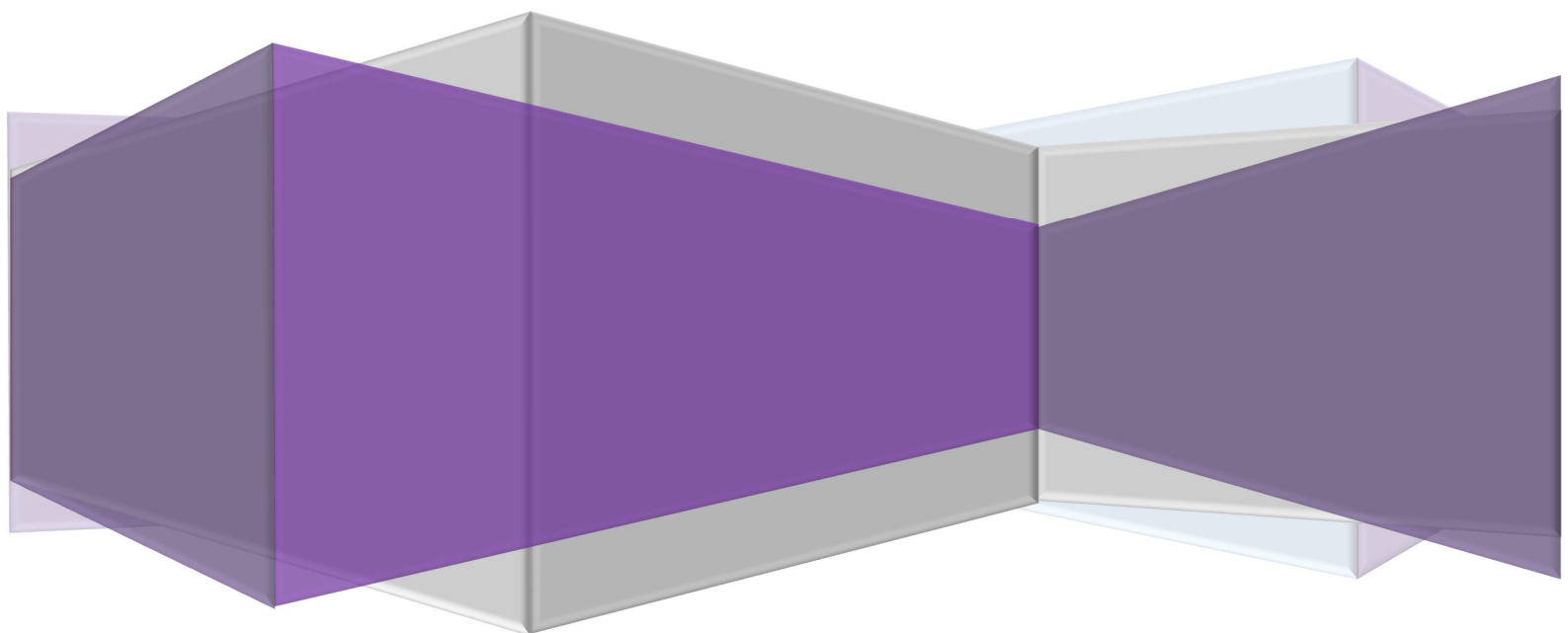


Tecla Spelgatti

# RIASSUNTI DI CHIMICA

per il liceo scientifico

**1 - LA STRUTTURA DELLA MATERIA**





Questo testo è distribuito con licenza Common Creative:  
<http://creativecommons.org/licenses/>



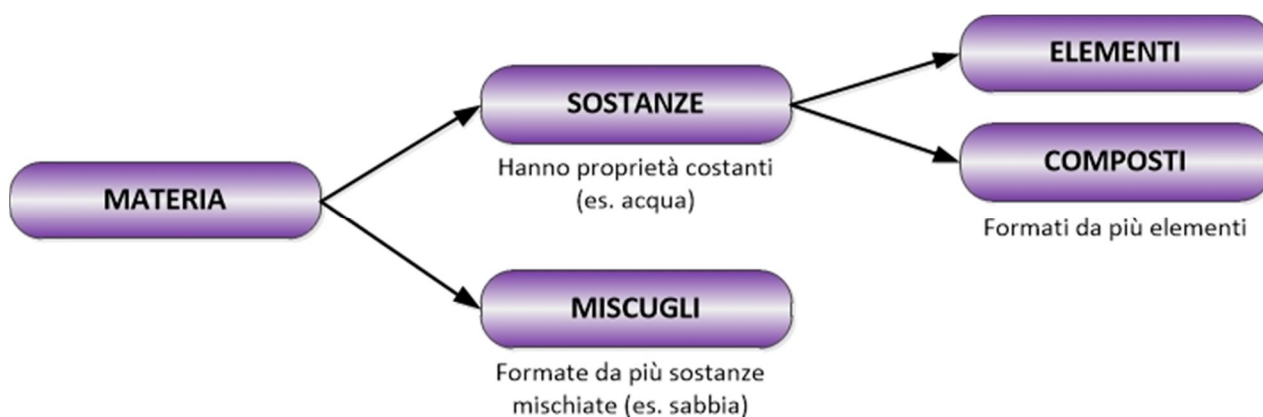
CC BY-NC-ND Attribuzione - Non commerciale - Non opere derivate

E' permesso scaricare l'opera e condividerla con altri, ma non modificarla ne utilizzarla, interamente o in parte, per scopi commerciali.

# 1. LA STRUTTURA DELLA MATERIA

La chimica studia le trasformazioni dei corpi, cioè come diversi tipi di materia possono unirsi per dare origine ad un altro tipo di materia.

La fisica non studia le trasformazioni, ma osserva gli oggetti e ne analizza il comportamento con l'uso della matematica. La chimica invece studia come una sostanza si trasforma in un'altra.



La materia è simile alle costruzioni: esistono un certo numero di pezzi elementari (di forma e colore diversi) che si possono unire per dar vita a costruzioni più complesse. Gli elementi però sono sempre gli stessi; è il modo in cui sono combinati che produce oggetti diversi.

## 1.1. L'atomo

L'elemento fondamentale della chimica è l'**ATOMO**. Esso è costituito da tre particelle elementari:

- ◆ **PROTONE**: di carica positiva
- ◆ **ELETTRONE**: di carica negativa
- ◆ **NEUTRONE**: privo di carica elettrica.

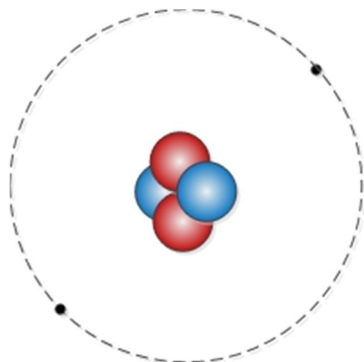
L'elettrone è molto più piccolo del protone e del neutrone; si può dire che il suo peso è quasi trascurabile. Gli elettroni sono continuamente in movimento, mentre protoni e neutroni sono fermi, uniti tra loro al centro dell'atomo. Protoni e neutroni insieme formano il **NUCLEO** e perciò vengono chiamati **NUCLEONI**.

I protoni, avendo carica positiva, tendono a respingersi tra loro. Per questo nel nucleo ci sono i neutroni che li tengono uniti. Gli elettroni negativi invece sono attratti dal nucleo positivo, ma non cadono su di esso perché sono sempre in moto.

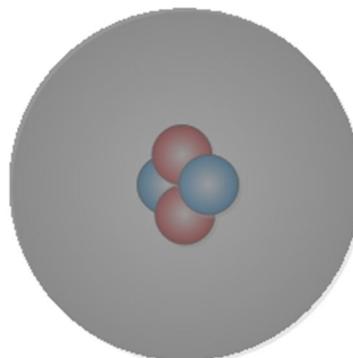
Gli elettroni non si muovono, come molti pensano, su una linea chiusa. Essi hanno a disposizione uno spazio, chiamato **ORBITALE** (da non confondere con l'orbita), nel quale si muovono in maniera casuale. Non si sa mai esattamente dove si trova un elettrone: si sa solo che sta nel proprio orbitale. L'insieme di tutti gli orbitali di un atomo è chiamato nube elettronica.

Ogni elemento è formato da atomi di un certo tipo, tutti uguali. Ad esempio il ferro è formato da soli atomi di ferro.

Elementi diversi sono formati da atomi diversi che si differenziano l'uno dall'altro per il numero di particelle che lo compongono.



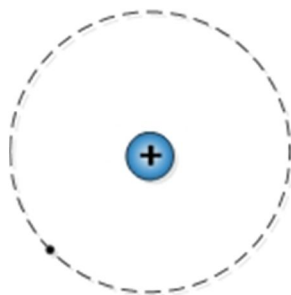
Modello dell'atomo classico



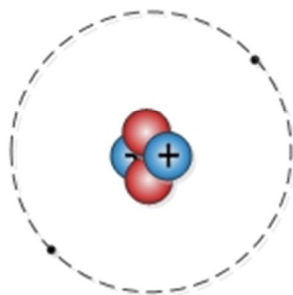
Modello dell'atomo ad orbitale

Ogni atomo ha sempre lo stesso numero di protoni positivi e di elettroni negativi in modo che le loro cariche si annullino a vicenda. Quindi nel suo insieme **L'ATOMO È ELETTRICAMENTE NEUTRO**:

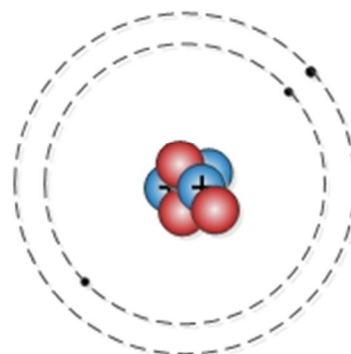
Atomo di idrogeno



Atomo di elio



Atomo di litio



I neutroni, che servono per tenere insieme i protoni che altrimenti si respingerebbero, sono sempre in numero pari o superiore a quello dei protoni. Più l'atomo diventa grande e più servono tanti neutroni. L'uranio, ad esempio, che ha 92 protoni, ha ben 156 neutroni...

## 1.2. *Misurare l'atomo*

Gli atomi sono così piccoli che non si possono usare i grammi e i metri per misurarli.

Si usano quindi altre unità, più piccole:

- ◆ **UNITÀ DI MASSA ATOMICA U.M.A.** [u]: è equivalente a  $1,66 \times 10^{-24}$  grammi (0,0000000000000000000000000000166 grammi)
- ◆ **PICOMETRO** [pm]: è un sottomultiplo del metro e vale  $10^{-12}$  metri (0,00000001 metri)



PARTICELLA	SIMBOLO	MASSA	CARICA
Protone	$p^+$	1,00727 u	+1
Neutrone	$n$	1,00866 u	0
Elettrone	$e^-$	$\frac{1}{1836} u$	-1

Per descrivere un atomo bisogna dire quanto è grande e da cosa è costituito.

Si usano una serie di grandezze:

- ◆ **NUMERO ATOMICO  $Z$** : è il numero di protoni (e quindi anche di elettroni) contenuti nell'atomo
- ◆ **NUMERO DI MASSA  $A$** : è la massa totale delle particelle che costituiscono l'atomo (quindi la somma della massa dei protoni, dei neutroni e degli elettroni) espressa in U.M.A.
- ◆ Poiché il peso degli elettroni è trascurabile rispetto a quelli dei nucleoni e poiché questi hanno peso di circa 1 U.M.A., si può approssimare dicendo che il numero di massa  $A$  è la somma del numero di protoni e di neutroni
- ◆ **RAGGIO ATOMICO**: è il valore in picometri del raggio.
- ◆ **SIMBOLO CHIMICO**: ogni elemento viene indicato con una sigla

In natura esistono 92 atomi con diverso numero atomico  $Z$ . In laboratorio ne vengono creati altri, ma di solito sono instabili e spariscono in poco tempo.

**L'ATOMO, FORMATO DA UN NUCLEO CON PROTONI E NEUTRONI, CIRCONDATO DA UN NUBE DI ELETTRONI, È LA PIÙ PICCOLA PARTE DI UN ELEMENTO CHE MANTIENE INALTERATE TUTTE LE CARATTERISTICHE DELL'ELEMENTO STESSO.**

### 1.3. *La teoria quantistica e gli orbitali*

Ogni processo, sia esso fisico o chimico, non può trasferire energia (cioè assorbirla o rilasciarla nell'ambiente) in maniera continua, cioè senza interruzioni, ma solo attraverso quantità minime definite, chiamate **QUANTI**.

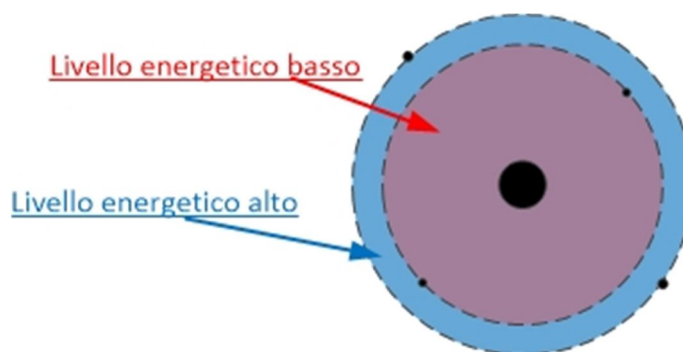
Questo processo si può spiegare attraverso il paragone con le monete. Gli euro vengono prodotti in numero limitato: esistono solo monete da 1, 5, 10, 20, 50, 100 e 200 centesimi (le ultime 2 sono le monete da 1 e 2 euro). Se un oggetto costasse 1,5 centesimi non saremmo in grado di pagare il mezzo centesimo, ne potremmo riceverlo di resto...

Un altro utile paragone è quello della scala. I quanti sono come dei gradini: per poter salire è necessario sollevare il piede di una certa altezza minima pari a quello dello scalino. E' come se ad ogni scalino fosse associata una certa energia che aumenta man mano che si sale.

Ogni sistema formato da unità minime che non possono essere ulteriormente suddivise si dice **SISTEMA QUANTIZZATO** (cioè diviso in quanti).

Quando si ha a che fare con cose molto piccole (mondo microscopico) tutto è quantizzato. Si parla quindi di **MECCANICA QUANTISTICA**.

Gli orbitali si comportano esattamente in questo modo: sono come i gradini di una scala. Per poter stare in un certo orbitale un elettrone deve possedere una certa energia che aumenta man mano che ci si allontana dal nucleo. Se vogliamo che un elettrone passi da un orbitale con meno energia ad uno con più energia, dobbiamo fornirgli il quanto che gli serve per stare ad un livello più alto. Quando l'elettrone torna al livello più basso rilascia nell'ambiente l'energia che gli è stata data, ad esempio sotto forma di luce.

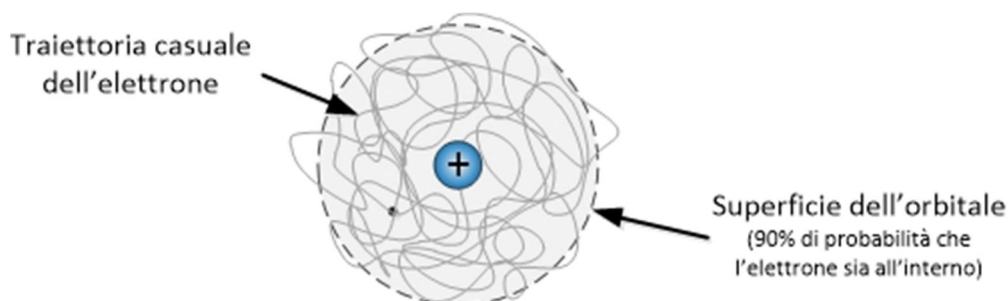


### 1.3.1. *Differenza tra orbita e orbitale*

Si parla di **ORBITA** quando un corpo descrive una traiettoria chiusa ed è possibile saper dove si trova e qual è la sua velocità in ogni istante.

Ad esempio i pianeti descrivono orbite attorno al sole.

Si parla di **ORBITALE** quando un corpo si muove in modo casuale all'interno di una certa regione di spazio e non si può saper contemporaneamente dove si trova e quale sia la sua velocità. Questo principio, che stabilisce che nel mondo delle particelle non si possono conoscere contemporaneamente la velocità e la posizione, si chiama **PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG**.



L'orbitale è delimitato da una superficie entro la quale c'è il 90% di possibilità di trovare l'elettrone. Questa superficie può avere forme diverse a seconda dell'energia associata all'orbitale.

Negli atomi esistono 4 tipi di orbitali. Non è detto che un atomo posseda tutti e quattro i tipi di orbitale: ad esempio l'idrogeno, che ha un solo elettrone, possiede un solo orbitale di forma sferica.

Più elettroni l'atomo possiede, e più orbitali deve avere.

### 1.3.2. *Il modello degli orbitali*

Per descrivere i diversi orbitali si usano 3 numeri chiamati **NUMERI QUANTICI**. Ognuno di essi è associato ad una proprietà dell'orbitale:

◆ **NUMERO QUANTICO PRINCIPALE  $n$** : indica il livello energetico e la grandezza degli orbitali (l'energia e la dimensione dell'orbitale aumenta man mano che  $n$  diventa più grande). E' un numero intero che va da 1 a 7.

◆ **NUMERO QUANTICO ANGOLARE  $l$** : indica la forma dell'orbitale. E' un numero compreso tra 0 e  $n - 1$ . Questo significa che gli orbitali che hanno  $n = 1$  possono avere solo  $l = 0$ ; gli orbitali che hanno  $n = 2$  possono avere  $l = 0$  e anche  $l = 1$ .

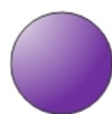
$l = 0$  indica un orbitale sferico. Questi orbitali vengono chiamati anche **ORBITALI  $s$** .

$l = 1$  indica un orbitale a forma di doppia goccia. Vengono chiamati anche **ORBITALI  $p$** .

$l = 2$  indica un orbitale a forma di quadrilobo. Vengono chiamati anche **ORBITALI  $d$** .

$l = 3$  indica un orbitale con una forma molto complessa e variabile in base al tipo di atomo.

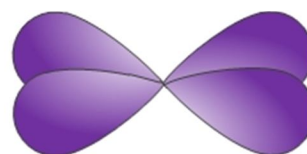
Vengono chiamati anche **ORBITALI  $f$** .



$l=0$



$l=1$

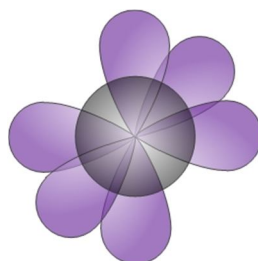


$l=2$

◆ **NUMERO QUANTICO MAGNETICO  $m$** : indica l'orientamento spaziale dell'orbitale. Ad esempio l'orbitale a doppia goccia può essere orientato in tre direzioni spaziali.

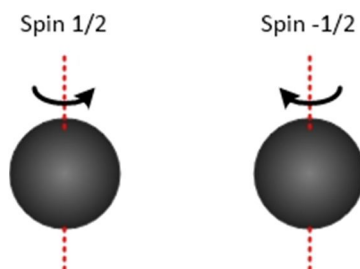
Questo numero è compreso tra  $l$  e  $-l$ .

Gli atomi più grossi hanno tutti i tipi di orbitale, l'uno sovrapposto all'altro:

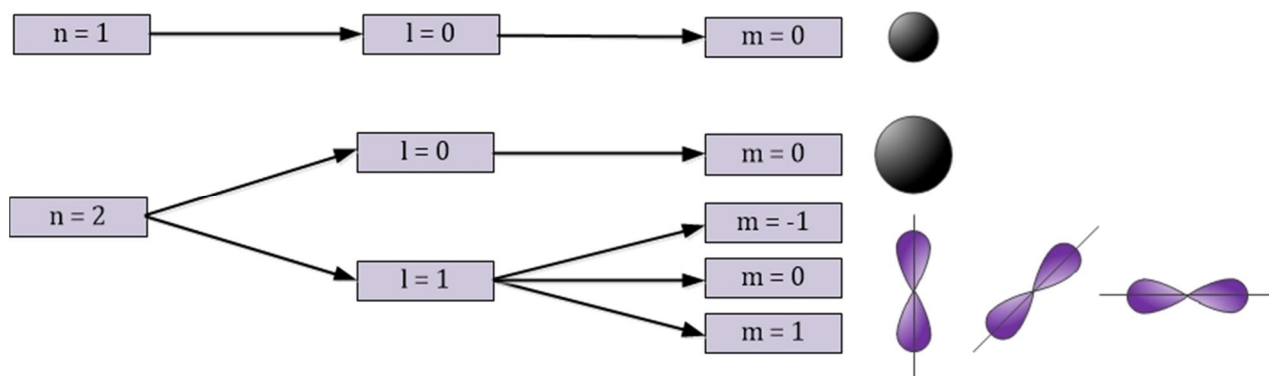


Esiste poi un ulteriore numero quantico, che però non descrive l'orbitale, ma i singoli elettroni che stanno negli orbitali. Questo numero quanti si chiama:

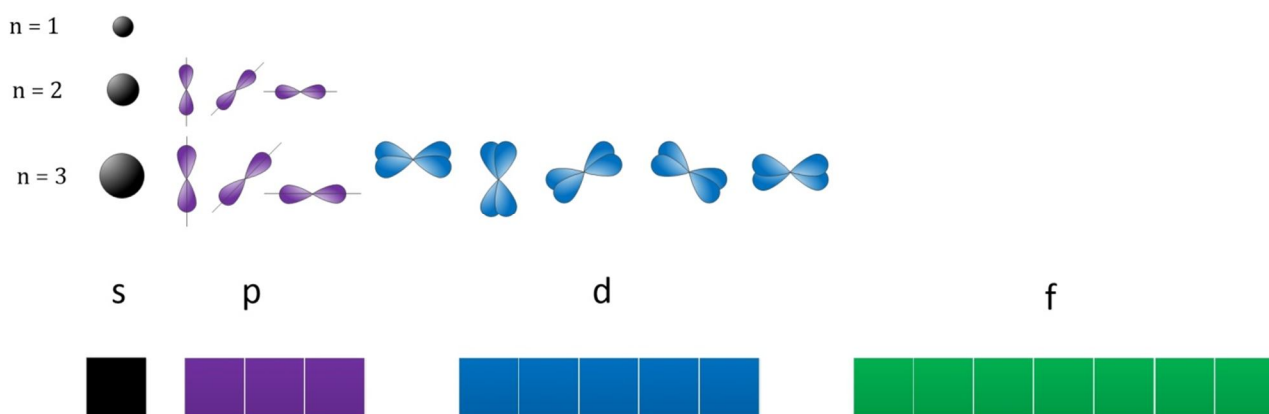
- ◆ **NUMERO QUANTICO DI SPIN:** può assumere solo due valori  $\frac{1}{2}$  e  $-\frac{1}{2}$  che indicano in che verso sta ruotando l'elettrone.



Questa tabella mostra quali tipi di orbitali si possono creare per i primi due numeri quantici principali:

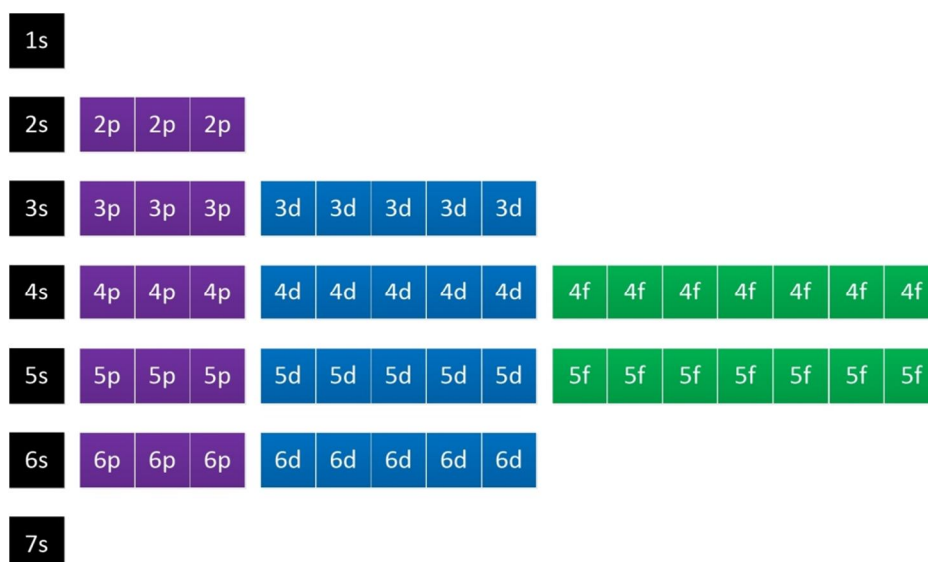


Un altro modo per rappresentare gli orbitali è utilizzare dei quadratini. Gli orbitali di tipo *s* hanno un solo quadratino (essendo rotondi non possono avere diversi orientamenti spaziali); gli orbitali di tipo *p* hanno 3 quadratini (possono essere orientati lungo i tre assi); gli orbitali di tipo *d* hanno 5 quadratini e quelli di tipo *f* ne hanno 7.



Questo modo di modellizzare gli orbitali viene chiamato modello *spdf* ed è molto utile per capire come costruire i vari atomi. Lo schema seguente mostra tutti i tipi di orbitale che possono esistere:





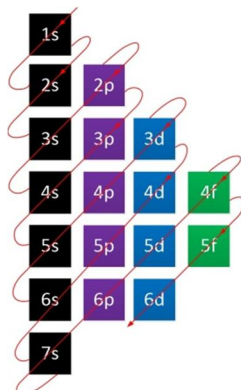
Per capire come gli elettroni si dispongono negli orbitali bisogna tenere presenti tre leggi:

- ◆ Il **PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI**: in ogni orbitale possono stare al massimo due elettroni e, se ce ne sono due, devono essere controrotanti (cioè avere spin opposto)
- ◆ La **REGOLA DELLA MINIMA ENERGIA**: gli elettroni si dispongono negli orbitali con la minima energia tra quelli che ancora non sono completi.
- ◆ La **REGOLA DI HUND**: Per ogni orbitale con la stessa energia (cioè che ha stesso  $n$  e stesso  $l$ ) gli elettroni si dispongono con spin parallelo in modo da occupare il maggior numero di posti vuoti.

### 1.3.3. La configurazione elettronica

Per costruire un atomo a partire dai suoi costituenti fondamentali bisogna:

1. Sapere quanti elettroni servono: gli elettroni sono in numero uguale ai protoni e si trovano sapendo il numero atomico  $Z$ .
2. Sapere quali orbitali hanno energia minore, utilizzando lo schema seguente, che si ricava da quello all'inizio della pagina. Si parte dall'alto e si uniscono le diagonali: gli orbitali che si riempiono per primi sono quelli attraversati per primi dalla linea.



3. Mettere gli elettroni negli orbitali tenendo conto che in ogni orbitale ci possono essere solo 2 elettroni e che bisogna mettere un elettrone in ogni orbitale isoenergetico prima del raddoppio.

La scrittura che indica il numero di elettroni che trovano posto in ogni orbitale viene chiamato **CONFIGURAZIONE ELETTRONICA TOTALE**.

Se si indicano solo gli orbitali del livello energetico più alto si parla di **CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA**.

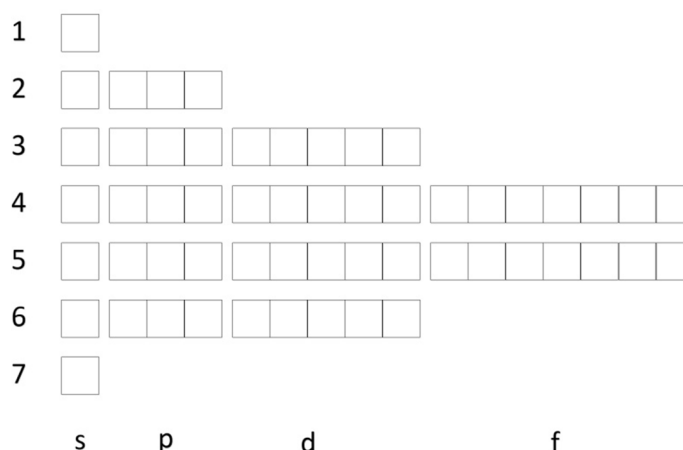
La configurazione elettronica esterna è importantissima perché è quella che stabilisce le proprietà dei vari elementi.

### Esempio 1

**Scrivere la configurazione elettronica dell'atomo di ossigeno.**

L'atomo di ossigeno ha numero atomico  $Z = 8$  e quindi bisogna disporre 8 elettroni.

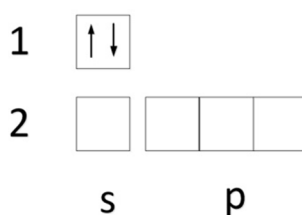
Per prima cosa disegniamo la tabella vuota:



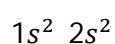
Quindi cominciamo a posizionare due elettroni nell'orbitale 1S e scriviamo:

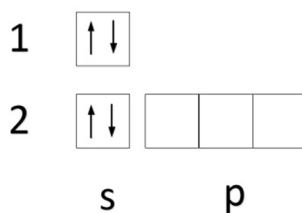


Se rappresentiamo ogni elettrone con una frecciolina possiamo visualizzare questa cosa:

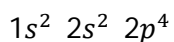


Visto che l'orbitale 1s è completo bisogna passare al successivo 2s che ha 2 posti. Posizioniamo 2 elettroni in questo orbitale e scriviamo:

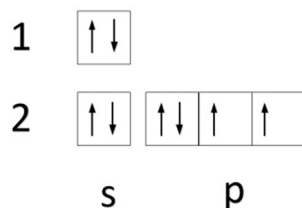




Abbiamo ancora 4 elettroni da posizionare e dobbiamo aprire l'orbitale successivo che è il 2p che ne può contenere al massimo 6. Scriveremo:



In questo livello però ci sono 3 orbitali isoenergetici e quindi per la regola di Hund dobbiamo mettere un elettrone in ogni orbitale prima del raddoppio.



La configurazione elettronica esterna è  $s^2 p^4$

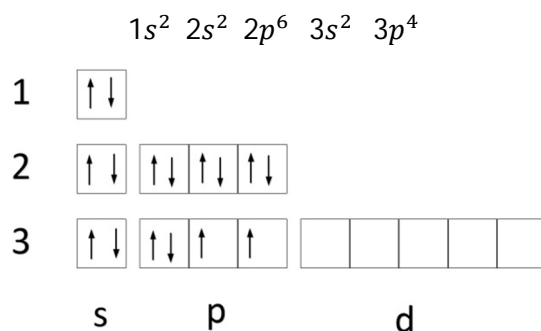
### Esempio 2

Scrivere la configurazione elettronica dell'atomo dello zolfo.

Lo zolfo ha 16 elettroni quindi ne dovremo mettere:

- ◆ 2 nell'orbitale 1s
- ◆ 2 nell'orbitale 2s
- ◆ 6 nell'orbitale 2p
- ◆ 2 nell'orbitale 3s
- ◆ 4 nell'orbitale 3p

La configurazione elettronica dello zolfo è:



La configurazione elettronica esterna dello zolfo è la stessa dell'ossigeno:  $s^2 p^4$

**Esempio 3****Scrivere la configurazione elettronica dell'atomo di Ferro.**

Il ferro ha 26 elettroni quindi ne dovremo mettere:

- ◆ 2 nell'orbitale 1s
- ◆ 2 nell'orbitale 2s
- ◆ 6 nell'orbitale 2p
- ◆ 2 nell'orbitale 3s
- ◆ 6 nell'orbitale 3p
- ◆ 2 nell'orbitale 4s
- ◆ 6 nell'orbitale 3d

La configurazione elettronica del ferro è:

