



Le colonne rappresentano i gruppi. Gli elementi sono suddivisi in otto gruppi A e otto gruppi B e in due serie: i lantanidi e gli attinidi. Nello stesso gruppo si trovano elementi con caratteristiche chimiche simili e siccome le proprietà chimiche dipendono dagli elettroni più esterni essi hanno, tranne qualche eccezione, uguale struttura elettronica esterna. ( L'elio pur appartenendo all'ottavo gruppo ha struttura elettronica  $1s^2$ , primo livello completo. L'idrogeno pur avendo struttura elettronica  $s^1$  non appartiene al primo gruppo, perché le sue caratteristiche chimiche sono molto diverse da quelle dei metalli alcalini).

In qualche caso è utile suddividere gli elementi in quattro blocchi. Il nome del blocco deriva dal sottolivello su cui si trovano gli ultimi elettroni. La tabella sottostante mette in relazione blocco, gruppo e struttura elettronica esterna degli elementi chimici nella tavola periodica.

Blocco S		Blocco P						Blocco D							
Gruppi		Gruppi						Gruppi							
I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	I B	II B
$s^1$	$s^2$	$s^2 p^1$	$s^2 p^2$	$s^2 p^3$	$s^2 p^4$	$s^2 p^5$	$s^2 p^6$	$s^2 d^1$	$s^2 d^2$	$s^2 d^3$	$s^1 d^5$	$s^2 d^5$	$s^2 d^6$ , $s^2 d^7$ , $s^2 d^8$	$s^1 d^{10}$	$s^2 d^{10}$

Blocco F : lantanidi e attinidi.

Al blocco S appartengono gli elementi del primo ed del secondo gruppo A, che prendono il nome rispettivamente di metalli alcalini ed alcalino terrosi. Il blocco P è formato da metalli e da non metalli, in particolari gli elementi del settimo gruppo A prendono il nome di alogeni e quelli dell'ottavo gruppo A di gas nobili. Gli elementi appartenenti al blocco D sono tutti metalli e prendono il nome di elementi o metalli di transizione. Gli elementi appartenenti al blocco F sono piuttosto rari, le loro caratteristiche chimiche sono simili rispettivamente a quelle del lantanio e dell'attinio.

Strutture elettroniche stabili (regola dell'ottetto).

Tra tutti gli elementi, quelli appartenenti all'ottavo gruppo A della tavola periodica si differenziano, notevolmente, per il loro comportamento chimico. Infatti sono gli unici elementi presenti in natura esclusivamente allo stato atomico e presentano un'elevata inerzia chimica. Questi elementi prendono il nome di gas nobili o gas inerti. La loro inerzia chimica deriva da una struttura elettronica esterna particolarmente stabile ( $1s^2$  per l'elio,  $s^2 p^6$  per gli altri elementi). Gli atomi degli altri elementi chimici per diventare stabili, cioè per assumere la stessa configurazione elettronica dei gas nobili, si uniscono tra di loro e/o con atomi di altri elementi (ad esempio l'ossigeno si trova in natura sotto forma di molecola biatomica e unito con altri elementi in numerosi composti chimici).

Se un atomo neutro perde un elettrone si trasforma in uno ione positivo, se lo acquista diventa uno ione negativo. In alcuni casi gli elementi chimici modificano la loro struttura elettronica esterna per cessione ed acquisto di elettroni. Questo succede quando si uniscono atomi di elementi con caratteristiche molto diverse, cioè nel caso in cui un elemento ha tendenza ad acquistare elettroni e l'altro a cederli. Negli altri casi gli elementi si uniscono mettendo a comune i loro elettroni.

E' possibile prevedere il comportamento degli elementi dalla loro posizione nella tavola periodica, cioè dalla loro struttura elettronica esterna. Gli elementi che hanno pochi elettroni (1 o 2) in più rispetto al gas nobile che li precede nella tavola periodica, struttura elettronica esterna  $s^1$  o  $s^2$ , tendono a cedere elettroni, quelli a cui mancano pochi elettroni (1 o 2), struttura elettronica esterna  $s^2p^4$  o  $s^2p^5$ , per raggiungere la struttura elettronica del gas nobile che segue tendono ad acquistarli. Gli elementi, che non si trovano nelle condizioni già considerate, tendono a mettere gli elettroni a comune.

#### Raggi atomici e raggi ionici.

Come abbiamo già visto il numero degli elettroni presenti sull'ultimo livello energetico influenza la tendenza all'acquisto o alla cessione degli elettroni, cioè influisce sulla forza di attrazione tra il nucleo e gli elettroni. Spostandosi da sinistra verso destra tale forza aumenta e comporta un addensamento della nuvola elettronica e una diminuzione del raggio atomico. Quindi i raggi atomici degli elementi diminuiscono gradualmente nel periodo, cioè da sinistra verso destra nella tavola periodica.

Scendendo nel gruppo il numero atomico cresce notevolmente e con esso anche le dimensioni degli atomi, quindi i raggi atomici aumentano nel gruppo, cioè dall'alto verso il basso.

Quando un atomo cede un elettrone diventa uno ione positivo, ciò comporta una maggiore attrazione nei confronti degli elettroni rimanenti e quindi un addensamento della nuvola elettronica. Il raggio degli ioni positivi è di conseguenza più piccolo rispetto al raggio del corrispondente atomo neutro.

Quando un atomo acquista un elettrone diventa uno ione negativo, ciò comporta una minore attrazione nei confronti degli elettroni rimanenti e quindi un'espansione della nuvola elettronica. Il raggio degli ioni negativi è di conseguenza più grande rispetto al raggio del corrispondente atomo neutro.

#### Previsione dei numeri di ossidazione.

Dalla struttura elettronica esterna e quindi dalla posizione degli elementi nella tavola periodica dipendono i numeri di ossidazione. La tabella sottostante mette in relazione la struttura elettronica esterna con i numeri di ossidazione più comuni dei vari gruppi.

Gruppo	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
Struttura elettronica	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>
Numeri ossidazione	1	2	3	2, 4	3, 5	2, 4, 6	1,3,5,7

Z = 15    p

$1s^2$      $\boxed{\uparrow\downarrow}$   
 $2s^2 2p^6$      $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$   
 $3s^2 3p^3$      $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$

Struttura elettronica esterna: Ultimo livello + ultimo sottolivello 3s<sup>2</sup>, 3p<sup>3</sup>

Gruppo: numero elettroni della struttura elettronica esterna (2+3) VA

Periodo: ultimo livello energetico III

Blocco: ultimo sottolivello P

$\cdot$   
 $\cdot$  P  $\cdot$  Elettroni della struttura elettronica esterna  
 $\cdot$