

Sintesi - Capitolo 11

Il mondo delle molecole

Proprietà degli elementi

L'organizzazione della tavola periodica degli elementi mette anche in evidenza l'andamento regolare di alcune proprietà degli elementi.

- L'**energia di ionizzazione**, cioè l'energia necessaria per strappare un elettrone da un atomo, è superiore per gli elementi in alto e a destra nella tavola, e inferiore per quelli in basso e a sinistra.
- L'**affinità elettronica**, ossia l'energia liberata da un atomo quando acquista un elettrone presenta un andamento simile a quello dell'energia di ionizzazione. L'affinità elettronica viene però misurata al contrario, cioè considerando l'energia necessaria per strappare un elettrone precedentemente donato a un atomo. Fanno eccezione i **gas nobili**, caratterizzati da un'affinità elettronica molto bassa.
- L'**elettronegatività** è una combinazione delle due precedenti, ed esprime la tendenza di un atomo ad attrarre nuovi elettroni e a trattenere i propri.
- Il **raggio atomico** è una grandezza non definibile con precisione, calcolata dividendo per due la distanza tra i nuclei di atomi uguali legati fra loro in una molecola. In generale, si riscontrano valori più alti in basso e a sinistra, e minori in alto e a destra della tavola.
Una grandezza analoga è il *raggio ionico*.

Legame ionico e legame covalente

Le proprietà degli elementi determinano la natura e la forza dei legami che si instaurano tra i vari atomi nella formazione delle molecole (**legami intramolecolari**) e fra le molecole stesse negli stati di aggregazione della materia (**legami intermolecolari**).

Il *legame ionico* si stabilisce fra elementi caratterizzati da un livello di elettronegatività molto diverso. Gli atomi di uno di essi cedono uno o più elettroni agli atomi dell'altro. I primi diventano positivi (cationi) mentre i secondi diventano negativi (anioni); quindi, si uniscono per attrazione elettrostatica.

Il *legame covalente* interessa elementi con bassa (**legame covalente polare**) o nulla (**legame covalente puro**) differenza di elettronegatività. Si forma perché ogni atomo compartecipa uno o più elettroni, in maniera che ciascuno completi il livello quantico che gli compete: è la **regola dell'ottetto**, valida rigorosamente solo per gli elementi del secondo periodo; quelli dei periodi successivi possono infatti non rispettarla sempre.

A seconda di quanti elettroni compartecipino due atomi (1, 2 o 3), considerato che ciascun legame ne contiene una coppia, si generano legami **singoli**, **doppi** o **tripli**.

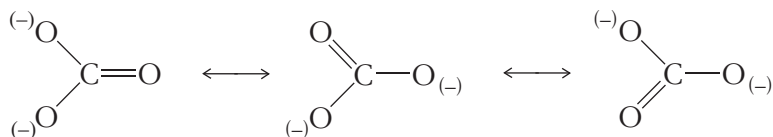
Legame covalente dativo o coordinato e legame covalente metallico

Può capitare che una specie chimica completi la configurazione di un'altra specie, povera, compartecipando tutti gli elettroni necessari (per esempio, $\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$); in tal caso si forma sempre un legame covalente, ma di tipo *dativo* o *coordinato*.

Un altro tipo particolare di legame covalente è quello *metallico*, nel quale gli atomi di un metallo occupano posizioni fisse in un reticolo cristallino, mentre gli elettroni esterni di tutti gli atomi costituiscono una sorta di fluido collante fra di loro. Si tratta di un semplice modello che rende conto delle più tipiche proprietà dei metalli, quali la **conducibilità elettrica** e **termica**, la **duttilità** e la **malleabilità**, la **lucentezza**.

Risonanza o mesometria

Spesso i legami covalenti che costituiscono una molecola possono essere disposti in maniere diverse ma equivalenti. Per esempio, lo ione carbonato CO_3^{2-} può essere rappresentato nei tre seguenti modi:



A tal proposito si parla di **strutture elettroniche limite**, che fotografano istanti dell'esistenza di tale specie. La situazione reale è più probabilmente un **ibrido** delle tre forme, con le cariche elettriche e gli elettroni del doppio legame equamente distribuiti su tutta la struttura.

Tale fenomeno, detto *risonanza* o *mesomeria*, fa sì che i valori della lunghezza e della forza risultino uguali per tutti i legami.

Acidità e basicità

La differenza di elettronegatività influenza anche l'*acidità* e la *basicità* dei composti. Il distacco dello ione H^+ da un altro atomo si rivela tanto più facile (l'acidità aumenta) quanto maggiori sono l'elettronegatività e il raggio atomico di quest'ultimo; ricordando comunque che l'elettronegatività di un elemento cambia quando esso si trova combinato in un composto; per esempio, nella sequenza degli ossiacidi del cloro, l'acidità segue l'ordine $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$.