

## LA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

L'atomo rappresenta il costituente fondamentale della materia. Esso è costituito da particelle subatomiche più piccole: protoni, dotati di carica elettrica positiva; neutroni, privi di carica elettrica; elettroni, dotati di una carica elettrica negativa che in valore assoluto è uguale a quella del protone. Le particelle con massa maggiore, protoni e neutroni, sono localizzate in un nucleo molto piccolo che contiene le cariche positive e nel quale è concentrata tutta la massa dell'atomo. Gli elettroni, con massa minore (quindi trascurabile), circondano il nucleo e occupano la maggior parte del volume dell'atomo. Le proprietà chimiche degli elementi e delle molecole dipendono in gran parte dagli elettroni. L'atomo viene quindi definito come la più piccola particella di un elemento che conserva le proprietà chimiche caratteristiche di quell'elemento.

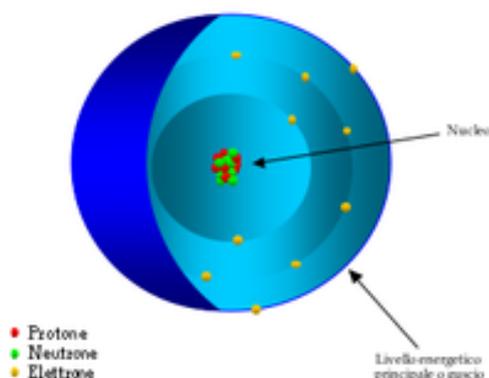
### PROPRIETA' DELLE PARTICELLE SUBATOMICHE

particella carica elettrica	massa (g)	massa (uma)
elettrone -1	$9,1094 \times 10^{-28}$	$5,4858 \times 10^{-4}$
protone +1	$1,6726 \times 10^{-24}$	1,0073
neutrone 0	$1,6749 \times 10^{-24}$	1,0087

**Il numero atomico (Z)** di un elemento è uguale al numero dei protoni presenti nel nucleo dell'elemento stesso. In un atomo che presenta una carica elettrica uguale a zero il numero di elettroni sarà uguale a quello dei protoni e quindi al numero atomico. Il numero atomico, poiché è caratteristico di ogni elemento, permette l'identificazione dell'elemento stesso. **Il numero di massa (A)** è dato dalla somma del numero dei protoni e del numero dei neutroni presenti nel nucleo dell'atomo. Si può identificare un elemento conoscendo il suo numero atomico e il suo numero di massa. Le masse delle particelle atomiche vengono espresse in unità di massa atomica (uma). L'unità di massa atomica rappresenta un modo per descrivere la massa relativa degli atomi. Lo standard è rappresentato dal carbonio 12 (atomo con 6 neutroni e 6 protoni) al quale è stato assegnato una massa esattamente pari a 12 uma. Di conseguenza 1 uma è un dodicesimo della massa di un atomo di carbonio 12. Essa può essere messa in relazione alle altre unità di massa secondo la relazione  $1 \text{ uma} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{g}$ . Atomi che hanno lo stesso numero atomico ma diverso numero di massa vengono definiti **isotopi**. Tali atomi differiscono quindi tra di loro per il numero di neutroni. La maggior parte degli elementi presenti in natura è costituita da una miscela di isotopi che vengono distinti indicando semplicemente il numero di massa. Una eccezione a questa convenzione è data dall'idrogeno i cui isotopi hanno nomi e simboli specifici: quando l'atomo di idrogeno ha un solo protone e nessun neutrone ( $A=1$ ), l'isotopo è chiamato **prozio**, o semplicemente "idrogeno"; quando ha un neutrone ( $A=2$ ) l'isotopo è chiamato **deuterio**, o "idrogeno pesante" (D); quando ha due neutroni ( $A=3$ ) l'isotopo è chiamato **trizio** (T). Gli isotopi mostrano uguali proprietà chimiche ma diverse proprietà fisiche. Ciascun isotopo dell'idrogeno è definito nuclide ed è caratterizzato da un suo numero di massa. Il peso atomico di un elemento è dato dalla media ponderata delle masse atomiche di tutti gli isotopi di quell'elemento. Per il calcolo della media ponderata si deve quindi tener conto della rappresentatività (percentuale) di ciascun isotopo dell'elemento.

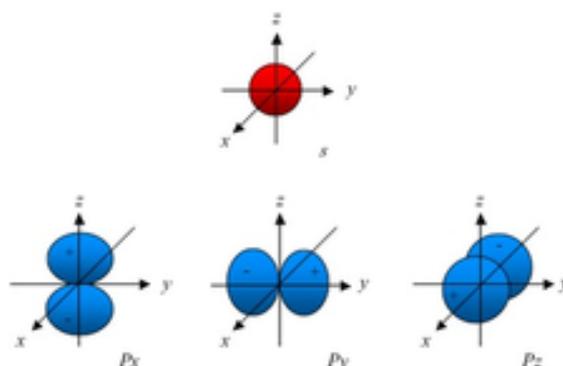
## Modello atomico

I protoni ed i neutroni si trovano concentrati nel nucleo che è una struttura molto piccola intorno alla quale si trovano gli elettroni. Gli elettroni sono in continuo movimento intorno al nucleo assumendo determinati valori di energia cinetica e occupano livelli energetici ben definiti. Il livello energetico più basso viene definito stato fondamentale. Quando un elettrone ha una energia maggiore di quella dello stato fondamentale passa ad altri livelli ben definiti; non sono permessi livelli intermedi. Questi livelli ben definiti vengono chiamati livelli energetici principali o gusci, vengono numerati con numeri interi andando dall'interno verso l'esterno (1, 2, 3, 4, ecc.) e rappresentano il **numero quantico principale**. Gli elettroni presenti nel primo guscio sono quelli più vicino al nucleo e quindi saranno attratti dal nucleo con energia maggiore; gli elettroni localizzati nei gusci lontani dal nucleo saranno invece attratti con energia minore.



## Modello atomico: gli orbitali

I gusci sono divisi in sottogusci od **orbitali** che rappresentano quella regione di spazio attorno al nucleo atomico in cui la probabilità di trovare un elettrone è massima. Essi vengono indicati con le lettere **s, p, d, e f** ed ognuno di essi può contenere soltanto due elettroni. Il primo guscio contiene solo un orbitale s, il secondo guscio contiene un orbitale s e tre orbitali p; il terzo guscio contiene un orbitale s, tre orbitali p e cinque orbitali d; il quarto guscio contiene anche sette orbitali f. Gli orbitali hanno forme ed orientamento spaziale ben definiti. Gli orbitali di tipo s hanno una forma sferica con il nucleo dell'atomo al centro della sfera. L'orbitale 1s è il più piccolo, il 2s avrà dimensioni maggiori e così via. Gli orbitali di tipo p hanno una forma di doppia asola con il nucleo dell'atomo posto al centro tra le asole. I tre orbitali p sono perpendicolari tra loro e sono orientati nello spazio lungo gli assi x, y, e z. Gli orbitali di tipo d ed f hanno una geometria spaziale molto più complessa rispetto agli orbitali descritti.

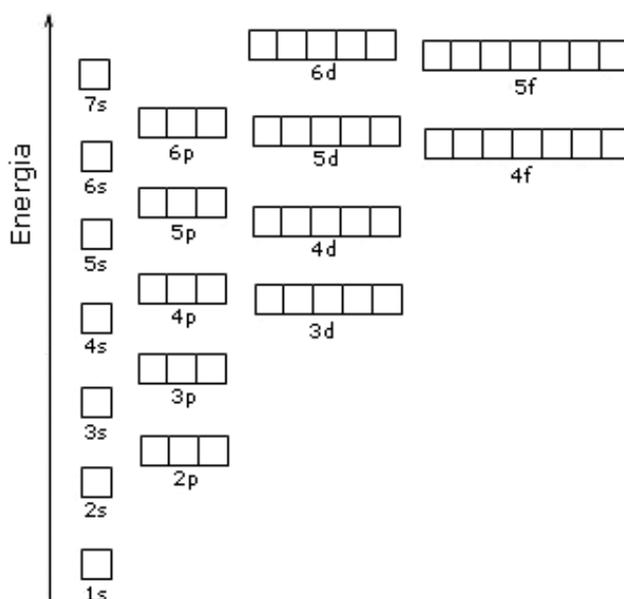


Orbitali s e p

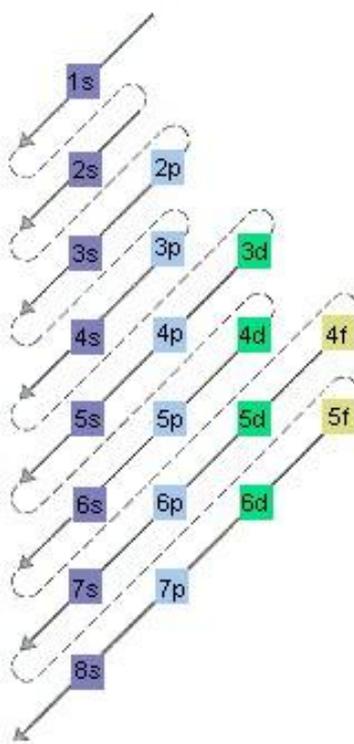
## Configurazione elettronica

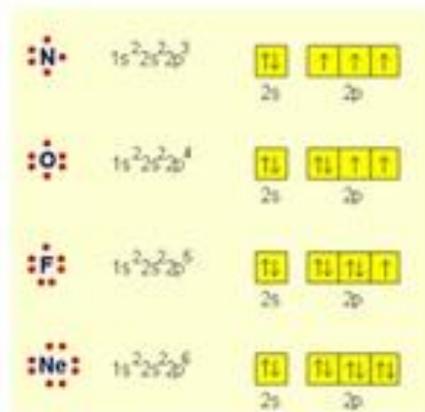
La configurazione elettronica di un atomo è la rappresentazione degli orbitali occupati dagli elettroni. Gli orbitali disponibili sono sempre gli stessi: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p e così via. Quando si vuole rappresentare la configurazione elettronica di un atomo occorre seguire le seguenti regole:

- 1) gli orbitali si riempiono progressivamente a partire dal livello energetico minore;
- 2) ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni con spin opposto. Il numero di spin indica la direzione di rotazione degli elettroni e il numero di spin opposto indica che gli elettroni in un orbitale ruotano su se stessi in direzioni opposte (oraria ed antioraria);
- 3) quando bisogna riempire orbitali isoenergetici, essi vanno riempiti inizialmente con un solo elettrone e solo successivamente si procederà al completamento di ogni orbitale.



Livelli energetici degli orbitali





### Configurazione elettronica di alcuni elementi: La tavola periodica

La tavola periodica degli elementi è lo schema con il quale vengono ordinati gli elementi in base al loro numero atomico  $Z$ . Quando gli elementi vengono disposti in ordine di peso atomico crescente, alcune caratteristiche si ripetono con una certa regolarità (periodicità), cioè le proprietà degli elementi sono funzioni periodiche del loro numero atomico. Nella tavola periodica gli elementi sono sistemati in maniera tale che quelli con proprietà chimico-fisiche simili si trovano in colonne chiamate **gruppi** famiglie. Essi sono numerati da I a VIII e seguiti dalla lettera A o B. I gruppi A sono detti gruppi principali mentre quelli B rappresentano gli elementi di transizione. Le righe sono invece detti **periodi** e sono numerate da 1 a 7; questi corrispondono ai livelli energetici principali occupati dagli elettroni dell'elemento in esame. Esistono tre classi di elementi: metalli, non metalli e metalloidi o semimetalli. La maggior parte sono metalli, che a temperatura ambiente sono solidi, in grado di condurre corrente elettrica e duttili. I non metalli (18) si trovano tutti nella parte destra della tavola periodica (ad eccezione dell'idrogeno). A temperatura ambiente alcuni sono solidi, come il fosforo e lo iodio, altri liquidi, come il bromo, o gassosi. Solo sei elementi vengono classificati come metalloidi e presentano proprietà sia dei metalli che dei non metalli. Gli elementi del gruppo IA sono conosciuti anche come metalli alcalini, hanno tutte le caratteristiche dei metalli e sono molto reattivi. Anche il gruppo IIA è costituito interamente da metalli, detti alcalino-terrosi, e si trovano in natura solo combinati così come il gruppo IIIA, ad eccezione del boro che è un metalloide. A partire dal gruppo IVA, aumenta il carattere non metallico degli elementi. All'estrema destra della tavola periodica ci sono due gruppi formati solo da non metalli. Gli elementi del gruppo VIIA, detti anche alogeni, sono fra gli elementi più reattivi. Essi si combinano con tutti i metalli alcalini per formare sali ma anche con altri metalli e con la maggior parte dei non metalli. Gli elementi del gruppo VIIIA sono tutti gassosi e vengono anche definiti gas nobili per la loro mancanza di reattività.

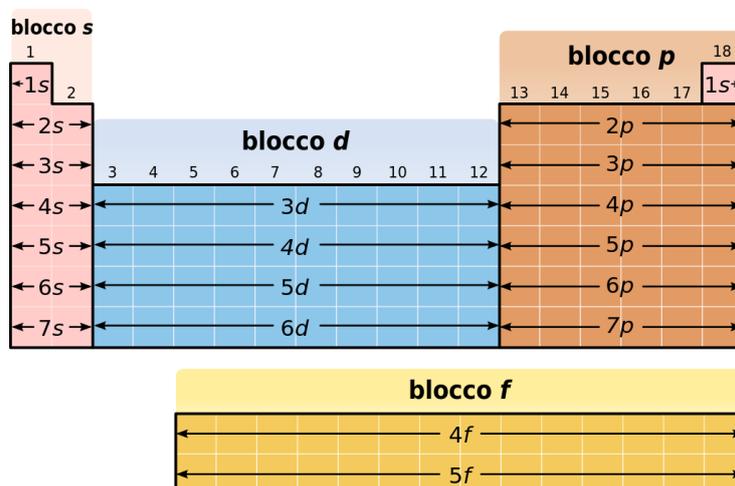


Tavola periodica con indicazioni sulla natura degli elementi

Mettendo in colonna gli atomi con la stessa configurazione elettronica esterna salta fuori proprio la tavola periodica degli elementi ... che Mendeleev aveva costruito, il secolo precedente, basandosi SUL COMPORTAMENTO CHIMICO!

The image shows a periodic table with elements grouped by color and labeled with orbital types. The groups are numbered 1 to 18. The orbitals are labeled as follows:

- orbitali s:** Group 1 (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) and Group 2 (He, Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).
- orbitali d:** Groups 3 to 10 (Sc to Zn, Y to Cd, Hf to Hg, Rf to Cn).
- orbitali p:** Groups 13 to 18 (B to He, C to Ne, Al to Ar, Ga to Kr, In to Xe, Sn to Rn, Tl to Uuo).
- orbitali f:** Lanthanides (La to Lu) and Actinides (Ac to Lr).

## Elettronegatività

Le proprietà chimiche e fisiche degli elementi cambiano quando ci si muove lungo i gruppi e lungo i periodi e le somiglianze delle proprietà degli elementi sono la conseguenza di simili configurazioni elettroniche dello strato di valenza (lo strato più esterno). Una delle proprietà periodiche più importanti è l'elettronegatività che è definita come una stima della misura della capacità di un atomo in una molecola di attrarre su di sé gli elettroni di legame. Essa aumenta lungo il periodo andando da sinistra verso destra e diminuisce lungo il gruppo andando dall'alto verso il basso.

Come detto, il concetto di orbitale esprime **la probabilità** di trovare l'elettrone con una specifica energia in una zona dell'atomo. L'equazione *complicata* che determina tale orbitale (e gli orbitali, in generale), risolta interamente solo per l'atomo di idrogeno, è l'equazione di Schrödinger. Si ottengono, con la risoluzione di questa equazione, dei parametri che lo descrivono in modo esaustivo: **i numeri quantici**.

Il primo numero quantico, detto **principale** e indicato con la lettera ***n***, stabilisce il contenuto energetico dell'orbitale. Assume i valori interi 1, 2, 3, ecc. Al crescere di ***n*** cresce l'energia associata agli orbitali da esso definiti e aumenta la distanza degli orbitali dal nucleo; si può anche dire che esso stabilisce **il livello energetico**.

Il secondo numero quantico, detto **secondario** (o azimutale) e indicato con la lettera ***l***, definisce la forma dell'orbitale. È collegato ad ***n*** nel senso che può assumere tutti i valori compresi fra 0 e ***n*-1**:

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Si può dire anche che il numero quantico azimutale stabilisce quanti **sottolivelli** sono possibili per i vari livelli: il 1° livello risulta formato da un solo sottolivello; il 2° da due sottolivelli, e così via. I primi due numeri quantici (***n*** e ***l***), insieme, definiscono il contenuto complessivo di energia che spetta a ciascun orbitale. I diversi valori di ***l*** (i diversi sottolivelli) sono indicati spesso con le lettere ***s, p, d, f***, (***g, h***, ecc.), per ricordare la terminologia usata nella spettroscopia per distinguere le righe spettrali: sottile, principali, diffusa, fondamentale. I sottolivelli a partire dalla lettera ***g*** hanno una semplice successione logica alfabetica e anche se teoricamente prevedibili non sono utilizzati.

Il terzo numero quantico, detto **magnetico** e indicato con la lettera **m**, definisce l'orientamento dell'orbitale nello spazio. È collegato a **l** nel senso che può assumere tutti i valori compresi tra  $-l$  e  $+l$ , zero compreso:

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Si può anche dire che esso stabilisce quanti **orbitali** spettano ai singoli sottolivelli. Il sottolivello  $s$ , pertanto, è formato da un solo orbitale (una sfera, quale è la forma stabilita dal numero  $l = 0$ , con un determinato raggio, come stabilito dal numero quantico  $n$ , assume un'unica posizione nello spazio); il sottolivello  $p$  è formato, invece, da tre orbitali che si differenziano fra loro per il fatto che sono sistemati su assi spaziali diversi; ecc. Gli orbitali, che differiscono fra loro solo per il terzo numero quantico, hanno lo stesso contenuto energetico e sono chiamati degeneri. Il sottolivello  $p$ , ad esempio, è formato da tre orbitali **degeneri**.

I tre numeri quantici, così definiti, vincolano, nel loro insieme, l'onda elettronica e la costringono ad assumere determinate configurazioni, che sono appunto gli orbitali.

Il numero di orbitali che è possibile trovare per ogni livello è dato dalla formula:

$$\text{numero di orbitali} = n^2$$

Il numero di elettroni che possiamo trovare per ogni livello è invece dato dalla formula:

$$\text{numero di elettroni} = 2n^2$$

Ciò succede perché in ogni orbitale possono trovarsi al massimo due elettroni. I due elettroni che si trovano in uno stesso orbitale o, meglio, che costituiscono un unico orbitale, hanno i numeri quantici sinora indicati uguali e differiscono fra loro per un quarto numero quantico, detto **di spin**.

Il quarto numero quantico, detto di spin, attribuisce all'elettrone un momento angolare intrinseco, quasi che l'elettrone possa essere immaginato come una sferetta rotante attorno a sé stessa. Il numero quantico magnetico di spin indica, invece, che l'onda elettronica è polarizzata o in una direzione o in un'altra esattamente opposta. Il movimento degli elettroni, che consente loro di superare la forza attrattiva esercitata dal nucleo, genera un campo magnetico proprio e specifico dei singoli elettroni. Per il campo magnetico valgono le stesse regole del campo elettrico: polarità uguali si respingono, polarità opposte s'attraggono (con questo non voglio dire che i due campi sono uguali, ma soltanto che questa è una delle tante analogie).

Gli elettroni che occupano uno stesso orbitale sono necessariamente molto vicini: la loro coabitazione è resa possibile proprio perché hanno spin opposto. La carica elettrica uguale porterebbe gli elettroni lontano l'uno dall'altro, lo spin opposto invece li fa stare abbastanza vicini: l'equilibrio che si realizza fra queste due opposte tendenze fa sì che due elettroni possano occupare lo stesso orbitale. Gli elettroni quando cambiano orbitale cambiano necessariamente alcuni o tutti e tre i primi numeri quantici, ma conservano inalterato il proprio spin, appunto perché esso rappresenta una proprietà intrinseca dell'elettrone, non collegata alla sua collocazione nell'atomo. Esso può assumere solo due valori:  $-1/2$  e  $+1/2$ , legati alla rotazione antioraria e oraria dell'elettrone.

Grazie ai numeri quantici è possibile scrivere la **configurazione elettronica** di un elemento. Questo processo consiste, considerato un elemento, nel "riempire" volta per volta gli orbitali col numero di elettroni di cui si dispone. Bisogna sapere che ad un dato livello energetico possono coesistere più orbitali; ciò dipende dai valori che può assumere il numero quantico secondario  $l$ . Inoltre, ciascun orbitale può ospitare solo un certo numero finito di elettroni! In basso abbiamo riportato un semplice esempio di quanto detto finora (fino al livello  $n=4$ ). Si ricorda, ad ogni modo, che per scrivere una corretta configurazione elettronica si comincia col riempire i livelli energetici più bassi (partendo da  $n=1$ ) a salire.

<b>Livello n=1</b>	<b>Valori possibili per l</b>	<b>Valori possibili per m<sub>l</sub></b>	<b>Nome orbitale</b>
	$l = 0$	$m_l = 0$	orbitale 1s (max 2 elettroni)

<b>Livello n=2</b>	<b>Valori possibili per l</b>	<b>Valori possibili per m<sub>l</sub></b>	<b>Nome orbitale</b>
	$l = 0$	$m_l = 0$	orbitale 2s (max 2 elettroni)
	$l = 1$	$m_l = [-1,0,1]$	orbitale 2p (max 6 elettroni)

<b>Livello n=3</b>	<b>Valori possibili per l</b>	<b>Valori possibili per m<sub>l</sub></b>	<b>Nome orbitale</b>
	$l = 0$	$m_l = 0$	orbitale 3s (max 2 elettroni)
	$l = 1$	$m_l = [-1,0,1]$	orbitale 3p (max 6 elettroni)
	$l = 2$	$m_l = [-2,-1,0,1,2]$	orbitale 3d (max 10 elettroni)*

<b>Livello n=4</b>	<b>Valori possibili per l</b>	<b>Valori possibili per m<sub>l</sub></b>	<b>Nome orbitale</b>
	$l = 0$	$m_l = 0$	orbitale 4s (max 2 elettroni)

	...	...	...
--	-----	-----	-----

... e così via !

Gli orbitali con lo stesso numero quantico secondario  $l$  appartengono allo stesso sottostrato o sottolivello:

- gli orbitali con  $l = 0$  vengono chiamati orbitali  $s$  ;
- gli orbitali con  $l = 1$  vengono chiamati orbitali  $p$ ;
- gli orbitali con  $l = 2$  vengono chiamati orbitali  $d$  ;
- gli orbitali con  $l = 3$  vengono chiamati orbitali  $f$ .

Nel **primo livello di energia  $n = 1$** ,  $l$  può assumere solo ed esclusivamente il valore 0. Questo significa che avremo un solo tipo di orbitale, ossia l'orbitale  $s$  (indicato come  $1s$ ), di forma sferica. Questo livello può ospitare solo due elettroni.

Nel **secondo livello di energia  $n = 2$** ,  $l$  può assumere i valori 0 e 1. Quindi, i possibili tipi di orbitali sono  $s$  e  $p$ . In particolare, troviamo l'orbitale  $2s$  e, ad un livello energetico leggermente superiore, troviamo i tre orbitali  $2p$ , contraddistinti dai valori che assume  $m$  (il numero quantico magnetico che indica l'orientazione di un orbitale):  $-1, 0, +1$ . In questo livello possono stare otto elettroni.

Nel **terzo livello di energia  $n = 3$** ,  $l$  può assumere i valori 0, 1 e 2. Avremo quindi gli orbitali  $s, p$  e  $d$ . Oltre all'orbitale  $3s$  e ai tre orbitali  $3p$ , ad energia leggermente più elevata avremo i cinque orbitali  $d$  le cui orientazioni sono date dai seguenti valori di  $m$ :  $-2, -1, 0, +1, +2$ . Questo livello energetico può ospitare 18 elettroni.

Nel **quarto livello di energia  $n = 4$** ,  $l$  assume i valori 0, 1, 2 e 3 e quindi avremo orbitali  $s, p, d$  ed  $f$ . In particolare avremo l'orbitale  $4s$ , i tre orbitali  $4p$ , i cinque orbitali  $4d$  e i sette orbitali  $4f$ , questi ultimi con valori di  $m$  pari a  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ . Questo livello può ospitare 32 elettroni.

Detto in soldoni, il primo orbitale che si incontra è l' **$1s$**  nel livello energetico  $n=1$ , quello fondamentale. Immaginatelo come una capsula (o un quadratino) che può ospitare al massimo 2 elettroni. Qualora l'elemento di cui vogliamo scrivere la configurazione elettronica avesse più di due elettroni, bisognerebbe passare al riempimento dell'orbitale successivo. Tale è il  **$2s$**  nel livello energetico  $n=2$ , che può ospitare anch'esso massimo 2 elettroni. L'orbitale  $2s$  è quello a cui compete minore energia nel livello  $n=2$ . Qualora l'elemento considerato avesse più di quattro elettroni (che già abbiamo piazzato nell' $1s$  e nel  $2s$ ), si passerebbe al riempimento dell'orbitale  **$2p$**  sempre nello stato  $n=2$ . Quest'ultimo possiamo immaginarlo come costituito da tre capsule (o quadratini) unite tra loro in cui gli elettroni si dispongono a coppie; il numero massimo consentito è pari a sei elettroni. L'orbitale  $2p$  è quello con maggiore energia nel livello energetico  $n=2$ . Il discorso per tutti gli altri livelli energetici e per gli orbitali da cui sono formati è analogo.

**Particolarità:** Fate attenzione al livello  $n=3$ . Esso è formato da orbitali  $3s, 3p$  e  $3d$ . In teoria si dovrebbero riempire gli orbitali  $3d$  prima, eventualmente, di passare ad uno stato  $n=4$  con orbitali  $4s$ . In realtà questo non accade per alti valori di  $n$  perché la differenza di energia tra un livello e l'altro diminuisce man mano che  $n$  cresce. Ciò significa che agli orbitali  $3d$  dello stato  $n=3$  e agli orbitali  $4s$  dello stato  $n=4$  compete *più o meno* la stessa energia: gli elettroni preferiscono riempire

prima un orbitale con meno posti (il 4s) anziché cimentarsi nel riempimento di un orbitale molto esteso come il 3d. Rappresentando l'ordine corretto di riempimento si ha:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p \dots$$

Gli orbitali f vengono utilizzati per alti numeri atomici e pertanto non li considereremo utili al fine dell'apprendimento né faremo esercizi a riguardo.

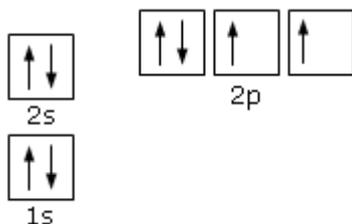
### Principi per la configurazione elettronica

1. Il termine **Aufbau** significa, in tedesco, "costruzione" e rappresenta, per noi, la **costruzione della configurazione elettronica degli atomi**, cioè il procedimento per assegnare, per ogni atomo, la posizione corretta agli elettroni di cui è dotato. A parte il **principio di indeterminazione** enunciato nel 1927 dal fisico tedesco **Werner Heisenberg** ("La posizione e la velocità di una particella non possono essere misurate simultaneamente con precisione arbitraria"), regole e principi sono pochi e semplici, ma vanno usati rigorosamente e sono basati su considerazioni energetiche e teoriche:
2. **Principio della minima energia**: ogni elettrone occupa l'orbitale disponibile a più bassa energia
3. **Principio di Pauli**: Non possono esistere in un atomo due elettroni con tutti e quattro i numeri quantici uguali: essi devono differire per almeno un numero quantico. Il numero di spin  $m_s$  rende valido questo principio. Gli elettroni, nel disporsi negli orbitali, assumono spin appaiati o antiparalleli: ad un elettrone competerà lo spin  $+1/2$  e all'altro elettrone lo spin  $-1/2$ ; possiamo immaginare questa situazione facendo ruotare i due elettroni uno in senso orario e l'altro in senso antiorario.
4. **Regola di Hund**: se due o più elettroni occupano orbitali degeneri, cioè con la stessa energia, essi occupano il maggior numero possibile di spazi, disponendosi quando possibile a spin antiparalleli.

Facciamo un esempio di quanto appreso:

Determiniamo la configurazione elettronica dell'ossigeno (O), con  $Z=8$ .

Il numero atomico  $Z$  rappresenta il numero di protoni e quindi di elettroni presenti in questo atomo (neutro) di ossigeno. Riempiamo gli orbitali con gli 8 elettroni che abbiamo a disposizione:



Il primo orbitale a riempirsi è l'1s, poi il 2s e infine il 2p.

Le freccette con verso opposto indicano lo spin antiparallelo degli elettroni (soddisfiamo così il Principio di Pauli). Notiamo che l'orbitale 2p presenta due elettroni con spin paralleli. Perché? È proprio la regola di Hund che lo permette! Se ci sono nell'atomo elettroni che occupano insieme orbitali degeneri (i 2p lo sono) essi devono occupare più spazio possibile. I primi due elettroni si sono disposti a spin antiparalleli ("quando possibile"), i restanti per non lasciare una capsula vuota hanno deciso di disporsi a spin paralleli, occupando così tutti gli orbitali 2p. La seguente configurazione elettronica può esprimersi anche nella forma compatta:  $1s^2 2s^2 2p^4$ , dove i numeri in apice sono gli elettroni che occupano quel determinato orbitale. La loro somma, in questo caso, è ovviamente 8.

**Definizione.** Un atomo si dice stabile quando i suoi elettroni hanno occupato tutti i possibili spazi, a spin antiparalleli, dell'orbitale più esterno in un determinato livello energetico.

**FONTI:**

[http://spazioinwind.libero.it/bmarco/i\\_numeri\\_quantici\\_e\\_gli\\_orbitali.htm](http://spazioinwind.libero.it/bmarco/i_numeri_quantici_e_gli_orbitali.htm)

<http://www.federica.unina.it/farmacia/chimica-generale-ed-inorganica-far/configurazione-elettronica>