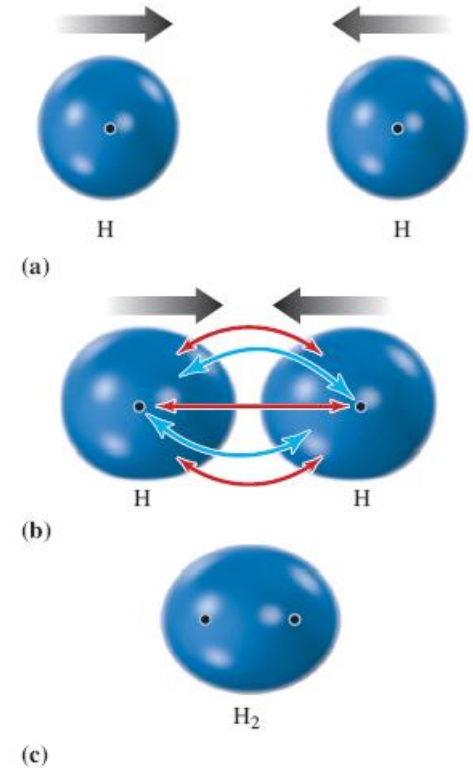
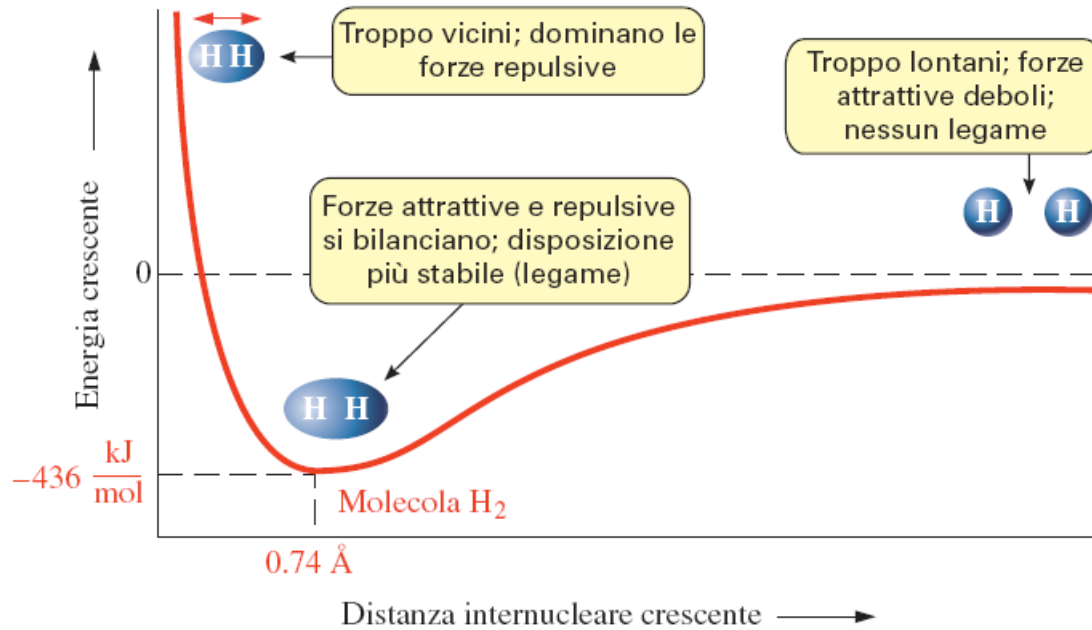
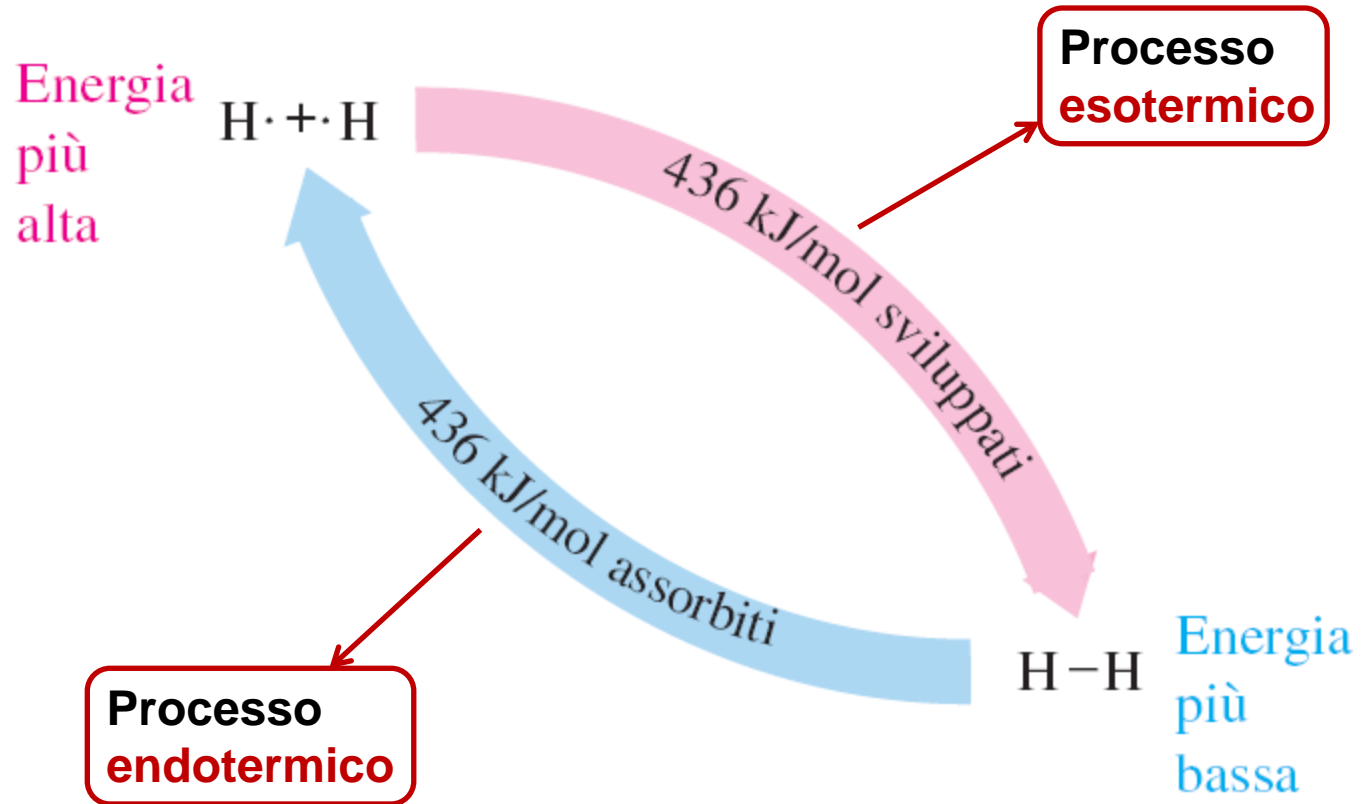


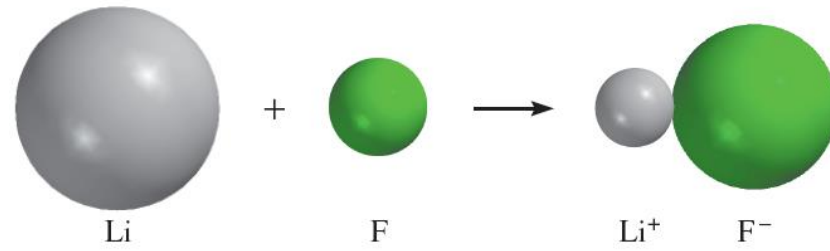
IL LEGAME CHIMICO



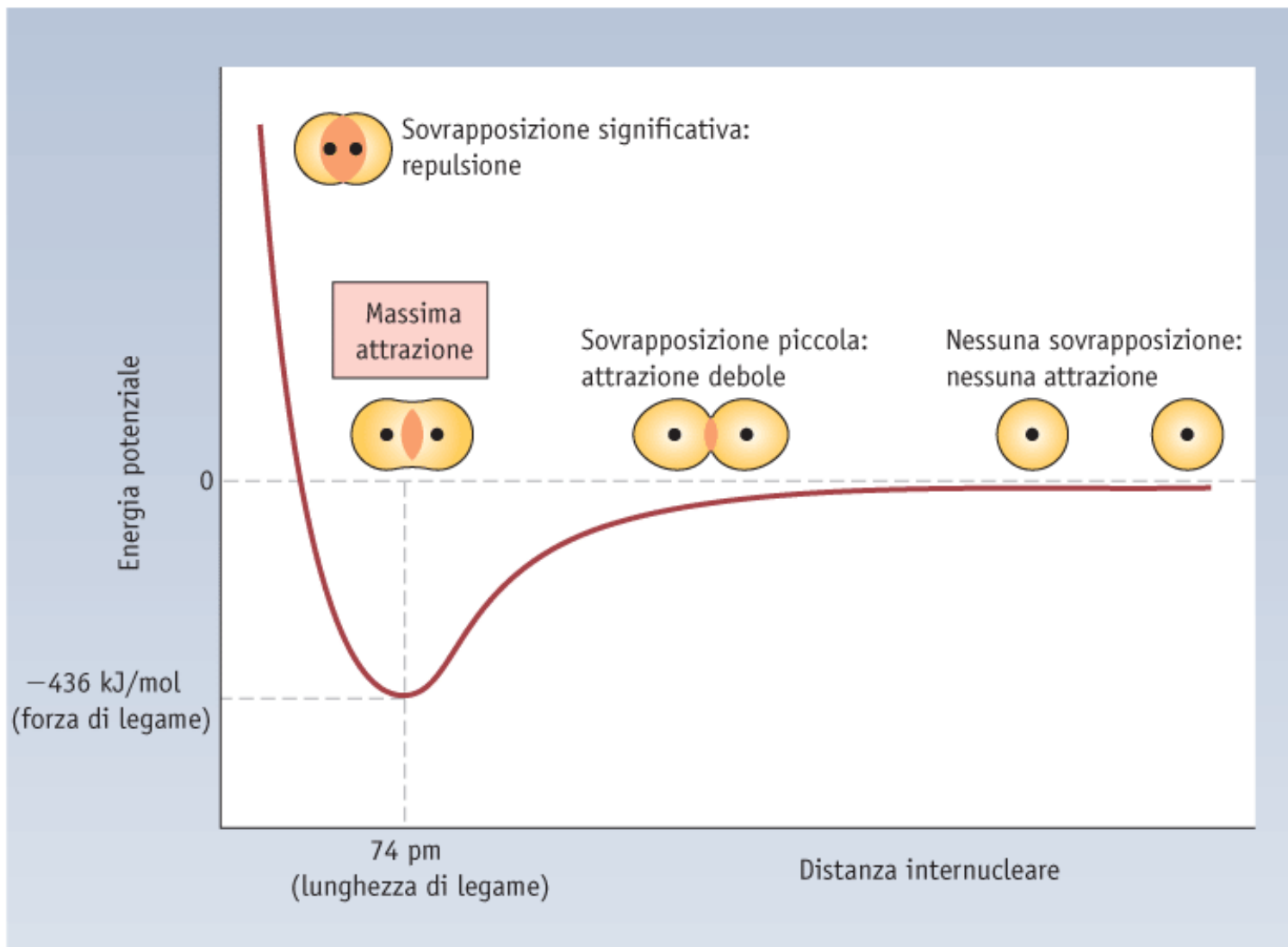
IL LEGAME CHIMICO



IL LEGAME IONICO



IL LEGAME COVALENTE

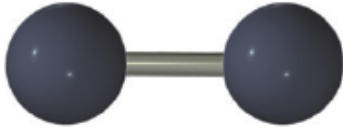
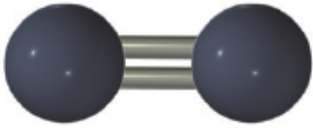
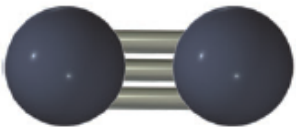


IL LEGAME COVALENTE

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

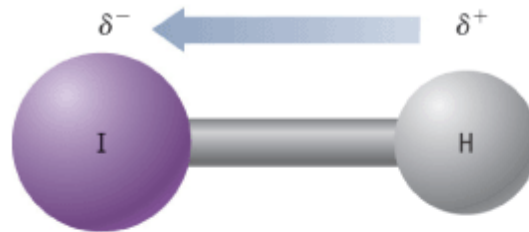


FIGURA 8.9 Il legame covalente polare in HI. Lo iodio attrae maggiormente gli elettroni di legame rispetto all'idrogeno. Il risultato è la presenza di una parziale carica negativa (δ^-) sullo iodio e una parziale carica positiva (δ^+) sull'idrogeno.

L'ELETTRONEGATIVITA'

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

Figura 9.5

Valori dell'elettronegatività degli elementi più comuni.

L'ELETTRONEGATIVITA'

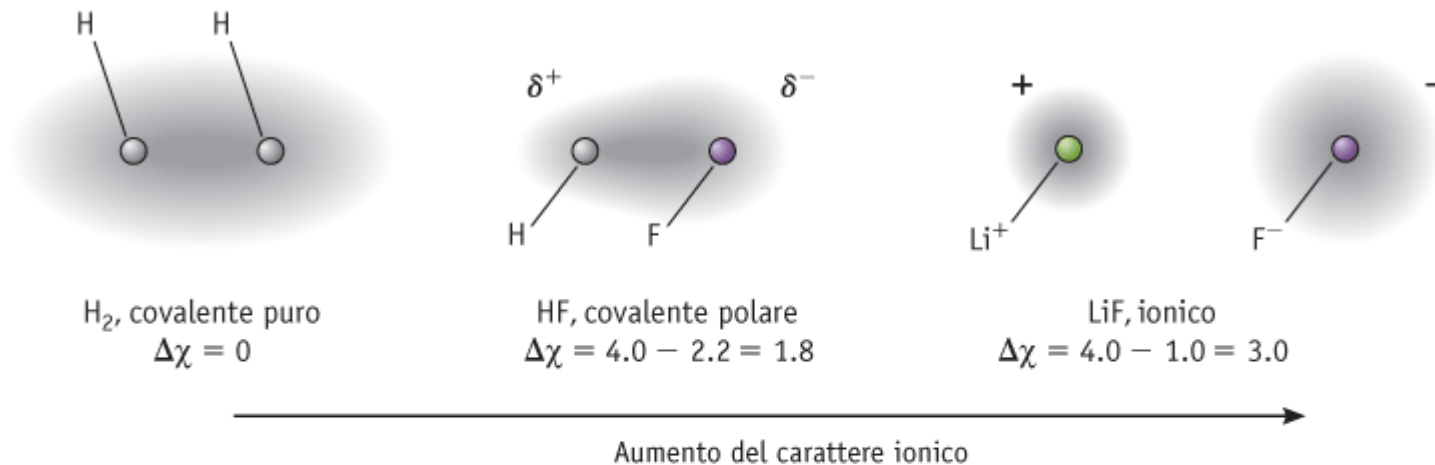


FIGURA 8.10 Legame da covalente a ionico. Aumentando la differenza di elettronegatività tra gli atomi di un legame, il legame diventa sempre più polare.

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

δ^-
0
 δ^+

