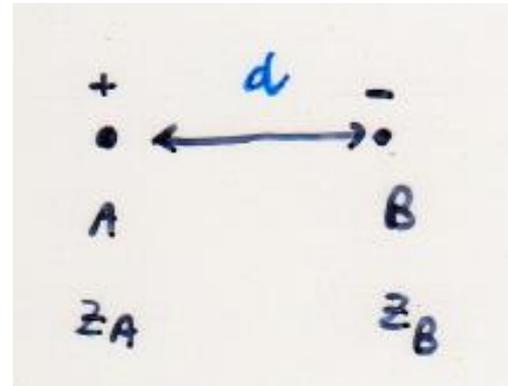


FORZE tra ATOMI, IONI E MOLECOLE

Sono responsabili dell'esistenza di fasi condensate.

INTERAZIONE IONE-IONE

$$E \propto - \frac{z_A z_B}{d}$$



E' una interazione a lungo raggio (dipende debolmente dalla distanza)

Determina i valori delle energie di reticolo e delle temperature di fusione dei solidi ionici.

Solidi ionici costituiti da ioni piccoli e ad alta carica hanno alta energia reticolare ed alta temperatura di fusione

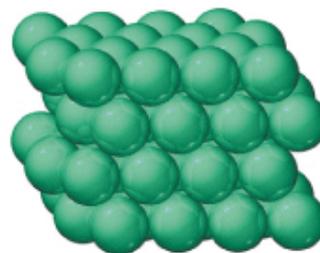
E' importante anche l'omogeneità nelle dimensioni di catione ed anione.

Es. Solubilità idrossidi cresce scendendo lungo il gruppo, solubilità solfati cala scendendo lungo il gruppo.



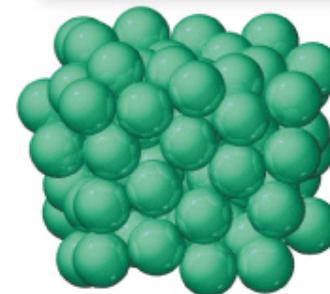
► **FIGURA 11.3 Solidi cristallini e amorfi** In un solido cristallino, la posizione delle particelle mostra un ordine a lungo raggio. In un solido amorfo, la posizione delle particelle non mostra un ordine a lungo raggio.

Struttura regolare ordinata



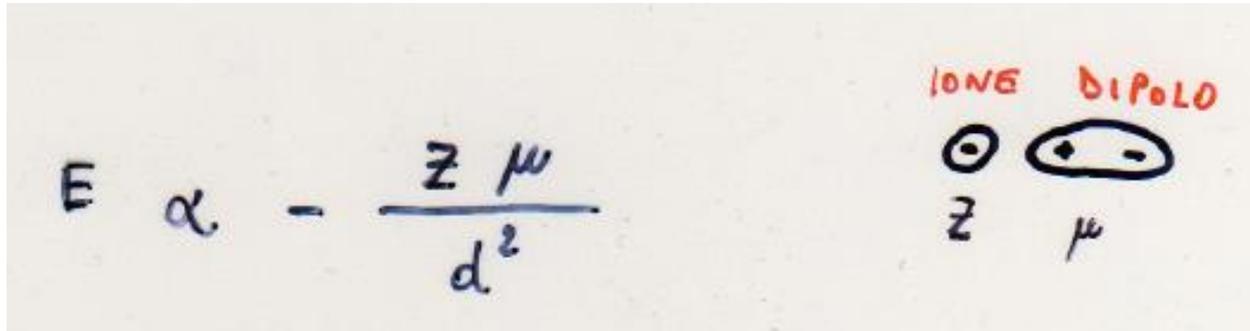
Solido cristallino

Mancanza di ordine a lungo raggio



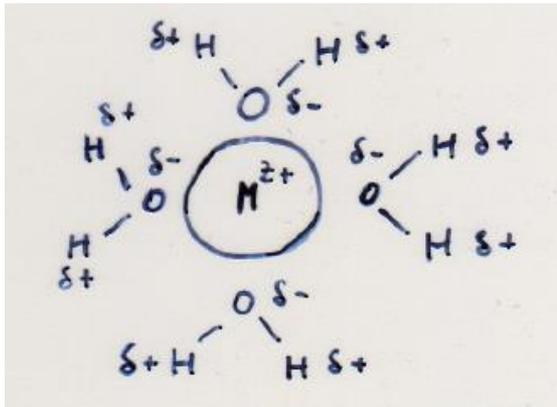
Solido amorfo

INTERAZIONE IONE-DIPOLO



E' una interazione efficace a distanze più piccole rispetto la interazione ione-ione.

L'**IDRATAZIONE** degli ioni è un esempio comune di tale interazione:



Gioca un ruolo fondamentale nella dissoluzione dei solidi ionici in acqua. E' presente nei sali idrati (es. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

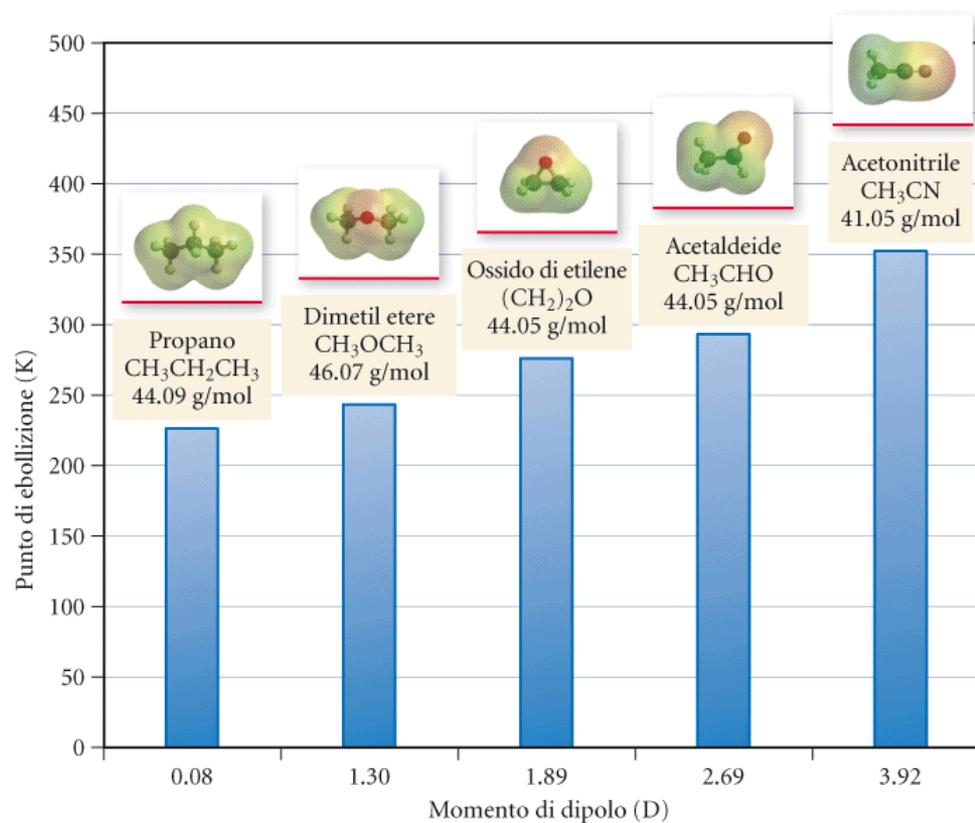
INTERAZIONE DIPOLO-DIPOLO

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

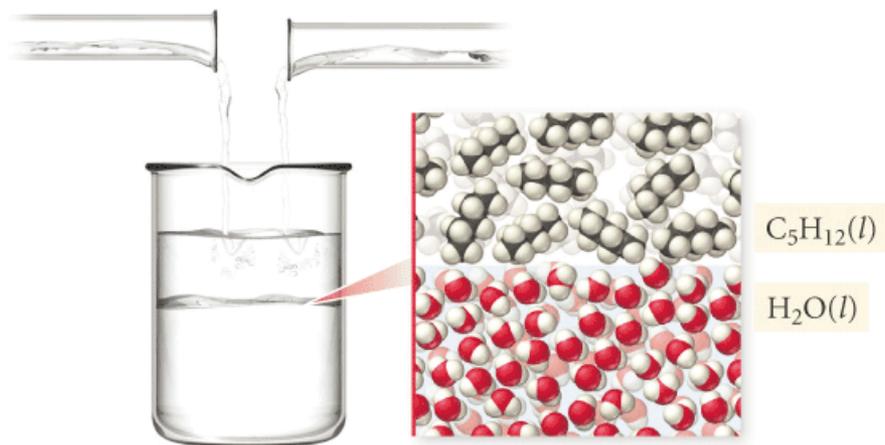


Si instaura tra molecole polari e si fanno sentire solo a corto raggio.

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.



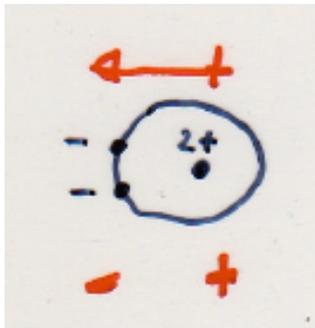
◀ **FIGURA 11.9** **Composti polari e non polari** L'acqua e il pentano non si mischiano perché le molecole d'acqua sono polari e le molecole di pentano sono apolari.

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

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

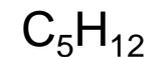
α polarizzabilità

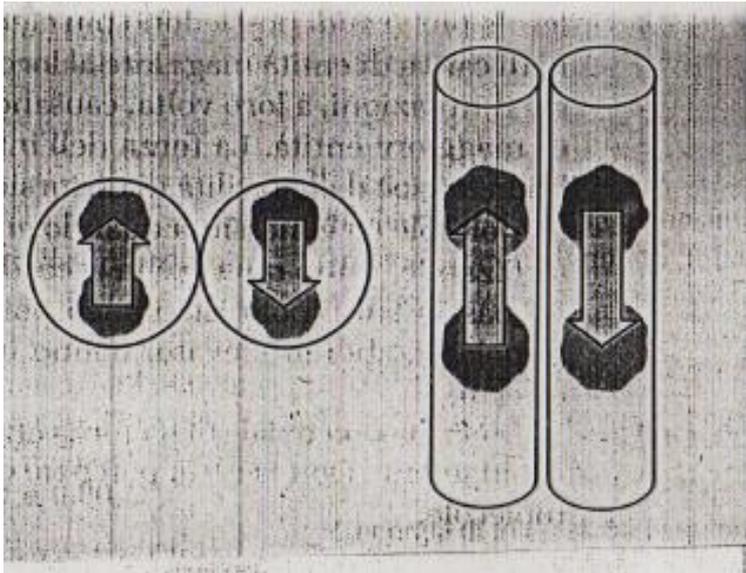
Sono forze a raggio molto corto.

molecola	T_i
H ₂	20 K
Pentano	309 K
neopentano	283 K

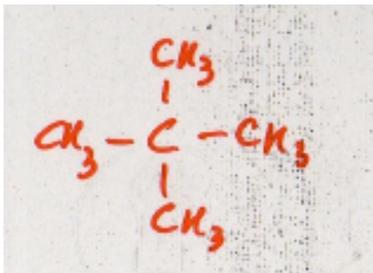
cilindriche

sferiche

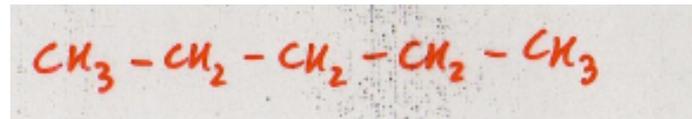




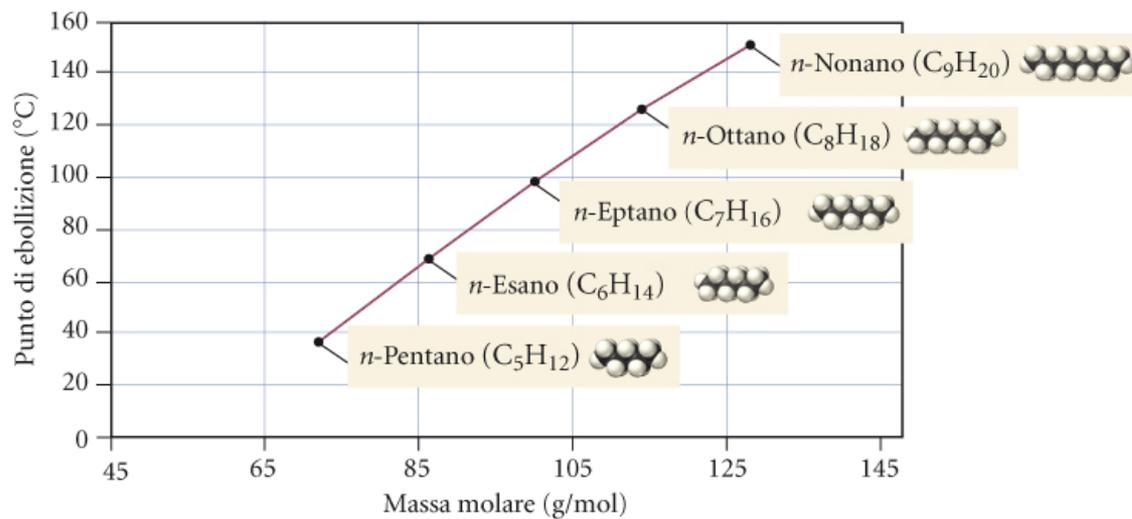
I dipoli di molecole cilindriche possono avvicinarsi maggiormente che dipoli di molecole sferiche. Nel primo caso ho interazioni più forti (cosa succede all'energia del sistema??)



neopentano



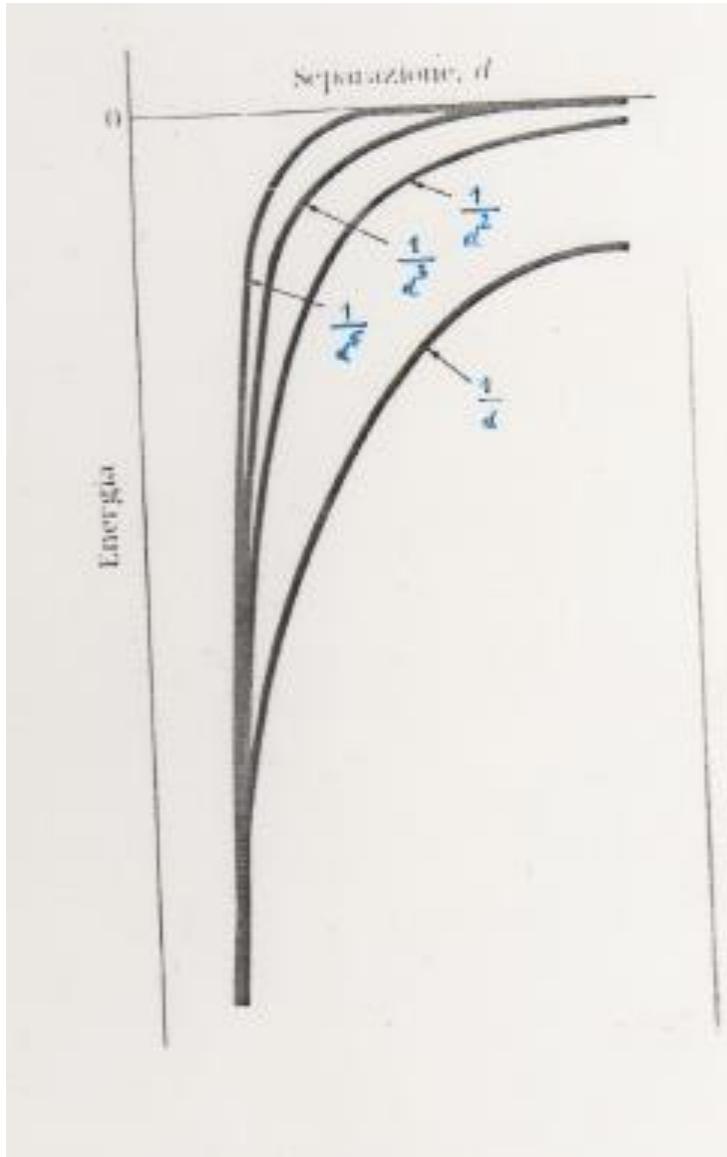
n-pentano



Nivaldo J. Tro
 Chimica - Un approccio molecolare
 EdiSES

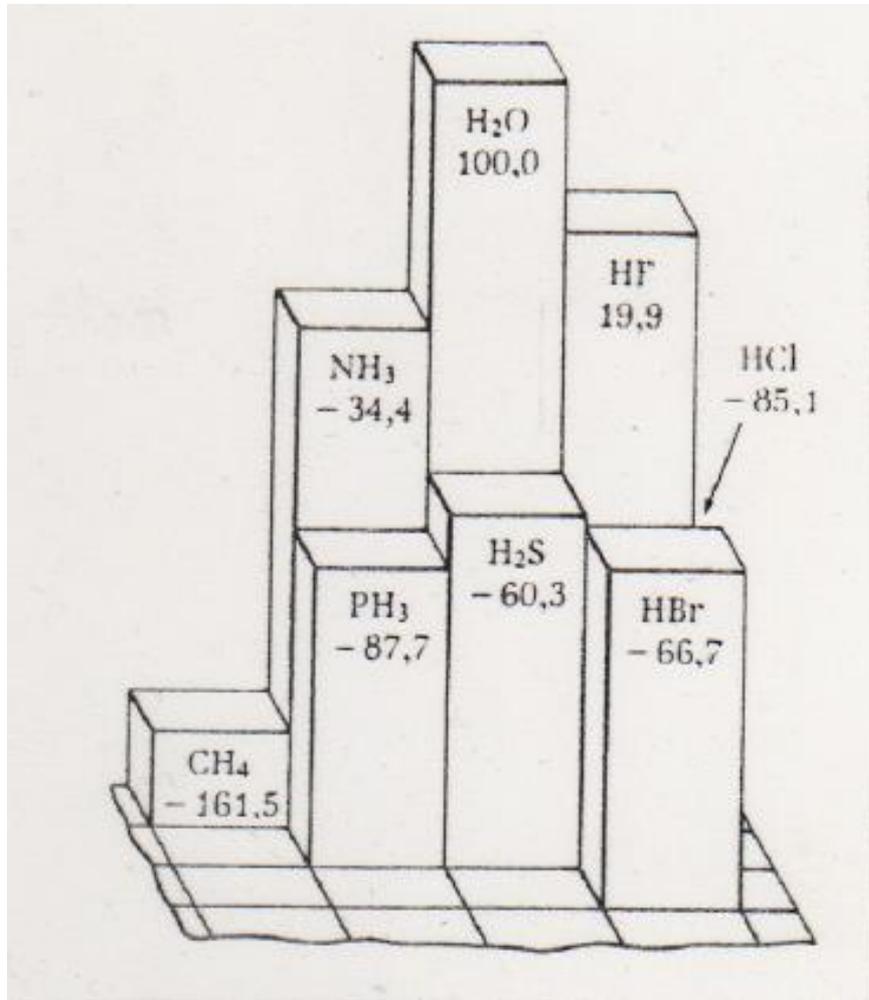
◀ **FIGURA 11.6 Punti di ebollizione degli *n*-alcani** I punti di ebollizione degli *n*-alcani aumentano all'aumentare delle masse molari e delle conseguenti interazioni di dispersione più forti.

FORZE e DIPENDENZA dalla DISTANZA



Quali forze si fanno sentire solo a corto raggio ??

ANOMALIA TEMPERATURE di EBOLLIZIONE COMPOSTI BINARI tra H ed ELEMENTI del BLOCCO p



Anomalia sta nelle temperature di ebollizione troppo alte per NH₃, H₂O e HF.

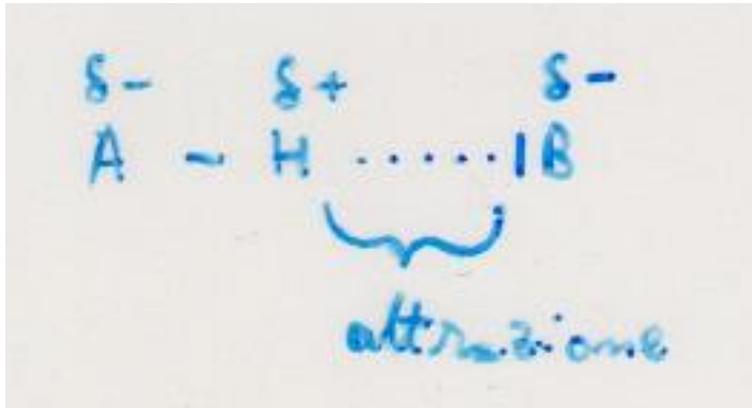
LEGAME ad IDROGENO

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

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

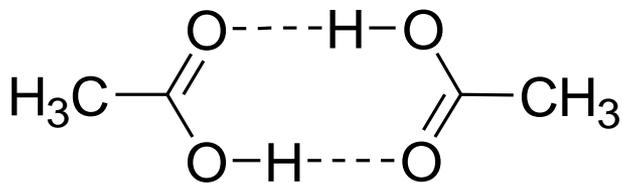
Tale legame è costituito da un atomo di idrogeno che si dispone a ponte tra due atomi fortemente elettronegativi (N, O, F).





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).

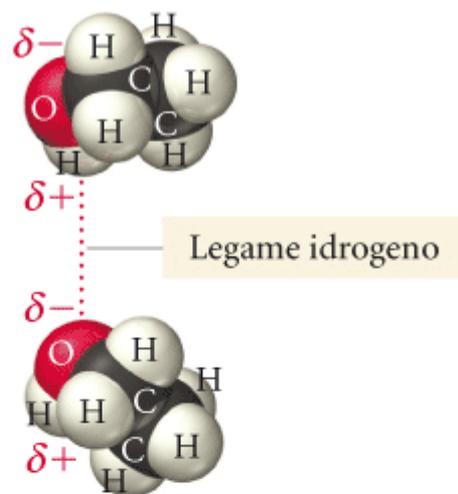
E' presente anche in fase vapore (esempio dell'acido acetico in fase vapore):



dimero

Quanto vale energeticamente una interazione a legame ad idrogeno?

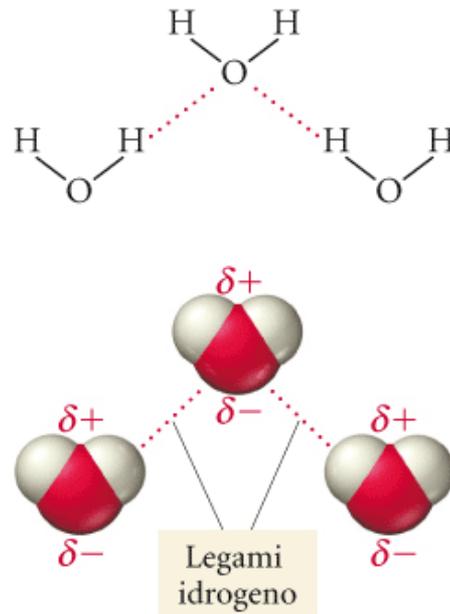




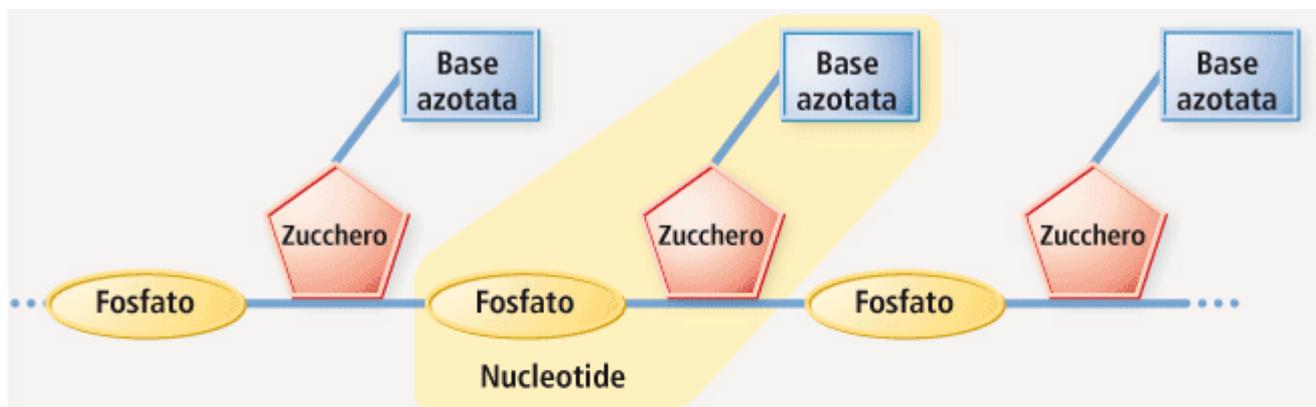
▲ FIGURA 11.11 Legame idrogeno nell'etanolo



Nivaldo J. Tro
Chimica - Un approccio molecolare
EdiSES



▲ FIGURA 11.12 Legame idrogeno nell'acqua

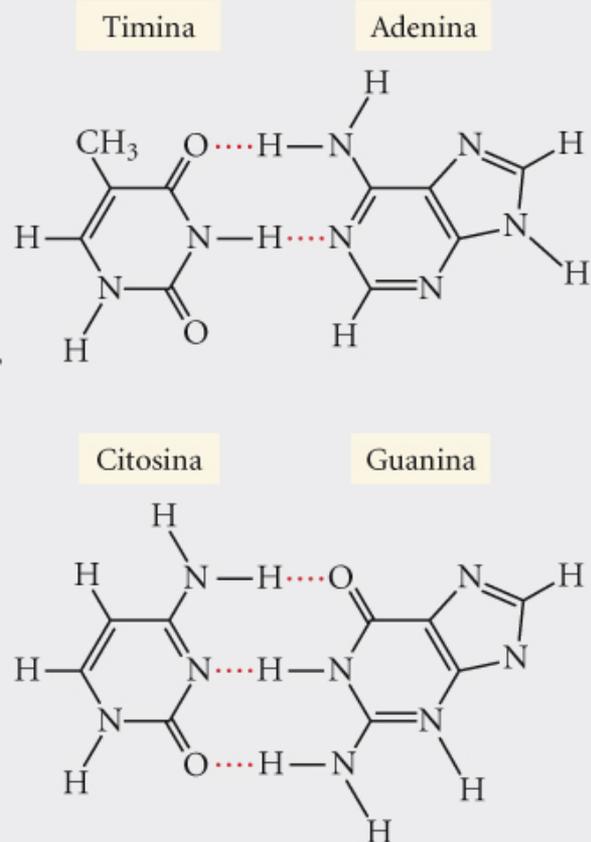


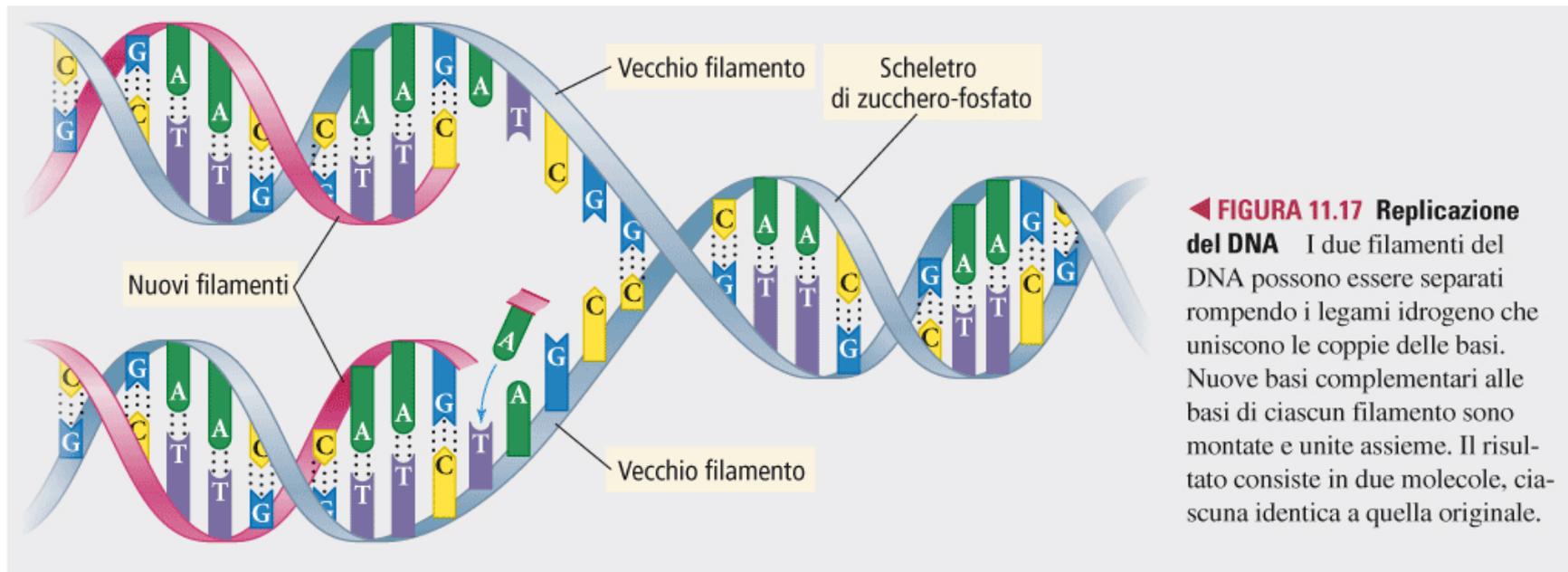
▲ **FIGURA 11.15 Nucleotidi** Le unità individuali in un polimero di DNA vengono chiamate nucleotidi. Ciascun nucleotide contiene una tra le quattro basi azotate: adenina, timina, citosina e guanina (abbreviate A, T, C e G).



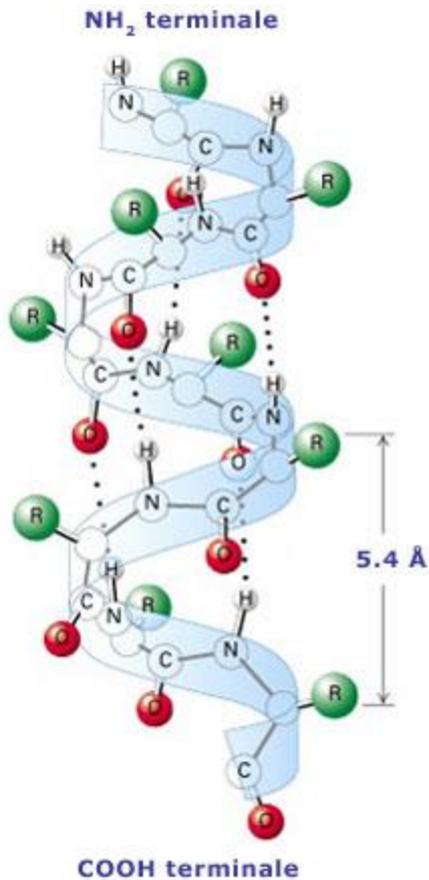
► **FIGURA 11.16**
Accoppiamento
delle basi comple-
mentari tramite le-
gami idrogeno

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

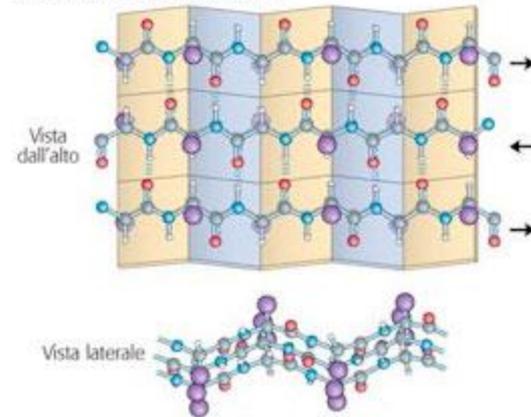




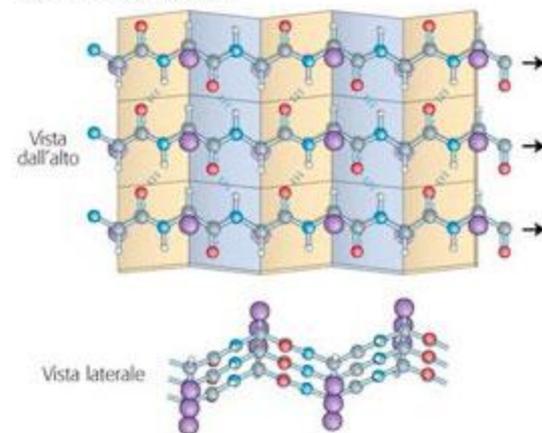
α -ELICA E FOGLIETTO β NELLE PROTEINE



(a) Foglietto β antiparallelo



(b) Foglietto β 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