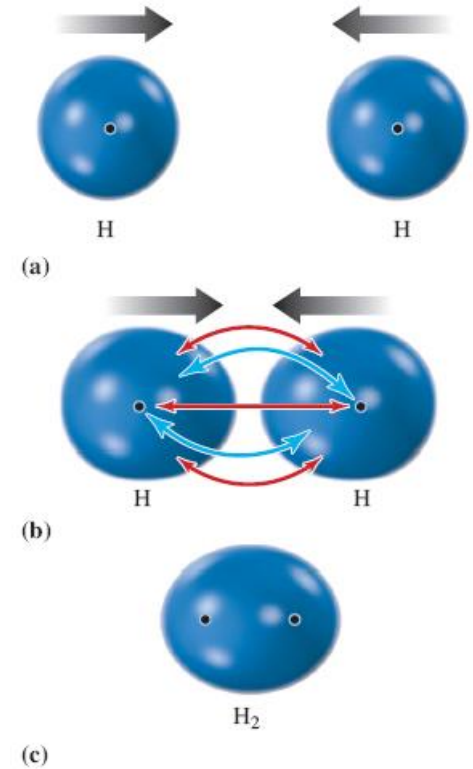
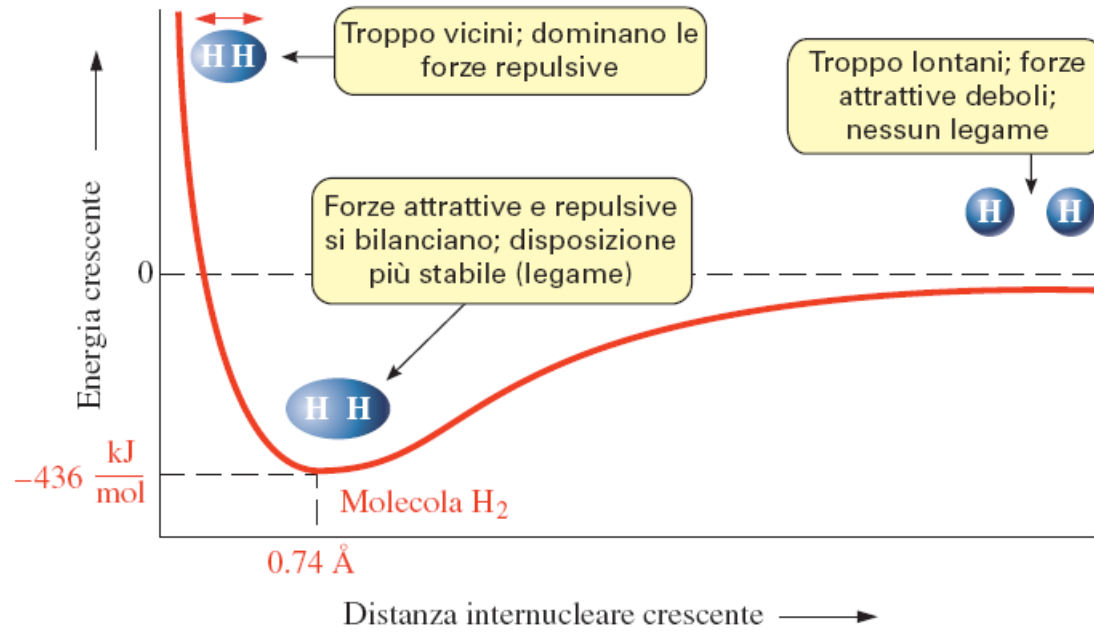
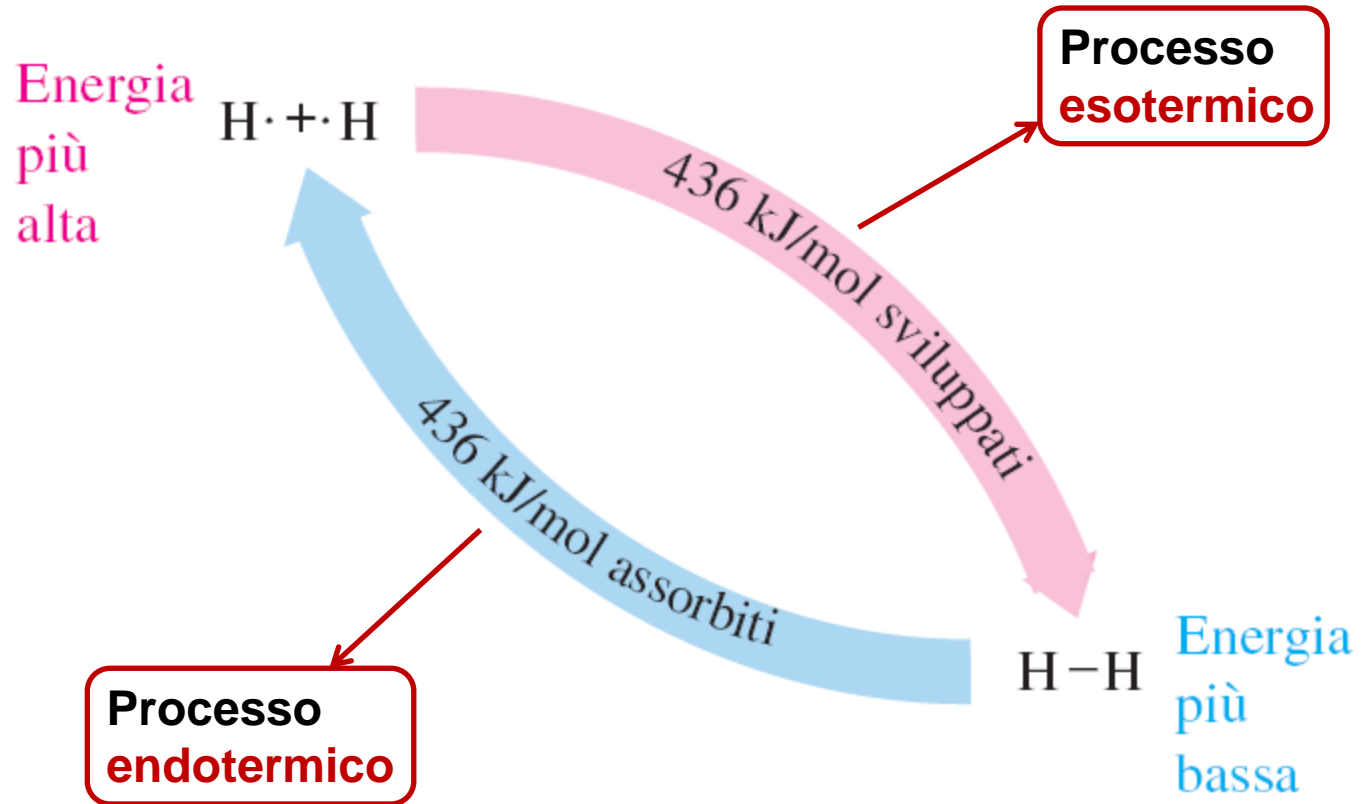


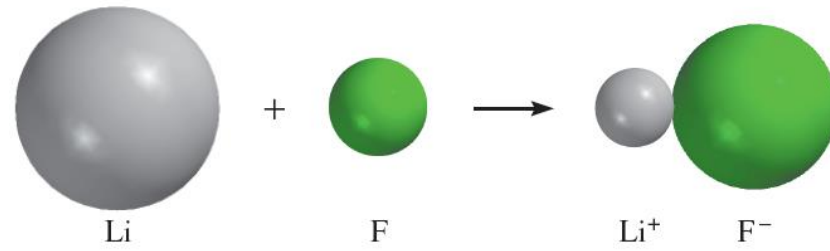
# IL LEGAME CHIMICO



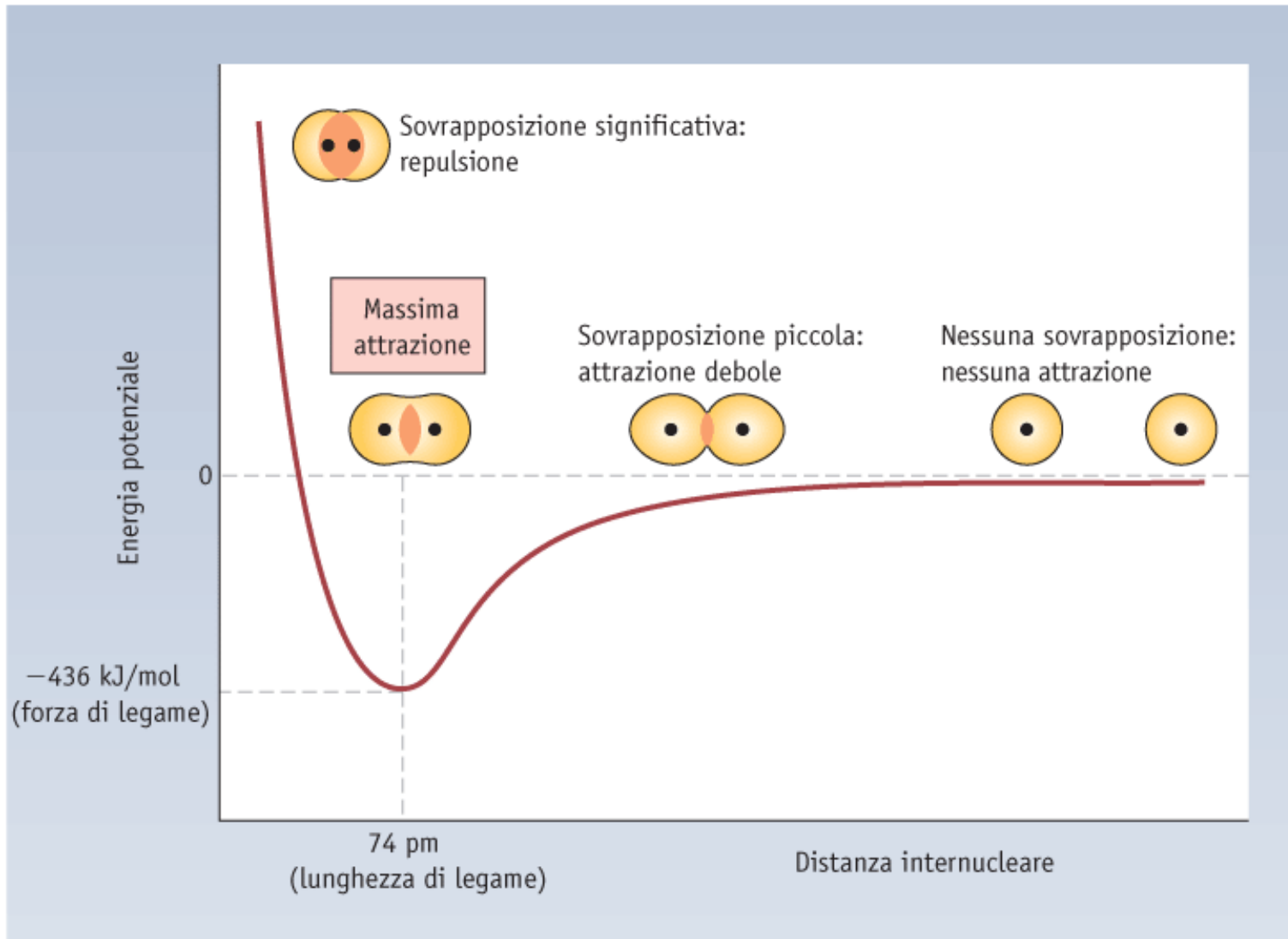
# IL LEGAME CHIMICO



# IL LEGAME IONICO



# IL LEGAME COVALENTE

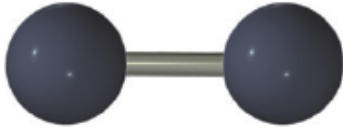
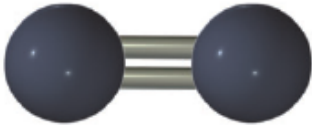
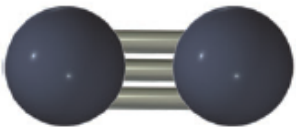


# IL LEGAME COVALENTE

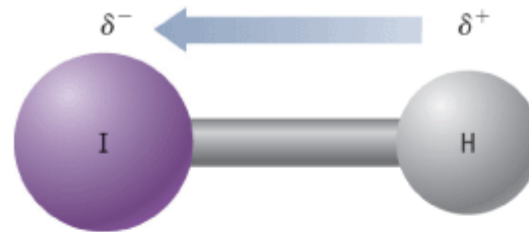
**Tabella 7.1** Strutture di Lewis degli atomi che formano comunemente legami covalenti

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

# L'ELETTRONEGATIVITA'

Aumento dell'elettronegatività

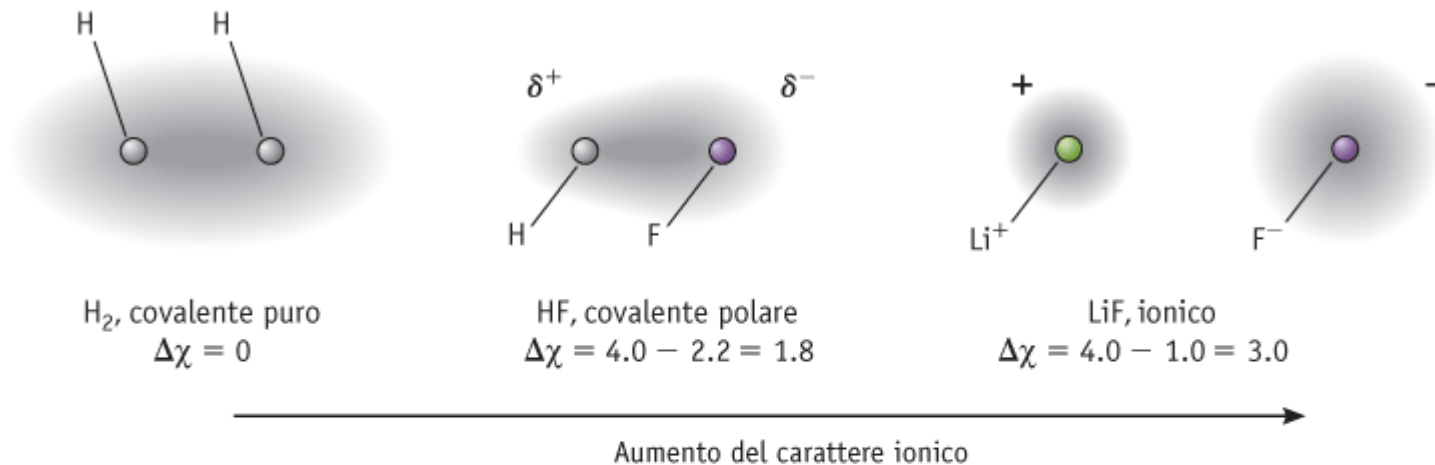
													1A						8A	
				3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A		
<b>H</b>													<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>			
2.1													2.0	2.5	3.0	3.5	4.0			
<b>Li</b>	<b>Be</b>												<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>			
1.0	1.5												1.5	1.8	2.1	2.5	3.0			
<b>Na</b>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

$\longleftrightarrow$   
H—Cl  
EN:  $\underbrace{2.1 \quad 3.0}$   
 $\Delta(\text{EN}) \quad 0.9$

$\longleftrightarrow$   
H—Br  
EN:  $\underbrace{2.1 \quad 2.8}$   
 $\Delta(\text{EN}) \quad 0.7$

$\longleftrightarrow$   
H—I  
EN:  $\underbrace{2.1 \quad 2.5}$   
 $\Delta(\text{EN}) \quad 0.4$

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

