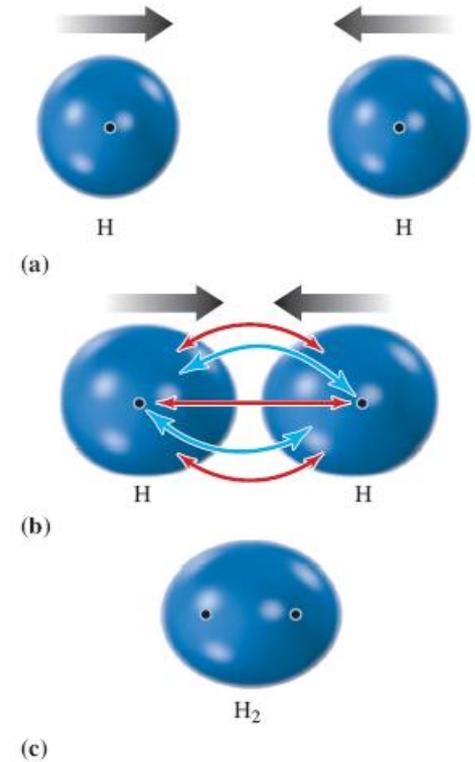
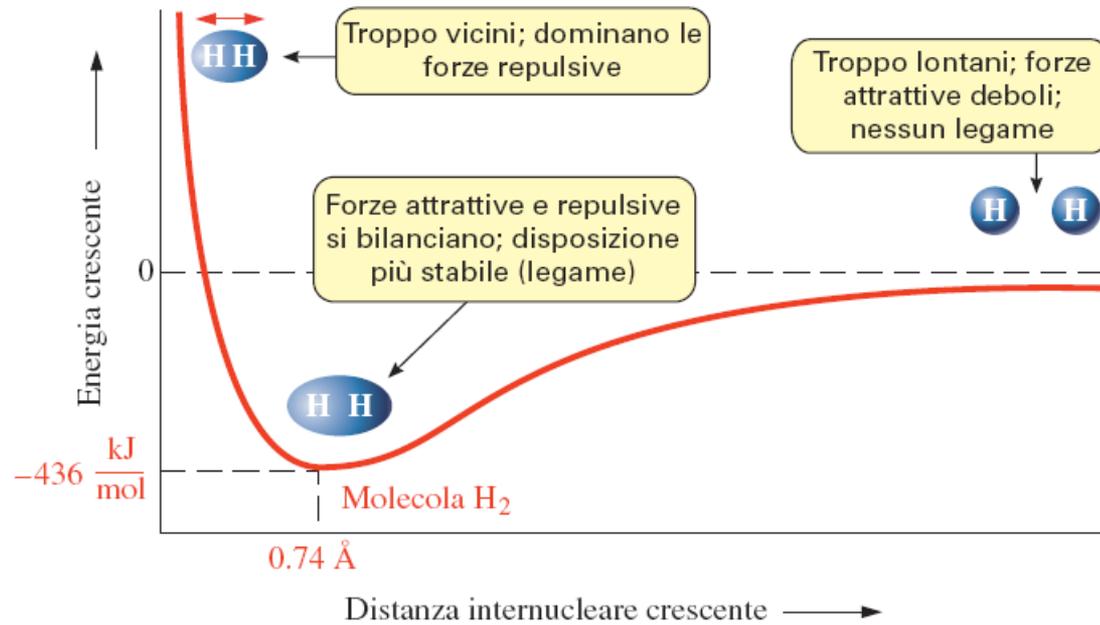
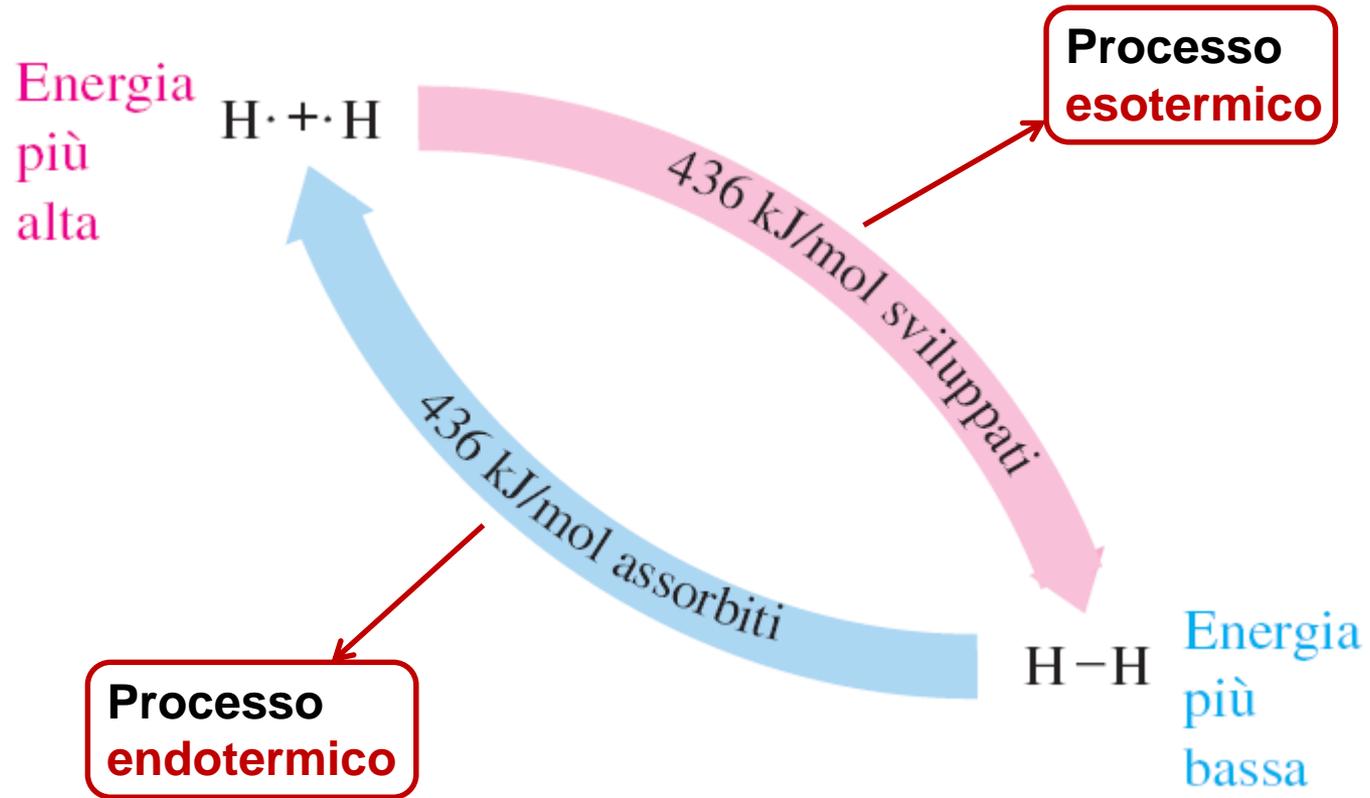


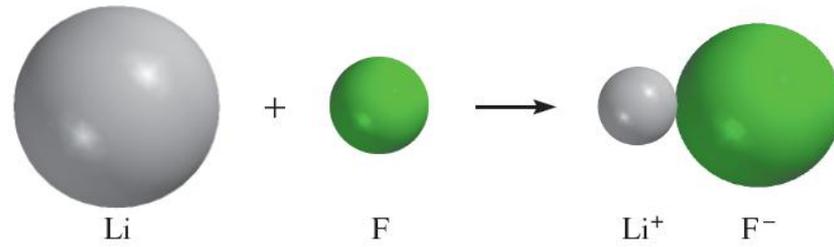
IL LEGAME CHIMICO



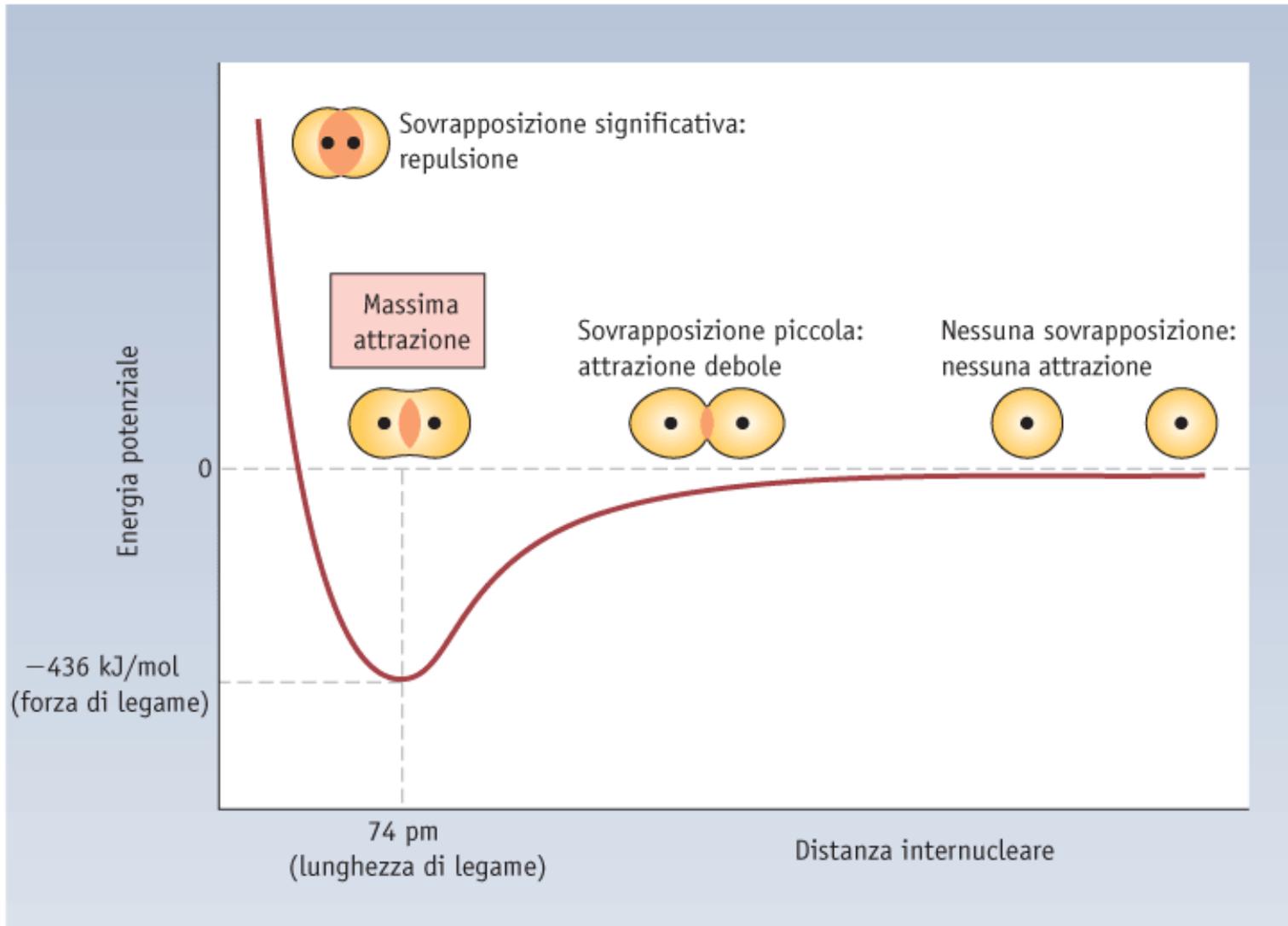
IL LEGAME CHIMICO



IL LEGAME IONICO



IL LEGAME COVALENTE

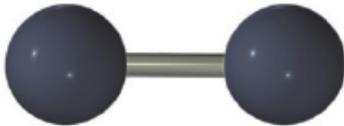
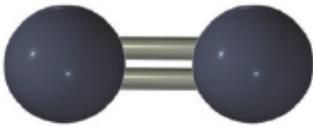
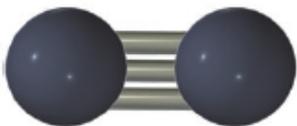


IL LEGAME COVALENTE

Tabella 7.1 Strutture di Lewis degli atomi che formano comunemente legami covalenti

Gruppo:	1	2	13	14	15	16	17	18
N. di e ⁻ di valenza	1	2	3	4	5	6	7	8
	H·							
		·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	
				·Si·	·P·	·S·	·Cl·	
				·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·
					·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·

IL LEGAME COVALENTE

	Legame singolo σ	Legame doppio $\sigma+\pi$	Legame triplo $\sigma+2\pi$
			
Distanza di legame (Å)	1.54 Å	1.34 Å	1.21 Å
		Legami più corti	
Energia di legame (kJ/mol)	346	602	835
		Legami più forti	

IL LEGAME COVALENTE

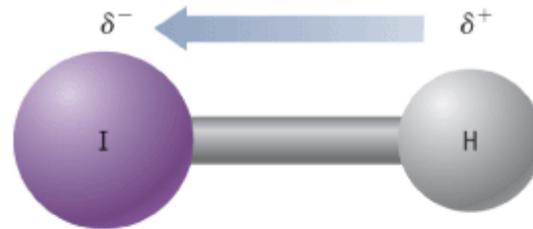


FIGURA 8.9 Il legame covalente polare in HI. Lo iodio attrae maggiormente gli elettroni di legame rispetto all'idrogeno. Il risultato è la presenza di una parziale carica negativa (δ^-) sullo iodio e una parziale carica positiva (δ^+) sull'idrogeno.

L'ELETTRONEGATIVITA'

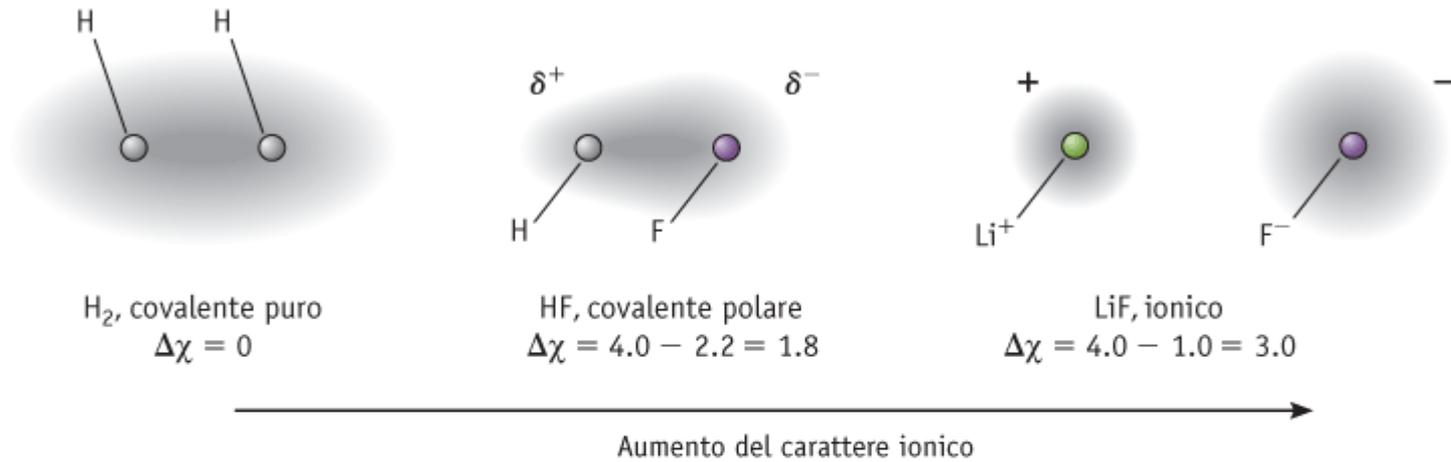


FIGURA 8.10 Legame da covalente a ionico. Aumentando la differenza di elettronegatività tra gli atomi di un legame, il legame diventa sempre più polare.

L'ELETTRONEGATIVITA'



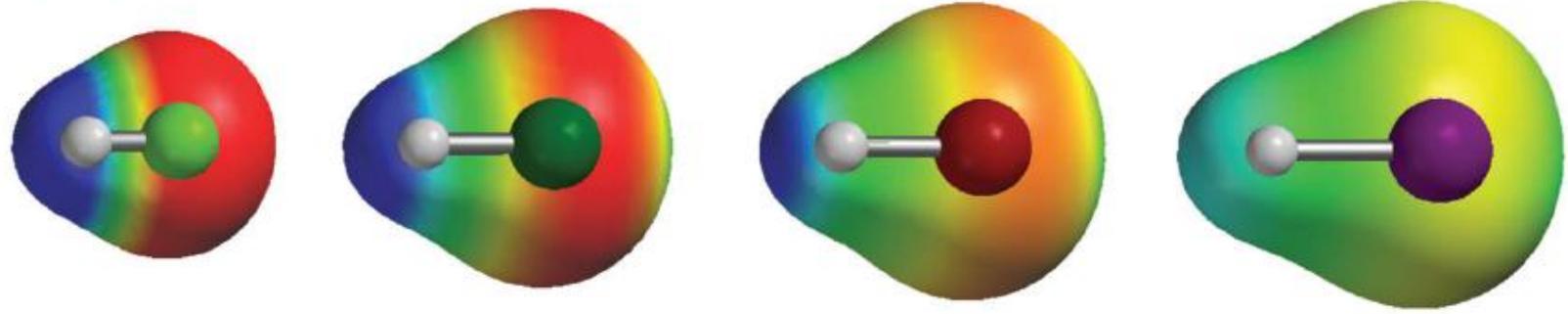
\longleftrightarrow
H—F
EN: $\underbrace{2.1 \quad 4.0}$
 $\Delta(\text{EN})$ 1.9

\longleftrightarrow
H—Cl
EN: $\underbrace{2.1 \quad 3.0}$
0.9

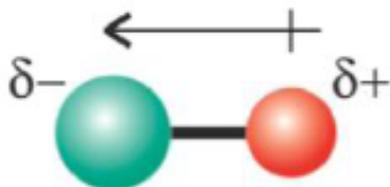
\longleftrightarrow
H—Br
EN: $\underbrace{2.1 \quad 2.8}$
0.7

\leftrightarrow
H—I
EN: $\underbrace{2.1 \quad 2.5}$
0.4

δ^-
0
 δ^+



LA POLARITA' DELLE MOLECOLE BIATOMICHE



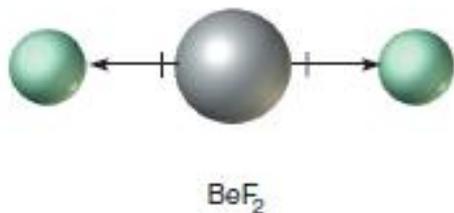
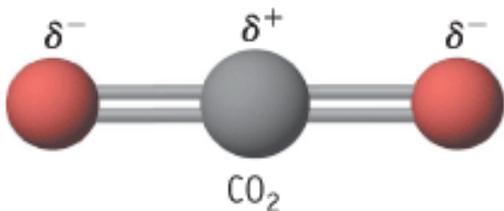
Le molecole biatomiche **omonucleari** (stesso atomo, es. F_2 , N_2) sono sempre apolari, mentre le molecole biatomiche **eteronucleari** (atomi diversi) hanno un momento di dipolo tanto più elevato quanto maggiore è il $\Delta(EN)$ tra i due atomi.

Tabella 8.7 Momenti di dipolo di alcune molecole

Molecola (AX)	Momento (μ , D)	Geometria	Molecola (AX_2)	Momento (μ , D)	Geometria
HF	1,78	Lineare	H_2O	1,85	Piegata
HCl	1,07	Lineare	H_2S	0,95	Piegata
HBr	0,79	Lineare	SO_2	1,62	Piegata
HI	0,38	Lineare	CO_2	0	Lineare
H_2	0	Lineare			
Molecola (AX_3)	Momento (μ , D)	Geometria	Molecola (AX_4)	Momento (μ , D)	Geometria
NH_3	1,47	Trigonale piramidale	CH_4	0	Tetraedrica
PH_3	0,23	Trigonale piramidale	CH_2Cl_2	1,02	Tetraedrica
BF_3	0	Trigonale planare	CH_3Cl	1,68	Tetraedrica
			$CHCl_3$	1,04	Tetraedrica
			CCl_4	0	Tetraedrica

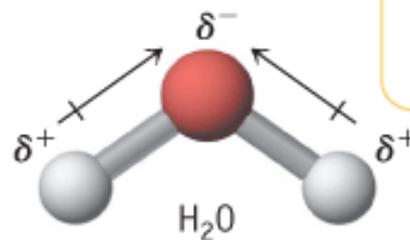
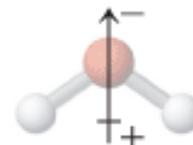
LA POLARITA' DELLE MOLECOLE POLIATOMICHE

Nessun momento di dipolo risultante

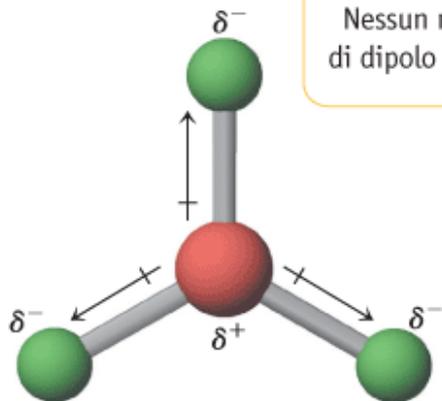


Dipolo risultante

$$\mu = 1.85D$$



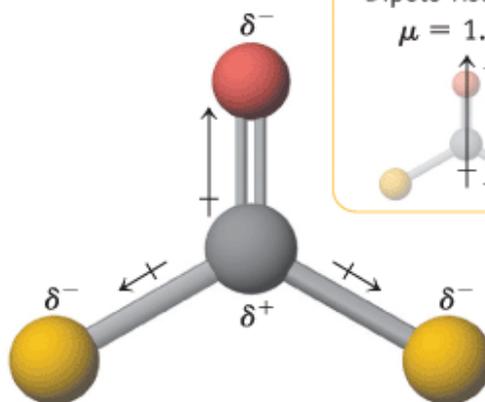
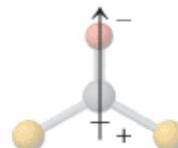
Nessun momento di dipolo risultante



BF₃

Dipolo risultante

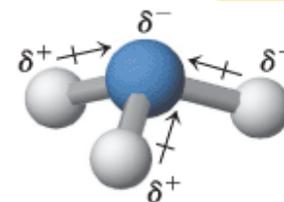
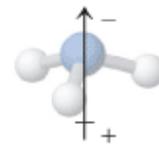
$$\mu = 1.17D$$



Cl₂CO

Dipolo risultante

$$\mu = 1.47D$$



NH₃

INTERAZIONI (FORZE) INTERMOLECOLARI

Interazioni intermolecolari

Forze che agiscono tra le particelle costituenti una sostanza responsabili dell'esistenza delle fasi condensate: i liquidi e i solidi

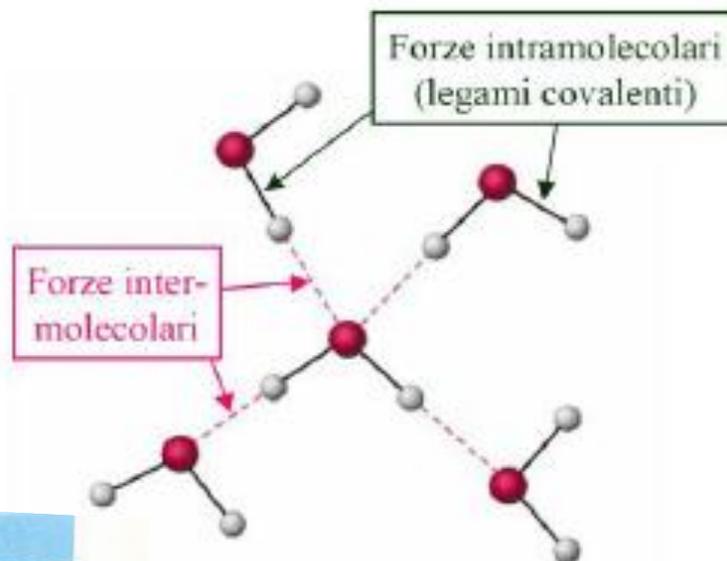


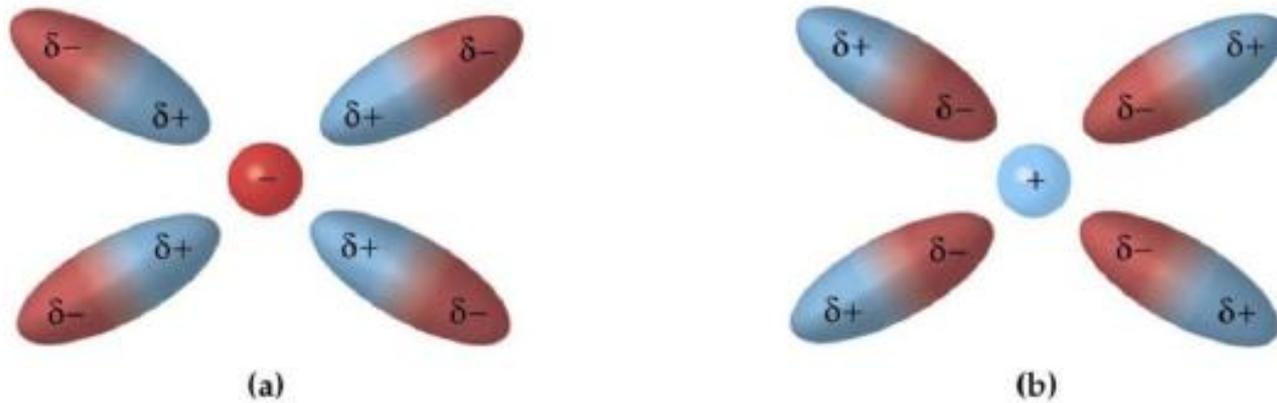
Tabella 13.1 Riassunto delle forze intermolecolari

Tipo di interazione	Principali fattori responsabili dell'energia di interazione	Valore approssimativo kJ/mol
Ione-dipolo	Carica dello ione; momento di dipolo	40-600
Dipolo-dipolo (incluso il legame idrogeno)	Momento di dipolo	5-25
Dipolo - dipolo indotto	Momento di dipolo; polarizzabilità	2-10
Dipolo indotto - dipolo indotto	Polarizzabilità	0,05-40

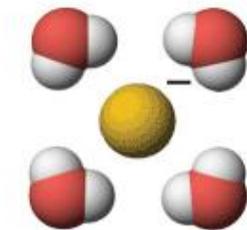
Forza dell'interazione crescente ↑

INTERAZIONI IONE-DIPOLO

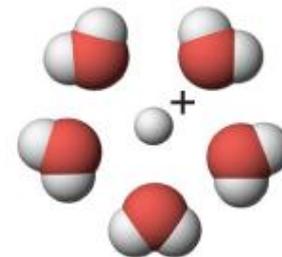
L'attrazione elettrostatica si stabilisce fra la carica propria dello ione e il dipolo delle molecole circostanti. Quest'ultimo può essere permanente, nel caso di molecole polari, oppure indotto dalla carica stessa dello ione



Interazioni tra molecole polari e (a) uno ione negativo o (b) uno ione positivo



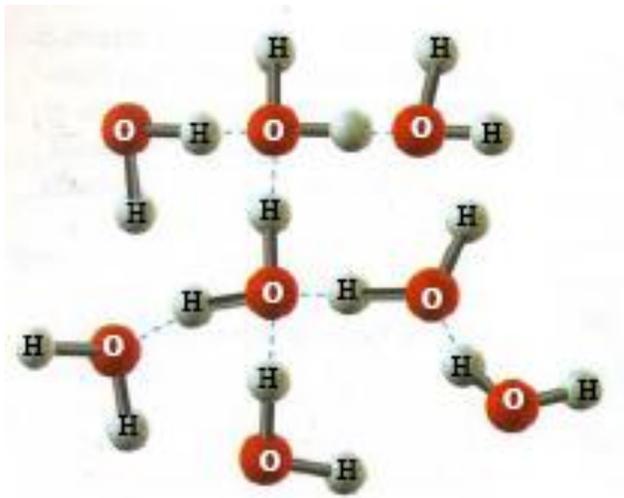
Un anione circondato dall'acqua



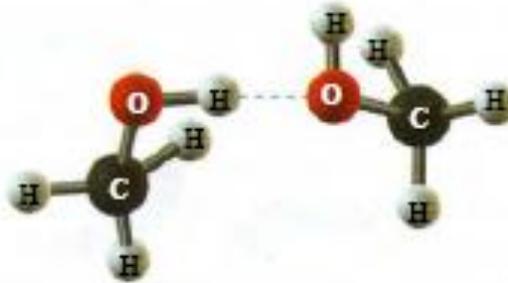
Un catione circondato dall'acqua

LEGAMI A IDROGENO

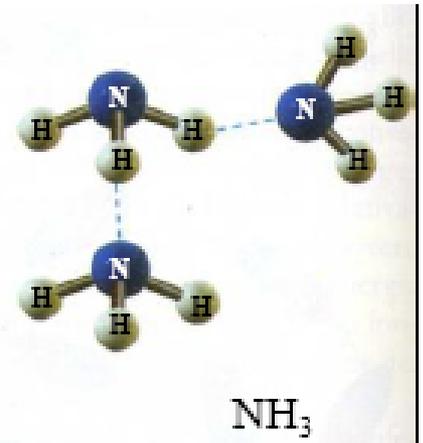
Legame idrogeno = interazione dipolo-dipolo che si instaura tra molecole che contengono un atomo di idrogeno legato ad un atomo piccolo e molto elettronegativo come F, O e N



H₂O



CH₃OH

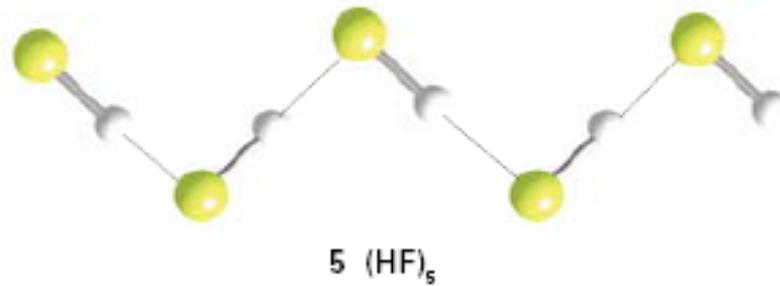


NH₃

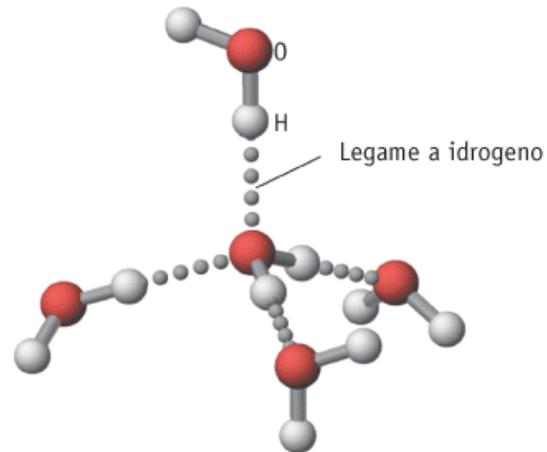
L'atomo di idrogeno legato ha una parziale carica positiva δ^+ e può quindi interagire con atomi molto elettronegativi con elevata densità di carica negativa δ^- come F, O o N.

LEGAMI A IDROGENO

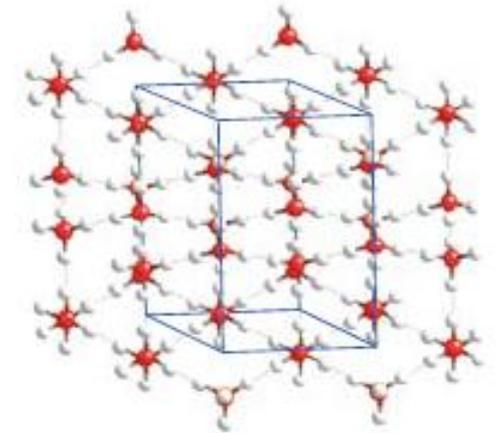
La struttura di **HF**



La struttura di **H₂O**

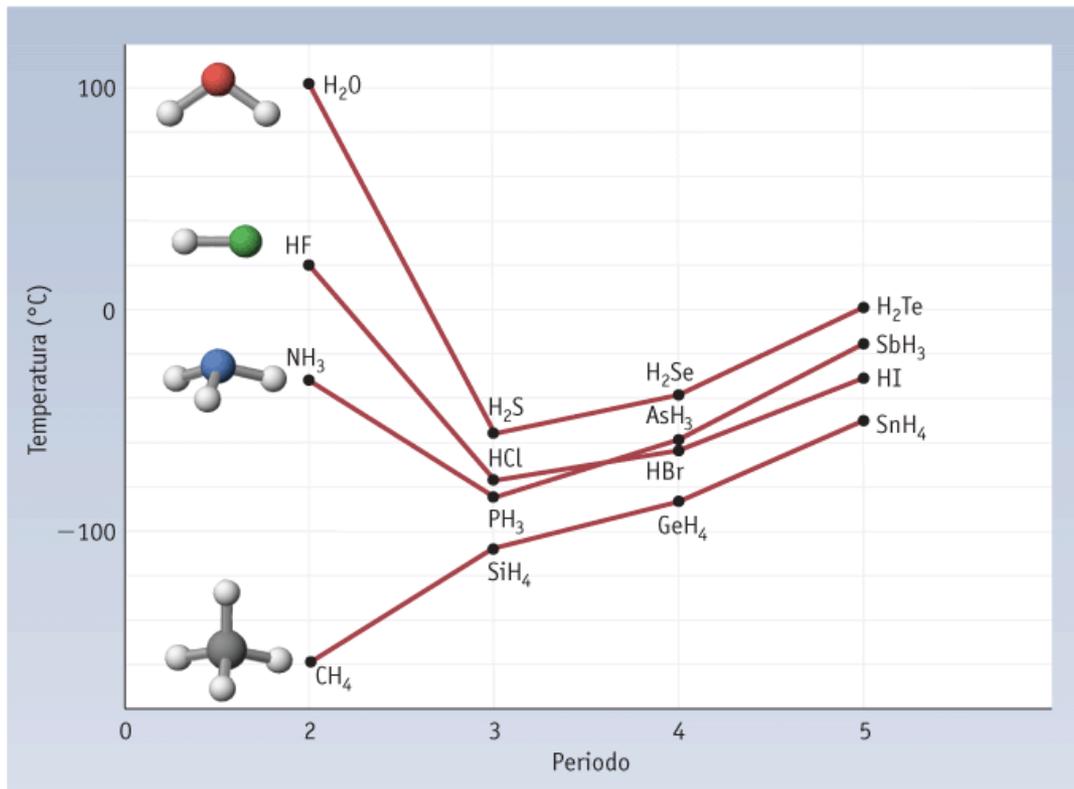


Il reticolo cristallino
del **ghiaccio**



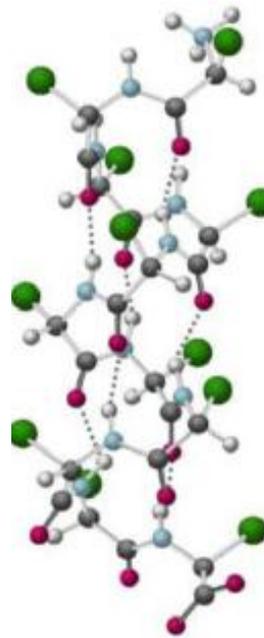
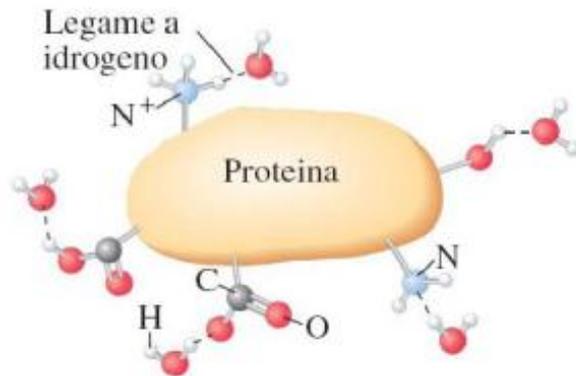
LEGAMI A IDROGENO

Punti di ebollizione di alcuni composti



LEGAMI A IDROGENO

La possibilità di formare legami a idrogeno è una caratteristica fondamentale di molte biomolecole come il DNA o le proteine



Legami a idrogeno intramolecolari

