

# Appunti di Chimica

## Proprietà periodiche degli elementi

<i>Energia di ionizzazione</i> .....	1
<i>Affinità elettronica</i> .....	2
<i>Elettronegatività</i> .....	3
<i>La conducibilità elettrica</i> .....	4

### Energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione (che si indica generalmente con **I**) è quella energia che è necessario fornire ad un atomo neutro isolato, che sia allo stato gassoso e nel suo stato fondamentale, per sottrargli l'elettrone più periferico. Si tratta cioè della energia necessaria perché avvenga il processo



In particolare, questa è l'energia di "prima ionizzazione", in quanto esistono anche quella di seconda ionizzazione (energia necessaria a sottrarre un elettrone ad uno ione positivo), quella di terza e così via.

In definitiva, l'energia di ionizzazione è pressoché uguale ed opposta all'energia dell'orbitale più esterno occupato; evidentemente, essa dipende dalla configurazione elettronica dell'atomo o dello ione in questione.

La misura dell'energia di ionizzazione per un dato atomo viene effettuata in questo modo: si considera una mole di atomi dello stesso tipo; si misura l'energia necessaria per strappare ad essa 1 mole di elettroni e poi si divide per il numero di Avogadro per ottenere il valore relativo ad 1 solo atomo.

L'energia di ionizzazione è una delle proprietà periodiche della tavola periodica, per cui vediamo come essa varia all'interno della tavola stessa:

- se noi ci spostiamo, dall'alto verso il basso, in un gruppo, l'energia di ionizzazione va diminuendo; il motivo è il seguente: muovendoci dall'alto verso il basso, noi incontriamo elementi con numero atomico sempre maggiore; allora, l'elettrone più esterno, cioè quello che noi vogliamo togliere all'atomo, non solo si troverà molto distante dal nucleo, ma risentirà anche di una sempre minore attrazione da parte del nucleo, in quanto risulta schermato dagli elettroni intermedi; ecco quindi che l'energia da somministrare all'atomo per togliergli tale elettrone va diminuendo all'aumentare del peso atomico. D'altra parte, c'è da considerare anche che l'ultimo elettrone si trova sul livello energetico maggiore, cioè sul livello più prossimo al valore 0 di energia;
- se noi ci spostiamo invece all'interno di un periodo, da sinistra verso destra, l'energia di ionizzazione va crescendo, salvo alcune eccezioni: quindi, andando verso destra, gli elementi tendono sempre meno a cedere il proprio elettrone più esterno. Questa crescita verso

destra dipende dal fatto che è molto più facile strappare elettroni esterni ad un atomo che ne ha pochi (elementi a sinistra) rispetto ad un atomo che invece ne ha già parecchi (elementi a destra) e quindi tende più ad acquistarne per completare l'ottetto esterno. Oltre a questo, c'è da considerare che, andando verso destra in un periodo, aumenta il numero di elettroni, quindi aumenta la carica nucleare positiva, quindi aumenta l'attrazione verso il nucleo, ma non aumenta di pari passo l'effetto di schermo, in quanto gli elettroni vengono via aggiunti sugli stessi livelli energetici e quindi non si schermano a vicenda.

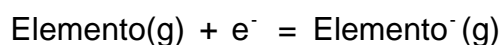
Le eccezioni a questa crescita si trovano sempre in corrispondenza degli elementi del 3° gruppo A (ad esempio il Boro) e del 6° gruppo A (ad esempio l'ossigeno), i quali presentano potenziale di ionizzazione minore rispetto agli elementi dello stesso periodo ma del gruppo precedente: per esempio, si trova che il Boro (gruppo IIIA, periodo 2) presenta una energia di ionizzazione minore rispetto al Berillio (gruppo IIA, periodo 2); come anche l'Ossigeno (gruppo VIA, periodo 2) presenta una energia di ionizzazione minore rispetto all'Azoto (gruppo VA, periodo 2). Vediamo allora quale è la causa di queste eccezioni, che sono tutt'altro che casuali: la ragione sta nel grado di simmetria con cui sono disposti gli elettroni attorno ai nuclei. Le diminuzioni dell'energia di ionizzazione si hanno in quegli atomi dove la perdita di 1 elettrone porterebbe ad un elevato grado di simmetria, e quindi ad una maggiore stabilità.

E' abbastanza intuibile come l'energia di ionizzazione aumenti notevolmente passando da un elettrone ad un altro, ossia come l'energia di seconda ionizzazione sia maggiore della prima così come è minore, invece, della terza: il motivo sta nel fatto che, diminuendo il numero di elettroni, aumenta la carica positiva dell'atomo e quindi aumenta l'attrazione del nucleo verso gli elettroni, che necessiteranno di energia sempre maggiore per essere portati via.

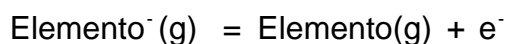
L'energia di ionizzazione ha sempre valori positivi in quanto si tratta sempre di energia da fornire all'atomo.

## Affinità elettronica

L'affinità elettronica (indicata col simbolo  $A$ ) è la quantità di energia che un atomo neutro isolato, allo stato gassoso e nel suo stato fondamentale, rilascia quando acquista un elettrone, dando luogo alla formazione dello ione negativo gassoso nel suo stato fondamentale. Si tratta cioè della energia ceduta nel processo rappresentato dalla equazione



Possiamo dire che l'affinità elettronica corrisponde alla energia di ionizzazione dello ione negativo, cioè alla energia necessaria per il processo



Da qui si capisce anche come il suo valore sia relativamente basso: è ovvio, infatti, che, tranne rare eccezioni, uno ione negativo tende molto volentieri a cedere il proprio elettrone in eccedenza per raggiungere la configurazione elettricamente neutra.

In genere, sono solo gli elementi del VII gruppo (fluoro, cloro, bromo, iodio e astato) che presentano una apprezzabile tendenza ad acquistare spontaneamente elettroni: difatti, essi hanno configurazione elettronica esterna  $ns^2np^5$ , per cui gli manca un elettrone per raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile che li segue.

E' possibile anche forzare uno o più elettroni a far parte della struttura di un atomo, creando un'ione con una o più cariche negative: in questo caso, lo ione è però meno stabile dell'atomo di origine (in quanto ha chiaramente un contenuto di energia maggiore) ed inoltre il processo è tutt'altra che spontaneo; si ha perciò un assorbimento di energia e l'affinità elettronica risulta negativa.

Al pari dell'energia di ionizzazione, anche l'affinità elettronica dipende dalla configurazione elettronica dell'atomo ed è anch'essa una proprietà periodica della tavola periodica. Esaminiamone perciò le variazioni all'interno della tavola stessa:

- spostandoci da sinistra verso destra all'interno di un periodo, l'affinità elettronica (al pari dell'energia di ionizzazione) va aumentando: questo significa che gli elementi a sinistra della tabella tendono poco ad acquistare elettroni (tendono più a cederli, in quanto ricordiamo che per essi è molto bassa anche l'energia di ionizzazione), mentre invece, spostandosi verso destra, la tendenza ad acquistare un elettrone aumenta.
- spostandoci dall'alto verso il basso, in un gruppo, l'affinità elettronica va invece diminuendo.

Dobbiamo a questo punto osservare una importante eccezione: in base a come varia l'affinità elettronica nella tabella periodica, appare ovvio che l'elemento con affinità elettronica massima debba essere quello in alto a destra, cioè il fluoro (F); al contrario, sperimentalmente si trova che la massima affinità elettronica è quella del cloro (Cl), che si trova immediatamente sotto il fluoro; il motivo di questa eccezione è piuttosto complesso.

## Elettronegatività

Anche se il concetto di elettronegatività risulterà più chiaro quando avremo parlato dei legami chimici, possiamo qui accennare qualcosa: si definisce "elettronegatività" di un atomo la sua relativa tendenza ad attrarre verso di sé i cosiddetti "elettroni di legame", ossia quegli elettroni che lo tengono unito ad un altro atomo per formare una molecola. Vedremo che dalla elettronegatività dipendono molte delle proprietà chimiche dei composti di un elemento.

In base alle misure fatte da Pauling, l'elettronegatività aumenta lungo un periodo (da sinistra verso destra) e diminuisce lungo un gruppo (dall'alto verso il basso), così come accade per l'affinità elettronica: si trova perciò che il fluoro è l'elemento più elettronegativo (valore 4,1), mentre i cosiddetti "metalli alcalini", cioè gli elementi appartenenti alla prima colonna della tabella, sono quelli meno elettronegativi (il meno elettronegativo di tutti è il cesio, con un valore di 0,7).

I motivi di questo andamento sono i seguenti:

- l'aumento che si verifica andando verso destra in un periodo deriva dalle sempre più ridotte dimensioni degli atomi, per cui c'è un minore effetto di schermo e quindi una maggiore attrazione degli elettroni;
- la diminuzione che si ha, invece, scendendo lungo un gruppo deriva sia dall'aumento delle dimensioni atomiche sia anche dall'aumento dell'effetto di schermo (visto che aumentano gli elettroni).

## La conducibilità elettrica

In base alle loro proprietà elettriche, gli elementi si possono distinguere in 3 categorie fondamentali:

- ci sono i “**metalli**” (caratterizzati da una buona conducibilità elettrica, che diminuisce lentamente con la temperatura);
- ci sono i “**non-metalli**” (che sono isolanti);
- ci sono i “**semi-metalli**” (che sono cattivi conduttori elettrici, a meno di innalzamento della temperatura);

In generale, se noi andiamo, nella tavola periodica, da sinistra verso destra lungo un periodo e se noi escludiamo gli elementi di transizione, il carattere metallico va diminuendo : man mano, cioè, che la configurazione elettronica esterna si va chiudendo, gli elementi passano da proprietà spiccatamente metallica a proprietà “anfotere” ed infine a proprietà “non metalliche”; ogni periodo si chiude con un gas nobile, la cui reattività chimica è notoriamente bassa.

Le proprietà metalliche vanno dunque migliorando da destra verso sinistra nei periodi ed anche dall’alto verso il basso nei gruppi.

Una cosa interessante è la seguente: nella parte destra della tavola periodica, se tracciamo la diagonale che va dal boro al tellurio, passando per il silicio e l’arsenico, possiamo affermare, con una certa approssimazione, che gli elementi a sinistra di tale diagonale sono metalli ,mentre quelli a destra sono non-metalli; quelli sulla diagonale sono “semi-metalli” o anche “metalloidi”. Si deduce, quindi, che i metalli, sia pure con caratteristiche diverse, occupano la maggior parte della tavola periodica. Ovviamente, la distinzione tra gli elementi a sinistra e a destra della diagonale non è netta, ma si tratta di proprietà che variano con una certa continuità.

Quanto minore è il valore del potenziale di ionizzazione (cioè quanto più facilmente un elemento perde elettroni), tanto maggiore è il suo carattere metallico; viceversa, quanto maggiore è il valore della sua affinità elettronica, tanto minore è il suo carattere metallico.

In definitiva, l’elemento con più spiccate proprietà metalliche è il cesio: da notare che dovrebbe essere il francio, che si trova sotto di esso, ma non è così in quanto il francio è molto instabile; esso subisce trasformazioni nucleari spontanee ed ha una vita di poche ore. Viceversa, quello con più spiccate proprietà non-metalliche è il fluoro.

Autore: **Sandro Petrizzelli**  
e-mail: [sandry@iol.it](mailto:sandry@iol.it)  
sito personale: <http://users.iol.it/sandry>  
succursale: <http://digilander.iol.it/sandry1>