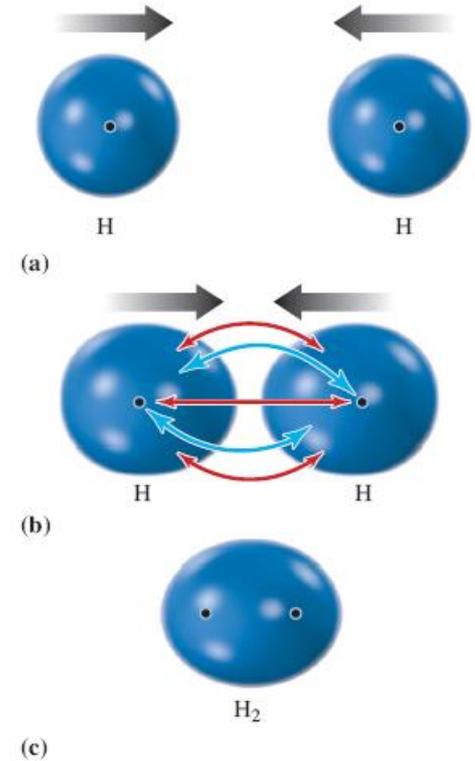
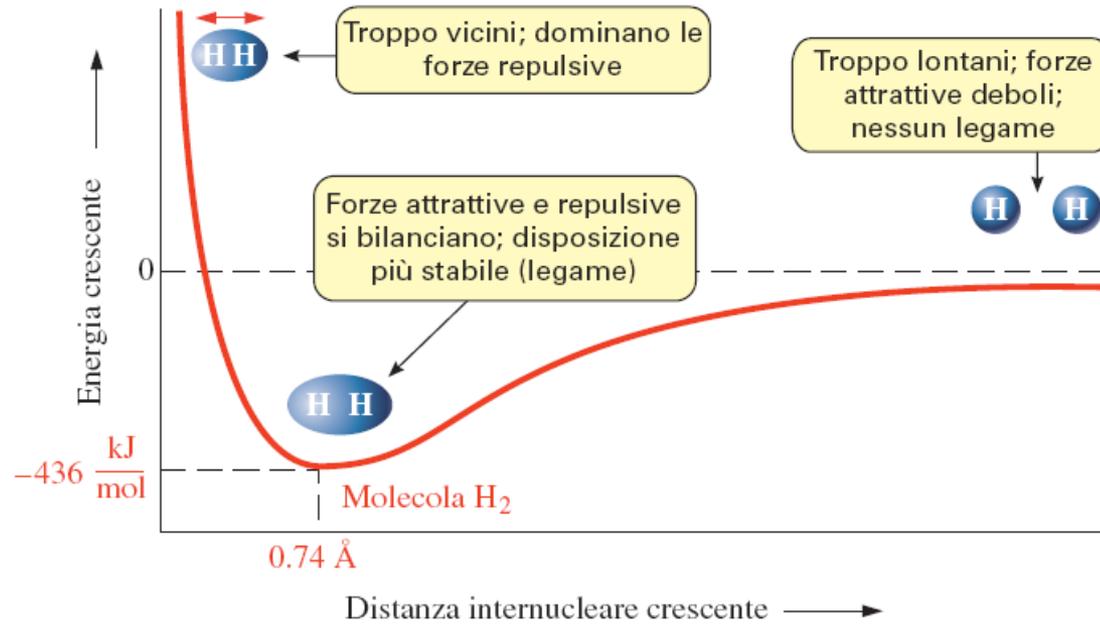
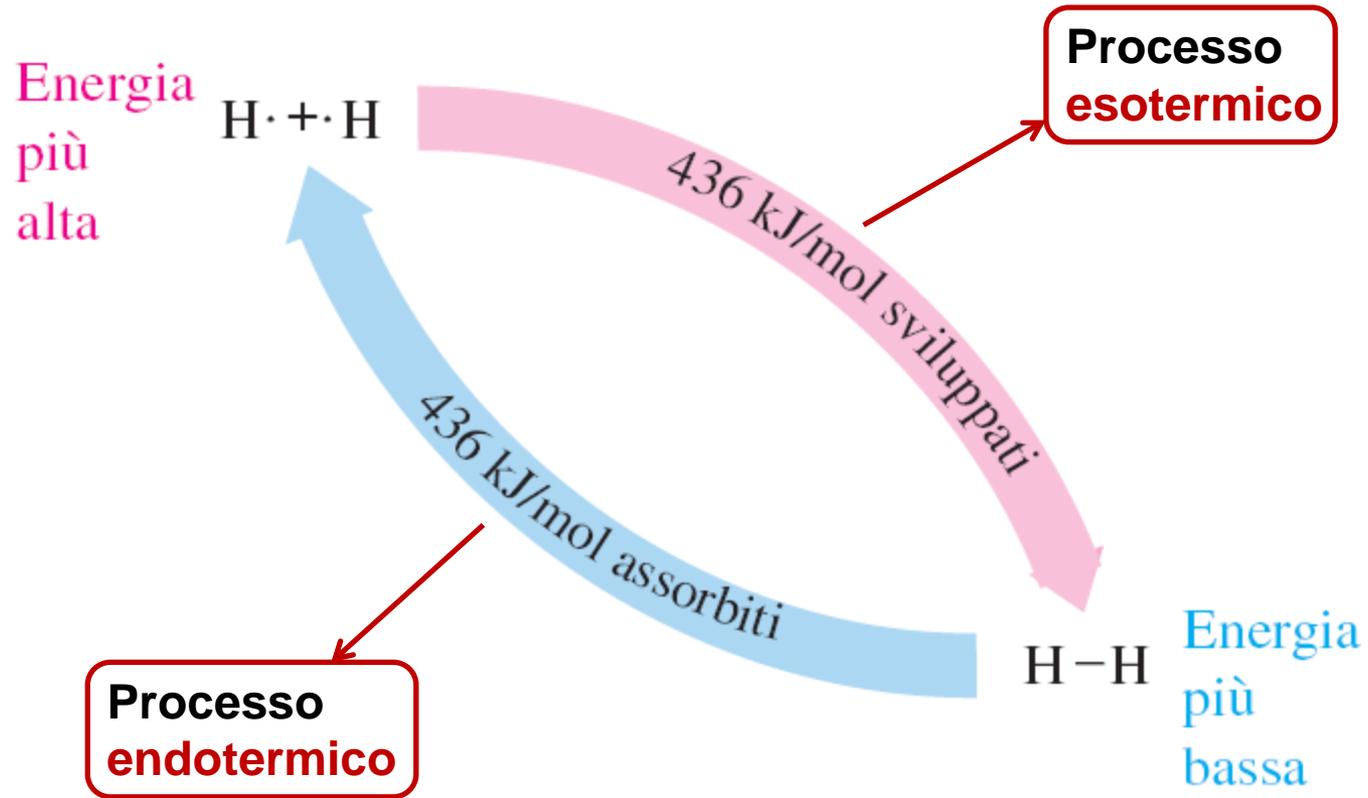


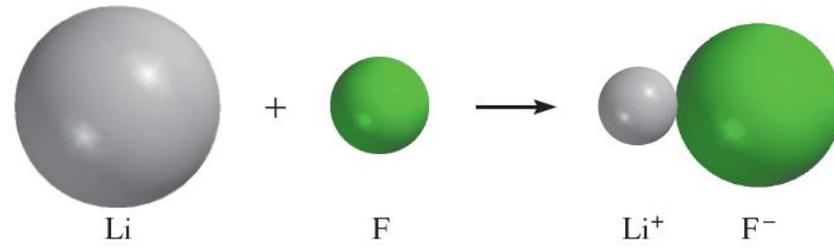
# IL LEGAME CHIMICO



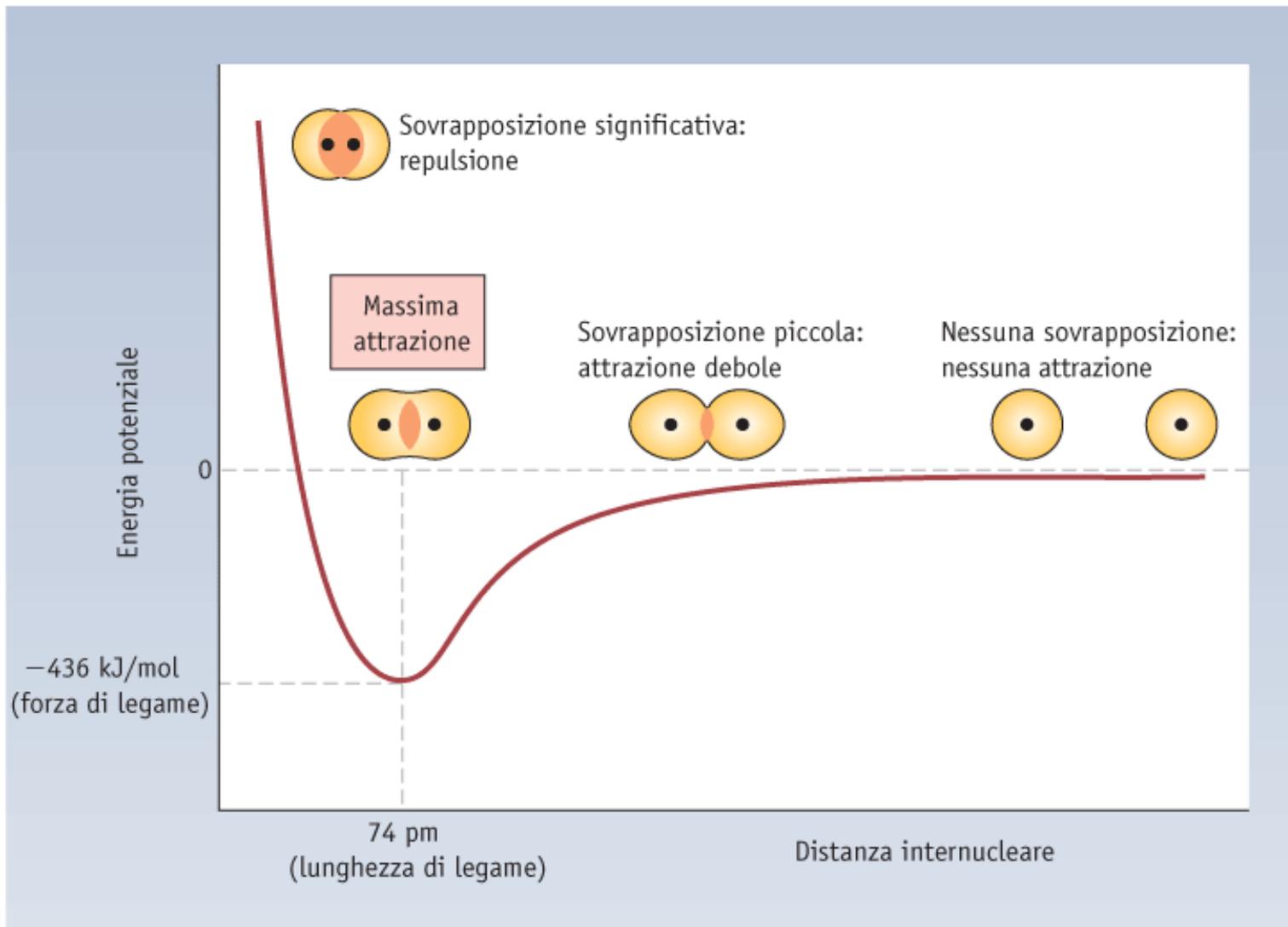
# IL LEGAME CHIMICO



# 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·

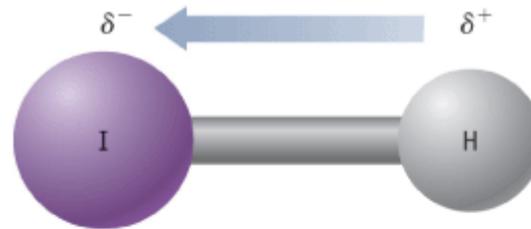
# IL LEGAME COVALENTE

	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
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.

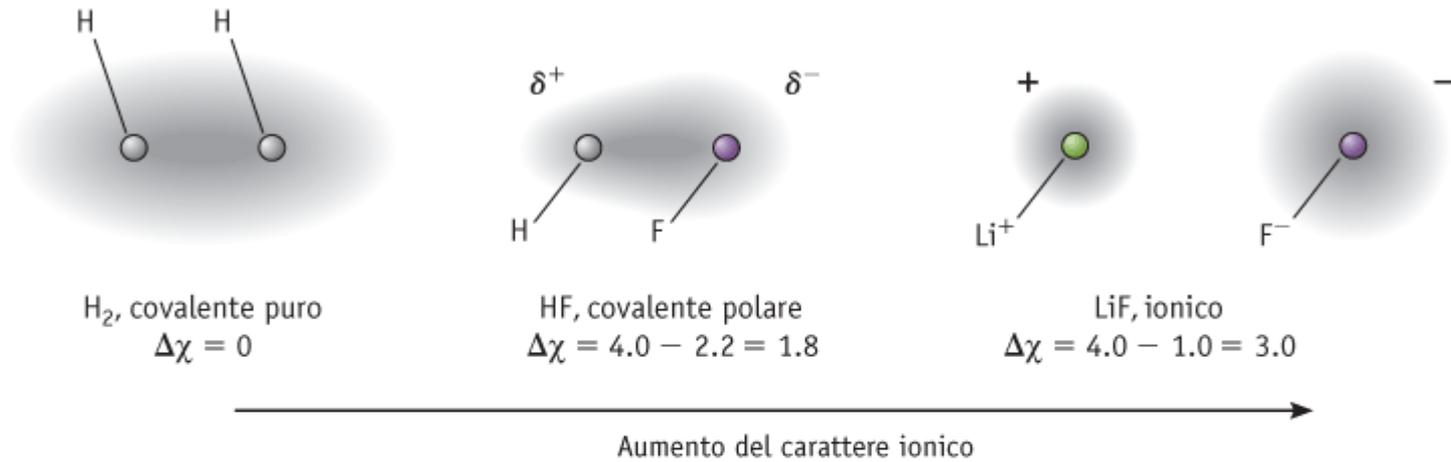
# L'ELETTRONEGATIVITA'

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

