

Il sistema periodico degli elementi

Poco dopo lo sviluppo della **teoria atomica della materia** da parte di **John Dalton** agli inizi del XIX secolo, parecchi scienziati iniziarono a ricercare dei criteri di classificazione per gli elementi chimici noti fino ad allora.

Nel **1817**, il chimico tedesco **Johann Dobereiner** tentò una prima classificazione, attraverso alcuni semplici confronti. Il suo lavoro lo portò a scoprire che le proprietà di alcuni metalli (calcio, bario, stronzio) erano molto simili. Notò anche che la massa atomica (meglio: di reazione) dello stronzio era grosso modo intermedia tra quella del calcio (minima) e quella del bario (massima). Dobereiner scelse di definire **triade** o **terna** una simile organizzazione. In seguito, il chimico tedesco riuscì a definire in modo sperimentale altre triadi di elementi che manifestavano al loro interno caratteristiche simili (vedi tabella seguente).

Nome dell'elemento	Massa atomica	Massa atomica media
Calcio	40,0	
<i>Stronzio</i>	87,6	88,5
Bario	137,0	
Cloro	35,5	
<i>Bromo</i>	79,9	81,3
Iodio	127,0	
Zolfo	32,0	
<i>Selenio</i>	79,2	79,8
Tellurio	127,5	

Nel **1863** l'inglese **John Newlands** arrivò a proporre un criterio di classificazione più complesso, **disponendo gli elementi chimici in ordine crescente di massa atomica**: tutto ciò era conseguente anche alle numerose sperimentazioni che erano state condotte da diversi studiosi sulle triadi di Dobereiner.

Newlands aveva notato che ogni otto elementi chimici si ripetevano delle proprietà simili: dispose quindi gli elementi chimici che gli erano noti in sette gruppi, ognuno dei quali era a sua volta costituito da sette elementi. Definì questa disposizione come **legge delle ottave** (vedi tabella seguente).

1	2	3	4	5	6	7	8
Li	Be	B	C	N	O	F	Na
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K
K	Ca						

Nel **1869** il chimico russo **Dmitrji Mendeleev** ordinò **gli elementi chimici secondo peso atomico crescente** ed osservò che le loro proprietà e la capacità di combinarsi variavano gradualmente (con l'aumentare del **peso atomico**) per un certo numero di essi; dopo di che queste proprietà si modificavano bruscamente e riprendevano, per la serie seguente di elementi, con lo stesso tipo di variabilità e le stesse analogie riscontrate nella **serie** precedente.

Questa periodicità di comportamento suggerì a Mendeleev di ordinare gli elementi in una specie di casellario, disponendo in senso orizzontale, sulla stessa riga, le serie entro le quali si aveva la variabilità di comportamento: queste **righe** vengono dette **periodi**.

In questo modo si venivano a trovare ordinati in senso verticale, in **colonne** (uno sotto l'altro, in quelli che egli chiamò **gruppi**) tutti gli **elementi che presentavano proprietà analoghe** e la **stessa capacità di combinazione**.

Tale inquadramento degli elementi costituisce la prima forma della **Tavola Periodica**.

Quest'ultima ha subito dei cambiamenti a partire dalla sua prima stesura, soprattutto per la scoperta di nuovi elementi e per conoscenze più moderne.

Attualmente gli elementi sono distribuiti in base al loro numero atomico.

Le proprietà chimiche di un elemento sono strettamente legate alla sua struttura elettronica, perché il legame tra gli atomi, per formare delle molecole, consiste essenzialmente in una interazione fra i loro elettroni (che possono essere ceduti, acquistati o condivisi), al fine di permettere agli atomi che costituiscono la molecola il raggiungimento di una condizione stabile che consiste nel completamento dell'orbita elettronica più esterna.

La conseguenza di questo modo di ragionare è che **nel legame tra gli atomi sono interessati essenzialmente soltanto gli elettroni più esterni, meno fortemente legati e quindi più facilmente mobilizzabili**.

Ancora: possiamo dire che **le analogie di comportamento tra atomi che fanno parte dello stesso gruppo del sistema periodico si spiegano con il fatto che tali atomi hanno la stessa struttura elettronica nella loro orbita più esterna**.

Descrizione della tavola periodica

Per la trattazione che segue è consigliabile studiare confrontando direttamente la tavola periodica.

La prima osservazione da fare è che **la fine di un periodo coincide con un elemento che ha una struttura tale che il guscio elettronico più esterno è completamente riempito**, è cioè un elemento che **non presenta orbitali vuoti o con elettroni spaiati**.

Tutti questi elementi, che appartengono al **gruppo VIII A** (detto anche **gruppo 0**), sono gassosi a temperatura ambiente, vengono chiamati **gas nobili** e sono caratterizzati da un'assoluta inerzia chimica: cioè non hanno nessuna tendenza a reagire spontaneamente con altri elementi o tra di loro per dare dei composti.

Nel **primo periodo** ($n = 1$) ci sono **solo due elementi**:

Z	Nome	Simbolo	Configurazione elettronica	Osservazioni
1	Idrogeno	H	$1s^1$	
2	Elio	He	$1s^2$	Completa il sottolivello (= livello) 1s

Si riempie solo il primo livello energetico.

Al **secondo periodo** ($n = 2$) appartengono invece **otto elementi**, poiché la capacità di riempimento del secondo livello elettronico è di otto elettroni, suddivisi in **due sottolivelli energetici: un orbitale 2s** (possono contenere due elettroni) e **tre orbitali 2p** (possono contenere sei elettroni).

Gli elementi chimici del secondo livello sono:

Z	Nome	Simbolo	Configurazione elettronica	Osservazioni
3	Litio	Li	$1s^1 2s^1$	
4	Berillio	Be	$1s^2 2s^2$	Completa il sottolivello 2s
5	Boro	B	$1s^1 2s^2 2p^1$	

6	Carbonio	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	
7	Azoto	N	$1s^2 2s^2 2p^3$	
8	Ossigeno	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	
9	Fluoro	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	
10	Neon	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	Completa il sottolivello 2p e il livello 2

Il **litio**, avendo un singolo elettrone spaiato nell'orbitale 2s, risulterà molto asimmetrico, instabile e quindi piuttosto reattivo.

Il **berillio**, completando il sottolivello 2s, non ha elettroni spaiati ed assume una simmetria parziale: questo giustificherà ad esempio il valore di massimo locale dell'energia di prima ionizzazione. **Tutti gli elementi del sottolivello 2p sono dei non metalli.**

Per gli atomi del **boro**, del **carbonio** e dell'**azoto** si ha l'applicazione del riempimento progressivo degli orbitali atomici 2p, secondo quanto stabilito dalla regola della massima molteplicità dello spin elettronico (**regola di Hund**).

L'elettrone spaiato $2p^1$ del boro giustifica una caduta di simmetria rispetto al precedente atomo di boro; la simmetria incrementa nuovamente andando verso il carbonio e l'azoto: quest'ultimo elemento mostra tre elettroni spaiati, uno per ogni orbitale 2p orientato nelle tre direzioni degli assi cartesiani dello spazio.

Con l'**ossigeno**, non essendoci ulteriori orbitali 2p degeneri liberi, si ritorna ad applicare il **principio di esclusione di Pauli** (in ogni orbitale si collocano due elettroni, con spin antiparalleli). Quest'elemento, avendo un doppietto e due elettroni spaiati, è meno simmetrico rispetto all'azoto.

La simmetria riprende poi ad aumentare, con il passaggio al **fluoro** e al **gas nobile neon**, che completa il secondo periodo ($n = 2$) e quindi anche il secondo livello energetico.

Con il **terzo livello energetico** si ha il progressivo riempimento di un altro livello elettronico, caratterizzato da $n = 3$.

La **capacità di riempimento del terzo guscio elettronico** è di **18 elettroni**, suddivisi in **tre sottolivelli energetici: un orbitale 3s** (può contenere due elettroni) e **tre orbitali 3p** (possono contenere sei elettroni) e **cinque orbitali 3d** (possono contenere dieci elettroni). Per brevità e comodità, nella tabella seguente, con la scrittura **[Ne]** si intende la **configurazione completa del neon**, cioè quella del gas nobile immediatamente precedente: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Gli elementi chimici, per i sottolivelli 3s e 3p del terzo livello, sono:

Z	Nome	Simbolo	Configurazione elettronica	Osservazioni
11	Sodio	Na	$[\text{Ne}] 3s^1$	
12	Magnesio	Mg	$[\text{Ne}] 3s^2$	Completa il sottolivello 3s
13	Alluminio	Al	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	
14	Silicio	Si	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	
15	Fosforo	P	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	
16	Zolfo	S	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	
17	Cloro	Cl	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	
18	Argon	Ar	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	Completa il sottolivello 3p e il livello 3

Il **sodio**, avendo un singolo elettrone spaiato nell'orbitale 3s, risulterà molto asimmetrico, instabile e quindi piuttosto reattivo.

Il **magnesio**, completando il sottolivello 3s, non ha elettroni spaiati ed assume una simmetria parziale: questo giustificherà ad esempio il valore di massimo locale dell'energia di prima ionizzazione.

Per gli atomi dell'**alluminio**, del **silicio** e del **fosforo** si ha l'applicazione del riempimento progressivo degli orbitali atomici 3p, secondo quanto stabilito dalla regola della massima molteplicità dello spin elettronico (**regola di Hund**).

L'elettrone spaiato $3p^1$ dell'**alluminio** (**unico elemento metallico del sottolivello 3p**) giustifica una caduta di simmetria rispetto al precedente atomo di magnesio; la simmetria incrementa nuovamente andando verso il **silicio** e il **fosforo**: quest'ultimo elemento mostra tre elettroni spaiati, uno per ogni orbitale 3p orientato nelle tre direzioni degli assi cartesiani dello spazio.

Con lo **zolfo**, non essendoci ulteriori orbitali 2p degeneri liberi, si ritorna ad applicare il **principio di esclusione di Pauli** (in ogni orbitale si collocano due elettroni, con spin antiparalleli). Quest'elemento, avendo un doppietto e due elettroni spaiati, è meno simmetrico rispetto al fosforo.

La simmetria riprende poi ad aumentare, con il passaggio al **cloro** e al **gas nobile argon**, che completa il terzo periodo ($n = 3$) e il secondo sottolivello energetico (3p) del terzo livello energetico.

La regola della diagonale

È un semplice metodo grafico per capire e memorizzare velocemente quale sia il procedimento sequenziale di riempimento dei diversi sottolivelli del sistema periodico degli elementi.

Dopo il sottolivello 3p c'è una complicazione.

Osservando l'ordine degli elementi, secondo il numero atomico crescente, si constata che il potassio ($Z = 19$) ed il calcio ($Z = 20$) appartengono al sottolivello 4s, precedendo in questo gli orbitali del blocco 3d (dallo scandio allo zinco).

n	elle = 0	elle = 1	elle = 2	elle = 3
7	7s			
6	6s	6p	6d	
5	5s	5p	5d	5f
4	4s	4p	4d	4f
3	3s	3p	3d	
2	2s	2p		
1	1s			

L'ordine di riempimento è il seguente:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d...

Come si vede dalla tabella precedente, **la lettura di ordinamento si fa partendo dalla posizione in basso a destra della casella 1s e portandosi verso la posizione diagonale in alto a sinistra fino al numero 2 della colonna relativa al numero quantico principale n.**

Esaurita la lettura si ritorna in basso, spostandosi a sinistra di una colonna rispetto alla condizione precedente, e si ricomincia con lo stesso criterio: 2s verso il numero 3; poi 2p verso 3s e il numero 4; poi 3p verso 4s ed il numero 5, eccetera.

Si prosegue in questo modo, fino ad esaurire la lettura sequenziale ed ordinata dell'intero sistema periodico degli elementi.

E' da notare che, per gli **elementi del blocco 3d** (così come succederà, rispettivamente, per i **4d** ed i **5d**) c'è una **collocazione**, nel sistema periodico, che è **ribassata di una riga rispetto a quella che viene identificata dal numero quantico principale n**.

Tutti gli elementi del blocco d (3d, 4d, 5d) sono detti metalli di transizione esterna.

Inoltre, per gli **elementi del blocco 4f** (così come succederà per quelli del blocco **5f**) c'è una **collocazione**, nel sistema periodico, che è **ribassata di due righe rispetto a quella che viene identificata dal numero quantico principale n**.

Tutti gli elementi del blocco f (4f, 5f) sono detti metalli di transizione interna.

In particolare:

- **gli elementi con gli elettroni collocati negli orbitali 4f costituiscono la serie dei lantanidi (il primo è il lantanio, La, Z = 57);**
- **gli elementi con gli elettroni collocati negli orbitali 5f costituiscono la serie degli attinidi (il primo è l'attinio, Ac, Z = 89);**

Vediamo ora che cosa succede per gli **orbitali 3d** che, applicando la **regola della diagonale**, vengono dopo l'orbitale **4s** (che contiene gli elettroni del potassio e del calcio). Per brevità e comodità, nella tabella seguente, con la scrittura **[Ar]** si intende la **configurazione completa dell'argon (3s² 3p⁶)**, cioè quella del gas nobile immediatamente precedente.

Gli elementi chimici, per il **sottolivello 3d** del terzo livello, sono:

Z	Nome	Simbolo	Configurazione elettronica	Osservazioni
21	Scandio	Sc	[Ar] 3d ¹ 4s ²	
22	Titanio	Ti	[Ar] 3d ² 4s ²	
23	Vanadio	V	[Ar] 3d ³ 4s ²	
24	Cromo	Cr	[Ar] 3d⁵ 4s¹	Struttura particolare
25	Manganese	Mn	[Ar] 3d ⁵ 4s ²	
26	Ferro	Fe	[Ar] 3d ⁶ 4s ²	
27	Cobalto	Co	[Ar] 3d ⁷ 4s ²	
28	Nichel	Ni	[Ar] 3d ⁸ 4s ²	
29	Rame	Cu	[Ar] 3d¹⁰ 4s¹	Struttura particolare
30	Zinco	Zn	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²	Completa il sottolivello 3d

Quindi, estendendo i ragionamenti fatti in quest'ultima parte, è possibile comprendere l'organizzazione della tavola del sistema periodico e la collocazione dei vari elementi di numero atomico elevati.

Questo è molto importante per capire come possono eventualmente interagire gli elementi chimici tra loro per dare origine alle molecole e anche per rappresentare la struttura geometrica tridimensionale di queste ultime.