

# Appunti di Chimica

## La tabella periodica degli elementi

<i>La "periodicità" della configurazione elettronica e la storia della tavola periodica.....</i>	<i>1</i>
<i>Costruzione della tabella periodica.....</i>	<i>2</i>
<i>Confronto con la tabella di Mendeleev.....</i>	<i>4</i>
<i>La periodicità della tavola.....</i>	<i>4</i>
<i>Numerazione di Gruppi e Periodi.....</i>	<i>4</i>
Numerazione dei periodi.....	4
Numerazione dei gruppi.....	4
<i>I blocchi.....</i>	<i>5</i>
Gas nobili.....	5
Elementi tipici.....	5
Elementi di transizione.....	6
Elementi di transizione interna.....	6

### La "periodicità" della configurazione elettronica e la storia della tavola periodica

Dall'applicazione del processo di aufbau a tutti gli elementi naturali viene fuori una importante proprietà: la configurazione elettronica degli elementi nel loro stato fondamentale è una **"funzione periodica"** del numero atomico (cioè del numero degli elettroni o di protoni). La costruzione di un sistema periodico di elementi venne impostata per la prima volta, in modo del tutto empirico, circa un secolo fa' e fu fatta ordinando gli elementi sulla base delle loro proprietà chimiche e fisiche: la speranza era proprio quella di trovare eventuali regolarità che permettessero di fissare un criterio per la classificazione degli elementi stessi.

Nel 1829 uno studioso enunciò la cosiddetta **"teoria delle triadi"**: egli mise in evidenza l'esistenza di gruppi di 3 elementi molto simili tra loro; queste triadi erano tali che la differenza di numero atomico tra il primo ed il secondo elemento fosse all'incirca uguale a quella tra il secondo ed il terzo, in modo tale che il numero atomico del secondo coincidesse quasi con la media degli altri 2.

Successivamente, nel 1864 gli elementi furono ordinati in ordine crescente di PESO atomico: furono così individuate varie successioni di 7 elementi nei quali le proprietà chimiche e fisiche variavano con una certa regolarità. Ancora più tardi si trovò che, confrontando tra loro queste successioni, gli elementi con lo stesso numero d'ordine somigliavano tra loro (era questa la cosiddetta **"regola delle ottave"**).

Tuttavia, sia con le triadi sia con le ottave non si riusciva comunque a raggruppare tutti gli elementi conosciuti: si provò a includere nelle successioni tutti gli elementi, ma, per mantenere le stesse regolarità, era necessario costruire successioni di lunghezza diversa.

La questione venne allora risolta dal russo **Mendeleev** (1834-1907): egli affermò innanzitutto che, nel classificare gli elementi, alcuni posti dovevano essere lasciati vuoti, perché occupati da termini non ancora conosciuti; inoltre, disse anche che alcune successioni dovevano essere separate tra loro da triadi di elementi particolari, che chiamò **"elementi di transizione"**. In questo modo, escludendo gli elementi

di transizione e tenendo conto dei posti lasciati vuoti, tutte le serie individuate da Mendeleev (e che lui chiamò "periodi") risultavano effettivamente costituite da 7 elementi.

Il prospetto compilato da Mendeleev nel 1869 comprendeva dunque 6 righe orizzontali, ciascuna costituita da 2 serie di 7 elementi e separate dagli elementi di transizione. Il fatto più importante che si nota in questo prospetto è la periodicità regolare con la quale ricompaiono le stesse proprietà: gli elementi appartenenti alla stessa riga verticale (o "gruppo") risultano tutti molto simili tra loro. Questo consentì, tra l'altro, a Mendeleev di descrivere il comportamento di elementi non ancora conosciuti: ovviamente, non passò molto tempo perché questi elementi venissero scoperti e venissero effettivamente riscontrate in essi le proprietà previste da Mendeleev.

Una cosa che invece Mendeleev non aveva previsto fu il gruppo dei gas inerti (elio, neon, argon, kripton e xenon): tuttavia, questo gruppo fu inserito a destra del prospetto di Mendeleev senza cambiarlo di una virgola.

Passando a tempi più recenti, il sistema periodico moderno si basa sulla struttura elettronica degli elementi. La periodicità della configurazione elettronica degli elementi è messa quindi in evidenza dalla cosiddetta "**tavola periodica degli elementi**", la quale è costruita in base a 2 caratteristiche principali:

1. in ogni colonna verticale ci sono gli elementi che presentano configurazioni elettroniche analoghe, ossia che presentano lo stesso numero di elettroni più esterni sullo stesso tipo (s,p,d,f,g..) di orbitali;
2. in ogni riga orizzontale, si trovano gli elementi che hanno i loro elettroni più esterni caratterizzati dallo stesso numero quantico principale.

## Costruzione della tabella periodica

Per "**elettroni di valenza**" di un atomo noi intendiamo gli elettroni situati nel livello energetico più esterno e, solo per gli elementi che Mendeleev chiamava "di transizione", anche quelli del livello sottostante. Possiamo allora pensare di adottare come criterio di classificazione degli elementi proprio il numero di elettroni di valenza: dobbiamo cioè fare in modo da raggruppare insieme tutti gli elementi che hanno lo stesso numero di elettroni di valenza. Per fare questo noi possiamo seguire il metodo basato sulla costruzione progressiva degli atomi, cioè il metodo dell'aufbau, con l'accortezza di adottare alcune semplici convenzioni.

La prima convenzione da adottare è la seguente: dobbiamo scrivere gli elementi, in ordine crescente di numero atomico, in righe orizzontali (i cosiddetti "**periodi**"), assegnando a ciascun elemento una casella e andando a capo ogni volta che viene del tutto completato un livello energetico. Seguendo questo metodo, ciascun periodo comincerà con un elemento avente un solo elettrone sull'ultimo livello e terminerà con un elemento avente 8 elettroni (oppure 2 per quegli elementi che non hanno orbitali p) sul livello esterno.

Ripetendo, allora, la successione seguita nel metodo dell'aufbau, possiamo sistemare nelle rispettive posizioni i primi 20 elementi.

Seguendo il numero atomico crescente, i primi 2 elementi sono l'idrogeno (1) e l'elio (2) e quindi essi si troveranno sul primo periodo; dato che, con l'elio, noi completiamo il primo livello energetico (che corrisponde all'orbitale 1s), dobbiamo andare a capo; il primo periodo comprende dunque solo 2 elementi.

Il primo elemento dopo l'elio è il litio (3) seguito da berillio(4), boro(5), carbonio(6), azoto(7), ossigeno (8),fluoro(9) e neon(10). Con il neon si ripete il discorso dell'elio: abbiamo riempito l'ultimo livello, che è il 2s2p, e dobbiamo andare a capo; il secondo periodo contiene 8 elementi.

Gli elementi del 3° periodo, cioè quelli che hanno da 1 ad 8 elettroni sul 3° livello energetico sono, nell'ordine, sodio (11), mercurio (12), alluminio (13), silicio (14), fosforo (15), zolfo (16), cloro (17) e

argon (18). L'argon possiede l'ultimo livello (che ora è il 3s3p) completo, per cui andiamo ancora una volta a capo e passiamo al 4° periodo (orbitali 4s); il 3° periodo comprende anch'esso 8 elementi.

Ci restano altri 2 elementi, che sono il potassio (19) ed il calcio (20), con i quali terminiamo la successione dei primi 20 elementi. A questo punto c'è una interruzione dovuta al fatto che, dopo aver riempito l'orbitale 4s, prima di riempire gli orbitali 4s dobbiamo riempire i 5 orbitali 3d : per riempire tali orbitali servono 10 elettroni, ossia ci sono 10 elementi nei quali si va completando il penultimo livello (appunto il 3d) anziché l'ultimo (che è il 4p). Abbiamo cioè una serie di “**elementi di transizione**” i quali hanno un livello interno incompleto. Una volta esauriti questi elementi di transizione, si può riprendere la costruzione del 4° periodo andando a riempire gli orbitali 4p e completando quindi il 4° livello. L'ultimo elemento del 4° periodo (che è il kripton) avrà configurazione esterna  $4s^2 4p^6$  e bisognerà andare a capo per passare al livello successivo. In definitiva, quindi, il periodo 4 comprende ben 18 elementi.

Una situazione del tutto analoga al 4° periodo la si ritrova al 5°: dopo i primi 2 elementi, che sono rubidio (37) e stronzio (38), nei quali si riempie l'orbitale 5s, ci sono altri 10 elementi nei quali si vanno progressivamente riempiendo i 5 orbitali 4d. Dopo questi 10 elementi si può ritornare alla successione normale, riempiendo il livello 5 tramite l'inserimento di elettroni negli orbitali 5p. L'ultimo elemento del 5° periodo (che quindi avrà anch'esso 18 elementi) è lo xenon (54) che ha configurazione esterna  $5s^2 5p^6$ .

Al 6° periodo si ritrova una nuova interruzione, ma molto più lunga di quelle dei due periodi precedenti: infatti, dopo aver riempito l'orbitale 6s (nel cesio e nel bario), prima di passare agli orbitali 6p, ci sono da riempire i 7 orbitali 4f ed i 5 orbitali 5d, per un totale di ben  $(7+5)*2=24$  elementi. Abbiamo perciò, dopo il bario, una prima serie di 14 elementi che corrispondono al riempimento dei 4f e poi un'altra serie di 10 elementi che corrisponde al riempimento dei 5d. Dopo queste 2 serie, si possono riempire gli orbitali 6p, per cui l'ultimo elemento (che è il radon, con numero atomico 86) avrà configurazione esterna  $6s^2 6p^6$ .

L'ultimo periodo è il 7°, il quale, pur essendo incompleto (in che senso?), mostra un andamento del tutto simile al 6°: infatti, dopo l'orbitale 7s, vanno riempiti prima i 5f, poi i 6d ed infine i 7p.

A causa della eccessiva lunghezza di questi 2 ultimi periodi, si adotta una seconda convenzione: le serie di transizione più lunghe, cioè quelle dei 14 elementi che corrispondono al riempimento degli orbitali di tipo f (rispettivamente 4f per il 6° periodo e 5f per il 7°) non vengono inserite nella tabella, ma vengono scritte a parte. La prima serie (orbitali 4f - numero atomico compreso tra 58 e 71) viene detta “**serie dei lantanidi**” o anche “**serie delle terre rare**”; la seconda serie (orbitali 5f - numero atomico compreso tra 90 e 103) viene invece detta “**serie degli attinidi**”.

La terza ed ultime convenzione è quella che riguarda i primi 3 periodi della tabella, i quali, lo ricordiamo, contengono rispettivamente 2, 8 ed 8 elementi: se noi scrivessimo gli elementi di questi periodi di seguito uno dopo l'altro, avremmo, nella tabella, righe di lunghezza diversa e, soprattutto, perderemmo la regolarità dei gruppi verticali, i quali sono caratterizzati dall'avere elementi con lo stesso numero di elettroni di valenza. Per esempio, se noi consideriamo il primo periodo e se scrivessimo i due elementi (idrogeno ed elio) uno dopo l'altro, ci troveremmo nella situazione per cui l'elio, che ha 2 elettroni di valenza, viene a trovarsi nello stesso gruppo del berillio e di tutti gli altri elementi che hanno invece 4 elettroni di valenza. Al contrario, andando a sistemare l'elio nell'ultima colonna a destra della tavola (quella dei gas nobili), esso va a trovarsi nel gruppo di tutti gli elementi aventi effettivamente 2 soli elettroni di valenza. Stesso discorso possiamo fare per il secondo periodo: se scrivessimo il boro subito dopo il berillio, lo troveremmo in un gruppo di elementi con ...(?) elettroni di valenza, quando invece il boro ne ha 3. Perfettamente analoga è, infine, la situazione dell'alluminio nel 3° periodo. In definitiva, quindi, la convenzione consiste nell'allineare gli elementi dei primi 3 periodi in modo che vadano a sistemarsi in gruppi composti da elementi con lo stesso numero di elettroni di valenza (non dimentichiamo che sono tali elettroni a determinare le proprietà chimiche degli elementi).

## Confronto con la tabella di Mendeleev

La tavola che noi abbiamo costruito nel paragrafo precedente è quella che oggi viene utilizzata. Se noi, però, proviamo a fare un confronto con quella compilata da Mendeleev, ci accorgiamo che le differenze sono minime e sono soprattutto di natura formale: difatti, si nota che l'ordine con cui si succedono gli elementi nelle due tavole è pressoché identico, salvo qualche eccezione. Di questo non c'è da stupirsi in quanto *Mendeleev classificò gli elementi in base alle proprietà chimiche e queste dipendono proprio dalla configurazione elettronica.*

Le poche eccezioni dipendono dal fatto che Mendeleev considerava le proprietà fisiche e chimiche in funzione del peso atomico, mentre invece noi le abbiamo considerate in relazione al numero atomico. Per esempio ci sono degli elementi (quali l'argon ed il potassio oppure il cobalto ed il nichel) che sono uno prima dell'altro, in base al numero atomico, quando invece il peso atomico li vorrebbe scambiati.

## La periodicità della tavola

L'aggettivo "periodica" dato alla tavola appena costruita deriva dal fatto che in una stessa colonna si trovano gli elementi aventi una situazione elettronica uguale nell'ultimo livello e questa si ripresenta periodicamente.

## Numerazione di Gruppi e Periodi

Ogni colonna della tabella viene detta "**gruppo**". Ogni riga della tabella viene detta "**periodo**".

Sia per i gruppi sia per i periodi è possibile trovare una opportuna numerazione, che sia riconducibile alle proprietà chimico-fisiche degli elementi che gli appartengono.

### *Numerazione dei periodi*

La numerazione dei periodi, cioè delle righe, è senz'altro la più semplice: *il numero d'ordine di ogni periodo corrisponde al numero quantico principale degli elettroni più esterni degli elementi appartenenti a quel periodo.*

### *Numerazione dei gruppi*

La numerazione dei gruppi può essere invece fatta in base a più criteri.

1. Un primo criterio è il seguente: i primi sette gruppi a partire da sinistra vengono contrassegnati dalla lettera A seguita dai numeri da 1 a 7; viene quindi un "ottavo gruppo" che comprende tre triadi, capeggiate rispettivamente dal Ferro (Fe), dal Nichel (Ni) e dal Cobalto (Co); ci sono poi altri sette gruppi, contrassegnati questa volta dalla lettera B seguita dai numeri da 1 a 7; infine, l'ultimo gruppo, capeggiato dall'elio (He), prende il nome di "gruppo 0".
2. Un altro criterio è invece il seguente: le prime 2 colonne (cioè il blocco s) e le 5 colonne da 14 a 18 (blocco p) costituiscono i 7 gruppi A e sono quelli dei cosiddetti "**elementi tipici**"; le 10 colonne da 3 a 13 (blocco d) costituiscono invece i gruppi B e sono quelli contenenti i cosiddetti "elementi di transizione"; l'ultimo gruppo è sempre il "gruppo 0".

Questi 2 criteri si basano sulla seguente proprietà: il numero del gruppo al quale un dato elemento appartiene corrisponde al numero di ossidazione massimo che l'elemento stesso può esplicare nei suoi composti.

Un criterio molto più recente dei precedenti suggerisce di numerare semplicemente i 18 gruppi con i numeri che vanno da 1 a 18: la caratteristica di questo criterio, fatta eccezione per l'elio, è che il numero di elettroni di valenza (gli elettroni più esterni) di un elemento è pari al numero del gruppo per gli elementi dei primi 10 gruppi, mentre è pari al numero del gruppo diminuito di 10 per gli elementi dei gruppi successivi.

## I blocchi

Ad ogni modo, a seconda del tipo di configurazione elettronica, gli elementi della tavola periodica vengono raggruppati in 4 blocchi fondamentali:

### Gas nobili

I "gas nobili" sono gli elementi appartenenti all'ultima colonna a destra, spesso chiamata "gruppo 0" o anche "gruppo VIIIA"; si tratta di elementi che, a temperatura e a pressione ambiente, si trovano allo stato gassoso; la caratteristica di questi elementi è la configurazione elettronica chiusa: hanno cioè gli orbitali di tutti i livelli completamente occupati; fatta eccezione per l'elio, la cui configurazione elettronica è  $1s^2$ , tutti questi elementi hanno la seguente configurazione:

$$ns^2 np^6$$

dove n è il numero del periodo al quale l'elemento appartiene. La configurazione elettronica chiusa di questi elementi è causa, ovviamente, di notevole "inerzia chimica", ossia di una scarsa tendenza a formare legami con altri atomi; solo gli elementi più pesanti (gli ultimi tre) formano talvolta dei composti e solo con elementi (come l'ossigeno oppure il fluoro) ai quali mancano 1 o 2 elettroni per raggiungere configurazioni di stabilità. Vedremo anche che questi elementi sono caratterizzati da elevata energia di ionizzazione, ossia molto difficilmente cedono gli elettroni più esterni. I gas nobili, infine, sono 6 e precisamente l'elio (He), il Neon (Ne), l'argon (Ar), il Krypton (Kr), lo Xenon (Xe) e il radon (Rn).

### Elementi tipici

Vanno sotto questo nome gli elementi appartenenti al "blocco s" ed al "blocco p", ossia gli elementi appartenenti, rispettivamente, alle prime 2 colonne e alle ultime 5 prima della colonna dei gas nobili; la caratteristica di questi elementi è una configurazione elettronica in cui l'unico strato a non essere completamente occupato da elettroni è l'ultimo, mentre invece tutti gli altri sono completi; si possono avere 2 tipi di configurazioni: per quelli del blocco s (colonne 1 e 2) abbiamo una configurazione

$$ns^x$$

dove x può assumere i valori 1 o 2 ed indica la colonna del gruppo al quale l'elemento appartiene; per quelli del blocco p invece abbiamo

$$ns^2 np^y$$

dove  $y$  varia tra 1 e 5 e indica anch'esso la colonna del gruppo a cui l'elemento appartiene. Per questi elementi, i valori  $x$  (per il gruppo  $s$ ) e  $2+y$  (per il blocco  $p$ ) rappresentano il numero di elettroni di valenza, cioè il numero di elettroni più esterni. Per quanto riguarda le caratteristiche chimiche di questi elementi, possiamo dire che quelli del blocco  $s$ , che hanno 1 o 2 elettroni di valenza, tendono facilmente a perdere tali elettroni per raggiungere la configurazione stabile del gas nobile che li precede; stesso discorso per gli elementi delle prime colonne del blocco  $d$ , anche se la tendenza a perdere elettroni è comunque minore rispetto agli elementi del blocco  $s$ ; le ultime 2 colonne del blocco  $d$  sono costituite invece da elementi che tendono ad acquistare elettroni. C'è comunque da dire, per quanto riguarda il blocco  $d$ , che le proprietà chimiche sono estremamente variabili e vanno studiate caso per caso.

Gli elementi tipici sono in tutto 38 e, tra di essi, ricordiamo l'idrogeno (H), il calcio (Ca), l'ossigeno (O), il carbonio (C) l'alluminio (Al), lo stagno (Sn), il piombo (Pb), il cloro (Cl). C'è da fare una osservazione: non abbiamo incluso tra gli elementi tipici 6 elementi, e precisamente quelli che si trovano nei gruppi del rame e dello zinco, i quali elementi, invece, si fanno rientrare nella classe degli elementi di transizione. Questi elementi hanno la stessa caratteristica degli elementi tipici, cioè solo l'ultimo strato parzialmente occupato da elettroni: nonostante questo, per via delle loro proprietà fisiche e chimiche, si preferisce includerli tra gli elementi di transizione.

## Elementi di transizione

Gli elementi appartenenti a questa classe sono quelli del blocco  $d$ , ossia gli elementi che si trovano nelle colonne (a partire da sinistra) da 3 a 12; la loro configurazione elettronica è tale che sia l'ultimo strato sia anche il penultimo sia parzialmente occupati da elettroni, con tutti gli altri strati invece completi; la configurazione di questi elementi è pertanto

$$(n-1)d^y ns^x$$

dove  $n$  (numero quantico principale) corrisponde al numero del periodo al quale l'elemento appartiene e non può essere inferiore a 4; dove  $y$  va da 1 a 10 e indica la colonna del blocco al quale l'elemento appartiene e dove  $x$  vale generalmente 2 e solo eccezionalmente 1 o 0; il numero di elettroni di valenza di questi elementi è dato, ovviamente, da  $x+y$ . Gli elementi di transizione sono in tutto 31 e ricordiamo il cromo (Cr), il ferro (Fe), il rame (Cu), l'argento (Ag), l'oro (Au).

Per quanto riguarda le proprietà chimiche di questi elementi, c'è una estrema variabilità.

## Elementi di transizione interna

A quest'ultima classe di elementi appartengono gli elementi del blocco  $f$ , i quali sono caratterizzati da una configurazione elettronica in cui ben 3 strati (e precisamente gli ultimi 3) sono solo parzialmente occupati da elettroni; la configurazione elettronica è

$$(n-2)f^x (n-1)d^1 ns^2$$

in cui il numero quantico  $n$  indica sempre il periodo al quale l'elemento appartiene e non può essere questa volta inferiore a 6, mentre invece  $x$  varia da 1 a 14 sempre per indicare la colonna del gruppo al quale l'elemento appartiene; per concludere, dato che il blocco  $f$  è costituito semplicemente da 2 periodi, ricordiamo che il periodo in cui gli elementi hanno numero atomico compreso tra 58 e 71 prende il nome

di “serie dei lantanidi” mentre l’altro (numero atomico compreso tra 90 e 103) prende il nome di “serie degli attinidi”. Tra gli elementi di transizione interna, che sono in tutto 28, ricordiamo in particolare il cerio (Ce) ed il torio (Th).

Autore: **Sandro Petrizzelli**  
e-mail: [sandry@iol.it](mailto:sandry@iol.it)  
sito personale: <http://users.iol.it/sandry>  
succursale: <http://digilander.iol.it/sandry1>