

## TAVOLA PERIODICA E PROPRIETÀ PERIODICHE

**Organizzazione in Blocchi**

La tavola periodica è divisa in Blocchi: blocco s, blocco p, blocco d, blocco f. Il nome del blocco indica dove sono gli elettroni negli orbitali di valenza. (nel blocco s gli elettroni di valenza sono negli orbitali s...)

**Organizzazione in Periodi (righe)**

I Periodi vanno da 1 a 7 e indicano il numero quantico principale. Da sinistra a destra aumenta il numero atomico ( $n^\circ$  protoni).

**Organizzazione in Gruppi (colonne)**

I gruppi sono nominati da 1 a 18 oppure da I a VIII (non considerando gli elementi di transizione). Quest'ultima numerazione indica il numero di elettroni di valenza. Gli elementi appartenenti allo stesso gruppo hanno la stessa configurazione elettronica esterna, ovvero lo stesso numero di elettroni di valenza.

**Massa Atomica**

È la massa dell'atomo (non comprende la massa dell'elettrone che è trascurabile). Viene calcolata con un riferimento che è l'isotopo 12 del Carbonio. Il carbonio 12 ha una massa di 12u dove u è l'unità di massa atomica. La massa atomica del Carbonio è 12,0107 u (oppure g/mol) mentre quella del singolo isotopo 12 del carbonio è 12u. La massa atomica di un elemento è il valore che comprende tutte le varianti isotopiche di un elemento, è quindi la media delle masse di tutti gli isotopi.

**DIMENSIONI DI UN ATOMO E RAGGIO ATOMICO**

La dimensione di un atomo è il volume che l'atomo occupa in differenti situazioni. La dimensione dell'atomo influenza le sue proprietà e la sua reattività. La dimensione dell'atomo influenza anche la forma della molecole e quindi il comportamento. Gli orbitali non hanno un confine definito quindi è difficile calcolare il raggio atomico. Il Raggio Atomico può essere definito come la metà della distanza tra due nuclei di atomi dello stesso elemento vicini.

**Elementi metallici:** il raggio atomico è la metà della distanza che separa i centri di due atomi adiacenti nel campione solido, cioè in un cristallo dell'elemento (raggio metallico). La differenza tra un raggio covalente e un raggio metallico è che il raggio covalente sta in una molecola mentre il raggio metallico non sta in una molecola ma tra atomi distinti che stanno in un reticolo cristallino.

**I gas nobili** non reagiscono con nessun elemento quindi il raggio atomico è uguale al raggio di van der Waals, cioè la metà della distanza tra i centri di atomi adiacenti in un campione del gas solidificato.

**Raggio ionico:** raggio di un elemento che è impegnato in un legame ionico (è il legame che si crea tra ioni di carica opposta – cationi e anioni – per formare strutture cristalline estese, es. NaCl). E' il raggio del rispettivo catione o anione.

Raggio catione < Raggio atomo neutro (c'è una perdita di e - )

Raggio anione > Raggio atomo neutro (c'è un guadagno di e - )

**ANDAMENTO del Raggio Atomico nella Tavola Periodica***1. Diminuisce lungo il periodo*

**a)** Il  $n^\circ$  di elettroni aumenta, ma questi sono collocati nello stesso livello energetico, quindi più o meno alla stessa distanza, per cui tra loro si schermano poco.

**b)** I protoni aumentano e così la carica nucleare, che attrae gli elettroni e l'atomo risulta più compatto.

*2. Aumenta scendendo lungo il gruppo*

**a)** Gli elettroni di valenza sono dello stesso numero ma hanno energia più alta quindi sono più lontani dal nucleo

**b)** La carica del nucleo è man mano sempre più schermata dagli elettroni più interni, c'è quindi attrazione del nucleo sugli elettroni più esterni (un guscio chiuso schermo molto bene la carica del nucleo).

**Schermatura:** oltre a essere attratto dal nucleo, ciascun elettrone subisce la repulsione degli altri elettroni e, di conseguenza, si lega al nucleo meno intensamente di quanto farebbe se gli altri elettroni non ci fossero.

**ENERGIA di IONIZZAZIONE**

L'Energia di Ionizzazione è l'energia che bisogna fornire ad un atomo gassoso per rimuovere un elettrone dallo stato più esterno (per rimuovere un elettrone serve sempre energia).

Rimuovendo il primo elettrone viene applicata l'energia di prima ionizzazione, per rimuovere un secondo elettrone viene applicata l'energia di seconda ionizzazione (e così via). L'energia di seconda ionizzazione è maggiore dell'energia di prima ionizzazione perché il secondo elettrone sarà più interno e legato al nucleo con una forza maggiore e anche perché il secondo elettrone viene tolto da un catione (è difficile togliere una carica negativa da uno ione positivo, si fa ancora più fatica).

Togliere un elettrone dal guscio chiuso è altamente faticoso. L'energia di ionizzazione ci dice che tipo di ioni può formare un elemento per poi legarsi ad altri atomi in una molecola. Il calcio può perdere fino a 2 elettroni, il terzo no perché andrebbe a intaccare un guscio esterno. Il potassio può perdere solo un elettrone.

L'energia di Ionizzazione è legata al carattere metallico di un atomo. I Metalli hanno una bassa energia di ionizzazione perché avendo pochi elettroni di valenza tendono a perderli per raggiungere la stabilità (formando cationi o legami con altri atomi). I non metalli hanno invece più elettroni di valenza e per completare l'ottetto tendono ad acquisirli piuttosto che perderli (formando anioni o legami con altri atomi). Hanno quindi un'alta energia di ionizzazione ed è estremamente difficile se non impossibile strappare loro degli elettroni.

C'è da notare che gli elementi con un'energia di ionizzazione più bassa sono i metalli, che nella tavola periodica sono quelli con raggio atomico maggiore (gli elettroni più distanti sono i più facili da estrarre).

Il Cloro per esempio, un non metallo del VII gruppo, non perderà nessun elettrone, ma al contrario ha una forte tendenza ad acquisirlo da altri, perché gliene manca uno solo per raggiungere l'ottetto, la stabilità. Il cloro forma composti in stato di ossidazione anche +7, ma oltre al +7 non può andare perché significherebbe andare a intaccare un guscio chiuso.

Si può dire quindi che l'energia di ionizzazione aumenti lungo il periodo (si passa progressivamente verso non metalli) e diminuisce lungo il gruppo perché gli elementi diventano via via più grandi quindi gli elettroni esterni che verrebbero eliminati sono meno attratti dal nucleo essendo più lontani.

### **AFFINITÀ ELETTRONICA**

L'affinità elettronica è l'energia liberata (processo esotermico) quando un atomo acquisisce un elettrone e forma un anione. Più il processo è esotermico, maggiore è l'affinità elettronica, cioè la tendenza ad acquisire un elettrone. Gli elementi che hanno un'affinità elettronica alta sono quelli piccoli, non metallici, cioè quelli a cui servono pochi elettroni per raggiungere la stabilità. Ad esempio gli elementi del VI e del VII gruppo hanno un'alta affinità elettronica perché devono acquisirne 2 o 1 per raggiungere l'ottetto. Vi sono alcune eccezioni: Al, Si, P, S Cl.

Nella tavola periodica aumenta lungo il periodo e diminuisce lungo il gruppo dove gli atomi diventano più grandi e aumenta il carattere metallico. Il Gruppo II è un'eccezione perché gli elementi del gruppo hanno l'orbitale s completo. I gas nobili invece non hanno alcun interesse ad acquisire elettroni perché hanno già completato l'ottetto.

### **ELETRONEGATIVITÀ**

È un parametro importante perché descrive bene le proprietà di un atomo. È la capacità di un atomo di attrarre a sé gli elettroni. Dipende dalla carica nucleare e dagli elettroni presenti che schermano più o meno la carica nucleare (ma anche dal numero di elettroni di valenza).

L'elettronegatività è la media tra l'energia di ionizzazione e l'affinità elettronica. Se un atomo ha alta energia di ionizzazione e alta affinità elettronica, l'elettronegatività sarà alta (e viceversa)

- Aumenta da sinistra a destra lungo il periodo e decresce scendendo lungo i gruppi (come l'energia di ionizzazione). Varia in maniera contraria al carattere metallico, i metalli attraggono poco gli elettroni.
- Aumenta aumentando lo stato di ossidazione (sto togliendo elettroni, attrazione nucleo diventa più importante)

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari