

In questa lezione esamineremo assieme la procedura corretta per ricavare la **configurazione elettronica** di una specie chimica sapendo solamente il numero di elettroni che possiede.

Il numero di elettroni e la loro disposizione negli **orbitali** sono i parametri più importanti che determinano la reattività chimica di un certo elemento. **La configurazione elettronica** di una specie chimica ci dice quanti elettroni sono presenti in ogni orbitale ed è quindi fondamentale imparare come ricavarla in modo da poter giustificare le proprietà di quella specie. Per esempio, l'elio ha configurazione elettronica  $1s^2$ . Questo vuol dire che è occupato solamente l'orbitale  $1s$  e che l'orbitale accoglie due elettroni. La configurazione del carbonio è invece  $1s^2 2s^2 2p^2$ , il che vuol dire che ci sono due elettroni nell'orbitale  $1s$ , 2 elettroni nell'orbitale  $2s$  e 2 elettroni nell'orbitale  $2p$ .

Il procedimento da seguire per collocare ogni elettrone nel rispettivo orbitale è molto semplice e lineare e segue tre regole, dette regole dell'**Aufbau** (costruzione).

- **Regola n° 1** Gli orbitali vanno riempiti in ordine di energia crescente, dal meno energetico al più energetico;
- **Regola n°2** (principio di esclusione di **Pauli**) = Due elettroni in un atomo non possono avere gli stessi quattro numeri quantici. Questo vuol dire che a parità di  $n$ ,  $l$  e  $m_l$  gli elettroni devono avere numero quantico di spin diverso. In parole ancora più semplice, in ogni orbitale non possono entrarci più di due elettroni! Quindi gli orbitali  $s$  possono ospitare massimo due elettroni, quelli  $p$  ne possono ospitare due ciascuno (quindi 6 in totale, 2 nel  $p_x$ , due nel  $p_y$  e due nel  $p_z$ ). I cinque orbitali  $d$  potranno ospitare massimo dieci elettroni e i sette orbitali  $f$  14.
- **Regola n°3** (regola di **Hund**) = Quando ci sono orbitali degeneri, gli elettroni vanno equamente distribuiti. Se ho due elettroni da distribuire tra i tre orbitali  $p$ , un orbitale resterà vuoto e gli altri due prenderanno un elettrone a testa. Se ne devo distribuire quattro, allora un orbitale sarà riempito con due elettroni di spin opposto e due orbitali saranno semi-riempiti con un solo elettrone.

Per determinare la configurazione elettronica di un elemento (o di uno ione), dobbiamo quindi:

1. Calcolare il numero di elettroni da disporre. Per esempio, il carbonio ne ha sei, l'alluminio tredici, lo ione sodio ( $Na^+$ ) ne ha dieci, dato che ne ha uno in meno rispetto il sodio atomico che ne ha 11...

- Iniziare a riempire gli orbitali, uno alla volta, in ordine di energia crescente, senza mettere più di due elettroni per orbitale e riempiendo gli orbitali degeneri in maniera equa.

Qual è l'ordine di energia da seguire per riempire gli orbitali? Semplice, basta andare in ordine di numero quantico principale.

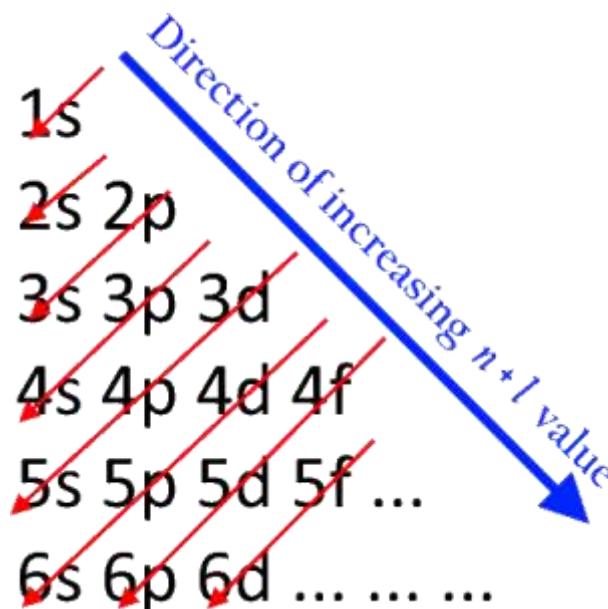
Nel primo livello energetico abbiamo un solo orbitale, quello 1s.

**Nel secondo livello abbiamo due tipologie di orbitali:** s e p. L'orbitale s ha energia più bassa rispetto gli orbitali p, quindi si riempie prima, mentre i tre orbitali p sono degeneri e si trovano a energia leggermente più alta.

Dal terzo livello introduciamo gli orbitali d e troviamo la prima eccezione. Seguendo la progressione precedente, potremmo immaginare di vederli riempiti subito dopo gli orbitali 3p, ma in realtà hanno energia più alta anche rispetto ai 4s. Quindi i 4s andranno riempiti prima dei 3d, mentre i 4p si riempiranno dopo i 3d. Lo stesso vale per i 4d, che si riempiono dopo i 5s.

Dal quarto livello introduciamo gli orbitali f, che anche loro si trovano a energia più alta del normale e si riempiranno dopo i 6s ma prima dei 5d.

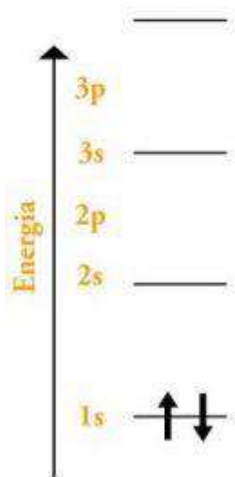
Sembra molto complicato, lo so, ma in realtà uno schemino ci aiuterà molto:



Mettiamo ora in pratica queste regolette con qualche esempio.

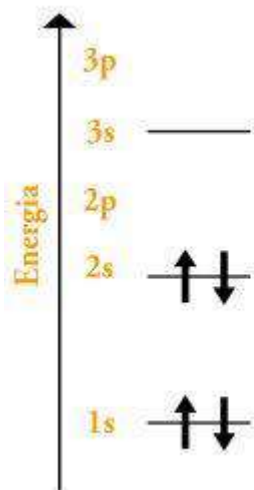
Immaginiamo di voler determinare la configurazione elettronica del **fosforo**. Per prima cosa, quanti elettroni dobbiamo disporre? Il fosforo ha numero atomico 15, quindi quindici elettroni.

Ora seguiamo lo schema precedente per riempire in ordine gli orbitali. Possiamo utilizzare un metodo grafico molto efficace, nel quale ogni orbitale è rappresentato con una linea e ogni elettrone con una freccia, che punta in alto o in basso a seconda dello spin. Per esempio, nel caso dell'idrogeno che ha soli due elettroni:

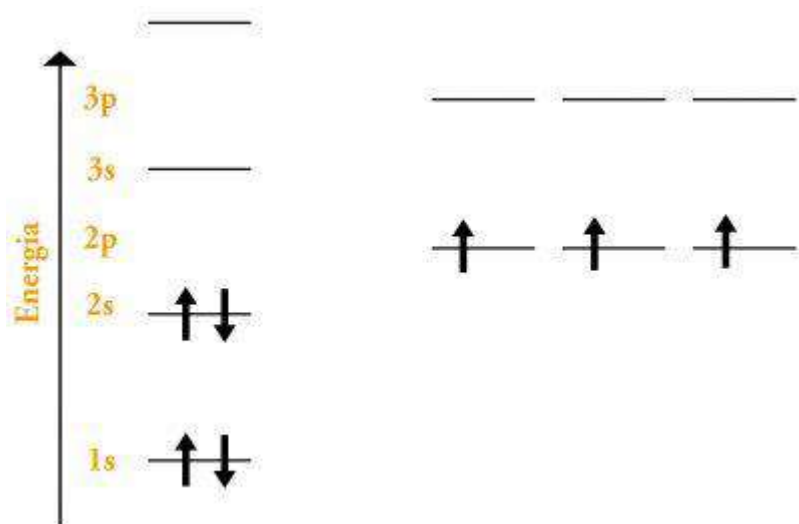


In questi esempi metteremo molti orbitali per semplicità, ma ovviamente potete aggiungere le linee a mano a mano senza disegnare ogni volta gli orbitali fino al 5f se dovete piazzare solo tre elettroni...

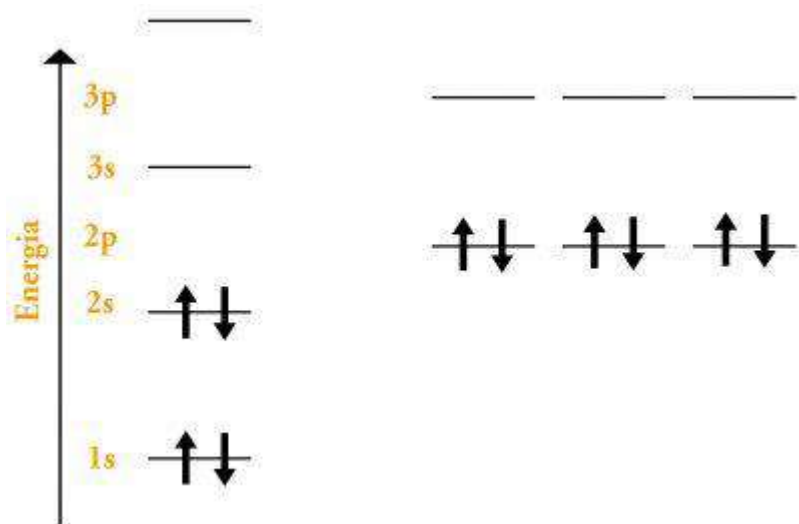
Torniamo ora al nostro fosforo, disegniamo lo schema e iniziamo a riempirlo. I primi quattro elettroni li utilizzeremo per riempire gli orbitali 1s e 2s, piazzandoli due per orbitale con spin opposti (regola di Pauli):



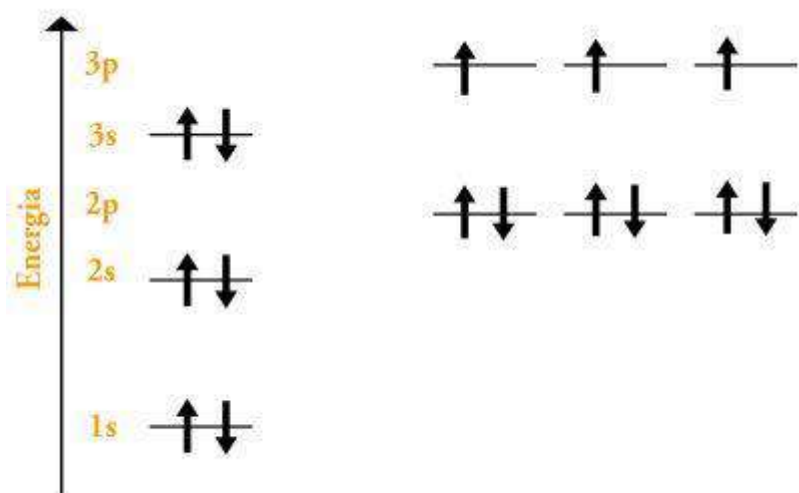
Gli orbitali 3 p sono degeneri, quindi aggiungiamo gli elettroni uno per volta in ogni orbitale (regola di Hund):



Aggiungiamo quindi gli elettroni mancanti con spin opposto, sempre uno alla volta:

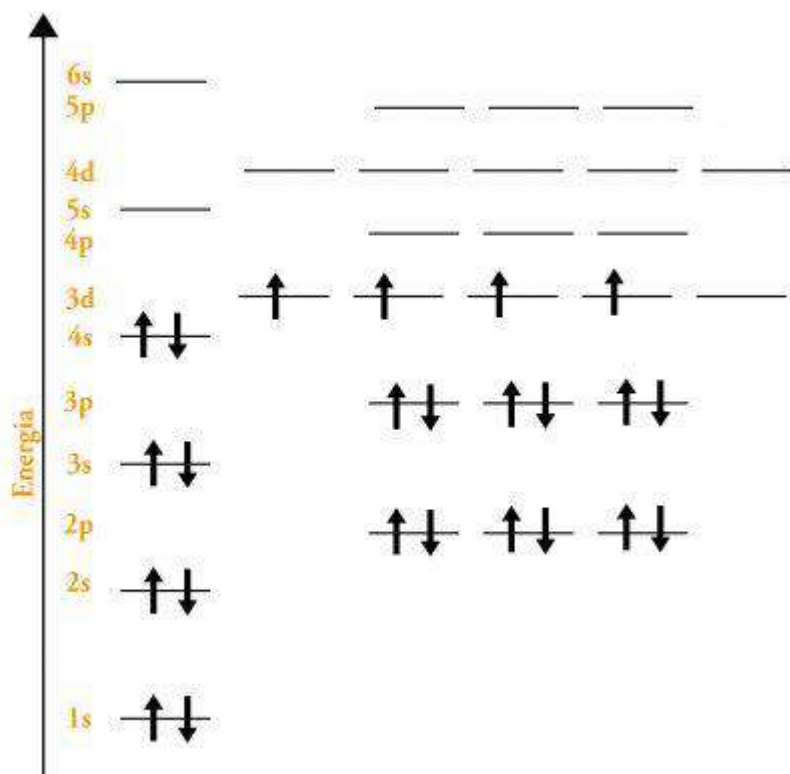


Concluso con il secondo livello energetico abbiamo piazzato dieci elettroni, ancora dobbiamo disporre altri cinque, quindi continuiamo come abbiamo fatto prima finché ogni elettrone non è al suo posto:



Possiamo quindi dire che la configurazione elettronica del fosforo è  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .

Con più elettroni il discorso non cambia. Se dobbiamo fare la configurazione del  $Fe^{2+}$  dobbiamo disporre 24 elettroni, dato che il ferro normalmente ne ha 26 ma due sono stati persi (lo ione ha carica +2). Anche questa volta, riempiamo gli orbitali seguendo lo schema di energia visto in precedenza (3d dopo 4s) e riempiamo gli orbitali degeneri uno per volta:



Ed ecco fatto, anche la configurazione di un elemento complesso come il Ferro, alla fine, è solo un esercizietto di pazienza.

**Attenzione:** I nostri PDF a volte non contengono tutto il materiale presente nell'articolo originale o potrebbero non essere aggiornati.

Articolo completo: <https://www.biopills.net/articoli/ripassiamo-aiuto-studio/chimica/configurazione-elettronica-e-regole-aufbau/>