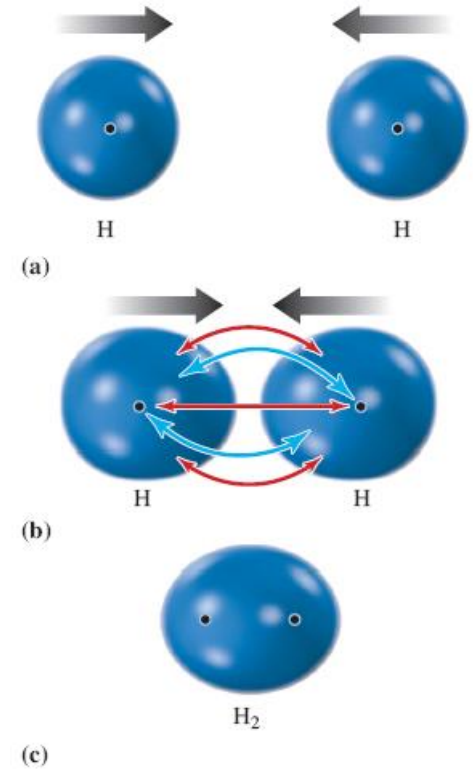
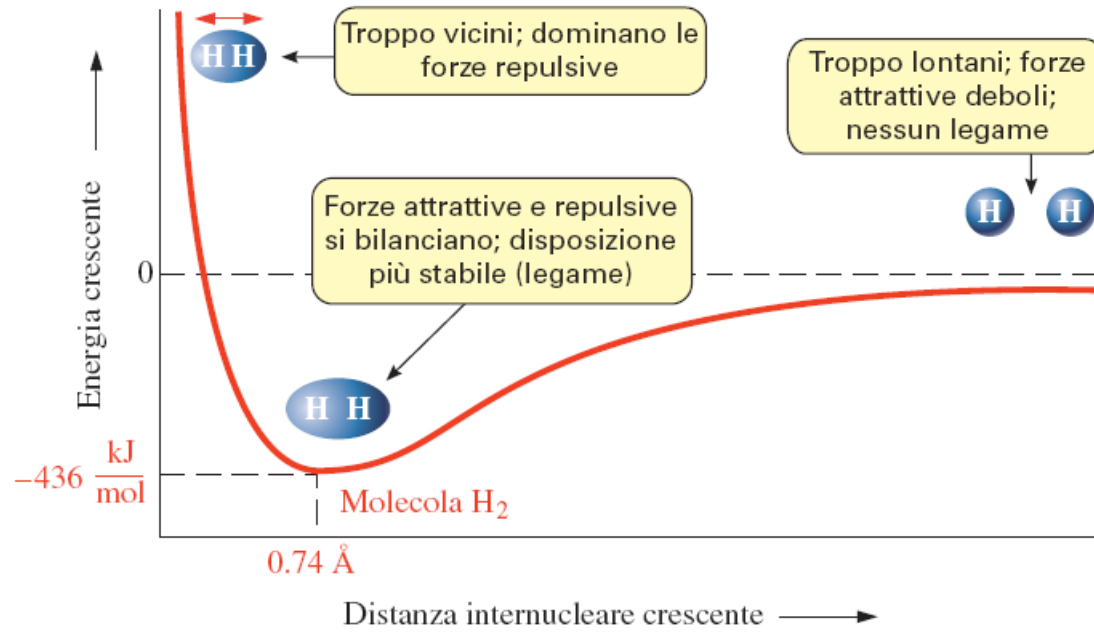
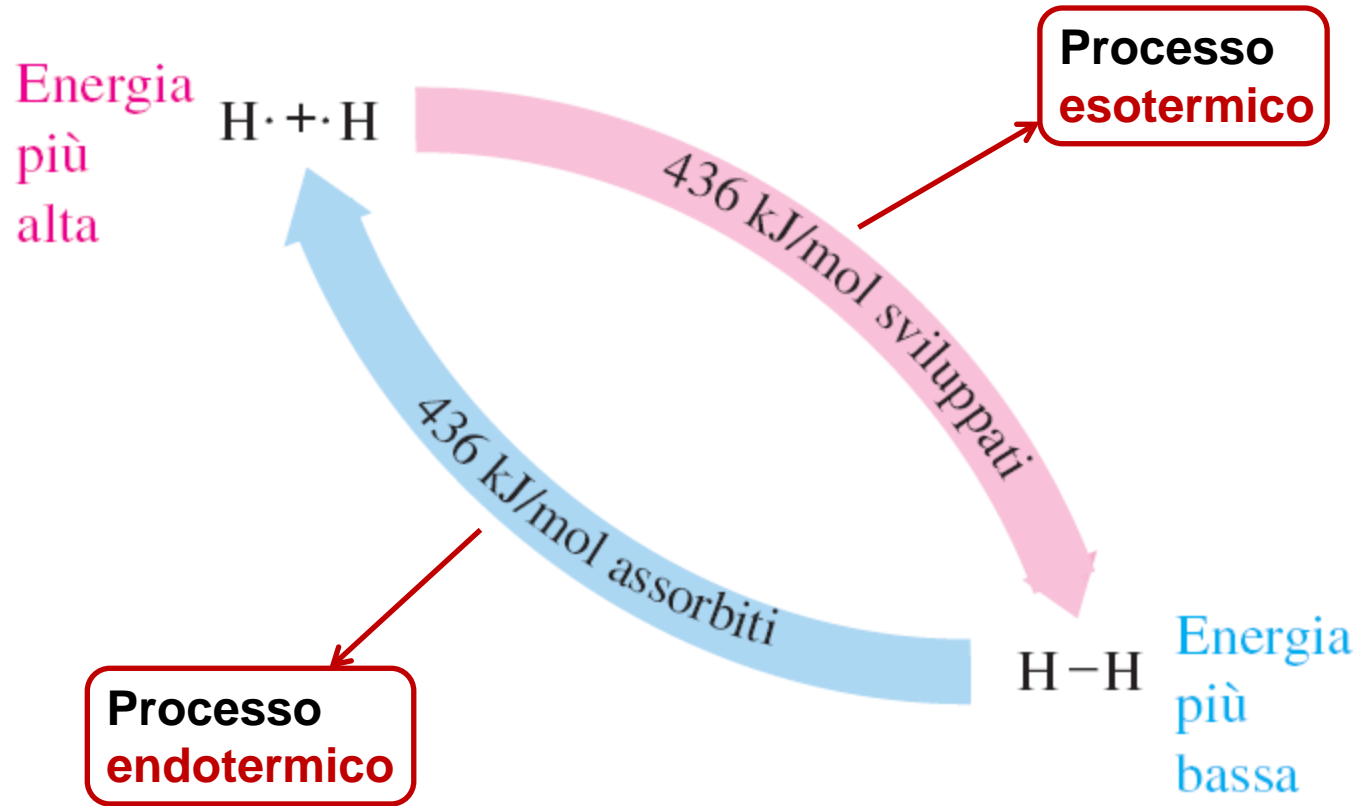


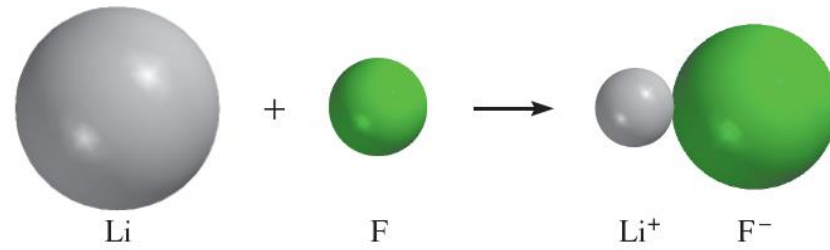
# IL LEGAME CHIMICO



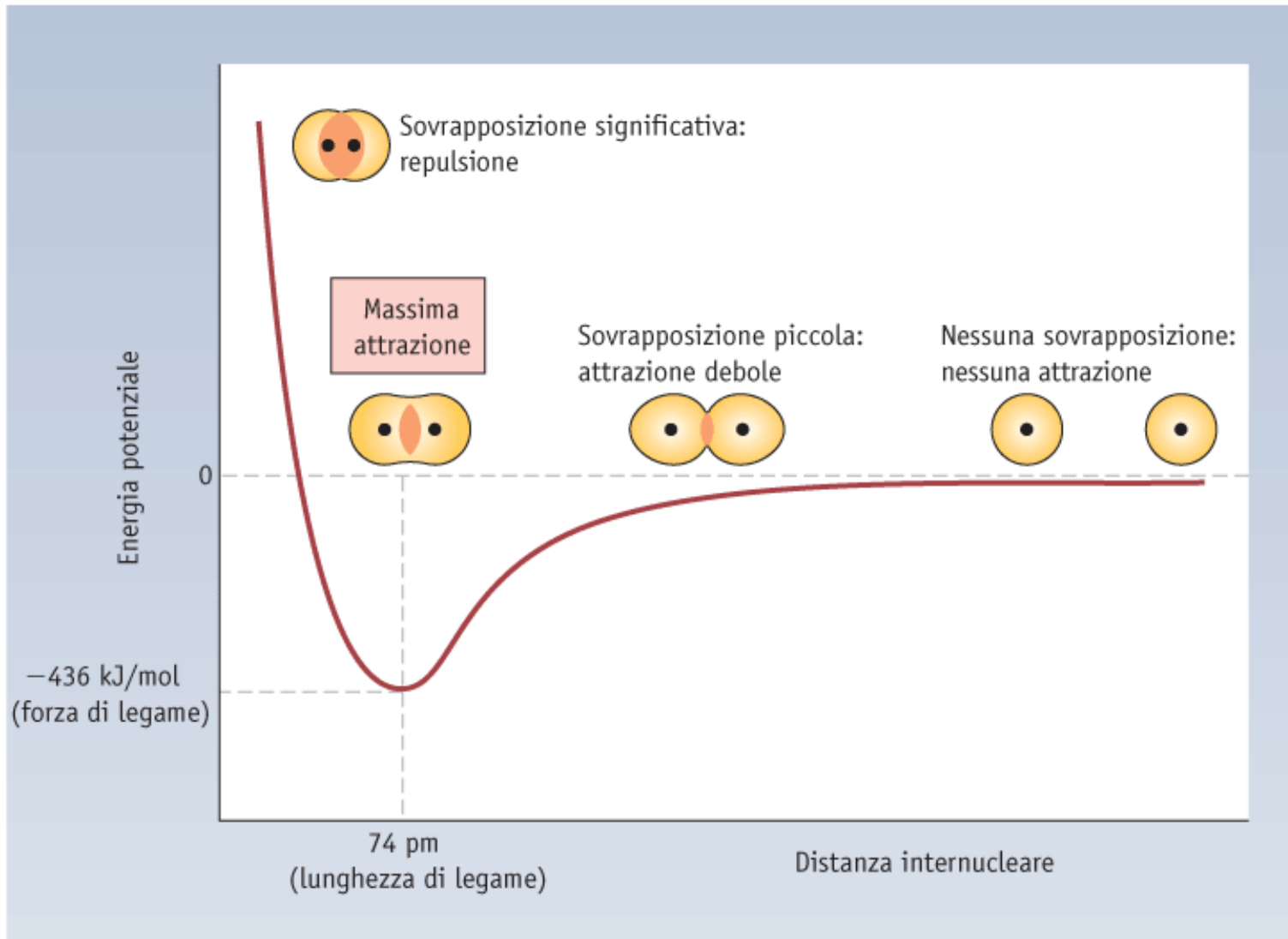
# IL LEGAME CHIMICO



# 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 <sup>-</sup> 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· |

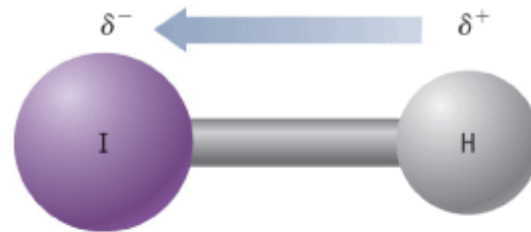
# IL LEGAME COVALENTE

|                                     | Legame singolo $\sigma$ | Legame doppio $\sigma+\pi$ | Legame triplo $\sigma+2\pi$ |
|-------------------------------------|-------------------------|----------------------------|-----------------------------|
| Distanza di legame ( $\text{\AA}$ ) | 1.54 $\text{\AA}$       | 1.34 $\text{\AA}$          | 1.21 $\text{\AA}$           |
| Energia di legame (kJ/mol)          | 346                     | 602                        | 835                         |

Legami piÙ corti

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 ( $\delta^-$ ) sullo iodio e una parziale carica positiva ( $\delta^+$ ) sull'idrogeno.

# L'ELETTRONEGATIVITA'

Aumento dell'elettronegatività

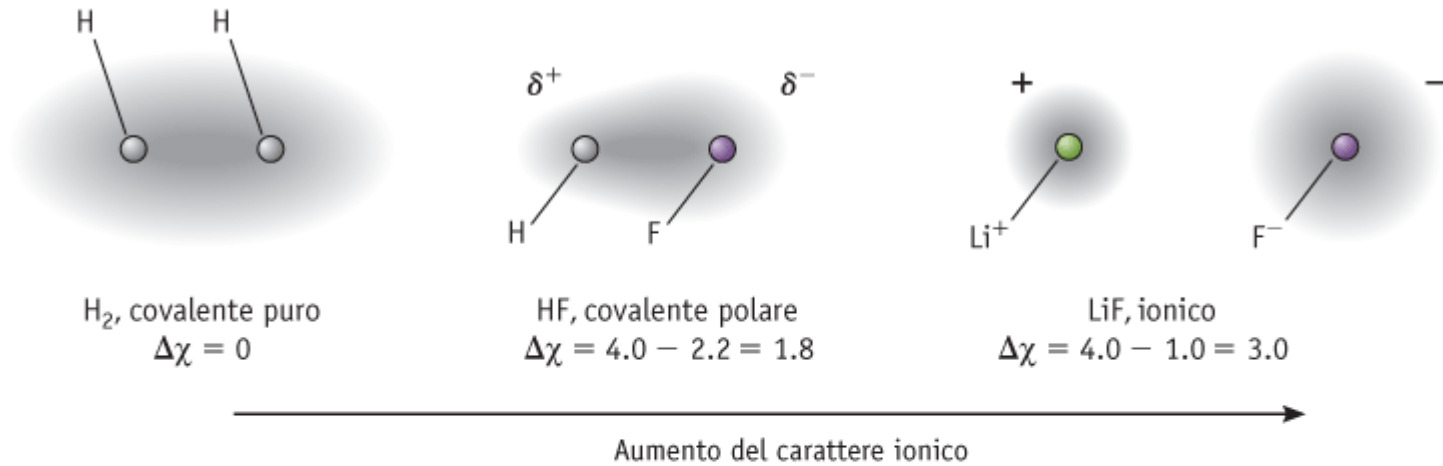
|                  |                  |                         |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |    |    |    |    |  |
|------------------|------------------|-------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|----|----|----|----|--|
|                  |                  |                         |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | 8A |    |    |    |  |
| 1A               |                  |                         |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | 3A               | 4A | 5A | 6A | 7A |  |
| <b>H</b><br>2.1  | 2A               |                         |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | <b>B</b><br>2.0  | <b>C</b><br>2.5  | <b>N</b><br>3.0  | <b>O</b><br>3.5  | <b>F</b><br>4.0  |                  |    |    |    |    |  |
| <b>Li</b><br>1.0 | <b>Be</b><br>1.5 |                         |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | <b>Al</b><br>1.5 | <b>Si</b><br>1.8 | <b>P</b><br>2.1  | <b>S</b><br>2.5  | <b>Cl</b><br>3.0 |                  |    |    |    |    |  |
| <b>Na</b><br>0.9 | <b>Mg</b><br>1.2 | 3B                      | 4B               | 5B               | 6B               | 7B               | 8B               |                  |                  | 1B               | 2B               |                  |                  |                  |                  |                  |                  |    |    |    |    |  |
| <b>K</b><br>0.8  | <b>Ca</b><br>1.0 | <b>Sc</b><br>1.3        | <b>Ti</b><br>1.5 | <b>V</b><br>1.6  | <b>Cr</b><br>1.6 | <b>Mn</b><br>1.5 | <b>Fe</b><br>1.8 | <b>Co</b><br>1.9 | <b>Ni</b><br>1.9 | <b>Cu</b><br>1.9 | <b>Zn</b><br>1.6 | <b>Ga</b><br>1.6 | <b>Ge</b><br>1.8 | <b>As</b><br>2.0 | <b>Se</b><br>2.4 | <b>Br</b><br>2.8 | <b>Kr</b><br>3.0 |    |    |    |    |  |
| <b>Rb</b><br>0.8 | <b>Sr</b><br>1.0 | <b>Y</b><br>1.2         | <b>Zr</b><br>1.4 | <b>Nb</b><br>1.6 | <b>Mo</b><br>1.8 | <b>Tc</b><br>1.9 | <b>Ru</b><br>2.2 | <b>Rh</b><br>2.2 | <b>Pd</b><br>2.2 | <b>Ag</b><br>1.9 | <b>Cd</b><br>1.7 | <b>In</b><br>1.7 | <b>Sn</b><br>1.8 | <b>Sb</b><br>1.9 | <b>Te</b><br>2.1 | <b>I</b><br>2.5  | <b>Xe</b><br>2.6 |    |    |    |    |  |
| <b>Cs</b><br>0.7 | <b>Ba</b><br>0.9 | <b>La-Lu</b><br>1.0-1.2 | <b>Hf</b><br>1.3 | <b>Ta</b><br>1.5 | <b>W</b><br>1.7  | <b>Re</b><br>1.9 | <b>Os</b><br>2.2 | <b>Ir</b><br>2.2 | <b>Pt</b><br>2.2 | <b>Au</b><br>2.4 | <b>Hg</b><br>1.9 | <b>Tl</b><br>1.8 | <b>Pb</b><br>1.9 | <b>Bi</b><br>1.9 | <b>Po</b><br>2.0 | <b>At</b><br>2.2 |                  |    |    |    |    |  |
| <b>Fr</b><br>0.7 | <b>Ra</b><br>0.9 |                         |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |    |    |    |    |  |

**Figura 9.5**

*Valori dell'elettronegatività degli elementi più comuni.*



# 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'



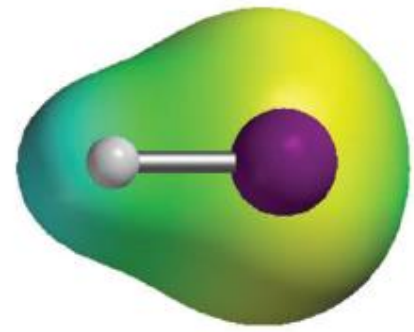
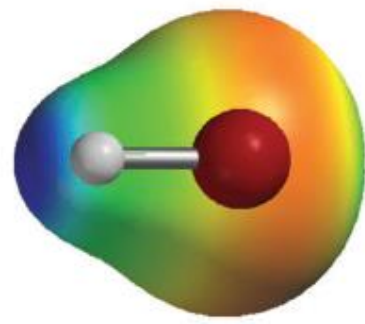
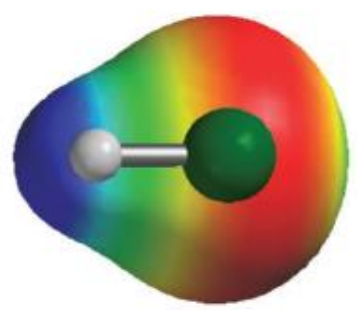
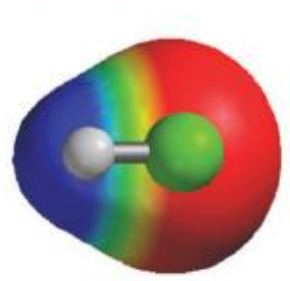
$\longleftrightarrow$   
H—F  
EN:  $\underbrace{2.1 \quad 4.0}$   
 $\Delta(\text{EN})$  1.9

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

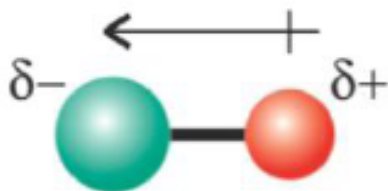
$\longleftrightarrow$   
H—Br  
EN:  $\underbrace{2.1 \quad 2.8}$   
0.7

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

$\delta^-$   
0  
 $\delta^+$



# LA POLARITA' DELLE MOLECOLE BIATOMICHE



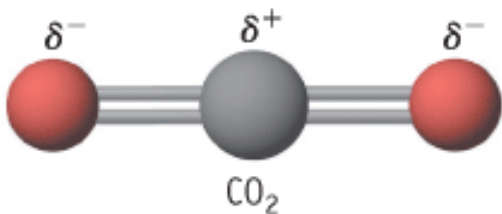
Le molecole biatomiche **omonucleari** (stesso atomo, es.  $F_2$ ,  $N_2$ ) sono sempre apolari, mentre le molecole biatomiche **eteronucleari** (atomi diversi) hanno un momento di dipolo tanto più elevato quanto maggiore è il  $\Delta(EN)$  tra i due atomi.

Tabella 8.7 Momenti di dipolo di alcune molecole

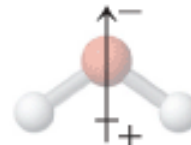
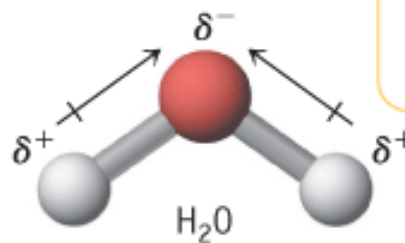
| Molecola ( $AX$ )   | Momento ( $\mu$ , D) | Geometria            | Molecola ( $AX_2$ ) | Momento ( $\mu$ , D) | Geometria   |
|---------------------|----------------------|----------------------|---------------------|----------------------|-------------|
| HF                  | 1,78                 | 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 ( $\mu$ , D) | Geometria            | Molecola ( $AX_4$ ) | Momento ( $\mu$ , 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

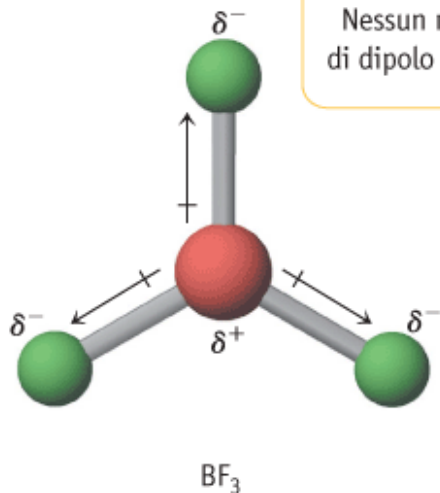
Nessun momento di dipolo risultante



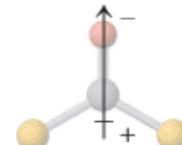
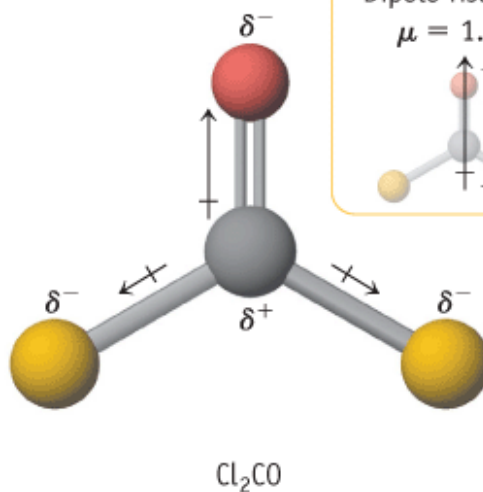
Dipolo risultante  
 $\mu = 1.85D$



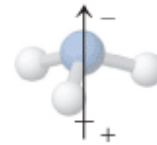
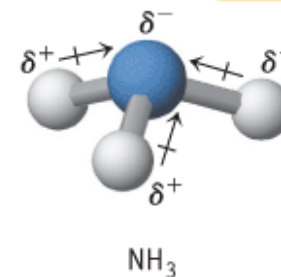
Nessun momento di dipolo risultante



Dipolo risultante  
 $\mu = 1.17D$



Dipolo risultante  
 $\mu = 1.47D$



# 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

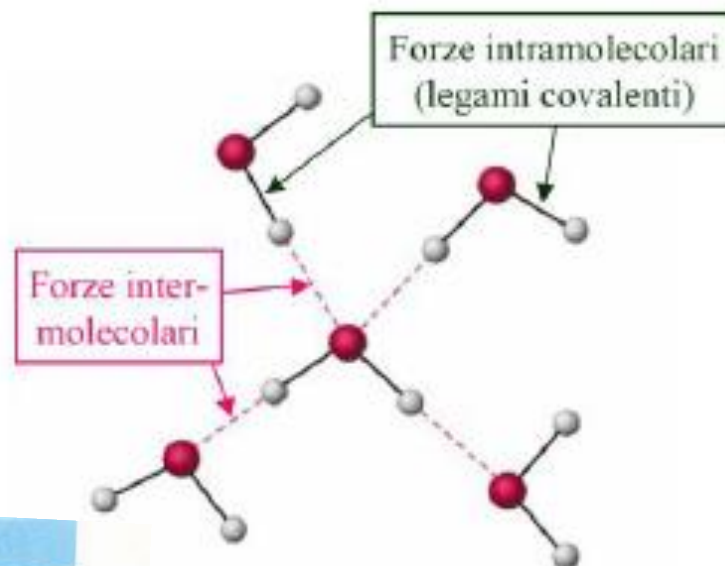


Tabella 13.1 Riassunto delle forze intermolecolari

| 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

Ione-dipolo



Dipolo-dipolo (incluso il legame idrogeno)



Dipolo - dipolo indotto

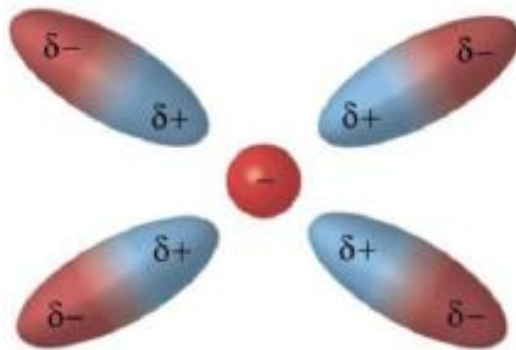


Dipolo indotto - dipolo indotto

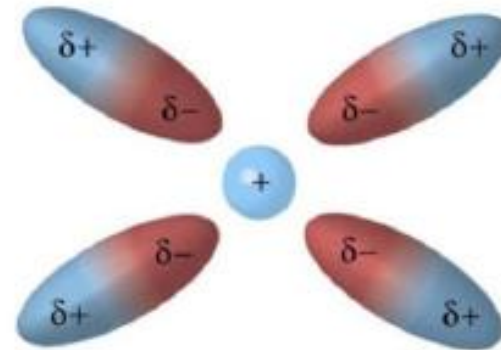


# INTERAZIONI IONE-DIPOLO

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

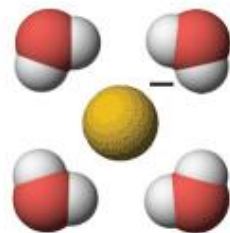


(a)

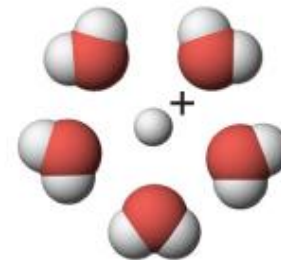


(b)

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



Un anione circondato dall'acqua



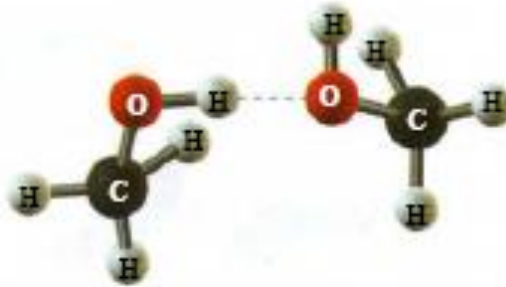
Un catione circondato dall'acqua

# LEGAMI A IDROGENO

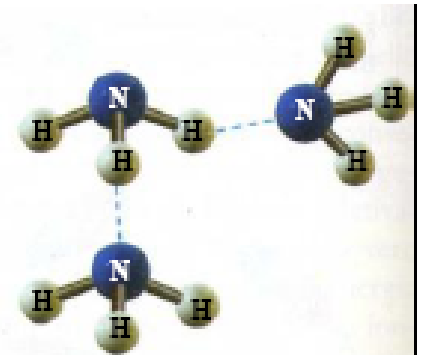
Legame idrogeno = interazione dipolo-dipolo che si instaura tra molecole che contengono un atomo di idrogeno legato ad un atomo piccolo e molto elettronegativo come F, O e N



H<sub>2</sub>O



CH<sub>3</sub>OH

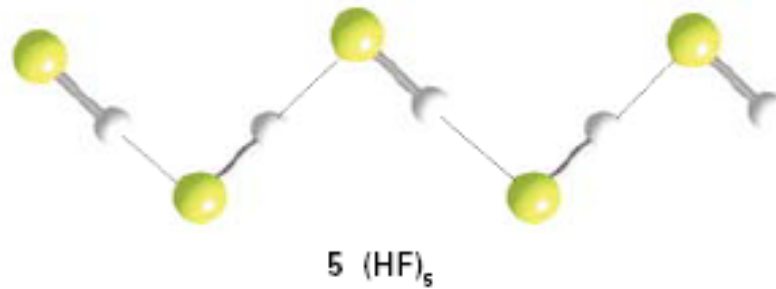


NH<sub>3</sub>

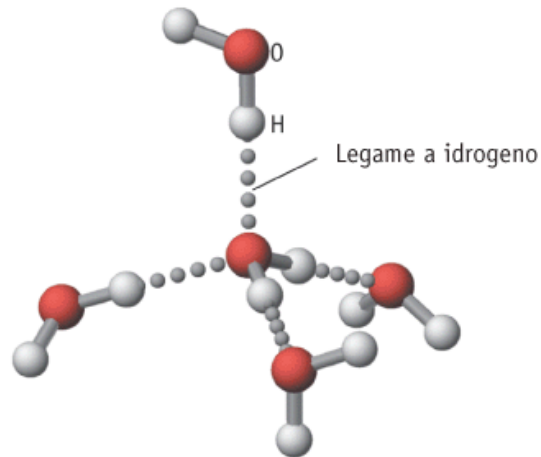
*L'atomo di idrogeno legato ha una parziale carica positiva  $\delta^+$  e può quindi interagire con atomi molto elettronegativi con elevata densità di carica negativa  $\delta^-$  come F, O o N.*

# LEGAMI A IDROGENO

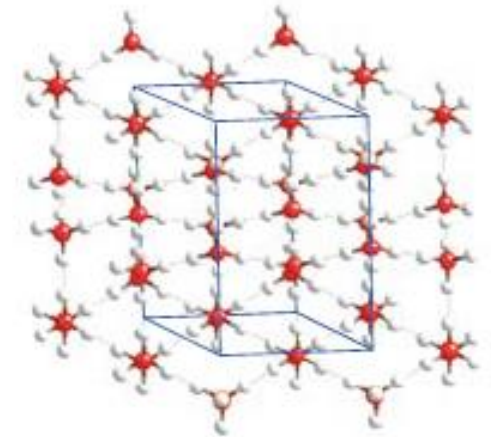
La struttura di **HF**



La struttura di **H<sub>2</sub>O**



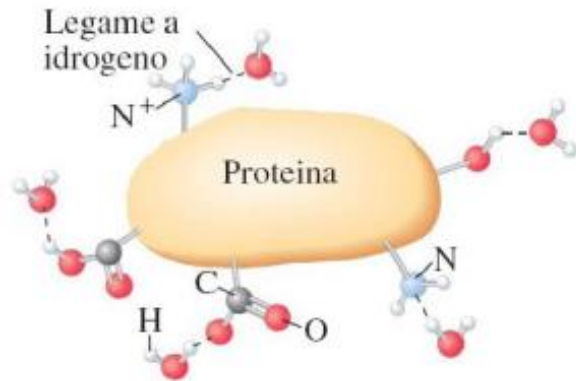
Il reticolo cristallino  
del **ghiaccio**





# 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*

