

Con la definizione di **legami chimici** si intende, globalmente, l'interazione esistente fra due o più atomi volta a formare delle molecole. Tale interazione avviene principalmente fra gli elettroni presenti sugli orbitali più esterni (**elettroni di valenza**).

Secondo Lewis ogni atomo tende a voler completare il guscio esterno raggiungendo il numero più stabile di 8 elettroni acquistando, cedendo o mettendo in comune tali elettroni con un altro atomo, seguendo quindi una regola di stabilità denominata **regola dell'ottetto**. Questa regola è generalmente valida, ma può venir meno per atomi che impiegano gli elettroni degli orbitali del gruppo d, in cui si arriva a conformazioni che superano il numero di 8, inoltre non è applicabile all'Idrogeno che possiede un solo elettrone nell'orbitale 1s.

**Si può, in linea di massima, distinguere fra due diversi tipi di legami chimici:**

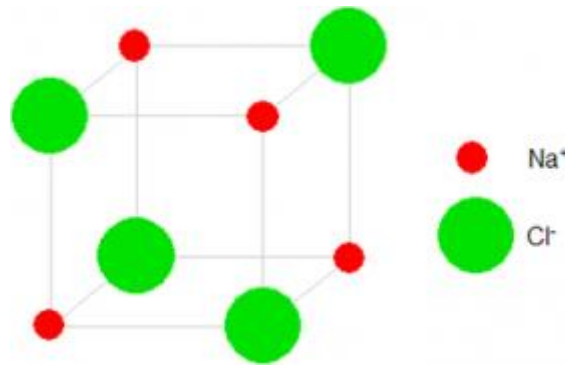
- **Legame ionico:** gli atomi si legano trasferendo completamente gli elettroni
- **Legame Covalente:** gli atomi si legano mettendo in condivisione elettroni

### Il legame ionico

Quando un atomo cede elettroni ad un altro si formano due ioni, uno di carica positiva (catione) e l'altro di carica negativa (anione). Il legame ionico si deve all'interazione elettrostatica definita dalla legge di Coulomb, fra questi due ioni di carica opposta.

$$F = k \frac{q_1 q_2}{d^2}$$

Per capire la formazione di un legame di tipo ionico è utile prendere ad esempio il Cloruro di Sodio, un solido composto da ioni sodio e ioni cloro disposti secondo un reticolo cubico:



- $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^{(+)} + e$  Energia necessaria: 494 kJ/mol
- $\text{Cl} + e \rightarrow \text{Cl}^{(-)}$  Energia liberata: 349 kJ/mol

L'energia totale perchè avvenga, in fase gassosa questo processo è perciò:  $494 \text{ kJ/mol} - 394 \text{ kJ/mol} = 145 \text{ kJ/mol}$

**La formazione del solido avviene quindi dall'unione di questi due ioni gassosi:**

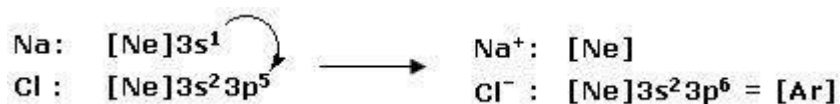
- $\text{Na}^{(+)} + \text{Cl}^{(-)} \rightarrow \text{NaCl}$  solido
- Energia liberata: 787 kJ/mol

pertanto l'energia totale del processo è  $145 \text{ kJ/mol} - 787 \text{ kJ/mol} = -642 \text{ kJ/mol}$ , ovvero un guadagno energetico, poichè l'energia del solido risulta essere notevolmente minore di quella dei due ioni che lo compongono.

Questo guadagno energetico fa sì che l'attrazione esistente fra i due ioni sodio e cloruro abbia il sopravvento rispetto all'energia di ionizzazione e questo avviene per praticamente tutti gli elementi metallici che si combinano con non metalli.

I metalli alcalini e alcalino ferrosi (gruppo 1 e 2 della tavola periodica) hanno infatti una enorme differenza di elettronegatività con gli elementi non metallici della tavola periodica, in particolare per quanto riguarda gli alogeni (la differenza di elettronegatività affinché vi sia legame ionico deve essere  $> 1.9$ )

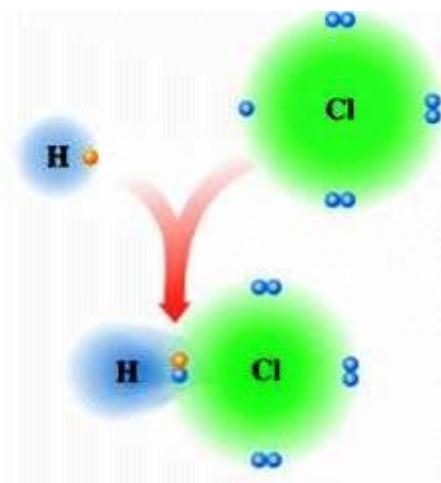
Anche la regola dell'ottetto concorda con questo modello:



### Il legame covalente

Elementi non metallici, generalmente, hanno Energia di Ionizzazione troppo elevata perchè si formino cationi monoatomici e per lungo tempo il modo in cui i non metalli si legavano fra loro rimase un mistero per i chimici.

Fu Lewis a proporre una soluzione, ipotizzando che il legame covalente non fosse altro che la condivisione fra due atomi di una coppia di elettroni.



L'atomo di idrogeno, ad esempio, ha una energia di ionizzazione relativamente elevata (1310 kJ/mol) eppure forma un legame con un altro atomo di idrogeno, oppure con un atomo di cloro per dare acido cloridrico.

Lewis ipotizzò che ciascun atomo coinvolto nel legame mettesse in condivisione un elettrone del proprio guscio di valenza, senza però cederlo o acquisirlo completamente. Ciò che tiene insieme la molecola, quindi, è la forza elettrostatica fra gli elettroni (che hanno carica negativa) e i nuclei (di carica positiva). Gli elettroni condivisi risiedono nello spazio che collega i due atomi e li lega.

Nell'esempio citato dell'Acido Cloridrico, è rispettata anche la regola dell'ottetto per quanto riguarda il cloro che passa da una configurazione elettronica esterna  $3s^2 3p^5$  a 7 elettroni a una configurazione  $3s^2 3p^6$  a 8 elettroni, risultandone pertanto stabilizzato.

Fonte: Principi di chimica di Peter William Atkins, Loretta Jones.  
Zanichelli editore.

**Attenzione:** I nostri PDF a volte non contengono tutto il materiale presente nell'articolo originale o potrebbero non essere aggiornati.

**Articolo completo:** <http://www.biopills.net/articoli/ripassiamo-aiuto-studio/chimica/legami-chimici-ionico-e-covalente/>

© BioPills. All Rights Reserved