

ANCHE TRA ATOMI SCATTA LA CHIMICA:

I LEGAMI CHIMICI



Tutto ciò che ci circonda ha a che fare con la **chimica**, da una comune sostanza come l'acqua alla complessità stessa della vita. Tuttavia, se gli *elementi atomici* non fossero in grado di combinarsi e legarsi tra loro nessuno degli undici milioni di composti fino ad oggi conosciuti esisterebbe. Da qui deriva l'importanza di conoscere i principali tipi di legami chimici esistenti. Se vuoi saperne di più, continua a leggere di seguito.

Indice degli argomenti

1. I legami chimici: cosa sono e perché si formano
2. Tipologie di legami chimici
3. Le forze intermolecolari
4. Un caso particolare: il legame a idrogeno

I legami chimici: Cosa sono e perché si formano

Con il termine **legame chimico** si indica la *forza di attrazione* che tiene insieme due o più atomi e che, quindi, permette la formazione di **molecole** e **composti** (anche molto complessi). Di conseguenza, la domanda sorge spontanea: perché gli atomi tendono a legarsi tra loro? La risposta risiede in un semplice principio di convenienza energetica: le molecole si formano perché sono energeticamente **più stabili** rispetto ai singoli atomi isolati che la compongono. Infatti, la maggior parte degli atomi (seppur non tutti) sono energeticamente stabili solo nel caso in cui presentino **otto elettroni** nel livello energetico più esterno (**regola dell'ottetto**). Ciò, ad esempio, succede per i **gas nobili** ossia elementi del *gruppo 18* della tavola periodica che, di fatto, sono **inerti** ovvero non reattivi proprio perché energeticamente stabili (possiedono una *configurazione di minima energia*).

Anche la **posizione** reciproca degli atomi coinvolti in un legame non è casuale e riguarda sempre il principio energetico: La *distanza media* in cui gli atomi si posizionano gli uni rispetto agli altri è definita come **distanza di legame**, che corrisponde alla posizione in cui la *forza repulsiva* che si instaura fra

cariche uguali (protone – protone ed elettrone – elettrone) è completamente bilanciata dalla *forza attrattiva* generata, invece, dalle cariche opposte di atomi differenti. A questa distanza, infatti, l'*energia potenziale (energia di legame)* raggiunge il minimo.

Tipologie di legami chimici

L'instaurazione di un legame chimico è quindi seguita dalla formazione di strutture più stabili ma, affinché ciò accada, deve avvenire una *ridistribuzione* degli elettroni degli atomi che partecipano al legame. Le cariche elettriche possono, però, riorganizzarsi in svariate configurazioni, portando alla distinzione di tre tipi principali di legami: **covalente**, **ionico** e **metallico**. I primi due tipi rappresentano i due estremi nel *grado di condivisione* degli elettroni tra gli atomi coinvolti nel legame. In generale, sono sempre gli elettroni **più esterni** ad essere coinvolti, in quanto risentono più facilmente dell'attrazione di un altro nucleo positivo nelle vicinanze e per questo prendono il nome di **elettroni di legame**.

Il principio che regola la condivisione delle cariche negative è l'**elettronegatività**, definita come la *misura dell'attrazione relativa che un atomo è in grado di esercitare sugli elettroni di legame*. Quindi, è sulla base degli elementi atomici che interagiscono e della loro elettronegatività che si possono formare i tipi di legame prima menzionati, che analizzeremo singolarmente di seguito:

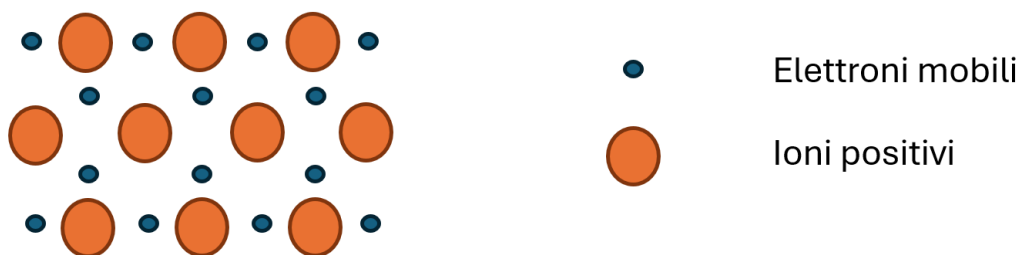
- **legame covalente**: se due generici atomi, A e B, hanno un valore identico di elettronegatività si ha un'**equa condivisione** degli elettroni di legame, che prende il nome di legame **covalente omopolare**. In particolare, gli elettroni degli atomi coinvolti vengono a trovarsi nello spazio intorno ai nuclei che, perciò, lo “*condividono*”. Ciò accade perché, grazie alla condivisione di una o più coppie di elettroni, gli atomi possono raggiungere la configurazione energetica più stabile (simile a quella dei gas nobili). Tuttavia, può accadere che gli atomi coinvolti nel legame covalente abbiano una elettronegatività più o meno **simile** ma non identica, portando quindi ad una *distribuzione* tanto *asimmetrica* delle cariche negative quanto è elevata la differenza di elettronegatività degli atomi coinvolti e si parla quindi di legame **covalente eteropolare**. L'atomo *più elettronegativo* attira preferenzialmente gli elettroni, acquisendo una *parziale carica negativa (δ^-)* mentre l'altro atomo acquisirà una carica *parzialmente positiva (δ^+)*. Questa differenza di cariche genera, quindi, un **dipolo**.

Es: Omopolare: $\text{H} - \text{H}$ (H_2); Eteropolare: $\text{H}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$ (HCl)

- **legame ionico**: se due generici atomi, A e B, hanno un valore di elettronegatività **molto differente** non avviene una semplice distribuzione asimmetrica delle cariche ma un vero e proprio **trasferimento** diretto di elettroni dagli atomi con elettronegatività minore a quelli con elettronegatività maggiore. Infatti, alcuni elementi, spesso i **metalli** come *Na* e *Mg*, tendono a *cedere* molto più facilmente gli elettroni esterni, formando *ioni positivi (cationi)*. Al contrario, altri elementi, spesso i **non metalli** come *Cl* e *S*, tendono a *catturare* più facilmente gli elettroni, formando *ioni negativi (anioni)*. Di conseguenza, quando un metallo ed un non metallo interagiscono tra loro si forma un **composto ionico**, caratterizzato da ioni di carica opposta tenuti insieme da forze di *attrazione elettrostatica* che si annullano tra loro, rendendo il **composto elettricamente neutro**.

Es: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$; $\text{Ca}^{2+} + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{CaO}$

- **legame metallico:** i metalli, come accennato prima, hanno una bassa elettronegatività e tendono a formare ioni positivi. Tra atomi dello stesso elemento metallico non possono, perciò, formarsi né legami ionici, visto che non ci sono ioni negativi, né legami covalenti perché non hanno abbastanza elettroni di legame da condividere. Ma allora com'è possibile l'esistenza di *aggregazioni* di tali elementi allo stato **solido**? La *struttura* dei metalli è possibile grazie al legame metallico che si basa sul modello "**a mare di elettroni**". Tale modello afferma che, quando aggregati tra loro, gli elementi metallici tendono a cedere gli elettroni più esterni, formando una **nuvola elettrica (negativa)** che circonda gli atomi carichi positivamente. La buona **conducibilità elettrica e termica** dei metalli sarebbe, quindi, dovuta all'elevata *mobilità* degli elettroni tra i nuclei.



Le forze intermolecolari

I legami chimici non sono le uniche forze di attrazione che si instaurano tra atomi e molecole perché esistono anche le cosiddette **forze intermolecolari**. Si tratta di interazioni di natura *elettrostatica*, molto **più deboli** dei legami chimici propriamente detti, che influenzano le *temperature di transizione* tra i vari stati della materia. Sono individuabili due principali categorie:

- le **forze di London**, le più deboli in assoluto, si instaurano tra **molecole apolari** e sono dovute ai rapidi movimenti degli elettroni attorno ai nuclei. Anche nel caso di legami covalenti omopolari, in seguito al movimento degli elettroni, durante alcuni momenti la *densità elettronica* è *asimmetrica*, portando ad un **dipolo istantaneo** che, a sua volta, induce uno **spostamento** sulla carica opposta della **molecola vicina (dipolo indotto)**. Ciò fa sì che i poli opposti di dipoli indotti vicini si *attraggano debolmente* tra loro.



- le **forze di Van der Waals**, più intense delle precedenti, possono comprendere:
 1. interazioni **dipolo – dipolo** tra molecole **polari** (il polo negativo di un dipolo attrae quello positivo di un altro e viceversa), come HCl e H_2O . A questo gruppo appartiene il cosiddetto **legame a idrogeno**, descritto nel prossimo paragrafo;
 2. interazioni **ione – dipolo**, ad esempio quando un sale viene disciolto in acqua. Le molecole di acqua circondano gli ioni, orientando il proprio polo positivo (atomi di idrogeno) verso gli anioni dissociati e viceversa (gli atomi di ossigeno) con i cationi;
 3. interazioni **dipolo – dipolo indotto** tra una molecola **polare** e una **apolare**. Per questo motivo, in alcuni casi, è possibile *sciogliere* una sostanza apolare in un'altra di natura polare, sebbene esista comunque un limite di *solubilità* ben definito.

Un caso particolare: il legame a idrogeno

Il **legame a idrogeno** è un caso particolare di interazione dipolo – dipolo dove l'*idrogeno* è spesso legato ad un atomo **piccolo e molto elettronegativo**, come l'*ossigeno*, l'*azoto* o il *fluoro*. Questo ha due conseguenze importanti:

- la marcata differenza di elettronegatività determina un'**alta polarità di legame**;
- le piccole dimensioni dell'idrogeno permettono **interazioni** molto **ravvicinate**.

La presenza del legame a idrogeno in alcune sostanze determina, quindi, l'**innalzamento** della **temperatura di ebollizione** rispetto a quella di sostanze simili in cui esso non è, però, presente. Di fatti, il **passaggio** dallo *stato liquido* a quello *aeriforme* **richiede energia**, necessaria a rompere le forze intermolecolari. Sebbene singolarmente sia debole, un gran numero di legami a idrogeno richiedono un'**elevata quantità di calore** per essere spezzati e permettere il passaggio di stato.

Molte delle *proprietà* dell'**acqua**, essenziali per la vita sul nostro Pianeta, come l'**alta tensione superficiale**, la **capillarità**, l'**alto calore specifico** e l'essere un **buon solvente** polare, sono proprio dovute alla grande quantità di legami a idrogeno che si instaurano tra le molecole d'acqua. Inoltre, i legami a idrogeno rivestono un ruolo essenziale nella **struttura tridimensionale** delle *proteine* e degli *acidi nucleici*.

Evidentemente, si potrebbero scrivere pagine e pagine su questo argomento tanto vasto quanto complesso ma, se hai letto fin qui, adesso sei a conoscenza delle informazioni essenziali sui **legami chimici**. Se qualcuno dovesse chiederti cosa siano i legami chimici, potrai rispondere senza problemi, spiegando le motivazioni alla base della loro formazione e che queste, a loro volta, influenzano le tipologie esistenti e le loro caratteristiche peculiari. Adesso va e diffondi le tue nuove conoscenze sulla **chimica**!

Alfonso Alberto Conti