

# Chimica Organica

**Laurea in Scienze e tecnologie viticole ed enologiche**

Testi consigliati:

M. Loudon  
Chimica Organica  
EdiSES

W. H. Brown- T. Poon  
Introduzione alla Chimica Organica, IV° edizione  
EdiSES

**Prof. Fabio Piccinelli**

# Programma del corso

Introduzione

Ibridazione del C e legami.

Alcani e ciclo-alcani

Alcheni

Alchini

Alogenuri alchilici

Alcoli, tioli, solfuri, eteri ed epossidi

Composti organometallici

Benzene e aromaticità. Reazioni e derivati

Aldeidi e chetoni

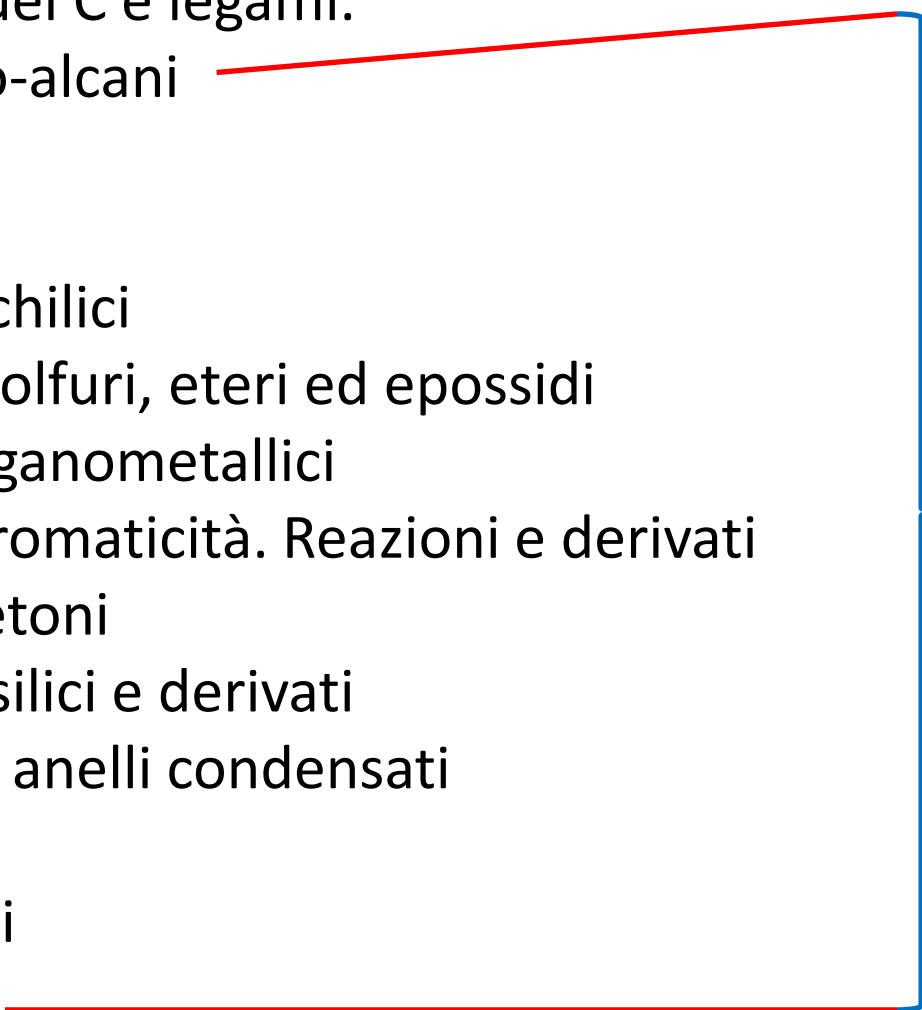
Acidi carbossilici e derivati

Eterociclici e anelli condensati

Ammine

Amminoacidi

Carboidrati



Proprietà generali,  
nomenclatura,  
proprietà acido-  
base,  
reattività,  
preparazione e  
**stereochimica**

# Chimica Organica: definizione

Il termine "chimica organica" fu adottato per la prima volta nel 1807 da Jöns Jacob Berzelius.

«Organica» = composti estratti da organismi viventi, vegetali od animali.

1828, il chimico tedesco Friedrich Wöhler per primo riuscì nella sintesi di un composto organico (l'urea) a partire da composti inorganici, confutando quindi l'ipotesi vitalistica, che voleva le sostanze "organiche" come peculiari della vita biologica.

1861, August Kekulé identificò la chimica organica come «lo studio dei composti del carbonio».

Si faccia eccezione per gli ossidi del carbonio, monossido e diossido, e dei sali di quest'ultimo: anione idrogenocarbonato ed anione carbonato rispettivamente.

Nelle molecole organiche, altri elementi che non siano il carbonio sono identificati come **eteroatomi**

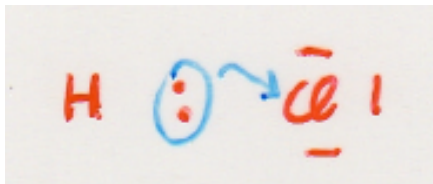
Composti organici in cui vi è uno o più legami C-M(metallo) si chiamano **composti organometallici** (**metallorganici** per i Chimici Inorganici). Tali legami differiscono per la polarità.

Organolitio, organopalladio, organoboro, organoalluminio, ecc...

# Utili richiami: Polarità di un legame e di una molecola

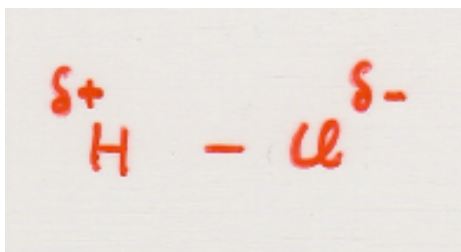
## LEGAME COVALENTE POLARE

Caso dell'HCl



Vista la maggiore elettronegatività di Cl rispetto H gli elettroni di legame sono “spostati” verso l'atomo di Cloro. Il legame interessato si definisce **covalente polare**.

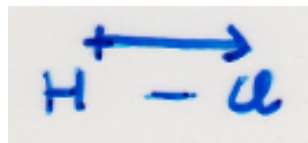
Simbolicamente:



Il segno  $\delta$  indica una frazione di carica.

Questa asimmetria nella distribuzione di carica genera un **dipolo elettrico**

Si simboleggia con:

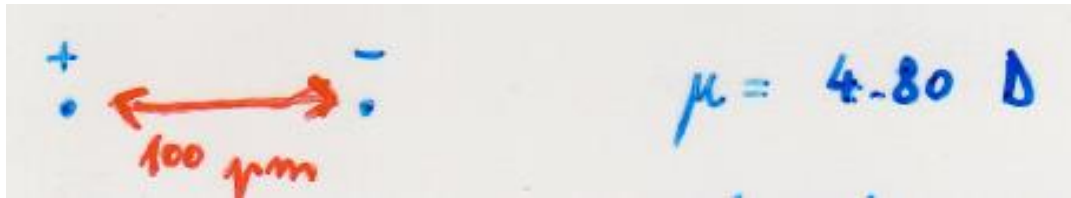


La freccia ha origine dal baricentro di carica + ed è diretta verso il baricentro di carica -

# MOMENTO di DIPOLO ELETTRICO

E' una grandezza vettoriale. E' uguale al prodotto del vettore distanza tra le cariche positiva e negativa per il valore della carica.

Si misura in Debye e si simboleggia con la lettera  $\mu$



Per l'HCl il momento dipolare vale  $1.1 \text{ D}$

Aprossimativamente:

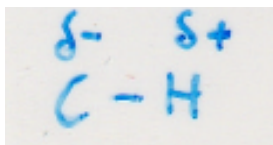
Dato il legame tra A e B, il momento dipolare per questo legame vale:

$$\mu = \chi(\text{A}) - \chi(\text{B})$$

Per HCl  $\mu = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{H}) = 3.0 - 2.1 = 0.9 \text{ D}$  (il valore vero è di 1.1 D)

$$\mu(\text{C-H}) = 0.4 \text{ D}$$

È un valore molto basso il legame non è covalente polare ed il valore di  $\delta$  nella simbologia:



È molto piccolo

Es.

Quanto vale il momento di dipolo per la molecola di  $\text{Cl}_2$ ??

# POLARITA' di una MOLECOLA NEUTRA

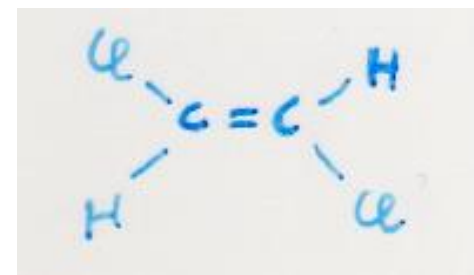
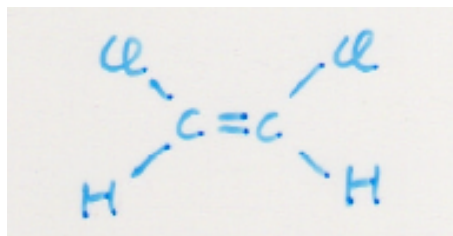
Si esegue la **somma vettoriale** dei vari **momenti di dipolo** al fine di trovare il **dipolo totale** della molecola. La molecola è polare se il dipolo totale **non è nullo**.

Esercizi:

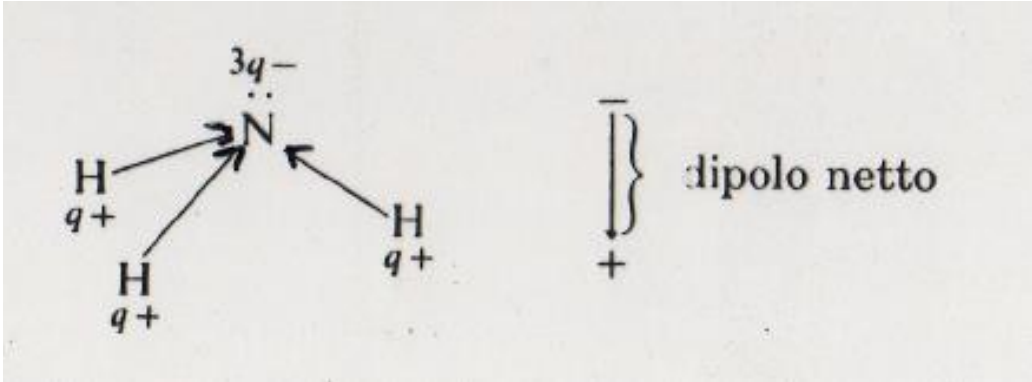
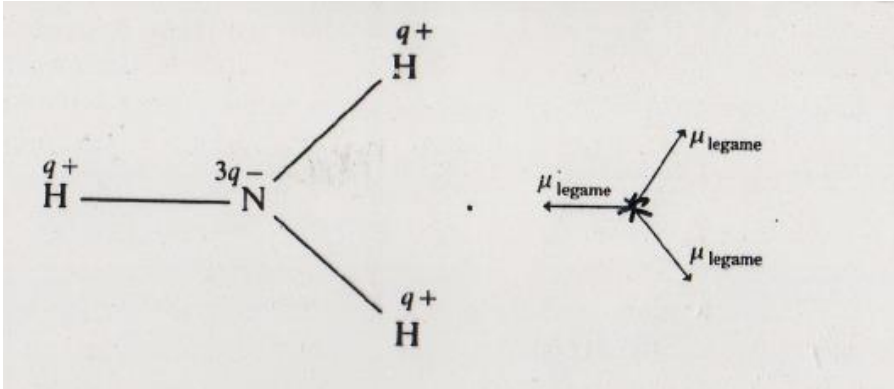
Calcolare il momento di dipolo totale per la molecola di acqua, cloroformio, tetracloruro di carbonio, anidride carbonica . Quali molecole sono polari e quali no??

Possono esistere molecole apolari costituite da legami polari? Fare qualche esempio.

Calcolare il momento dipolare delle molecole seguenti e dire quale delle due è polare e quale no:



Esempio: differenza di polarità nei due casi (geometria planare triangolare ipotetica e geometria reale per la molecola di ammoniaca).

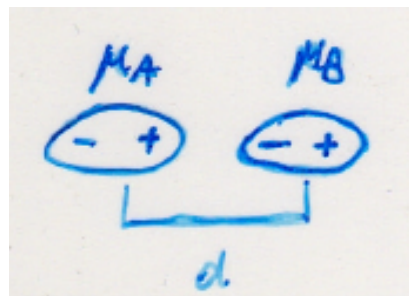




# FORZE tra MOLECOLE ORGANICHE

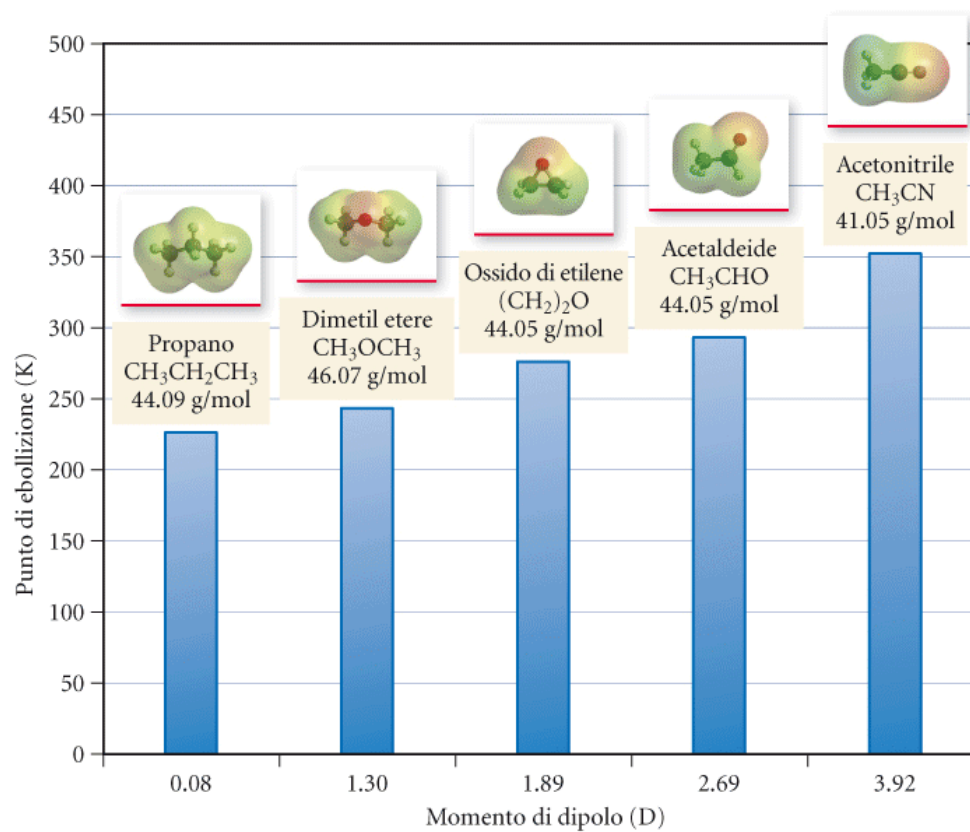
## INTERAZIONE DIPOLO-DIPOLO

$$E \propto - \frac{\mu_A \mu_B}{d^3}$$



Si instaura tra molecole polari e si fanno sentire solo a corto raggio.

Esempio tipico è quello dell'HCl.



▲ **FIGURA 11.8 Momento di dipolo e punto di ebollizione** Le molecole mostrate qui hanno tutte una massa molare simile, ma diversi momenti di dipolo. I punti di ebollizione aumentano all'aumentare del momento di dipolo.

## FORZE di LONDON

Sono interazioni di carattere molto debole che si possono evidenziare in molecole non polari.

Si originano dal fatto che gli elettroni in una molecola sono mobili ed il loro movimento può generare dei **DIPOLI TEMPORANEI**

Esempio He in un particolare momento si può trovare come:



Generando un dipolo temporaneo.

Quando due o più atomi di He sono costretti ad avvicinarsi i loro dipoli temporanei si attirano l'un l'altro ed abbassano l'energia del sistema. Tali forze sono responsabili della liquefazione dell'He ed in genere di tutte le sostanze apolari ( $C_6H_6$ ,  $H_2$ ,  $CO_2$ , ..)

Le forze di London crescono al crescere del p.m. della molecola (più elettroni, più dipoli temporanei).

Forze tanto più forti quanto più è polarizzabile la molecola

$$E \propto \frac{\alpha_A \alpha_B}{d^6}$$

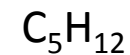
$\alpha$  polarizzabilità

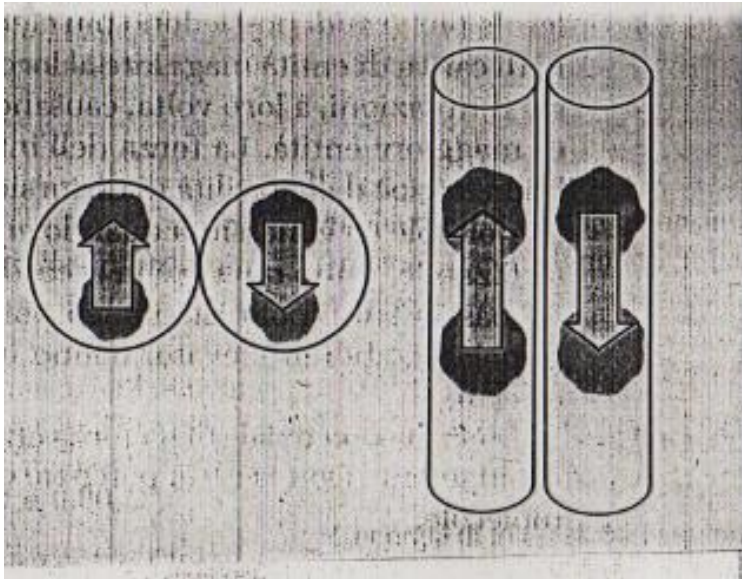
Sono forze a raggio molto corto.

molecola	$T_i$
H <sub>2</sub>	20 K
Pentano	309 K
neopentano	283 K

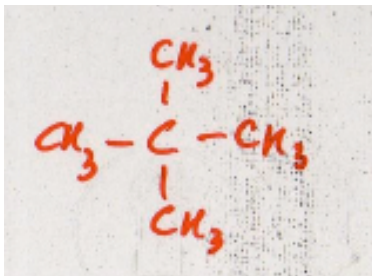
cilindriche

sferiche

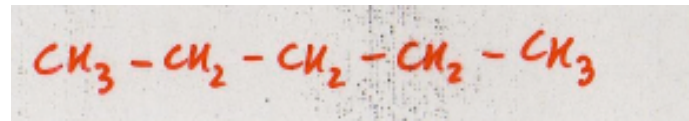




I dipoli di molecole cilindriche possono avvicinarsi maggiormente che dipoli di molecole sferiche. Nel primo caso ho interazioni più forti (cosa succede all'energia del sistema??)



neopentano



n-pentano

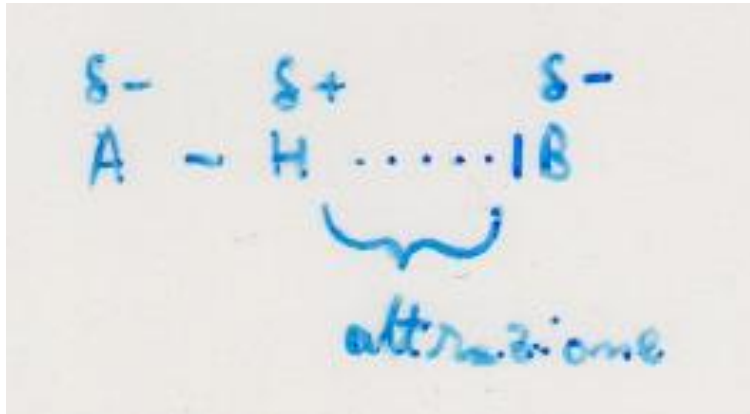
# LEGAME ad IDROGENO

Interazione dominante	Molecola	Teb.	Molecola	Teb.	Molecola	Teb.
Dipolo-dipolo	NH <sub>3</sub>	-34.4°C	H <sub>2</sub> O	100°C	HF	19.9°C
Forze di London	PH <sub>3</sub>	-87.7°C	H <sub>2</sub> S	-60°C	HCl	-85.1°C

Le alte temperature di ebollizione sono sintomo di una interazione che stabilizza il sistema: **LEGAME ad IDROGENO**.

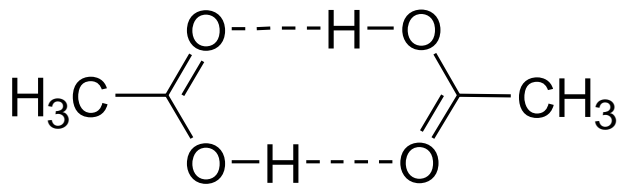
Tale legame è costituito da un atomo di idrogeno che si dispone a ponte tra due atomi fortemente elettronegativi (N, O, F).





A-H deve essere un legame molto polare. E' una **interazione di contatto** e per questo motivo esiste solo per H (unico atomo così piccolo da poter garantire un avvicinamento estremo di B).

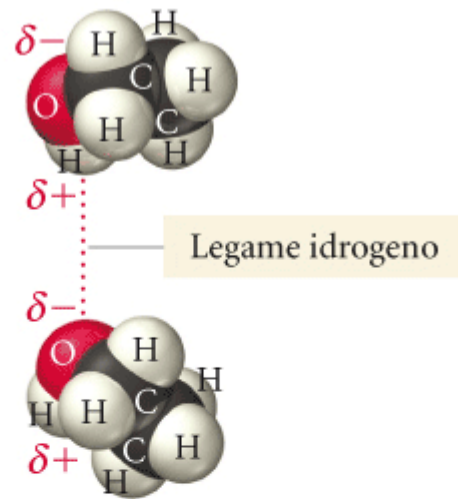
E' presente anche in fase vapore (esempio dell'acido acetico in fase vapore):



dimero

Quanto vale energeticamente una interazione a legame ad idrogeno?

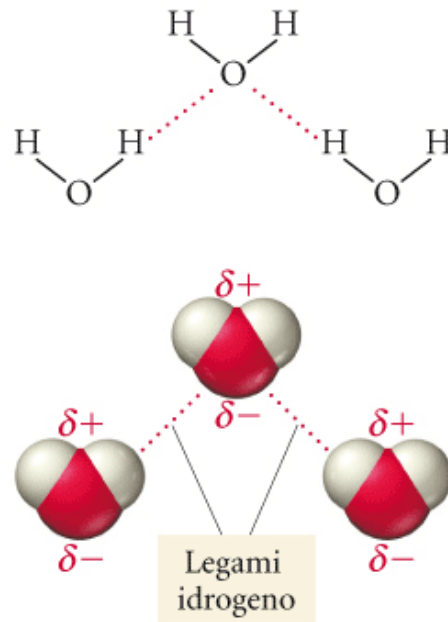




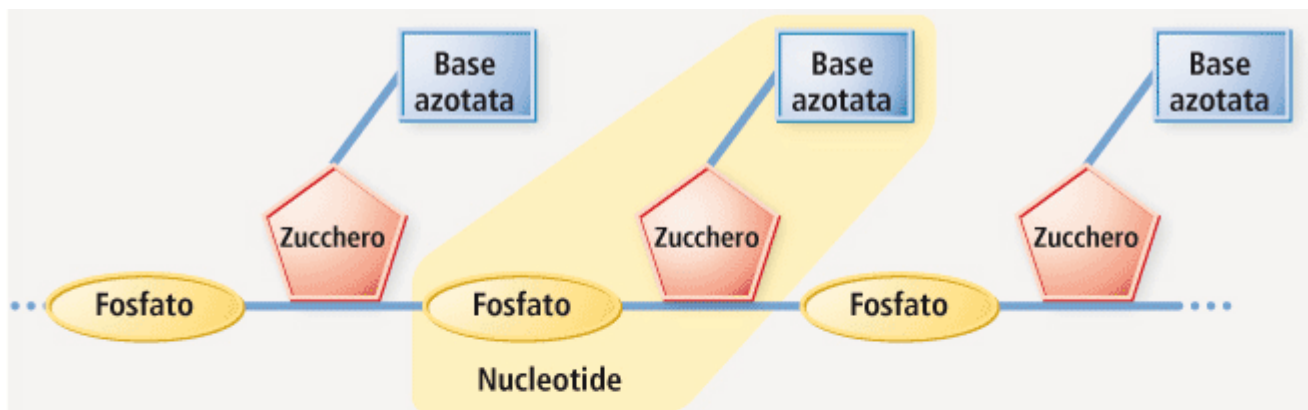
▲ FIGURA 11.11 Legame idrogeno nell'etanolo







▲ FIGURA 11.12 Legame idrogeno nell'acqua

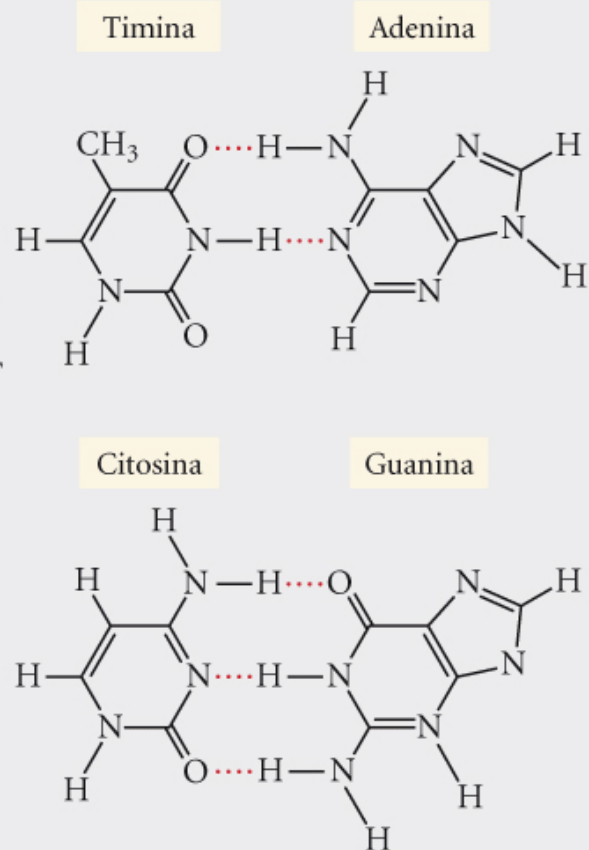


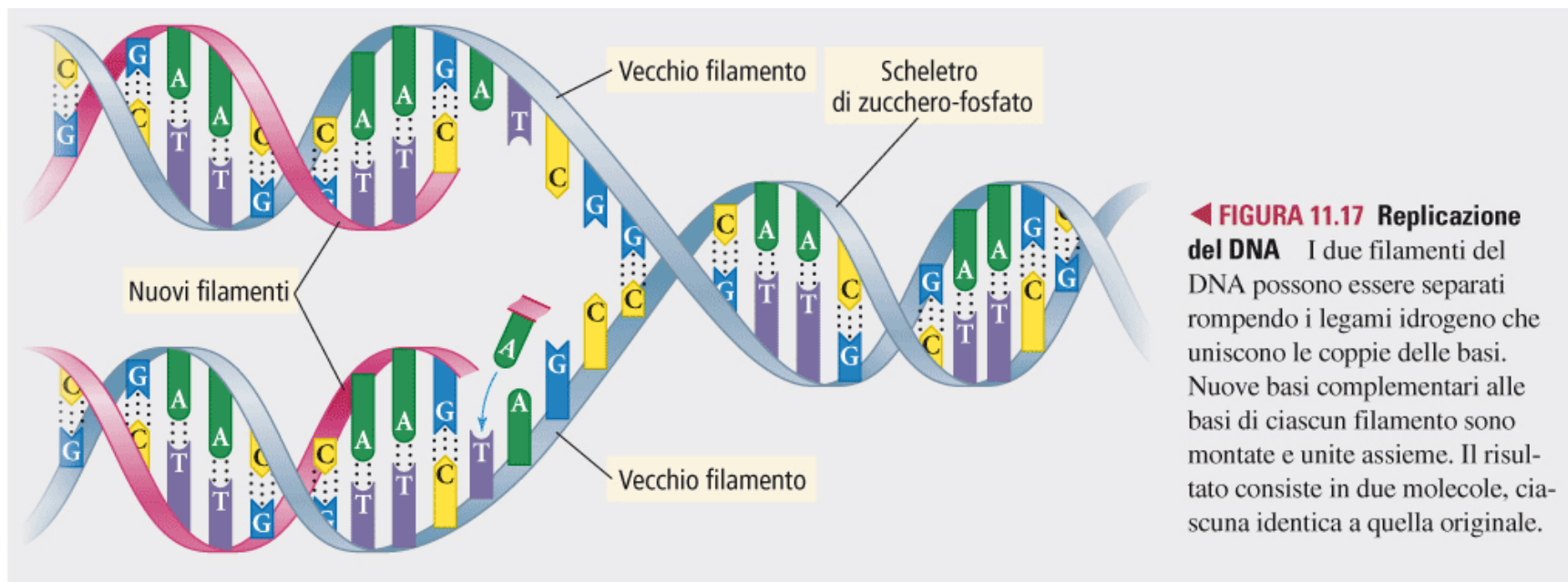
▲ **FIGURA 11.15 Nucleotidi** Le unità individuali in un polimero di DNA vengono chiamate nucleotidi. Ciascun nucleotide contiene una tra le quattro basi azotate: adenina, timina, citosina e guanina (abbreviate A, T, C e G).



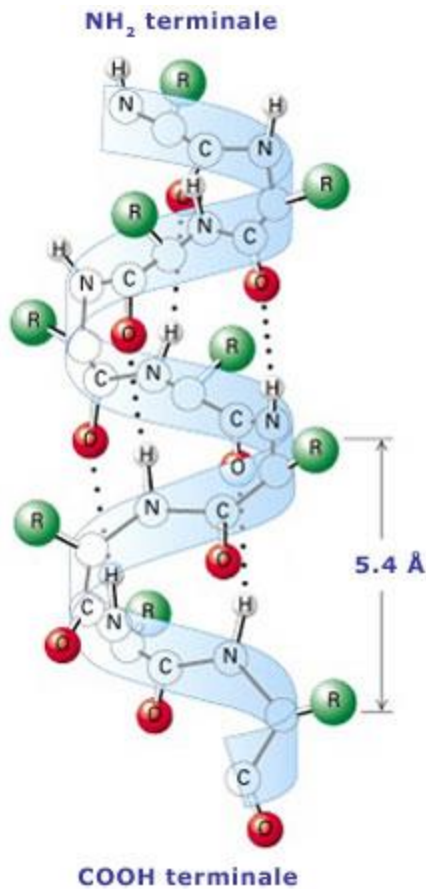
► **FIGURA 11.16**  
**Accoppiamento delle basi complementari tramite legami idrogeno**

Le singole basi nel DNA interagiscono tramite specifici legami idrogeno che si formano tra A e T e tra C e G.

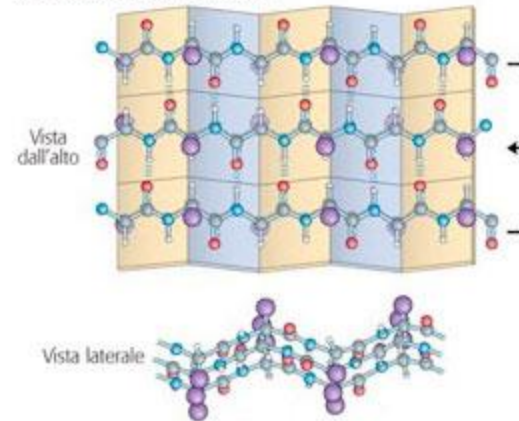




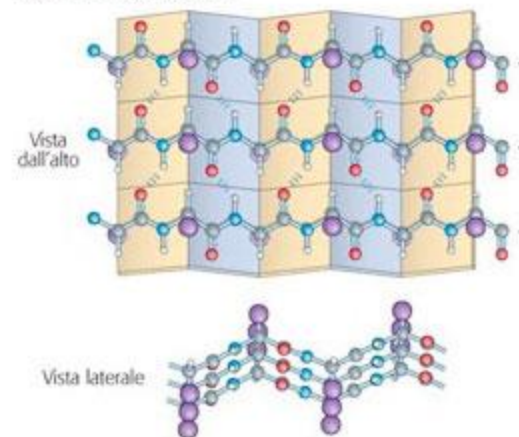
# $\alpha$ -ELICA E FOGLIETTO $\beta$ NELLE PROTEINE



(a) Foglietto  $\beta$  antiparallelo



(b) Foglietto  $\beta$  parallelo



tratta da:

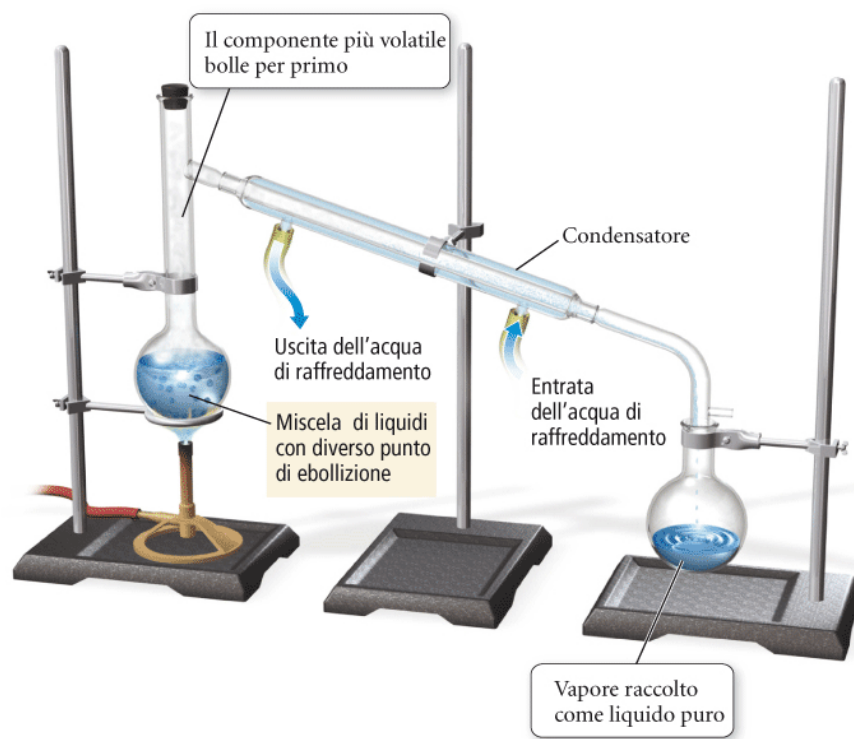
D.L. Nelson, M.M. Cox, I principi di biochimica di Lehninger, Zanichelli, 4a edizione, 2006, traduzione di P. Capini, E. Regola, revisione di E. Melloni, F. Salamino

# Riassumendo...

**Tabella 10.2** Forze interioniche e intermolecolari

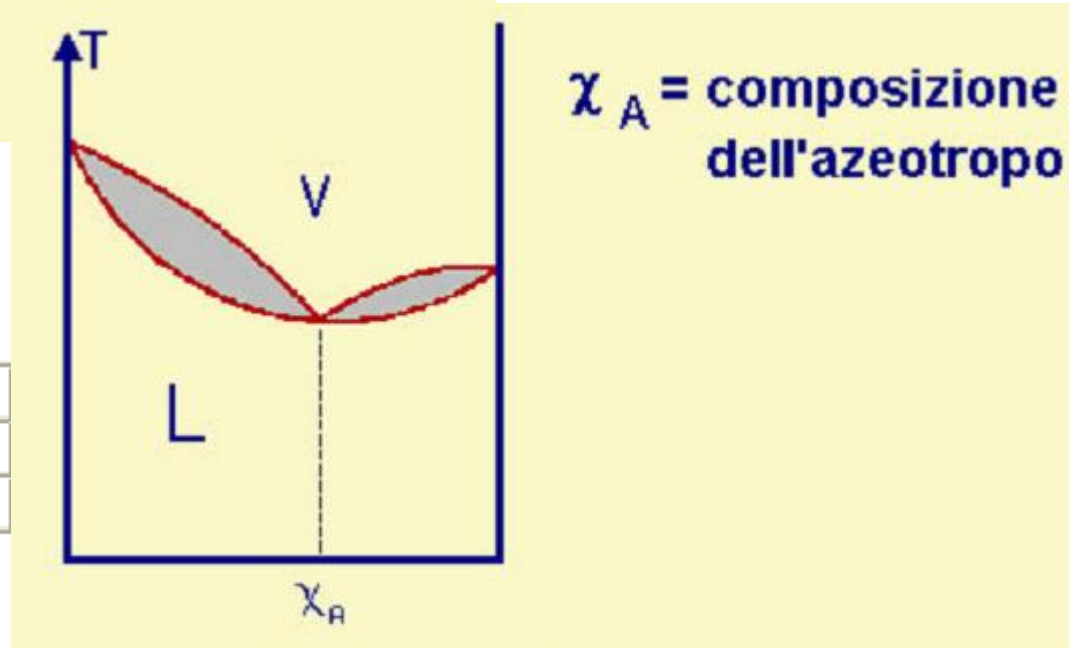
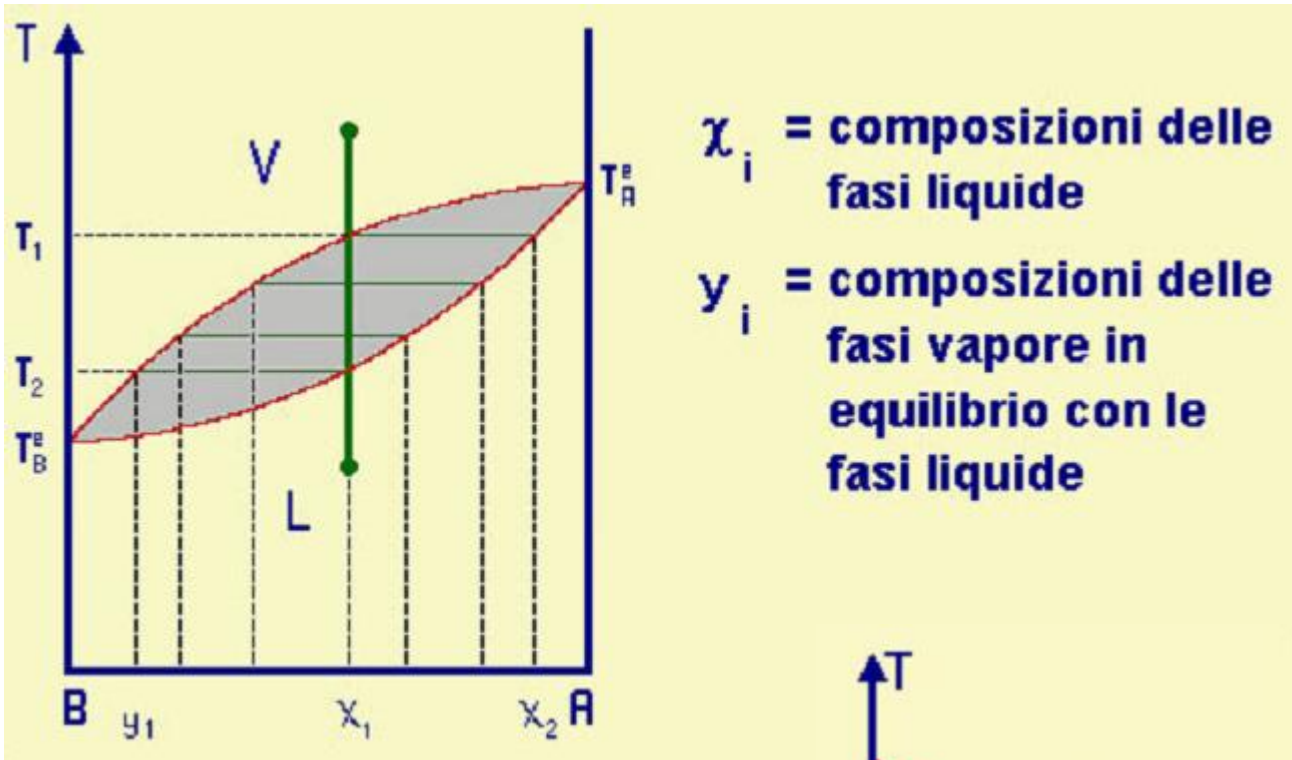
<i>Tipi di interazione*</i>	<i>Dipendenza dalla distanza</i>	<i>Valori tipici dell'energia** kJ/mole</i>	<i>Commento</i>
Ione-ione	$1/d$	250	Solo tra ioni
Ione-dipolo	$1/d^2$	15	
Dipolo-dipolo	$1/d^3$	2	Tra molecole polari stazionarie
	$1/d^6$	0,3	Tra molecole polari in rotazione
London (dispersione)	$1/d^6$	2	Tra tutti i tipi di molecole
Legame a idrogeno	Contatto	20	Tra N, O, F; il legame è dato da un atomo di idrogeno condiviso

## Distillazione



▲ **FIGURA 1.5 Separazione delle sostanze per distillazione** Quando una miscela di liquidi è riscaldata, il componente con il punto di ebollizione più basso evapora per primo, lasciando dietro i liquidi meno volatili o i solidi disciolti. Il vapore viene poi raffreddato, condensato in liquido e raccolto.

# Distillazione: liquido puro, miscela binaria, azeotropo



Miscela azeotropica acqua/etanolo

P (mm Hg)	% EtOH	% H <sub>2</sub> O
760	96,3	3,7
9,5	99,5	0,5