistenti è impossibile riuscire a costruire un atlante che abbracci la totalità dei composti organici esistenti. Per questo, il primo passo da fare è selezionare un gruppo di molecole su cui concentrare l'attenzione. Per esempio, puoi decidere di indirizzare il tuo lavoro di ricerca e di raccolta delle informazioni sulle molecole velenose prodotte dalle piante, oppure puoi scegliere di lavorare sui pigmenti organici naturali e artificiali, sui polimeri, sugli additivi alimentari, sugli zuccheri o sulle molecole dolcificanti.

### 2. Ricerca delle molecole

Individua le molecole che appartengono al gruppo di composti su cui hai deciso di concentrarti e, con una ricerca in rete, crea un elenco il più possibile completo dei composti organici che ne fanno parte.

### 3. Reperimento delle informazioni sulle molecole

All'interno dell'atlante dovrai inserire alcune informazioni importanti per ogni molecola, per esempio: la formula chimica, il peso molecolare, i gruppi funzionali che la caratterizzano, se è di natura artificiale o naturale, e l'anno di scoperta.



Accanto a queste informazioni puoi riportare alcune curiosità relative al composto: aneddoti sulla scoperta o sull'impiego in passato, se è di origine naturale si può specificare come viene prodotta, notizie sull'importanza economica e sociale, ecc. Puoi trovare tutte queste informazioni attraverso una ricerca in rete e le puoi ordinare all'interno di una tabella che ti consenta di collegarle rapidamente alle diverse molecole che stai studiando.

#### 4. Formula di struttura e modello tridimensionale delle molecole

Utilizzando gli strumenti messi a disposizione dal sito: <http://www.iorgchem.unito.it/index.php/it/esercizi/disegnare-molecole-in-2d-e-3d> puoi rappresentare molecole in due dimensioni riportando la struttura che normalmente disegneresti su carta. Il programma calcola e visualizza la struttura tridimensionale delle molecole. La rappresentazione tridimensionale delle molecole può essere ruotata in modo da mostrare le diverse parti della struttura. Il software permette di vedere anche la distribuzione elettronica all'interno della molecola.

Per ognuna delle molecole studiate disegna la struttura in due dimensioni e ricostruisci quella tridimensionale. Per ricavare le immagini sia di una che dell'altra, fai uno screenshot e ritaglia le due immagini. Per la struttura tridimensionale puoi salvare diversi screenshot in modo da avere un'immagine della molecola da diverse angolature.

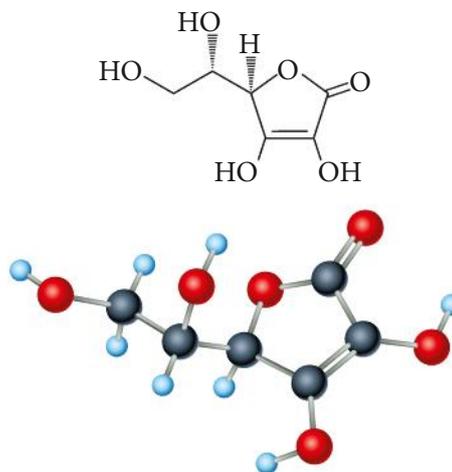
#### 5. Composizione dell'atlante

A questo punto non rimane che comporre l'atlante. Puoi usare qualsiasi strumento che ti consenta di organizzare al meglio tutte le informazioni che hai raccolto. Per esempio, puoi utilizzare una presentazione in Power Point, e dedicare una diapositiva a ogni molecola. Oppure puoi costruire l'atlante utilizzando Word, destinando una pagina ad ogni molecola. Altre possibilità sono l'uso di Genially o strumenti simili.

È importante inserire una breve introduzione in cui spieghi quali sono i contenuti del tuo atlante e i criteri che hai usato per selezionare le molecole. Inoltre, è indispensabile un indice dei contenuti per aiutare gli altri utenti a consultare il tuo documento con facilità e trovare rapidamente le informazioni che cercano.

**Figura 1**

La molecola di acido ascorbico (o vitamina C).



Per ogni molecola riporta il disegno della struttura bidimensionale e di quella tridimensionale (come nell'esempio dell'acido ascorbico nella **Figura 1**); accanto alle immagini puoi aggiungere una tabella con tutte le informazioni che hai raccolto per quella molecola.

Cerca di dare una struttura fissa alle diverse pagine o diapositive dedicate ai composti. Per esempio, colloca le immagini sempre nella stessa posizione, riporta il nome e le informazioni usando sempre lo stesso tipo di carattere e uno specifico codice colore. Puoi inserire anche una diapositiva in cui spieghi quale strategia hai utilizzato nella costruzione dell'atlante.

Quando avrai completato la costruzione dell'atlante e il risultato ti soddisferà, potrai condividerlo attraverso i tuoi canali social.

### CONCLUSIONI

Spesso le molecole e i materiali di sintesi sono visti con una certa diffidenza dal pubblico e vengono messi in netta contrapposizione con quelli naturali che, nella visione comune, sarebbero più salutari. È davvero così? C'è differenza, per esempio, tra la vitamina C (acido ascorbico) contenuta in un limone e quella sintetizzata a livello industriale?

Prova a fare una ricerca in Rete per confrontare tra loro i composti naturali e i loro omologhi di sintesi, per capire e valutare se effettivamente esistono differenze. Raccogli anche informazioni sui vantaggi che può offrire la sintesi chimica.

1 I COMPOSTI  
ORGANICI

Proteine, carboidrati, grassi, DNA, enzimi e ormoni sono soltanto alcuni dei termini con cui indichiamo i composti biologicamente attivi che sono coinvolti nel metabolismo di un organismo vivente. Pur differenziandosi per il grado di complessità, essi sono tutti esempi di composti organici.

L'aggettivo «organico» deriva probabilmente da «organizzato», termine con il quale i naturalisti del XVIII secolo sottolineavano la differenza tra la materia vivente e quella non vivente: un organismo vivente possiede infatti un elevato grado di organizzazione, che ne permette la crescita, il movimento, la riproduzione. Di conseguenza, anche i composti chimici prodotti dall'attività cellulare furono definiti *organici*. Tali composti sembravano caratterizzati da una *forza vitale* intrinseca, e nel mondo scientifico era opinione diffusa che, per questo motivo, le sostanze organiche non potessero essere sintetizzate in laboratorio (teoria vitalistica).

Tuttavia, nel 1828, un evento fondamentale modificò radicalmente questa visione: il chimico tedesco **Friedrich Wöhler** effettuò in laboratorio la sintesi dell'urea,  $\text{NH}_2\text{CONH}_2$ , un componente dell'urina, a partire da sostanze del mondo minerale. Questo risultato portò all'abbandono della teoria vitalistica e fu il preludio allo sviluppo dei processi di sintesi con cui oggi possiamo costruire artificialmente molecole anche complesse, come quelle dei farmaci o dei coloranti (**Figura 1**).

**Figura 1**

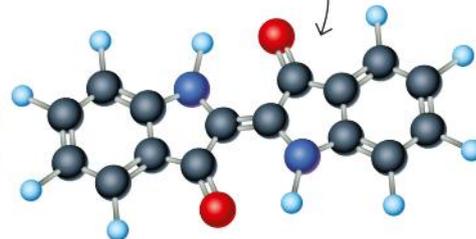
La molecola dell'indaco, un colorante blu che oggi può essere sintetizzato artificialmente.

L'indaco è un colorante di origine vegetale, utilizzato già dagli antichi Egizi e ricavato con un laborioso processo dalle foglie dell'arbusto *Indigofera tinctoria*.



Abel Tumik/Shutterstock

Il primo metodo di sintesi chimica dell'indaco è stato messo a punto nel 1880 dal tedesco A. Baeyer e oggi questo colorante viene prodotto quasi esclusivamente per via industriale.



Oggi definiamo **composti organici** tutti i composti del carbonio, naturali o di sintesi (con poche eccezioni), e **chimica organica** la branca della chimica che ne studia le proprietà fisiche e chimiche.

Sia che appartengano a organismi viventi sia che costituiscano sostanze di sintesi (come alcuni farmaci o materiali plastici), tutte le molecole organiche contengono, oltre al carbonio, pochi altri elementi. I più rilevanti sono idrogeno, ossigeno e azoto, seguiti da zolfo, fosforo e pochi altri ancora.

Attualmente sono noti più di venti milioni di composti organici, naturali oppure ottenuti per sintesi in laboratorio, e il loro numero aumenta di centinaia di migliaia di unità ogni anno.

La grande varietà di composti organici a cui dà luogo il carbonio dipende dalla sua particolare natura, che gli conferisce un'elevata versatilità:

- ha un valore intermedio di elettronegatività;
- forma legami covalenti impiegando orbitali ibridi;
- può concatenarsi e formare ramificazioni.

Esaminiamo meglio le ragioni che rendono il carbonio così speciale.

### IL CARBONIO HA ELETTRONEGATIVITÀ INTERMEDIA

Il carbonio appartiene al gruppo 14 (o IV) e possiede perciò quattro elettroni di valenza. Tende a raggiungere la stabilità attraverso la condivisione di quattro coppie elettroniche con altri atomi, formando quattro legami covalenti: in questo modo, acquista la configurazione elettronica esterna del gas nobile che lo segue nella tavola periodica, il neon.

Il carbonio ha un **valore intermedio di elettronegatività** (2,5); perciò, nei suoi composti assume un numero di ossidazione che può variare da  $-4$  a  $+4$ , a seconda che si leghi con elementi meno o più elettronegativi di lui. Come vedremo, nelle molecole organiche gli atomi di carbonio si legano preferibilmente ad altri atomi del loro stesso tipo, oppure ad atomi di idrogeno, un elemento con elettronegatività pari a 2,2 (cioè molto simile a quella del carbonio); di conseguenza, si formano legami covalenti apolari o poco polari, molto forti e stabili.

### IL CARBONIO E IL LEGAME DI VALENZA

Nel suo stato fondamentale, il carbonio possiede configurazione elettronica esterna  $2s^2 2p^2$ , con due elettroni spaiati negli orbitali  $p$ . Questa configurazione non giustificerebbe la formazione di quattro legami, osservata invece in tutti i composti organici. Tuttavia, il carbonio è in grado di «promuovere» un elettrone dall'orbitale  $2s$  a un orbitale  $2p$  vuoto, passando nella configurazione dello stato eccitato (**Figura 2**). I quattro elettroni singoli si distribuiscono con lo spin parallelo secondo la regola di Hund e sono perciò disponibili per partecipare a quattro legami covalenti. In que-

#### PER SAPERNE DI PIÙ

CO, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HCN, carbonati, cianuri e carburi vengono considerati **inorganici** perché le loro proprietà chimiche sono simili a quelle dei composti inorganici.

#### ORA PROVA TU

Qual è la configurazione elettronica del carbonio nel suo stato fondamentale? E quella del neon?

GUARDA!

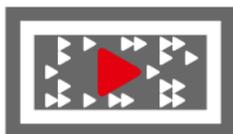
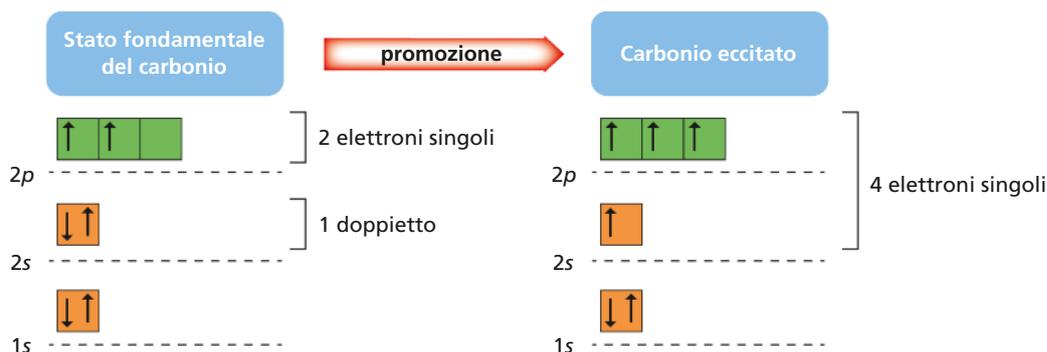


Tavola periodica interattiva

**Figura 2**

Configurazione elettronica dello stato fondamentale e dello stato eccitato dell'atomo di carbonio.



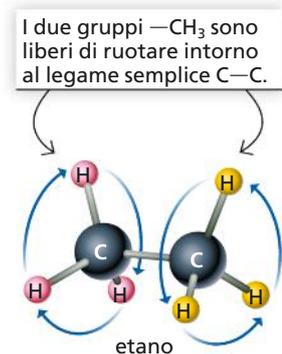
sto modo, anche se alcuni elettroni sono stati promossi a un contenuto energetico più alto, il dispendio di energia viene ripagato dalla formazione di un maggior numero di legami covalenti.

Dopo la promozione elettronica gli atomi di carbonio possono «rimiscolare» i propri orbitali  $s$  insieme ai tre orbitali  $p$ , oppure solo a uno o solo a due di essi, dando origine a *orbitali ibridi*. L'energia complessiva è ripartita equamente tra gli orbitali ibridi, che quindi diventano isoenergetici e si dispongono a un livello energetico intermedio rispetto a quello degli orbitali  $s$  e  $p$  di partenza. Come in biologia il termine **ibridazione** indica l'incrocio tra due specie diverse per dare origine a organismi con caratteri intermedi rispetto ai genitori, così in chimica definisce la possibilità di un atomo di formare nuovi orbitali con caratteristiche proprie, intermedie rispetto a quelle degli orbitali di partenza.

Nei composti organici il carbonio è sempre ibridato; nella stessa molecola atomi di carbonio diversi possono avere diversi tipi di ibridazione.

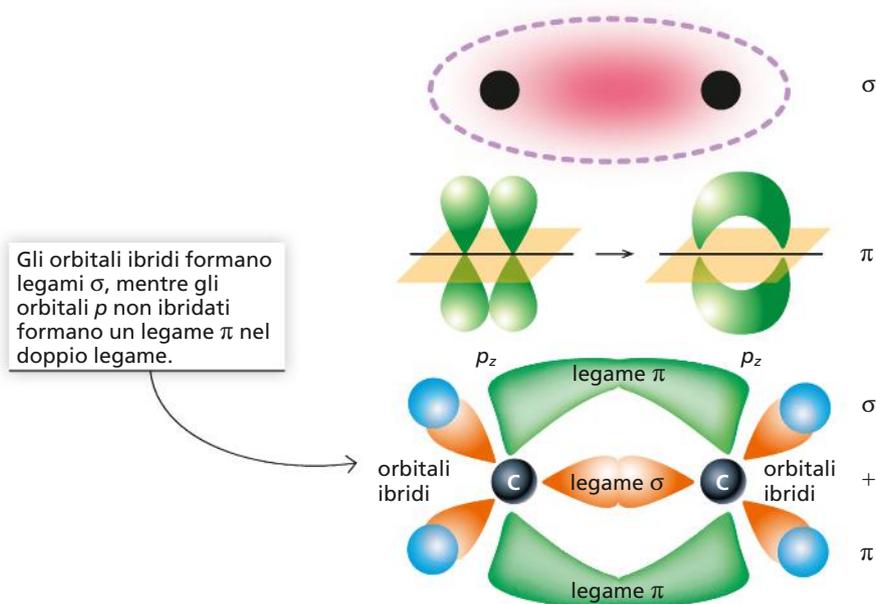
Alla formazione dei quattro legami covalenti realizzati da ciascun atomo di carbonio possono partecipare sia gli elettroni presenti negli orbitali ibridi, sia quelli negli orbitali  $p$  eventualmente non ibridati. È quindi importante tener presente che:

- i **legami singoli** sono sempre **di tipo  $\sigma$**  (sigma) e si formano per sovrapposizione degli orbitali ibridi lungo la linea che congiunge i nuclei degli atomi coinvolti. La distribuzione elettronica simmetrica consente la libera rotazione attorno all'asse di legame (**Figura 3**);
- nei **legami doppi** o **tripli**, invece, i legami successivi al primo (che è sempre di tipo  $\sigma$ ) sono **di tipo  $\pi$**  (pi greco): gli orbitali  $p$  che non partecipano all'ibridazione sono posti perpendicolarmente al piano su cui si trovano i due nuclei e possono sovrapporsi solo lateralmente, generando due regioni di elevata densità elettronica al di sopra e al di sotto del piano stesso (**Figura 4**). La densità della distribuzione elettronica, e con essa la forza del legame, risulta massima solo quando gli orbitali  $p$  sono perfettamente allineati: per questo motivo i legami di tipo  $\pi$  sono più deboli di quelli di tipo  $\sigma$ . La presenza di legami doppi o tripli, inoltre, impedisce la rotazione attorno all'asse di legame e perciò irrigidisce la struttura della molecola.



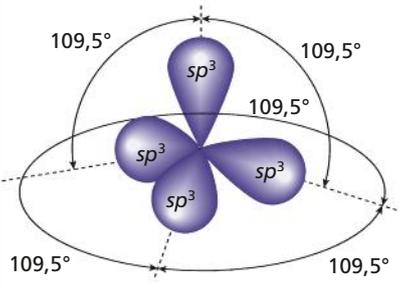
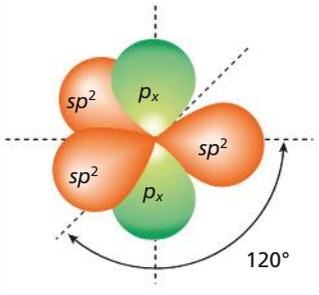
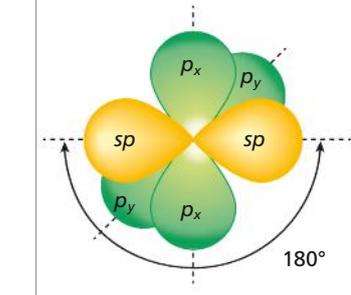
**Figura 3**

Il legame  $\sigma$  permette una libera rotazione intorno all'asse  $\text{C}-\text{C}$ , come avviene nell'etano.



**Figura 4**

Rappresentazione grafica dei legami  $\sigma$  e  $\pi$ . Gli orbitali ibridi sono rappresentati in colore arancione, gli orbitali  $p$  in verde.

	$sp^3$	$sp^2$	$sp$
Disposizione spaziale degli orbitali ibridi e degli orbitali $p$ che non partecipano all'ibrido			
Presente in	alcani	alcheni	alchini
Legame C—C	$1\sigma$	$1\sigma + 1\pi$	$1\sigma + 2\pi$
Geometria	tetraedrica	trigonale	lineare

**Tabella 1**

Panoramica delle ibridazioni del carbonio, con geometria degli orbitali, tipo di legame formato con un altro atomo di carbonio, e composti rappresentativi.

Le possibili ibridazioni del carbonio sono tre e gli orbitali ibridi risultanti sono denominati rispettivamente  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ . Il numero all'apice (il numero 1 viene omesso) sta a indicare il numero di orbitali  $s$  e  $p$  coinvolti nella ricombinazione; ognuna di queste combinazioni ha una specifica disposizione spaziale ed è tipica di alcune classi di composti organici (**Tabella 1**):

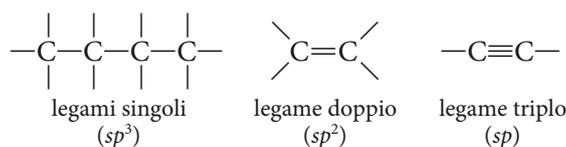
- $sp$ : a partire da 1 orbitale  $s$  e 1 orbitale  $p$  si formano due orbitali ibridi, i cui assi maggiori sono disposti linearmente a  $180^\circ$  l'uno dall'altro (geometria *lineare*); i due orbitali  $p$  che non partecipano all'ibridazione sono coinvolti nella formazione di due legami  $\pi$ ;
- $sp^2$ : a partire da 1 orbitale  $s$  e 2 orbitali  $p$  si formano 3 orbitali ibridi, disposti planarmente a  $120^\circ$  tra loro (geometria *trigonale*); l'orbitale  $p$  che non partecipa all'ibridazione forma un legame  $\pi$  (è il caso mostrato nella **Figura 4**);
- $sp^3$ : a partire da 1 orbitale  $s$  e 3 orbitali  $p$  si formano 4 orbitali ibridi, disposti spazialmente verso i vertici di un tetraedro, con angoli di  $109,5^\circ$  tra i loro assi maggiori (geometria *tetraedrica*).

#### LE PAROLE

Il termine **saturo** si riferisce al fatto che l'atomo di carbonio è legato al massimo numero di atomi e non può formare ulteriori legami.

Un atomo di carbonio con ibridazione  $sp^3$  prende il nome di *carbonio saturo*, e un composto organico in cui lo scheletro molecolare presenta solo atomi di carbonio saturi è denominato esso stesso *composto saturo*.

Riconoscere l'ibridazione di un atomo di carbonio è semplice: se è ibridato  $sp^3$  sono presenti solo legami singoli (detti anche semplici), se è ibridato  $sp^2$  si ha un legame doppio, se è ibridato  $sp$  si forma un legame triplo con un altro carbonio:



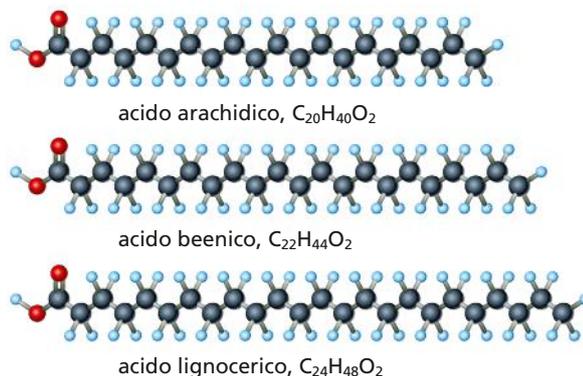
Dalla **Tabella 1**, e da quanto visto sulla forza dei legami  $\sigma$ , appare chiaro che l'ibridazione  $sp^3$ , con la formazione del massimo numero di legami  $\sigma$  e di nessun legame  $\pi$ , conferisce al carbonio la maggiore stabilità complessiva.

#### GLI ATOMI DI CARBONIO FORMANO CATENE E RAMIFICAZIONI

Gli atomi di carbonio sfruttano la possibilità di formare fino a quattro legami covalenti, soprattutto per combinarsi con altri atomi dello stesso tipo. In altre parole, il carbonio presenta una forte auto-affinità e quindi forma delle **concatenazioni** di atomi C.

La struttura portante di una molecola organica è facilmente riconoscibile proprio perché è costituita da una catena di lunghezza variabile di atomi di carbonio uniti da legami covalenti (**Figura 5**), detta *scheletro carbonioso*.

Gli acidi grassi, così detti perché costituenti principali dei grassi come il burro e lo strutto, sono un esempio della capacità di concatenazione del carbonio.



**Figura 5**  
Esempi di catene carboniose: gli acidi grassi. In grigio scuro sono rappresentati gli atomi di carbonio, in azzurro gli atomi di idrogeno e in rosso l'ossigeno, con trattini che rappresentano i legami.

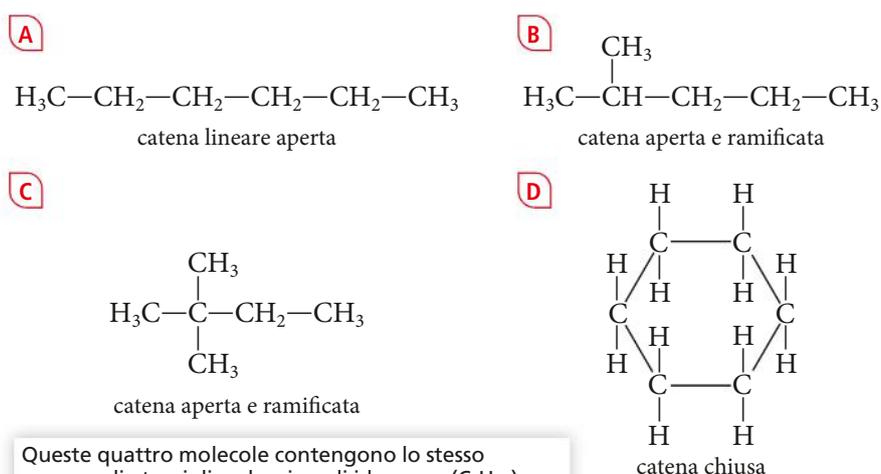
Non esistono limiti alla capacità di concatenazione del carbonio: sono possibili molecole davvero enormi, la cui struttura può contenere anche migliaia di atomi. Questa caratteristica è esclusiva del mondo organico e lo distingue dalla materia inorganica, dove è difficile incontrare molecole che presentino un numero di atomi superiore alla decina.

Le catene carboniose possono presentarsi in diverse forme:

- **lineare aperta**, vale a dire con gli atomi disposti uno di seguito all'altro come i vagoni di un treno;
- **ramificata aperta**, in cui gli atomi non sono tutti disposti l'uno in fila all'altro, ma formano delle catene laterali che si sviluppano e si diramano dalla catena principale come i rami dal tronco di un albero;
- **ciclica** o **chiusa**, quando la molecola presenta una forma ad anello, come una collana di cui gli atomi sono le perle.

La **Figura 6** mostra quattro strutture costituite da sei atomi di carbonio con una diversa disposizione; la linearità del composto **A** lascia il posto in **B** e in **C** a una ramificazione via via maggiore della catena; infine, nel composto **D** la struttura della molecola si chiude a formare un anello.

La capacità del carbonio di concatenarsi formando anelli (catene chiuse) e ramificazioni permette di ottenere innumerevoli strutture diverse a parità di numero di atomi, e aumenta ulteriormente l'enorme variabilità delle molecole organiche.



**Figura 6**  
Linearità e ramificazione dello scheletro carbonioso.

Queste quattro molecole contengono lo stesso numero di atomi di carbonio e di idrogeno ( $C_6H_{14}$ ), ma lo scheletro carbonioso si presenta in forme diverse.

## 2 I GRUPPI FUNZIONALI E LA NOMENCLATURA

La varietà dei composti organici si arricchisce ulteriormente grazie all'inserimento, lungo le catene carboniose, di gruppi funzionali.

Un **gruppo funzionale** può essere un atomo diverso dal carbonio e dall'idrogeno, un gruppo atomico o un legame multiplo, capace di conferire particolari proprietà fisiche e chimiche alla molecola di cui fa parte.

**Tabella 2**

Alcune importanti classi di composti organici e relativi gruppi funzionali. Tra parentesi sono riportati i nomi di uso comune (non IUPAC, ma molto utilizzati).

Nella **Tabella 2** sono riportate le formule generali dei più importanti gruppi funzionali e il nome della corrispondente classe di composti.

Classe	Formula generale	Gruppo funzionale	Esempio	Nome (la parte identificativa del nome della classe è in rosso)
alcheni	$\text{>C=C<}$	legame doppio	$\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$	but <b>ene</b>
alchini	$\text{-C}\equiv\text{C-}$	legame triplo	$\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$	but <b>ino</b>
alogenuri	$\text{R-X}$	alogeno ( $\text{-X}$ )	$\text{CH}_3\text{-Cl}$	clor <b>o</b> metano
alcoli	$\text{R-OH}$	ossidrile ( $\text{-OH}$ )	$\text{CH}_3\text{-OH}$	metan <b>olo</b>
eteri	$\text{R-O-R'}$	etere ( $\text{-O-}$ )	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$	dimetil <b>etere</b>
aldeidi	$\text{R-CHO}$	carbonile aldeidico $\left(\begin{array}{c} \text{-C-} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}\right)$	$\text{CH}_3\text{-C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$	etan <b>ale</b> (acetaldeide)
chetoni	$\text{R-CO-R'}$	carbonile chetonico $\left(\begin{array}{c} \text{-C-} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}\right)$	$\text{CH}_3\text{-C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{CH}_3 \end{array}$	propan <b>one</b> (acetone)
acidi carbossilici	$\text{R-COOH}$	carbossile $\left(\begin{array}{c} \text{-C=O} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}\right)$	$\text{CH}_3\text{-C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	acido etan <b>oico</b> (acido acetico)
esteri	$\text{R-COOR'}$	estere $\left(\begin{array}{c} \text{-C=O} \\ \diagdown \\ \text{O-} \end{array}\right)$	$\text{CH}_3\text{-C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O-CH}_3 \end{array}$	etan <b>oato</b> di metile (acetato di metile)
ammidi	$\text{R-CO-NH}_2$	ammidico $\left(\begin{array}{c} \text{-C-N-} \\ \parallel \quad   \\ \text{O} \quad \text{H} \end{array}\right)$	$\text{CH}_3\text{-C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{NH}_2 \end{array}$	etan <b>ammide</b> (acetammide)
ammine primarie	$\text{R-NH}_2$	amminico ( $\text{-NH}_2$ )	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$	metil <b>ammina</b>
tioli	$\text{R-SH}$	sulfidrilico ( $\text{-SH}$ )	$\text{CH}_3\text{-SH}$	metan <b>tiolo</b> (metilmercaptano)

Come si può vedere dalla tabella, molti gruppi funzionali sono caratterizzati dalla presenza di atomi di elementi più elettronegativi del carbonio e dell'idrogeno (ossigeno, azoto, alogeni, zolfo); ciò determina la formazione di legami covalenti polari, che introducono nella molecola una certa instabilità e le conferiscono una precisa reattività.

La presenza di un gruppo funzionale determina le proprietà di una molecola organica al punto tale da definirne l'appartenenza a una precisa **classe di composti**.

### LE REGOLE DI BASE DELLA NOMENCLATURA

Riconoscere il gruppo funzionale presente in una molecola è il primo passo per darle un nome.

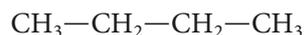
Fino a quando i composti organici conosciuti erano relativamente pochi, il loro nome veniva assegnato senza regole precise: il *limonene* è così chiamato perché si ottiene dai limoni, l'*urea* perché era stata isolata dalle

urine e l'*acido maleico* perché identificato nelle mele (**Figura 7**). Con lo sviluppo della chimica organica e il moltiplicarsi del numero dei composti noti è emersa la necessità di stabilire delle regole sistematiche per assegnare un nome alle varie molecole.

La nomenclatura IUPAC, introdotta per la prima volta nel 1892, assegna a ogni classe di composti uno specifico suffisso in base al gruppo funzionale che la caratterizza (vedi **Tabella 2**).

In linea generale, per denominare la maggior parte dei composti organici si procede nel modo seguente.

- 1. Si identifica la classe di appartenenza del composto**, in base all'eventuale gruppo funzionale caratterizzante, e **si attribuisce l'opportuno suffisso**. Per esempio, se è presente il gruppo —OH si tratta di un alcol e il suo suffisso è -olo; se non è presente alcun gruppo funzionale e la catena carboniosa contiene solo legami singoli si tratta di un alcano e il suffisso da utilizzare è -ano.
- 2. Si identifica la catena carboniosa continua più lunga** che contiene il gruppo funzionale caratterizzante. Se non vi è alcun gruppo funzionale, si identifica semplicemente la catena più lunga. In base al numero degli atomi di carbonio nella catena, si assegna un prefisso al nome: *met-* se il composto contiene 1 solo atomo di carbonio, *et-* se la catena principale ne contiene 2, *prop-* se ne contiene 3, *but-* se ne ha 4, *pent-* se ne ha 5, *es-* se ne ha 6 e così via (i prefissi impiegati da 5 atomi in poi sono gli stessi utilizzati in geometria per i nomi dei poligoni). Per esempio:

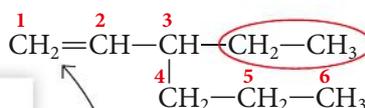


Il nome del composto è: *n-butano*, dove la lettera *n-* sta per "normal" e indica che lo scheletro carbonioso è lineare, non ramificato.

1. Non vi è alcun gruppo funzionale, la catena è saturata e si tratta di un alcano, suffisso **-ano**.
2. La catena lineare è costituita da 4 atomi di carbonio, prefisso **but-**.

- 3. Si numerano gli atomi di carbonio** della catena principale in modo tale che quello che lega il gruppo funzionale abbia il valore più piccolo possibile.
- 4. Si identificano gli eventuali altri sostituenti** e si assegna la numerazione in modo tale che gli atomi di carbonio che legano i sostituenti assumano i valori più piccoli possibile. Per ultimo si inserisce il numero dell'atomo di carbonio che lega il gruppo funzionale, seguito dal prefisso che indica la lunghezza della catena principale e dal suffisso relativo alla classe del composto. Per esempio:

1. Dalla presenza del gruppo funzionale doppio legame capiamo che è un alchene, suffisso **-ene**.



2. La catena più lunga contenente il gruppo funzionale è formata da 6 atomi di carbonio, prefisso **es-**.

3. La catena viene numerata in modo che al primo carbonio del doppio legame spetti il numero più basso, in questo caso 1.

4. Al carbonio in posizione 3 è legato un sostituente chiamato *etile* perché formato da due atomi di carbonio. Il nome del composto è: **3-etil-1-esene**

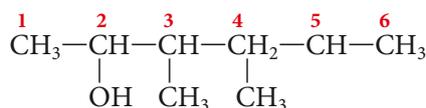


**Figura 7**

L'acido maleico è così chiamato perché è stato identificato nelle mele.

5. Si scrive il nome elencando i vari sostituenti in ordine alfabetico, preceduti dal numero dell'atomo di carbonio al quale sono legati; se uno stesso sostituito è presente più volte, si devono indicare tutte le posizioni in cui si trova con numeri separati da virgole, facendo precedere al nome del sostituito il prefisso moltiplicativo *di-*, *tri-*, *tetra-* ecc. Per esempio:

1. La presenza del gruppo —OH ci dice che si tratta di un alcol, suffisso **-olo**  
 2. La catena più lunga contenente l'atomo di carbonio che porta il gruppo funzionale è formata da sei atomi di carbonio, prefisso **es-**.



3. Il gruppo —OH si trova sul carbonio 2.  
 4. In posizione 3 e 4 si trovano due gruppi —CH<sub>3</sub> che chiamiamo **metile**, poiché il prefisso *met-* indica un solo atomo di carbonio.

5. Poiché i gruppi uguali sono due, si impiega il prefisso **di-**. Il nome è quindi: **3,4-dimetil-2-esanolo**

Approfondiremo l'uso di queste regole di nomenclatura studiando le diverse classi di composti.

## 3 L'ISOMERIA

La grande varietà delle molecole organiche si manifesta in un aspetto tipico della chimica organica, denominato *isomeria*.

### PER SAPERNE DI PIÙ

Il termine **isomeria** proviene dal greco *isos*, «uguale» e *meros*, «parte», cioè costituito da parti uguali.

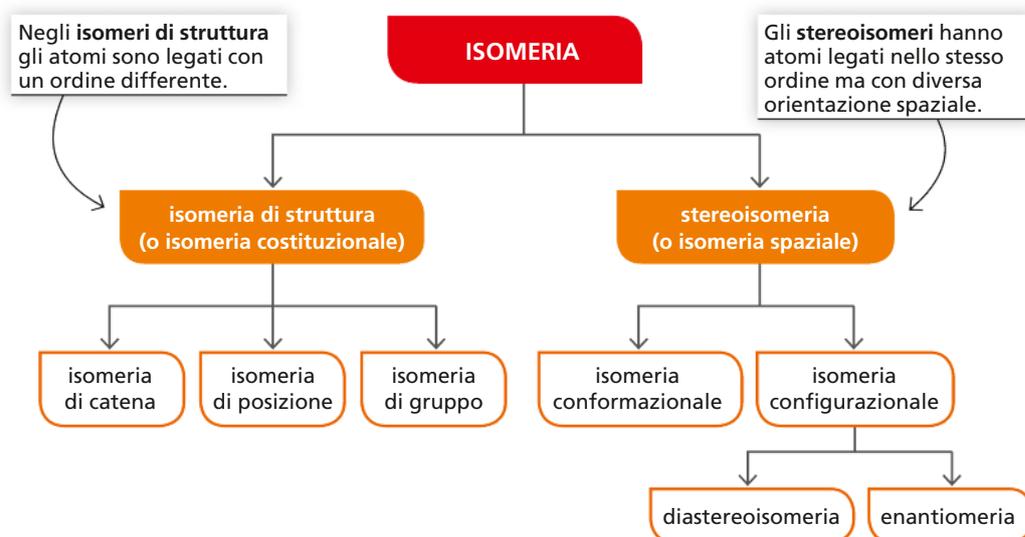
Gli **isomeri** sono composti che, pur presentando la stessa formula bruta, mostrano una formula di struttura diversa o una diversa disposizione degli atomi nello spazio.

Proprio perché rappresentano composti diversi, pur contenendo lo stesso numero di atomi per ciascun elemento,

gli isomeri possiedono in genere specifiche proprietà chimico-fisiche.

L'isomeria può essere classificata in base al tipo di differenze presenti tra gli isomeri. Si possono infatti individuare due tipi fondamentali di isomeria (**Figura 8**): l'*isomeria di struttura* (o isomeria costituzionale) e la *stereoisomeria* (o isomeria spaziale).

**Figura 8**  
 Schema riassuntivo delle principali forme di isomeria.



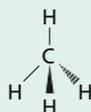
LA RAPPRESENTAZIONE DEI COMPOSTI ORGANICI

Una delle difficoltà maggiori che si presentano in chimica organica è la rappresentazione delle molecole, che sono spesso di grandi dimensioni e, quindi, di notevole complessità strutturale. La configurazione spaziale di ogni molecola dipende soprattutto dalla geometria dei legami tra gli atomi che la compongono. Per esempio, nel caso molto semplice del metano, CH<sub>4</sub>, il carbonio

ibridato sp<sup>3</sup> forma quattro legami con altrettanti idrogeni, disposti ai vertici di un tetraedro regolare.

Per raffigurare i composti organici sono stati messi a punto diversi tipi di rappresentazioni grafiche. La scelta di un tipo di modello o dell'altro dipende dalla caratteristica strutturale che si desidera mettere in evidenza.

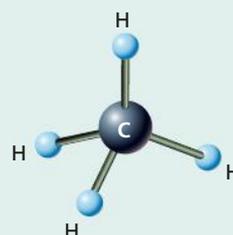
**1** La **formula prospettica** è molto efficace per mostrare con semplicità la tridimensionalità di un composto. In questa raffigurazione le linee continue indicano i legami sul piano della pagina, quelle inspessite a forma di cuneo pieno individuano i legami orientati verso il lettore, mentre quelle a forma di cuneo tratteggiato rappresentano i legami dietro al piano della pagina, lontano dal lettore.



**2** La **proiezione di Fischer**, proposta dal chimico tedesco e premio Nobel Emil Fischer (1852-1919), è senza dubbio la più semplice e pratica delle rappresentazioni, ma forse quella meno intuitiva dal punto di vista della tridimensionalità. Le linee verticali indicano i legami che vanno dietro il piano del foglio, mentre quelle orizzontali rappresentano i legami che escono dalla pagina verso il lettore. Questa forma torna molto utile nella rappresentazione dei carboidrati.



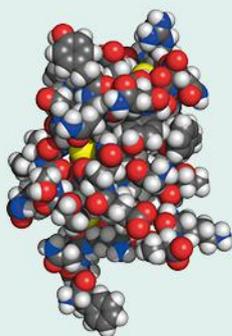
**3** La rappresentazione **ball & stick** (letteralmente palle e bastoncini) è un'evoluzione grafica della formula prospettica, nella quale i legami sono indicati da asticelle e gli atomi figurano come palline di dimensioni e colori diversi in base all'elemento coinvolto. Questa forma non è pratica da disegnare, ma permette di capire la geometria dei legami a colpo d'occhio.



**4** La rappresentazione **spacefill** (a spazio pieno) mostra la disposizione degli atomi, che riempiono lo spazio come delle sfere che si compenetrano, senza raffigurare espressamente i legami che li uniscono. Anche qui gli atomi possono variare per colore e dimensione.



Questa forma, molto complicata da disegnare, viene impiegata soprattutto nella grafica digitale per ricreare la struttura tridimensionale di molecole complesse, come nel caso delle proteine.

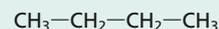


insulina

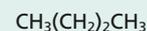
**5** Si può comprendere meglio la disposizione tridimensionale di una molecola organica grazie a **modellini in plastica o in legno**. Gli atomi sono rappresentati da palline e i legami da bacchette. Ogni pallina ha un colore caratteristico e un numero di fori corrispondente al numero di legami che l'atomo può formare. Per esempio la pallina che indica il carbonio è di colore grigio scuro e ha quattro fori mentre quella che indica l'idrogeno è bianca e ha un solo foro.



**6** Spesso, però, i composti organici sono rappresentati con formule di struttura che non forniscono informazioni sulla tridimensionalità, ma che illustrano in modo più immediato la composizione chimica e l'eventuale presenza di gruppi funzionali. La **formula condensata o razionale** si ottiene rappresentando soltanto i legami tra gli atomi di carbonio; per esempio, il *n*-butano (l'alcano lineare con 4 atomi di carbonio) si può rappresentare in questo modo:

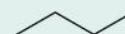


oppure, omettendo del tutto i legami in questo modo:



Come si può notare, se uno stesso gruppo è presente più volte consecutivamente lo si racchiude tra parentesi seguite da un indice numerico.

La **formula topologica** costituisce un'ulteriore semplificazione: la catena carboniosa è schematizzata da una linea spezzata nella quale, in corrispondenza di ogni spigolo e di ogni estremità libera, si sottintende la presenza di un atomo di carbonio che lega atomi di idrogeno (a meno che non sia mostrato un gruppo funzionale). Il *n*-butano diventa quindi:



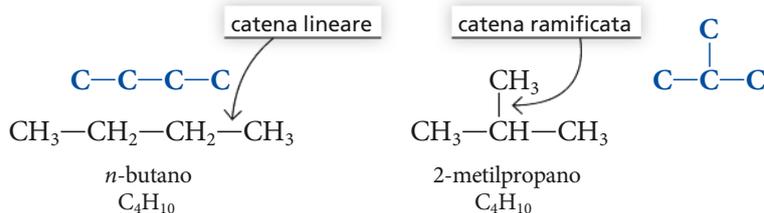
## L'ISOMERIA DI STRUTTURA

Negli isomeri di struttura gli stessi atomi si trovano concatenati in modo differente.

L'isomeria di struttura, a sua volta, si suddivide in:

- isomeria di catena;
- isomeria di posizione;
- isomeria di gruppo funzionale.

I composti che presentano **isomeria di catena** differiscono nell'organizzazione della catena carboniosa, che può presentare un diverso livello di ramificazione. Questa isomeria è dovuta infatti alle diverse possibili disposizioni che gli atomi di carbonio assumono nella catena. Per esempio, alla formula bruta  $C_4H_{10}$  corrispondono due distinte molecole, una a catena lineare e l'altra a catena ramificata:



Gli isomeri di catena sono caratterizzati da diverse proprietà fisiche (punto di ebollizione, punto di fusione). All'aumentare del numero di atomi di carbonio, aumenta anche il numero di isomeri possibili (**Tabella 3**); alla formula  $C_5H_{12}$  (pentano), per esempio, corrispondono tre diversi isomeri di catena.

**Tabella 3**

Numero di isomeri di catena di alcuni idrocarburi saturi.

Formula	Numero di isomeri
$C_4H_{10}$	2
$C_5H_{12}$	3
$C_6H_{14}$	5
$C_7H_{16}$	9
$C_8H_{18}$	18
$C_9H_{20}$	35
$C_{10}H_{22}$	75
$C_{15}H_{32}$	4347
$C_{20}H_{42}$	366319

### PROBLEMA SVOLTO

#### L'ISOMERIA DI CATENA

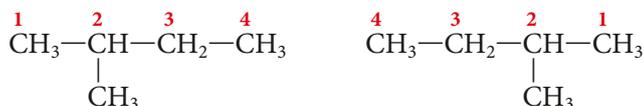
Scrivi i possibili isomeri di catena del pentano,  $C_5H_{12}$ .

#### SVOLGIMENTO

La prima formula di struttura da cui partire è quella lineare: si tratta di cinque atomi di carbonio legati tra loro mentre gli atomi di idrogeno si dispongono in modo che ciascun atomo di carbonio formi quattro legami.



L'isomero successivo si ottiene scrivendo una catena a quattro atomi di carbonio e legando l'atomo rimanente a un carbonio intermedio. Le due strutture riportate di seguito in realtà rappresentano la stessa molecola, il 2-metilbutano, e identificano quindi un solo isomero.

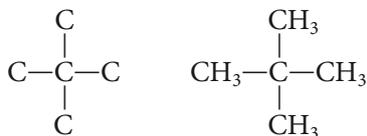


Non è possibile ottenere altri isomeri mantenendo la catena principale a quattro atomi di carbonio; infatti le due strutture seguenti, nonostante siano scritte in modo diverso, rappresentano entrambe l'*n*-pentano.



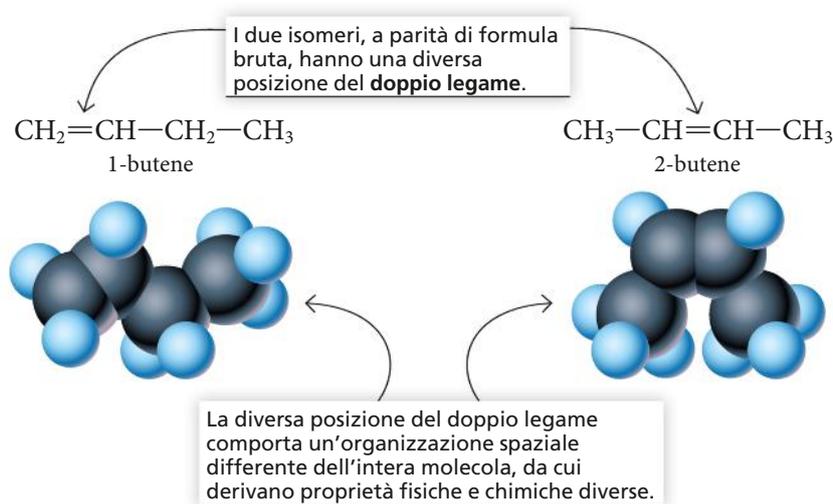
È possibile scrivere un terzo isomero riducendo la catena lineare a tre atomi di carbonio e unendo altri due atomi di C all'atomo centrale.

Completando poi con gli idrogeni, si ricava il 2,2-dimetilpropano:



Nell'**isomeria di posizione**, invece, l'assetto della catena carboniosa resta inalterato. Ciò che cambia è la posizione dei doppi o tripli legami o degli eventuali gruppi funzionali legati allo scheletro carbonioso.

Per esempio, il doppio legame si può trovare in posizione diversa, come si vede nei due isomeri di posizione, 1-butene e 2-butene, mostrati in **Figura 9**.



## ORA PROVA TU

Scrivi i cinque possibili isomeri di catena dell'esano,  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ .

**Figura 9**

Isomeria di posizione in un composto lineare, il butene ( $\text{C}_4\text{H}_8$ ). Si riporta la struttura secondo la formula razionale e il modello *spacefill*: in nero gli atomi di carbonio, in azzurro gli atomi di idrogeno.

L'isomeria di posizione si può verificare anche quando un atomo diverso da C e H si colloca in punti diversi della catena carboniosa. Per esempio, l'atomo di ossigeno presente nel composto  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$  può legarsi a un carbonio o all'altro della catena e formare così due differenti isomeri di posizione, appartenenti alla stessa famiglia (in questo caso alcoli):



L'atomo di ossigeno, inoltre, potrebbe inserirsi tra due atomi di carbonio e originare, a parità di formula bruta, una struttura ancora diversa:



Rispetto alle due precedenti, la molecola **C** è un **isomero di gruppo funzionale**. Infatti, mentre nei composti **A** e **B** è presente il gruppo ossidrilico  $-\text{OH}$  (vedi **Tabella 2**), in **C** è presente il gruppo etere  $-\text{O}-$ . In questo caso gli isomeri hanno proprietà fisiche e chimiche diverse e quindi sono, a tutti gli effetti, composti diversi, pur condividendo la stessa formula bruta.

## LA STEREOISOMERIA

La stereoisomeria differisce dall'isomeria strutturale perché deriva da una differente disposizione degli atomi nello spazio.

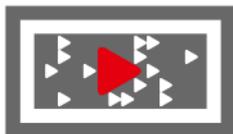
Le molecole stereoisomere hanno gli stessi atomi posizionati nella medesima sequenza e con la stessa tipologia di legami, ma ciò che cambia è l'organizzazione spaziale complessiva.

## ORA PROVA TU

Può esistere isomeria di posizione nel caso dell'alcol etilico,  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ ?

### LE PAROLE

Il prefisso **stereo-** significa «spaziale», «tridimensionale».

**GUARDA!****Video**

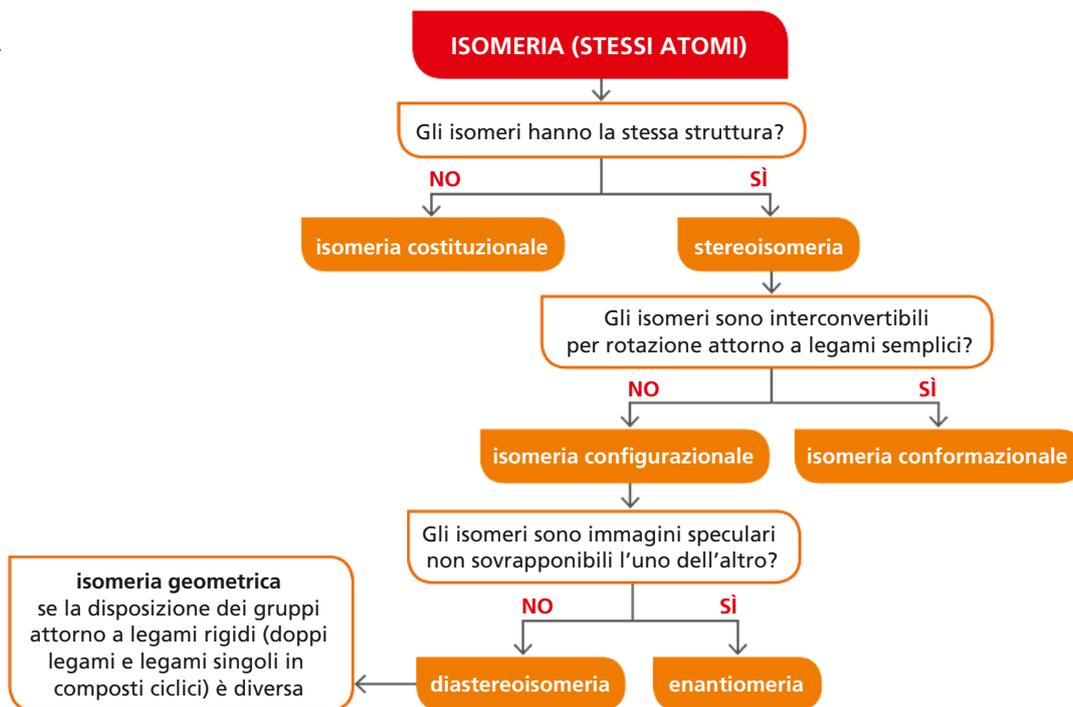
Che cos'è la stereoisomeria?

**Approfondimento online**

La stereoisomeria nei farmaci

**Le molecole in 3D****Figura 10**

Diagramma di flusso per individuare le principali tipologie di isomeria.

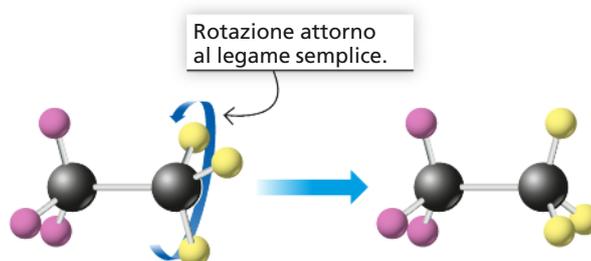


È possibile distinguere due principali tipi di stereoisomeria: l'*isomeria conformazionale*, in cui gli isomeri sono interconvertibili per rotazione attorno a legami semplici, e l'*isomeria configurazionale*, in cui ciò non è possibile. L'*isomeria configurazionale* si suddivide, a sua volta, in *enantiomeria* (o *isomeria ottica*), quando i due isomeri sono uno l'immagine speculare dell'altro, e *diastereoisomeria* quando invece non lo sono. L'*isomeria geometrica* è un particolare tipo di isomeria configurazionale (più precisamente, di diastereoisomeria) in cui gli isomeri differiscono per la posizione di sostituenti rispetto a legami rigidi, come i doppi legami o i legami semplici nei composti ciclici (Figura 10).

I **conformeri** o **isomeri conformazionali** sono isomeri che non solo differiscono per l'orientazione reciproca degli atomi o dei gruppi chimici, ma che possono liberamente passare da una forma all'altra *senza rompere alcun legame chimico*. Perché questo avvenga è necessaria la presenza di atomi di carbonio saturi, cioè uniti da un legame singolo C—C. A differenza dell'*isomeria geometrica*, in cui il passaggio da un isomero all'altro richiederebbe la rottura e successiva riformazione di legami chimici, in quella conformazionale tale passaggio si verifica per rotazione attorno al legame semplice C—C (Figura 11).

**Figura 11**

Isomeria conformazionale nell'etano. Nell'etano,  $C_2H_6$ , i due gruppi  $CH_3$  uniti da un legame singolo C—C possono ruotare liberamente, orientandosi in molti modi diversi e generando stereoisomeri detti conformeri.



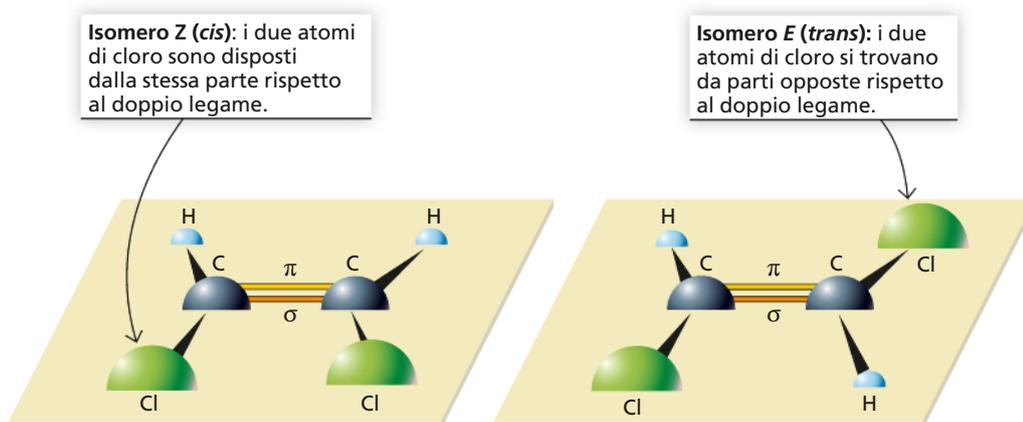
Tale rotazione implica il superamento di barriere di energia potenziale molto piccole e perciò si verifica già a temperatura ambiente. Di conse-

guenza, i conformeri sono caratterizzati da una notevole facilità di interconversione e non è quasi mai possibile separarli.

L'**isomeria geometrica** (o «isomeria *E-Z*») è tipica dei composti che presentano dei doppi legami carbonio-carbonio, formati da atomi di carbonio con ibridazione  $sp^2$ . La geometria che caratterizza l'ibridazione  $sp^2$  è planare: i sei atomi del gruppo  $\text{>C=C<}$ , due di carbonio e i quattro a essi legati, si trovano sullo stesso piano. Le loro posizioni sono bloccate perché la presenza del legame  $\pi$  impedisce la rotazione degli atomi di carbonio intorno al doppio legame.

Se a ciascuno dei due atomi C sono legati due atomi o due gruppi diversi, a seconda della loro disposizione rispetto al doppio legame e della loro «priorità» relativa si possono avere differenti strutture molecolari. Prima di proseguire dobbiamo quindi definire il concetto di *priorità*: nel caso più semplice che prenderemo in esame, quello in cui i sostituenti sono costituiti da singoli atomi, ha priorità maggiore l'atomo con numero atomico maggiore: per esempio, tra H e Cl ha priorità maggiore Cl.

Gli isomeri in cui i sostituenti con priorità maggiore si trovano dallo stesso lato della molecola, prendono l'appellativo «*Z*», dal tedesco *zusammen*, «insieme»; quelli in cui i sostituenti con priorità maggiore sono sfalsate, una da una parte e una dall'altra del doppio legame, sono detti «*E*», dal tedesco *entgegen*, «opposti» (**Figura 12**). Superata ma ancora molto in uso è la denominazione «*cis*» e «*trans*», rispettivamente per gli isomeri *Z* ed *E*.



**Figura 12**

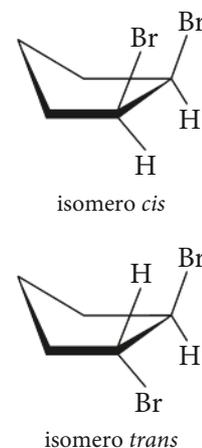
Isomeria geometrica: il doppio legame impedisce la rotazione dei gruppi. Entrambi gli atomi di C del doppio legame devono in questo caso essere legati a gruppi diversi.

Gli isomeri geometrici hanno una diversa polarità, poiché per la maggiore simmetria della sua molecola la forma *trans* (*E*) è meno polare di quella *cis* (*Z*), se non del tutto apolare. Da ciò conseguono anche *differenti proprietà*, che consentono di separare e identificare facilmente i due isomeri.

Riassumendo, perché si possa verificare l'isomeria geometrica devono essere soddisfatte due condizioni:

- non deve esserci libera rotazione attorno al doppio legame tra i due atomi di carbonio;
- ciascuno dei due atomi di carbonio del doppio legame deve essere legato a due gruppi diversi.

L'isomeria geometrica è un fenomeno che riguarda anche molti composti ciclici, dove la struttura chiusa determina una geometria vincolata, con due facce, una superiore e una inferiore. Per esempio, nel ciclo a cinque atomi di carbonio denominato 1,2-dibromociclopentano, gli atomi di bromo possono presentarsi dalla stessa parte o da parti opposte rispetto al piano dell'anello (**Figura 13**).



**Figura 13**

Isomeria *cis* e *trans* nei composti ciclici.

L'**enantiomeria**, o isomeria ottica, è tipica dei composti saturi a ibridazione  $sp^3$  in cui il carbonio presenta legami con quattro diversi atomi o gruppi.

Si ha enantiomeria quando i due isomeri sono l'uno l'immagine speculare dell'altro.

Per capire che cosa si intenda con questa definizione, pensiamo a ciò che accade quando osserviamo allo specchio la mano destra: l'immagine che vediamo corrisponde alla mano sinistra. In altre parole, l'immagine speculare di una mano è diversa dalla mano che si specchia. Questa particolarità delle mani è dovuta all'assenza di piani di simmetria interni.

Tutti gli oggetti che, come le mani, mancano di un piano di simmetria (piedi, viti, conchiglie, guanti) vengono chiamati **chirali**, cioè sono distinguibili dalla loro immagine speculare (il termine greco *khéir* significa «mano»).

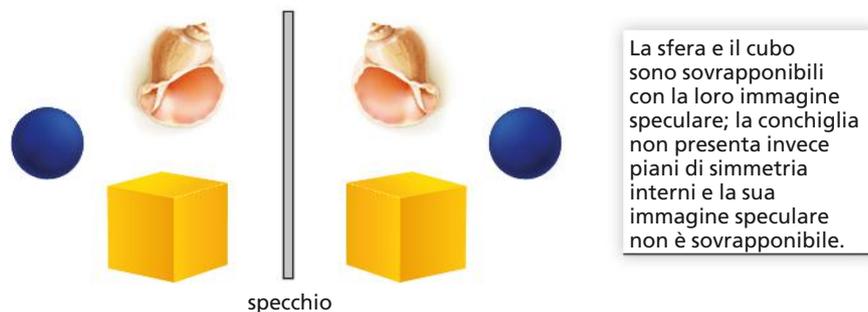
Sono invece *achirali* tutti gli oggetti (una palla, un cubo) che presentano un piano di simmetria interno, perché sono sovrapponibili alla loro immagine speculare tramite traslazioni e rotazioni (**Figura 14**).

#### ORA PROVA TU

I triangoli possono essere equilateri, isosceli o scaleni. Quali non presentano un piano di simmetria?

**Figura 14**

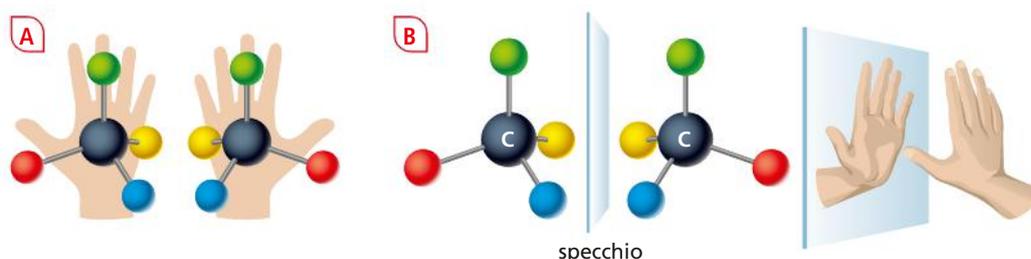
Alcune figure geometriche e la loro immagine speculare.



Anche le molecole possono essere chirali, a patto che la loro struttura non presenti piani di simmetria (**Figura 15**).

**Figura 15**

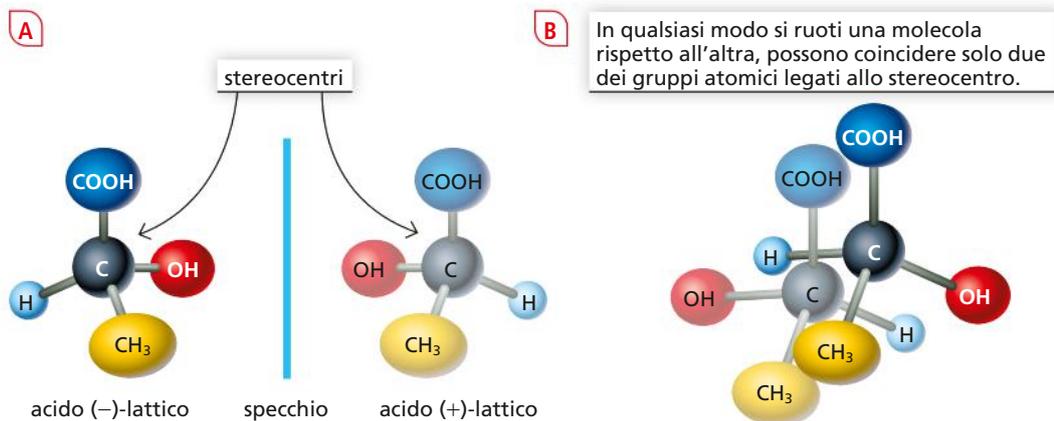
Una mano e un carbonio tetraedrico che lega quattro atomi diversi non hanno un piano di simmetria e sono chirali; essi non sono sovrapponibili alle loro immagini speculari.



Quando un atomo di carbonio lega a sé, secondo una geometria tetraedrica, quattro atomi (o gruppi atomici) diversi, si dice che l'atomo di carbonio è un centro stereogenico o **stereocentro**.

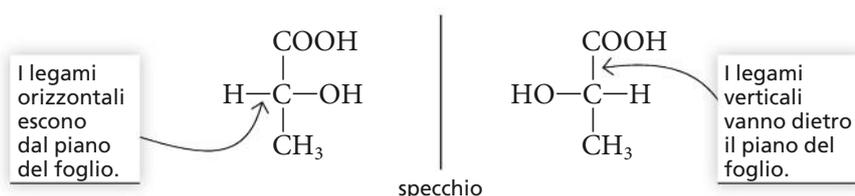
La teoria della struttura tetraedrica dei composti del carbonio è stata proposta nel 1874 dello scienziato olandese Jacobus H. van't Hoff.

L'acido lattico, per esempio, è una molecola organica con un atomo di carbonio che è uno stereocentro perché lega a sé un H, un gruppo  $-\text{CH}_3$ , un gruppo  $-\text{OH}$  e un gruppo  $-\text{COOH}$  (**Figura 16A**). La molecola di acido lattico non è sovrapponibile alla sua immagine speculare comunque la si ruoti nello spazio (**Figura 16B**). Coppie di molecole con queste caratteristiche sono **isomeri ottici** o **enantiomeri** (dal greco *enántios*, «opposto», e *méros*, «parte»).



**Figura 16**  
I due isomeri dell'acido lattico non sono sovrapponibili.

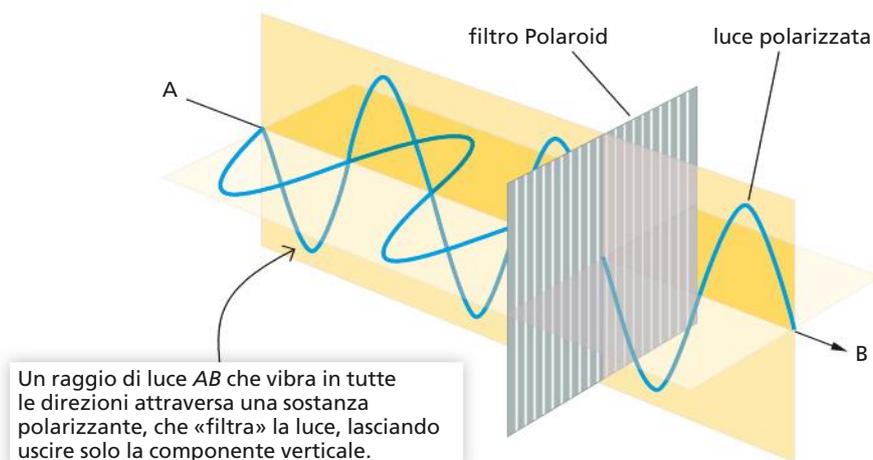
Per rappresentare il modello tetraedrico si usano spesso le *proiezioni di Fischer*: per convenzione, le linee verticali rappresentano i legami che vanno *dietro* il piano del foglio mentre le linee orizzontali rappresentano i legami che *escono* dal piano del foglio verso chi legge.



Gli enantiomeri hanno proprietà achirali fisiche e chimiche identiche: punto di fusione, punto di ebollizione, densità, solubilità e reattività con reagenti achirali. Per questo motivo è spesso molto difficile separarli.

Nella **Figura 16**, i segni (-) e (+) contraddistinguono i due isomeri dell'acido lattico e fanno riferimento alla proprietà degli enantiomeri di ruotare il piano della *luce polarizzata* in direzioni opposte. La luce visibile è un insieme di onde elettromagnetiche generate da oscillazioni dei campi magnetici ed elettrici, che avvengono casualmente in tutti i piani perpendicolari alla direzione di propagazione dell'onda luminosa. Se la luce attraversa un filtro Polaroid, viene polarizzata, oscilla cioè in un solo piano (**Figura 17**). Gli enantiomeri, quando vengono attraversati da un fascio di luce polarizzata, ne fanno ruotare il piano di oscillazione di uno stesso angolo, ma in direzione opposta.

Gli **enantiomeri** sono stereoisomeri che risultano l'uno l'immagine speculare dell'altro e presentano attività ottica opposta.

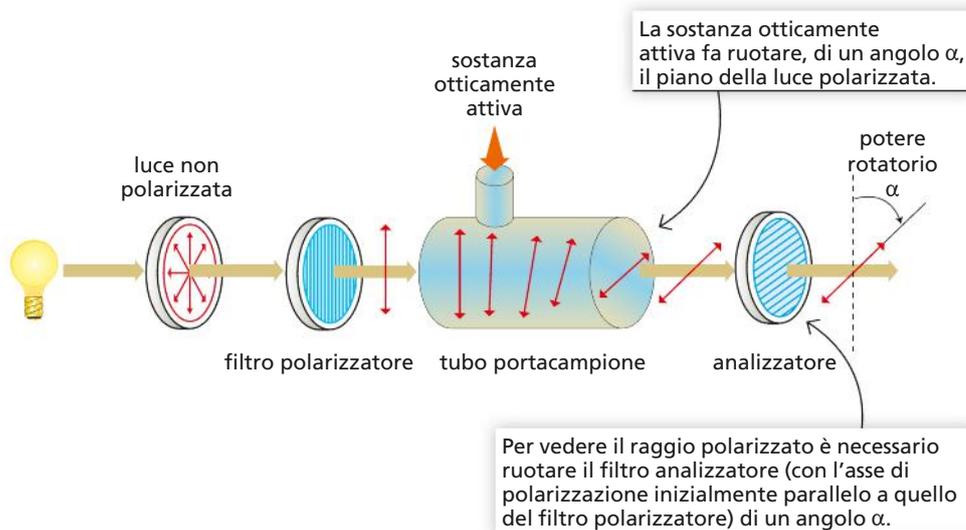


**Figura 17**  
La luce polarizzata oscilla in un solo piano.

Lo strumento che serve a studiare l'attività ottica delle sostanze chimiche è il *polarimetro*. Esso è dotato di una sorgente di luce, di due filtri polarizzatori e di un tubo portacampioni. Il primo filtro polarizza la luce (*polarizzatore*); il raggio polarizzato attraversa il secondo filtro (*analizzatore*) e arriva al nostro occhio soltanto se i due filtri hanno assi di polarizzazione paralleli. Se interponiamo un campione fra due filtri con assi paralleli, vediamo il raggio luminoso, a patto che il campione sia *otticamente inattivo*. In caso contrario, un campione contenente una sostanza *otticamente attiva* ruota di un certo angolo il piano della luce polarizzata e il raggio non può emergere dal filtro analizzatore (**Figura 18**). Per vederlo nuovamente, bisogna ruotare il filtro analizzatore dello stesso angolo; se la rotazione è verso destra si dice che la sostanza è *destrogira* (+), se verso sinistra è *levogira* (-).

**Figura 18**

Una sostanza otticamente attiva fa ruotare il piano della luce polarizzata.



#### PER SAPERNE DI PIÙ

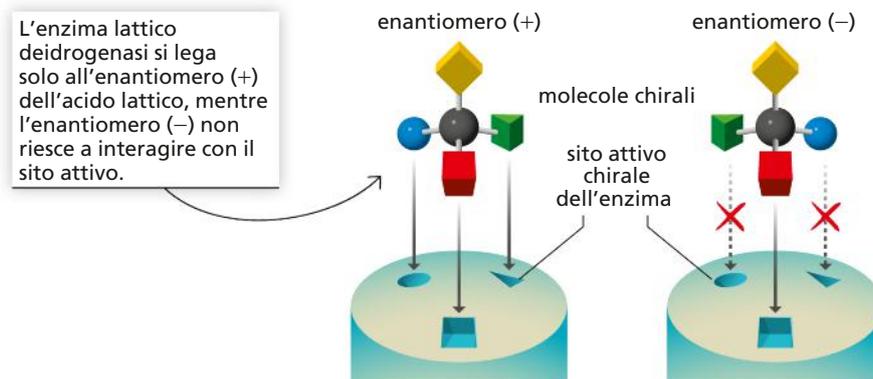
Un racemo è otticamente inattivo perché la rotazione provocata da un enantiomero è annullata dalla rotazione causata dall'altro enantiomero.

Il miscuglio al 50% di due enantiomeri è detto **racemo** e non è otticamente attivo.

Spesso i due enantiomeri hanno proprietà biologiche diverse, perché nelle reazioni biochimiche molecole chirali si incontrano con altre strutture chirali. Per esempio, l'enzima lattico deidrogenasi ossida ad acido piruvico solo uno dei due enantiomeri dell'acido lattico, l'enantiomero (+) (**Figura 19**). Analogamente, gli enantiomeri di molte sostanze naturali sono percepiti dai recettori olfattivi (anch'essi chirali) con odori differenti: per esempio, solo l'isomero (-) del limonene ha profumo di limone e i due enantiomeri (+) e (-) del carvone sono responsabili, rispettivamente, dell'aroma dei semi di cumino e dell'essenza di menta.

**Figura 19**

Un enzima lega uno specifico enantiomero del substrato.



## 4 LE PROPRIETÀ FISICHE DEI COMPOSTI ORGANICI

Lo stato fisico di un composto è strettamente legato al tipo e alla forza dei legami intermolecolari che si stabiliscono tra le sue particelle. Poiché le interazioni sono in genere dovute alla presenza di cariche, intere (ioni) o parziali (dipoli), è chiaro che quanto più le molecole sono polari, tanto più le interazioni sono forti.

Nei composti organici i legami sono in genere covalenti apolari, nel caso del legame C—C, oppure debolmente polari, nel caso del legame C—H; questo comporta l'instaurarsi di interazioni piuttosto deboli tra molecole (interazioni dipolo-dipolo e forze di London).

A livello macroscopico il risultato è che i passaggi di stato avvengono senza grande dispendio di energia, quindi a basse temperature. I **punti di fusione** e **di ebollizione** dei composti organici sono dunque generalmente bassi, anche se possono aumentare con l'allungamento della catena carboniosa e il corrispondente incremento del numero delle interazioni, oltre che della massa molecolare. Vedremo però, analizzando le principali classi di molecole organiche, come un composto possa presentarsi allo stato liquido o solido anche in funzione della presenza di ramificazioni e del livello di saturazione degli atomi di carbonio della catena: questi fattori infatti, influenzano la disposizione spaziale delle molecole e conseguentemente la loro possibilità di avvicinarsi le une alle altre, compattandosi più strettamente.

La **solubilità** in acqua delle molecole organiche è determinata dalla polarità della loro struttura. La presenza nella struttura di gruppi ionizzati e di gruppi in grado di formare legami a idrogeno (come —OH, —NH<sub>2</sub>, >C=O), o comunque di atomi fortemente elettronegativi (per esempio N, O, Cl, F), conferisce alla molecola caratteristiche *idrofile*, cioè «amiche dell'acqua», che la rendono quindi solubile.

Al contrario, sono detti *idrofobi* i gruppi non polari, che determinano un abbassamento della solubilità in acqua di un prodotto, come —CH<sub>3</sub> o —(CH<sub>2</sub>)<sub>n</sub>CH<sub>3</sub>. Ne consegue quindi che, in una classe di composti caratterizzata da un gruppo funzionale polare, la solubilità in acqua diminuisce con l'allungarsi della catena carboniosa. Per esempio, nella classe degli alcoli (contenenti il gruppo polare —OH), l'etanolo CH<sub>3</sub>—CH<sub>2</sub>—OH è molto solubile in acqua mentre l'esanoles CH<sub>3</sub>—(CH<sub>2</sub>)<sub>5</sub>—OH è insolubile (**Tabella 4**).

Nel mondo organico esistono molti composti in grado di svolgere la funzione di solvente. Si tratta di liquidi con carattere idrofobo più o meno pronunciato e in grado, per questa ragione, di far passare in soluzione altri composti idrofobi, secondo la regola del «simile scioglie simile». Un esempio familiare è l'acetone, un liquido incolore e infiammabile, dall'odore caratteristico, impiegato come solvente per lo smalto (**Figura 20**).

Nome	Formula	Solubilità in H <sub>2</sub> O (g/100 g a 20 °C)
metanolo	CH <sub>3</sub> OH	completamente miscibile
etanolo	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	completamente miscibile
1-butanolo	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	7,9
1-esanoles	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	0,59

### TI RICORDI?

Le **interazioni dipolo-dipolo** si instaurano tra molecole polari, le **forze di London** tra molecole apolari. Nel secondo caso, una momentanea distribuzione disomogenea degli elettroni in una molecola origina un *dipolo istantaneo*; quest'ultimo, a sua volta, provoca la polarizzazione di una molecola vicina, che diventa un *dipolo indotto* e viene quindi attratta dal dipolo istantaneo.



**Figura 20**  
L'acetone può agire da solvente.

**Tabella 4**  
Solubilità in acqua di alcuni alcoli.

# 5 LA REATTIVITÀ DELLE MOLECOLE ORGANICHE

Tanto più una molecola è stabile, tanto meno essa è reattiva. Dall'esame della struttura di una molecola organica si può non solo capire se essa è stabile o reattiva, ma anche tentare di prevedere a che tipo di trasformazione andrà incontro.

I principali fattori che, all'interno delle strutture molecolari, condizionano la reattività dei composti organici sono i seguenti:

- il grado di insaturazione degli atomi di carbonio;
- la polarità dei legami e la presenza di gruppi funzionali;
- l'effetto induttivo.

## IL GRADO DI INSATURAZIONE DEL CARBONIO

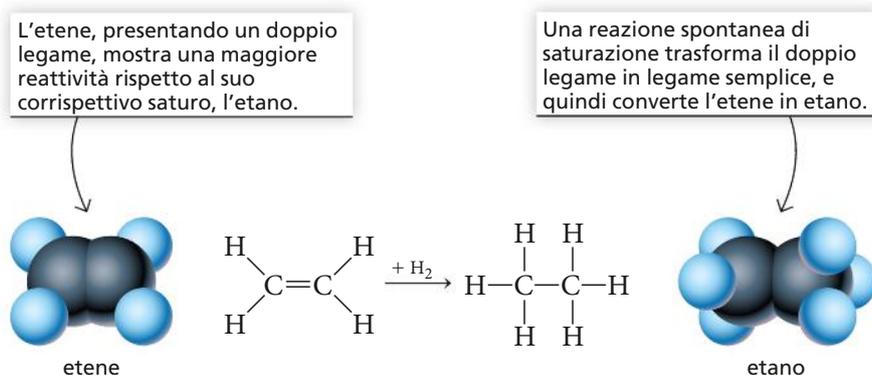
I legami singoli C—C di tipo  $\sigma$  sono forti e stabili, perché si instaurano sulla linea che unisce i nuclei e quindi lungo la direzione dove si ha massima densità elettronica. Una molecola satura contiene solo legami  $\sigma$ : di conseguenza, è generalmente molto stabile, cioè poco reattiva.

Viceversa, la presenza di legami doppi C=C o tripli C $\equiv$ C rende la molecola via via più reattiva. In altre parole, si ha una tendenza generale dei legami tripli a diventare doppi e di quelli doppi a saturarsi, cioè a diventare legami singoli, per semplice **addizione** di altri atomi.

Un esempio di questo comportamento è dato dall'etene, CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub>, che reagisce con l'idrogeno e si trasforma in etano, CH<sub>3</sub>—CH<sub>3</sub> (**Figura 21**), un composto saturo.

**Figura 21**

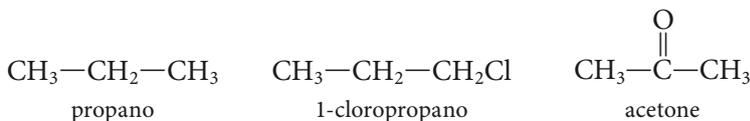
Esempio di reattività che porta alla saturazione di una molecola.



## LA POLARITÀ DEI LEGAMI E I GRUPPI FUNZIONALI

I legami covalenti puri o quelli polari con bassa differenza di elettronegatività, come i legami C—C e C—H, garantiscono una distribuzione uniforme degli elettroni, con assenza di cariche parziali, e quindi una maggiore stabilità complessiva. Il composto risulterà poco reattivo. L'inserimento nella struttura di **gruppi funzionali**, cioè di atomi o gruppi di atomi con elettronegatività significativamente maggiore di C e H, altera la distribuzione elettronica e cambia anche la stabilità dei legami, che generalmente ne risultano indeboliti.

Per esempio, possiamo confrontare propano, 1-cloropropano e acetone, tre composti caratterizzati da uno scheletro a tre atomi di carbonio:



Il *propano* mostra solo legami C—C o C—H, di tipo  $\sigma$ , poco o per nulla polari; in linea con quanto previsto, il propano ha una elevata stabilità e mostra una bassa reattività: esso, infatti, reagisce solo se si aumenta l'energia del sistema, per esempio fornendo calore.

L'*1-cloropropano*, invece, è un composto molto reattivo a causa dell'atomo di cloro molto elettronegativo, che polarizza il legame con il carbonio.

Considerazioni analoghe valgono per l'*acetone* che, pur avendo la stessa catena carboniosa del propano, presenta un gruppo carbonile, cioè un atomo O al posto di due atomi H in posizione centrale: ciò determina una polarità del legame C=O, a causa dell'elevata differenza di elettronegatività tra i due elementi.

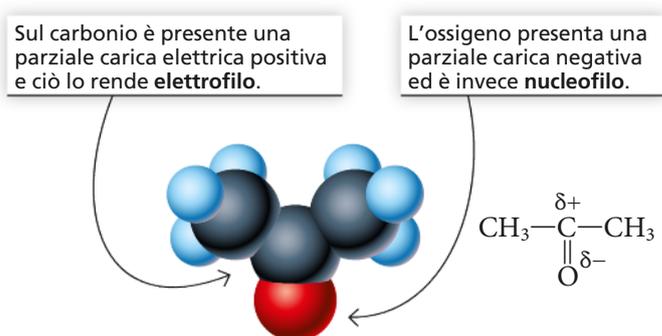
Nell'*acetone*, il carbonio centrale viene definito *elettrofilo*.

Un **elettrofilo** è un atomo o ione che presenta una parziale o totale carica elettrica positiva, e per questo è in grado di attrarre specie chimiche ricche di elettroni.

Alcuni esempi di elettrofili comuni sono presentati nella **Tabella 5**.

Al contrario l'ossigeno, che ha una parziale carica negativa per gli elettroni attratti, prende il nome di *nucleofilo* (**Figura 22**). Più in generale:

un **nucleofilo** è un qualsiasi atomo o ione che presenti parziale o totale carica negativa, e per questo in grado di attrarre cariche positive, mettendo a disposizione doppietti elettronici non condivisi.



La **Tabella 6** riporta alcuni esempi dei nucleofili più comuni.

Per affinità tra cariche opposte, un atomo o un gruppo di atomi elettrofilo tende a reagire con un nucleofilo e viceversa, perché ciò comporta la neutralizzazione delle cariche parziali opposte e una maggiore stabilità.

Una sostanza elettrofila reagisce con molecole che presentano un eccesso di elettroni, come gli anioni, le basi di Lewis e le sostanze riducenti.

Nucleofili	Esempi
Atomi di ossigeno di alcuni gruppi funzionali	gruppo carbonile $\text{>C=O}$ gruppo carbossile $\text{-COOH}$
Alcuni anioni	anione ossidrile $\text{OH}^-$ anione alcossido $\text{RO}^-$
Anioni monoatomici degli alogeni	$\text{Cl}^-$ $\text{I}^-$
Carboanioni alchilici	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}^-$
Molecole con almeno un doppietto elettronico non condiviso	$\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_3$
Atomi di azoto di gruppi amminici	$\text{>NH}$ $\text{-NH}_2$

## LE PAROLE

Il termine **nucleofilo** proviene da «nucleo» e «filos» (amico), quindi indica un atomo «amico del nucleo», ovvero di cariche positive. **Elettrofilo**, invece, deriva da «elettrone» e «filos» e si riferisce a un atomo «amico dell'elettrone», cioè di cariche negative.

Elettrofili	Esempi
Atomi di carbonio di alcuni gruppi funzionali	gruppo carbonile $\text{>C=O}$ gruppo carbossile $\text{-COOH}$
Alcuni cationi	ione idrogeno $\text{H}^+$ ione nitronio $\text{NO}_2^+$
Carbocationi alchilici	metile $^+\text{CH}_3$ etile $^+\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Molecole con un otetto elettronico incompleto	$\text{AlCl}_3$ $\text{BF}_3$

**Tabella 5**

Esempi di elettrofili.

**Figura 22**

Nell'*acetone* il legame C=O è polarizzato.

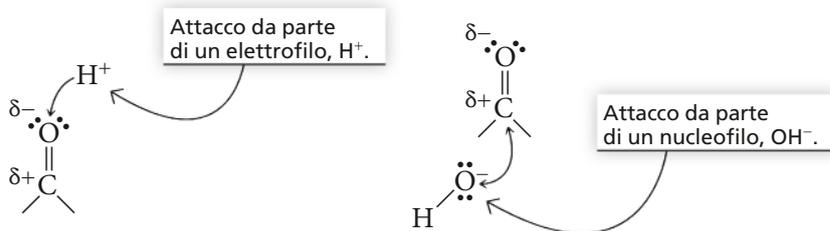
**Tabella 6**

Esempi di nucleofili.

Al contrario un nucleofilo, presentando un atomo con carica negativa, reagirà con i cationi, con gli acidi di Lewis e con le sostanze ossidanti.

La **Figura 23** riporta un esempio di attacco da parte del tipico elettrofilo  $H^+$  e del nucleofilo  $OH^-$  su uno scheletro carbonioso simile a quello dell'acetone.

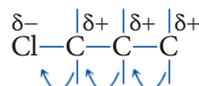
**Figura 23**  
Reazione tra elettrofili e nucleofili.



### L'EFFETTO INDUTTIVO

La polarizzazione di un legame, indotta dalla presenza di un atomo o di un gruppo atomico fortemente elettronegativo, dà origine a un altro fenomeno in grado di alterare la stabilità di una molecola.

L'attrazione di elettroni da parte di un atomo come il cloro (che viene perciò detto **elettronattrattore**) non si ferma infatti sul primo carbonio della catena a cui è legato l'alogeno, ma tende a polarizzare i legami successivi, con una sorta di «effetto domino»:



Ciò accade perché l'atomo di carbonio legato al cloro assume una parziale carica positiva e richiama elettroni dagli atomi di carbonio vicini, tentando così di stabilizzarsi. Questo fenomeno è detto **effetto induttivo** ed ha ripercussioni sulla stabilità dell'intera molecola.

L'effetto induttivo lungo una catena carboniosa può essere di **tipo attrattivo** quando viene esercitato da un atomo più elettronegativo del carbonio (cioè da un *elettronattrattore*), mentre è di **tipo repulsivo** in caso di atomo meno elettronegativo del carbonio (*elettronadonatore*).

La presenza di cariche parziali dovute alla polarità di legame e all'effetto induttivo influenza la reattività dei composti, perché crea aree ad alta o a bassa densità di elettroni.

Lo studio della polarità interna di una molecola è pertanto fondamentale per prevedere il suo comportamento in una reazione: individuare gli atomi nucleofili e quelli elettrofili permette di definire le posizioni in cui si romperanno i legami e se ne creeranno di nuovi (**Figura 24**).

**Figura 24**  
Schema di una reazione generica tra composti organici polari.

