

IL LEGAME CHIMICO

Il **legame chimico** è la forza che mantiene uniti gli atomi che formano i composti.

Il **legame ionico**, si forma tra specie di accentuata differenza di elettronegatività. C'è un trasferimento netto di carica da un elemento all'altro. In questo caso si formano ioni positivi e negativi che sono uniti mediante forza elettrostatiche.

Il **legame covalente** è formato dalla condivisione di una o più coppie di elettroni tra due atomi.

Questa suddivisione dei legami corrisponde ai casi estremi. I legami formati tra atomi di differenti elementi sono caratterizzati da un legame compreso tra questi due estremi.

I composti ionici sono formati da un legame prevalentemente ionico.

NaCl, KCl, Na₂SO₄, KClO₃.

I composti covalenti sono a loro volta formati da legami principalmente covalenti.

H₂, Cl₂, O₂, N₂, P₄,

Le Strutture Elettroniche di Lewis

Gli elettroni dei gusci più esterni degli atomi determinano le proprietà fisiche, chimiche e di legame.

Il **legame chimico coinvolge solo gli elettroni di valenza, che sono gli elettroni dei livelli energetici occupati più esterni.**

Nella rappresentazione a **punti di Lewis solo gli elettroni degli orbitali più esterni s e p e vengono rappresentati da punti.**

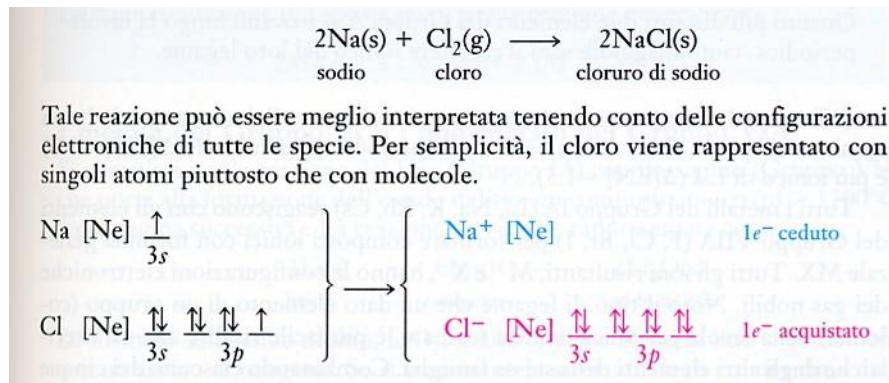
TABELLA 7-1 *Strutture elettroniche a punti di Lewis per elementi tipici*

Gruppo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
<i>Numero di elettroni nel guscio di valenza</i>	1	2	3	4	5	6	7	8 (escluso He)
Periodo 1	H ·							He :
Periodo 2	Li ·	Be :	B ·	C ·	· N ·	· O :	· F :	: Ne :
Periodo 3	Na ·	Mg :	Al ·	Si ·	· P ·	· S :	· Cl :	: Ar :
Periodo 4	K ·	Ca :	Ga ·	Ge ·	· As ·	· Se :	· Br :	: Kr :
Periodo 5	Rb ·	Sr :	In ·	Sn ·	· Sb ·	· Te :	· I :	: Xe :
Periodo 6	Cs ·	Ba :	Tl ·	Pb ·	· Bi ·	· Po :	· At :	: Rn :
Periodo 7	Fr ·	Ra :						

Il Legame Ionico

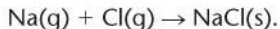
Il **legame ionico** è generato dall'attrazione tra ioni di carica opposta e dà luogo alla formazione di un solido. Questo tipo di composto solido è chiamato solido ionico.

Quando la differenza di elettronegatività tra due elementi è grande, come nel caso di un metallo e un non-metallo, essi sono in grado di generare un composto attraverso la formazione di un **legame ionico**.

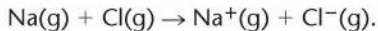


NaCl processo

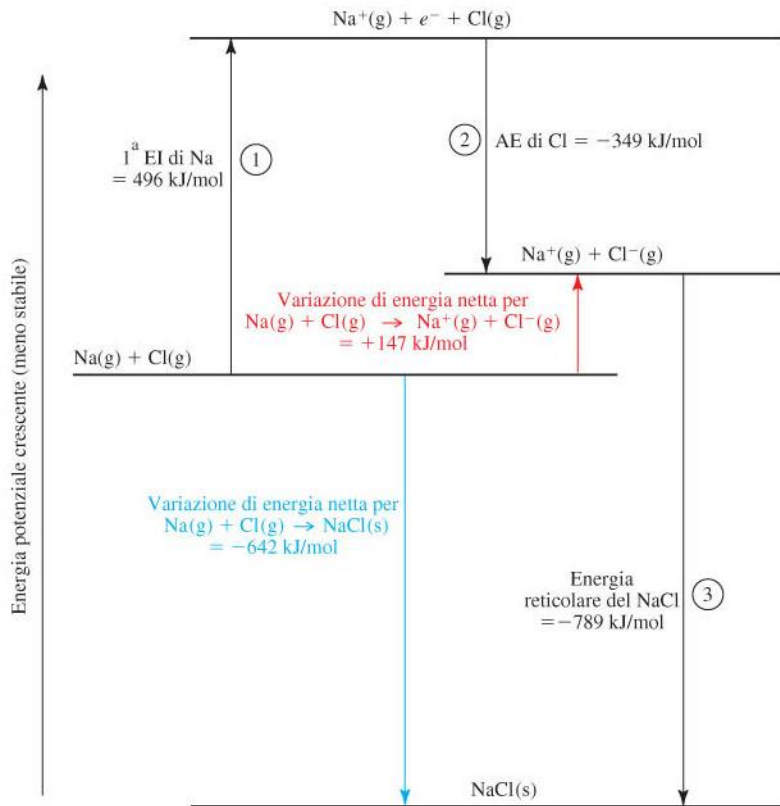
Figura 7-2 Rappresentazione schematica delle variazioni di energia che accompagnano il processo



La freccia rossa rappresenta la variazione di energia *positiva* (sfavorevole) associata al processo di formazione degli ioni,



La freccia blu indica la variazione di energia *negativa* (favorevole) per l'intero processo, coinvolgente la formazione del solido ionico.



Cristallo NaCl

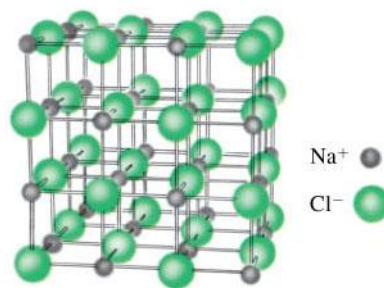
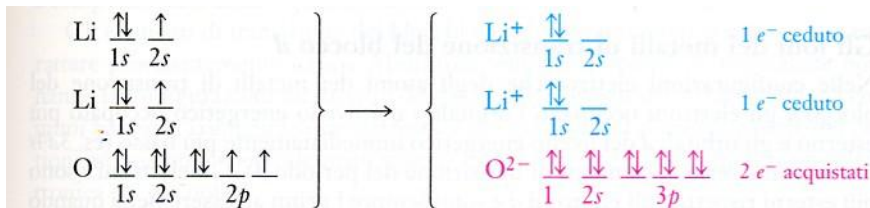


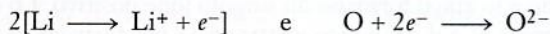
Figura 7-1 Rappresentazione della struttura del cristallo NaCl. Ciascuno ione Cl⁻ (verde) è circondato da sei ioni sodio, e ogni ione Na⁺ (grigio) è circondato da sei ioni cloruro. Un cristallo di NaCl contiene miliardi di ioni disposti secondo il modello illustrato. Nel caso reale, gli ioni adiacenti sono in contatto tra loro; in questa figura, la struttura è stata espansa per mostrare la disposizione spaziale reciproca degli ioni. Le linee *non* rappresentano legami covalenti. Confrontare con la Figura 2-7, uno schema a spazi pieni della struttura del NaCl.

Carattere ionico

Quanto più distanti due elementi dei Gruppi A si trovano nella tavola periodica, tanto maggiore sarà il carattere ionico.



Volendola rappresentare in maniera compatta



Le formule a punti di Lewis per gli atomi e gli ioni sono



Il legame covalente

Un **legame covalente** è ottenuto dalla condivisione di una o più coppie di elettroni tra due atomi. Il legame covalente si realizza quando la differenza di elettronegatività tra gli atomi è nulla o relativamente bassa.

Il legame covalente è relativamente forte all'interno della stessa molecola, mentre le forze di attrazione tra le stesse è debole.

Da questo risulta che il punto di fusione ed ebollizione dei composti covalenti sono più bassi di quelli dei composti ionici.

Il legame covalente

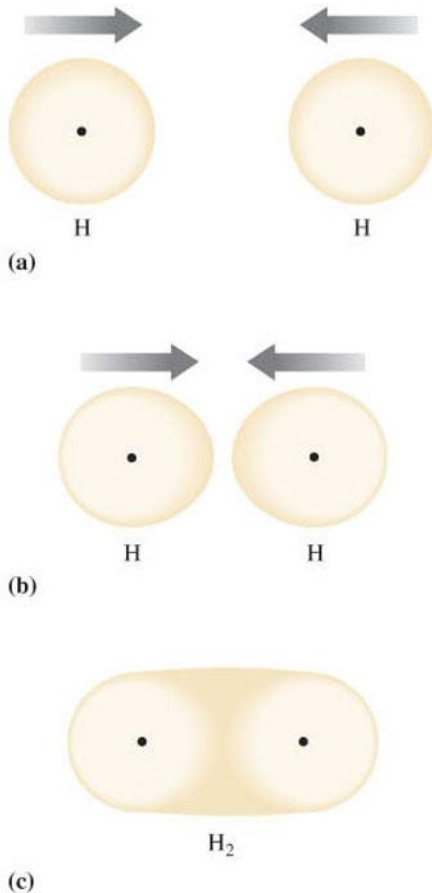
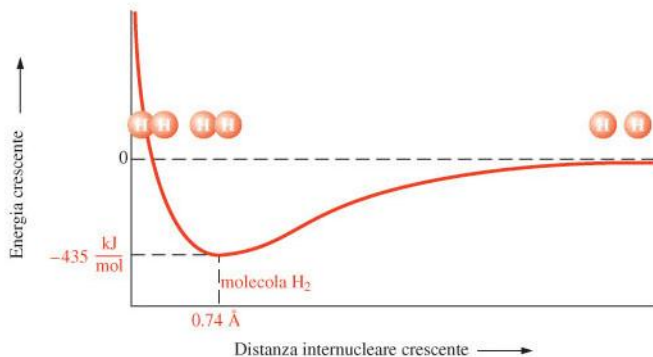


Figura 7-3 Rappresentazione della formazione di un legame covalente tra due atomi di idrogeno. La posizione di ogni nucleo carico positivamente è rappresentato con un punto nero. La densità elettronica è maggiore in corrispondenza delle zone più intensamente colorate. (a) I due atomi di idrogeno si trovano a grande distanza. (b) non appena i due atomi si avvicinano tra di loro, l'elettrone di un atomo viene attratto dal nucleo carico positivamente dell'altro atomo, per cui la sua densità elettronica comincia ad essere modificata. (c) Entrambi gli elettroni possono disporsi nella regione in cui gli orbitali 1s si sovrappongono; la densità elettronica è più alta nella regione tra i nuclei dei due atomi.

Energia potenziale della molecola dell' idrogeno

Figura 7-4 Energia potenziale della molecola H_2 in funzione della distanza tra i due nuclei. Il minimo nella curva, -435 kJ/mol , corrisponde a $0.74 \text{ \AA}$, la distanza internucleare misurata sperimentalmente. Per distanze superiori o inferiori prevarranno, rispettivamente, le forze attrattive o repulsive. (Il minimo dell'energia potenziale, -435 kJ/mol , corrisponde al valore di $-7.23 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ per molecola di H_2). L'energia è confrontata con quella di due atomi di idrogeno separati.



Formule di Lewis

Si rappresentano gli atomi con intorno gli elettroni raffigurati da punti. Le coppie di elettroni si possono rappresentare pure con dei trattini.

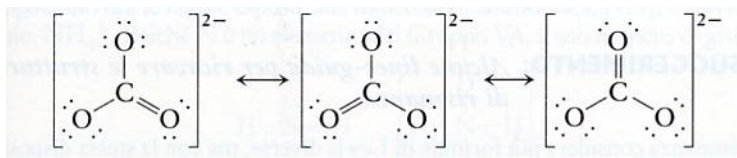
Regola dell'ottetto, nella maggior parte dei loro composti, gli elementi tipici raggiungono la configurazione dei gas nobili e questa è chiamata regola dell'ottetto.

La carica formale è la carica ipotetica di un atomo di una molecola o ione poliatomico, per risalire alla carica formale si assume che ogni coppia di elettroni sia equamente condivisa tra due atomi impegnati in un legame.

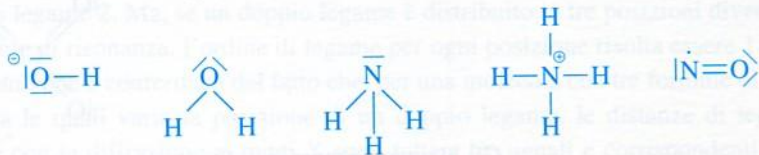
La formale energeticamente più favorita per una molecola è di solito quella in cui la carica formale su ciascun atomo è zero o prossima a zero

Formula	Scheletro	Formula a punti (legami rappresentati, formula incompleta)	Formula a trattini (legami rappresentati, formula incompleta)	
PF ₃	$\begin{array}{c} \text{F} & \text{P} & \text{F} \\ & & \\ & \text{F} & \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{F} & \text{P} & \text{F} \\ & & \\ & \text{F} & \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{F}-\text{P}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{\text{F}}: & :\ddot{\text{P}}: & :\ddot{\text{F}}: \\ & & \\ & :\ddot{\text{F}}: & \end{array}$ oppure $\begin{array}{c} :\ddot{\text{F}}: & -\ddot{\text{P}}- & :\ddot{\text{F}}: \\ & & \\ & :\ddot{\text{F}}: & \end{array}$
CH ₃ OH	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}:\text{C}:\ddot{\text{O}}:\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}:\text{C}:\ddot{\text{O}}:\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ oppure $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
NO ₃ ⁻	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{N}-\text{O} \end{array} \right]^{-}$	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}:\text{N}:\text{O} \end{array} \right]^{-}$	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{N}-\text{O} \end{array} \right]^{-}$	$\left[\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \\ :\ddot{\text{O}}:-\text{N}-\ddot{\text{O}}: \\ \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{-}$ oppure $\left[\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \\ :\ddot{\text{O}}:-\text{N}-\ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{-}$

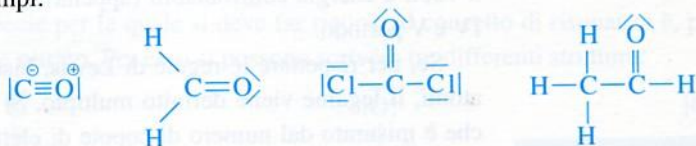
Le strutture risonanti



Le strutture di Lewis per le specie OH^- , H_2O , NH_3 , NH_4^+ e NO sono:



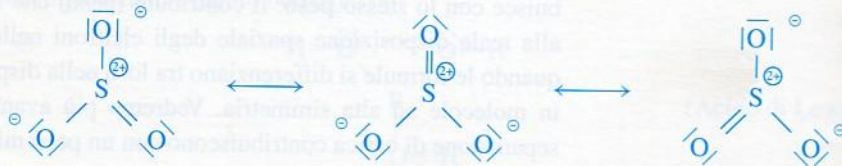
Altri esempi:



Specie isoelettroniche:



Per SO_3 si possono scrivere le formule:



Ma la formula con maggior peso è:



anche se c'è l'espansione dell'ottetto.

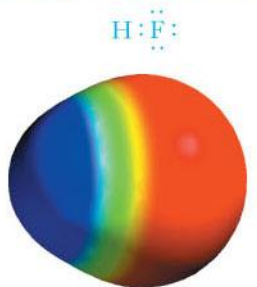


Legami covalenti polari e non polari

I legami covalenti possono essere sia polari sia non polari. Nel caso di molecole omonucleari biatomiche i legami sono non polari, perché condivisi equamente tra i due atomi.

Nel caso delle molecole biatomiche eteronucleari la polarità è proporzionale alla differenza di elettronegatività tra gli atomi che formano la molecola.

Si ricordi che i composti ionici sono solidi a temperatura ambiente.

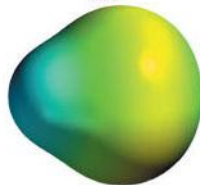
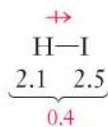
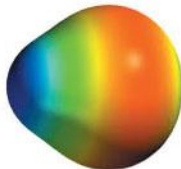
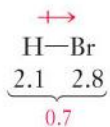
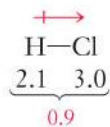
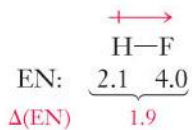


Il **momento di dipolo** è dato dall'espressione:

$$\vec{\mu} = \vec{d} \times q$$

Più polare

Meno polare



I valori di elettronegatività sono contenuti in Tabella 6-3.

