

# Chimica per il liceo/I legami chimici in sintesi/P

Wikibooks, manuali e libri di testo liberi.

< [Chimica per il liceo](#) | [I legami chimici in sintesi](#)

## Un modello atomico per comprendere i legami chimici

Per poter capire la formazione dei legami chimici bisogna conoscere alcune delle caratteristiche fondamentali degli atomi, così come definiti nei modelli atomici moderni:

- neutroni e protoni sono raggruppati nel nucleo e non partecipano alle reazioni chimiche;
- gli elettroni si dispongono in gusci elettronici caratterizzati da livelli energetici crescenti dall'interno verso l'esterno;
- il primo guscio elettronico, a minore energia, può ospitare fino a due elettroni, il secondo e il terzo fino a 8;
- quando il primo guscio è completo gli elettroni si dispongono nei gusci via via più esterni, con un livello energetico via via crescente;
- la reattività degli atomi è determinata dal numero di elettroni nel guscio più esterno (che prende il nome di livello di valenza);
- se il livello di valenza è completo gli atomi sono stabili e non partecipano a reazioni chimiche con altri atomi. Se il livello di valenza è incompleto gli atomi sono instabili e, di conseguenza, partecipano alle reazioni chimiche per raggiungere la stabilità.

In natura solo pochi elementi esistono in forma di atomi isolati: si tratta dei gas nobili, che contengono il numero massimo di elettroni nel livello energetico più esterno. Gli atomi di tutti gli altri elementi tendono invece a combinarsi, sia con atomi dello stesso tipo (sostanze elementari), sia con atomi di elementi differenti (composti) per completare il guscio elettronico esterno ed acquisire stabilità. Per farlo gli atomi cedono, acquistano o condividono elettroni con altri atomi. Queste interazioni tra atomi che coinvolgono gli elettroni del livello di valenza determinano i **legami chimici** da cui dipende l'enorme varietà di sostanze chimiche che formano non solo il mondo in cui viviamo, ma l'intero Universo.

## Gli atomi si uniscono tramite legami chimici

Nel 1916 Lewis ha formulato la **regola dell'ottetto**, una regola empirica per spiegare la formazione dei legami chimici tra atomi. Questa regola si basa sul presupposto che generalmente gli **atomi sono stabili**, come quelli dei gas nobili, **quando hanno otto elettroni nel livello di valenza**.

Al contrario, **gli atomi di tutti gli altri elementi, che non possiedono l'ottetto completo, tendono**, a seconda dei casi, **a cedere, ad acquistare o a mettere in comune elettroni per completare il proprio livello di valenza**, raggiungendo in questo modo nel guscio più esterno la configurazione elettronica del gas nobile ad essi più vicino.

### Legame covalente

Due atomi possono completare il proprio guscio elettronico esterno **mettendo in comune una o più coppie di elettroni**. Per ogni coppia di elettroni condivisa si forma un **legame covalente**, in cui gli elettroni condivisi appartengono contemporaneamente ad entrambi gli atomi. Due o più atomi uniti mediante legami covalenti formano una **molecola** (Fig. 1).

Nelle formule di struttura un legame covalente è normalmente rappresentato da un trattino. Nella Fig. 2 sono mostrate altre possibili rappresentazioni delle molecole, prendendo come esempio la molecola del metano CH<sub>4</sub>.

Due atomi possono condividere anche due o tre coppie di elettroni: in questo caso si parla di legame covalente doppio e triplo. Questi legami multipli si indicano nelle formule di struttura con due o tre trattini, come per le molecole O<sub>2</sub> (due coppie di elettroni condivisi: O=O) e N<sub>2</sub> (tre coppie di elettroni condivisi: N≡N).

I legami covalenti si formano fra atomi uguali o fra atomi diversi con una differenza di elettronegatività non superiore a 1,9 (vedi [Variazione di elettronegatività nella tavola periodica](#))

La differenza di elettronegatività è importante anche per distinguere tra due categorie di legame covalente:

- **legame covalente puro**: si instaura quando la differenza di elettronegatività è inferiore a 0,4, quindi tra atomi di uno stesso elemento, come nelle molecole di cloro (Cl<sub>2</sub>), idrogeno (H<sub>2</sub>), ossigeno (O<sub>2</sub>) e azoto (N<sub>2</sub>), o con una piccola differenza di elettronegatività, come tra C e H nel metano (CH<sub>4</sub>). In questo caso gli elettroni sono equamente condivisi tra i due atomi che partecipano al legame. Le **sostanze** formate da molecole che presentano solo legami covalenti puri sono **apolari**.

- **legame covalente polare**: si instaura fra atomi con differenza di elettronegatività compresa tra 0,4 e 1,9 (secondo alcuni autori 1,7). In questo caso gli elettroni di legame non sono equamente condivisi perché vengono attratti maggiormente dall'atomo più elettronegativo. Quest'ultimo manifesta quindi una parziale carica negativa, indicata con il simbolo δ<sup>-</sup>, "delta meno" (che sarà comunque inferiore al valore della carica di un singolo elettrone), mentre l'atomo meno elettronegativo manifesta una parziale carica positiva, indicata con il simbolo δ<sup>+</sup>, "delta più" (anche in questo caso comunque inferiore al valore assoluto della carica dell'elettrone): si genera in questo modo un **dipolo elettrico**.

Un'importante molecola in cui sono presenti legami covalenti polari è l'acqua (H<sub>2</sub>O): l'atomo di ossigeno presenta una parziale carica negativa δ<sup>-</sup>, mentre gli atomi di idrogeno presentano entrambi una parziale carica positiva δ<sup>+</sup>.

L'acqua è anche un esempio di sostanza polare, in quanto costituita da molecole polari. La presenza di legami covalenti polari non basta da sola a giustificare la polarità delle molecole: questa è determinata anche dalla geometria della molecola, che porta a distinguere due poli all'interno della stessa (Fig. 3).

### Legame ionico

Quando la **differenza di elettronegatività** tra due atomi è superiore a 1,9 tra di essi si forma un **legame ionico**. In questo caso l'interazione fra gli atomi fa sì che uno trasferisca un elettrone (o più di uno) all'altro atomo, che quindi lo acquista. Dopo il trasferimento, l'atomo che ha acquistato l'elettrone avrà completato il suo guscio esterno, mentre l'atomo che lo ha ceduto avrà gli elettroni rimanenti distribuiti su dei livelli energetici completi. Questo tipo di legame si forma sempre tra atomi di un metallo (che cede elettroni e nella formula viene indicato a sinistra) e un non metallo (che acquista elettroni, indicato a destra nella formula).

Il trasferimento di un elettrone comporta uno spostamento di carica: l'atomo che ha "guadagnato" un elettrone acquista una carica negativa (-1), mentre l'atomo che lo ha ceduto acquista una carica elettrica positiva (+1). Un atomo può cedere od acquistare anche più di un elettrone alla volta. Si formano così degli **ioni**, cioè atomi con una carica elettrica netta. Per rappresentare gli ioni si usa il simbolo dell'elemento chimico, con l'indicazione, in alto (apice) a destra del tipo e quantità di cariche elettriche possedute, mediante i simboli matematici - o +, ad esempio lo ione alluminio, che è dotato di tre cariche elettriche positive, si rappresenta come Al<sup>3+</sup>, mentre lo ione solfuro, che è dotato di due cariche elettriche negative, si rappresenta come S<sup>2-</sup>.

Il comune sale da cucina (figura 4), chiamato più propriamente dai chimici cloruro di sodio (formula chimica NaCl), è formato da ioni sodio (Na<sup>+</sup>) e cloruro (Cl<sup>-</sup>) tenuti assieme da legami ionici.



Figura 1. Formazione del legame covalente nella molecola di cloro (Cl<sub>2</sub>).

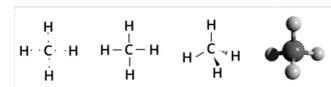


Fig. 2. Varie rappresentazioni della struttura molecolare del metano.

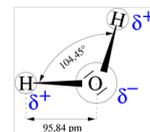


Fig. 3. Struttura della molecola d'acqua.



Fig. 4/a. Il sale da cucina (cloruro di sodio, NaCl)

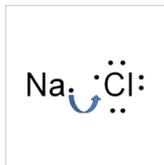


Fig. 4/b. Trasferimento di un elettrone tra sodio (Na) e cloro (Cl) come esempio di legame ionico

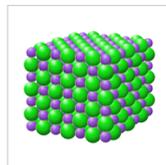


Fig. 4/C. Struttura cristallina del cloruro di sodio (NaCl)

Nei composti ionici ogni ione si circonda di più ioni di carica elettrica opposta dando in questo modo origine a una struttura tridimensionale altamente ordinata detta **reticolo cristallino**. La struttura geometrica del reticolo cristallino (numero e disposizione spaziale degli ioni che lo costituiscono) dipende dalle caratteristiche chimiche e fisiche degli ioni, come, ad esempio, le loro dimensioni e la loro carica.

**I composti ionici**, a differenza di quelli covalenti, **non sono costituiti da molecole ben definite ma da un insieme di ioni di cariche opposte distribuiti in modo ordinato nello spazio**, in una struttura geometrica che, almeno potenzialmente, potrebbe svilupparsi illimitatamente. Ne deriva che **la formula dei composti ionici non indica la composizione di una molecola, ma il rapporto di combinazione minimo tra gli ioni di segno opposto**, in modo tale che il composto risulti nel complesso elettricamente neutro.

## Legame metallico

Gli atomi dei **metalli**, comprendono il maggior numero degli elementi chimici (circa il 75%). Nel capitolo La tavola periodica, vengono descritte le più importanti caratteristiche e proprietà dei metalli, che in sintesi sono:

- l'essere tutti solidi a temperatura ambiente (con l'eccezione del mercurio, Hg);
- la tipica lucentezza;
- la buona conducibilità sia termica, sia elettrica;
- l'elevata flessibilità e lavorabilità (in particolare la duttilità e la malleabilità).

Le caratteristiche dei metalli (figura 5) dipendono dal peculiare legame chimico che li caratterizza e che è differente sia da quello covalente sia da quello ionico. Nel legame metallico gli elettroni sono liberi di muoversi (a giustificazione della buona conducibilità termica ed elettrica), non possono quindi essere condivisi come avviene nel legame covalente né ceduti stabilmente come avviene nel legame ionico. Inoltre, a differenza del legame ionico, il legame metallico avviene tra atomi dello stesso tipo.

Un modello semplice per comprendere il **legame metallico** è quello "*a nube elettronica*". Quando interagiscono fra loro per dare origine a un solido metallico, gli atomi di un elemento metallico perdono i propri elettroni di valenza (quelli più esterni), diventando pertanto ioni positivi (cationi) e si "impacchettano" nel miglior modo possibile in un reticolo cristallino a struttura geometrica ben definita e ordinata; a loro volta gli elettroni di valenza, che non appartengono più ai singoli atomi, sono liberi di muoversi tra i vari cationi (si parla di *elettroni delocalizzati*), costituendo una sorta di "mare" di cariche negative che funge da collante per tenere uniti i cationi. In sintesi, un solido metallico è costituito da un reticolo di cationi immersi in un mare di elettroni, che li mantiene aggregati. La struttura precedentemente descritta è rappresentata in figura 6.

Questo tipo di modello può giustificare tutte le caratteristiche dei metalli descritte in precedenza.

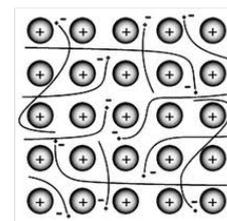


Figura 6. Il legame metallico secondo il "modello a nube elettronica"

## I legami tra molecole

Anche le molecole formano tra di loro dei legami. A differenza dei legami interatomici descritti in precedenza, che determinano tra l'altro la formazione dei composti, i **legami intermolecolari** (o *secondari*) sono generalmente più deboli (hanno cioè una minor energia di legame) e sono fondamentali per comprendere gli stati di aggregazione della materia.

La natura di questi legami è di tipo elettrostatico e si instaurano sia tra molecole polari che neutre. Sono caratterizzati da un breve raggio d'azione: la loro intensità infatti diminuisce all'aumentare della distanza tra le molecole coinvolte.

Si possono individuare diverse tipologie di legami intermolecolari, raggruppabili in tre principali categorie:

- Il **legame ione-dipolo** si instaura fra molecole polari e ioni e giustifica la solubilità solitamente elevata delle sostanze saline nei liquidi polari;
- Il **legame a idrogeno** si forma tra l'idrogeno, parzialmente positivo, e un atomo parzialmente negativo (F, O o N) di un'altra molecola;
- le **forze di van der Waals**, come vengono complessivamente chiamati i legami elettrostatici tra dipoli permanenti, istantanei e indotti.

Il legame a idrogeno è talmente peculiare e importante per la Chimica e la Biologia che merita una breve trattazione di seguito. Un approfondimento sui legami intermolecolari si trova nella sezione dedicata al secondo biennio.

### Il legame a idrogeno

Quando due molecole polari, che contengono idrogeno (H) legato a uno dei tre elementi più elettronegativi, azoto (N), ossigeno (O) e fluoro (F), si avvicinano, tra le loro regioni che possiedono carica opposta si manifesta una debole forza elettrostatica chiamata **legame a idrogeno** (o **ponte a idrogeno**).

L'atomo di idrogeno ha le dimensioni più piccole e possiede un solo elettrone. Quando forma un legame covalente con un atomo molto elettronegativo, si genera un dipolo, in cui l'idrogeno acquista una parziale carica positiva ( $\delta^+$ ) mentre nell'altro atomo si genera una parziale carica negativa ( $\delta^-$ ). In queste condizioni si possono instaurare dei legami intermolecolari (o intramolecolari, come nel caso di alcune grandi biomolecole) tra poli opposti, in cui l'idrogeno fa da "ponte".

Per distinguerlo da un legame covalente, il legame a idrogeno viene normalmente rappresentato mediante una linea tratteggiata (---) o dei puntini (...) che uniscono l'idrogeno di una molecola all'atomo fortemente elettronegativo dell'altra molecola.

I legami a idrogeno, come tutti i legami intermolecolari, sono più deboli dei legami di tipo covalente o ionico. Tuttavia, presi nel loro insieme, i legami a idrogeno hanno una forza notevole, tale da giustificare le sorprendenti proprietà chimico - fisiche dell'acqua o la struttura tridimensionale delle proteine e del DNA.