

Approfondimento

Tavola degli elementi e periodicità delle proprietà

■ L'energia di prima ionizzazione

Nella figura ►1 sono riportati gli elementi che fanno parte del secondo e del terzo periodo della tavola periodica con il relativo simbolo e la struttura elettronica.

2°	Li [He] s^1	Be [He] s^2	B [He] s^2p^1	C [He] s^2p^2	N [He] s^2p^3	O [He] s^2p^4	F [He] s^2p^5	Ne [He] s^2p^6
3°	Na [Ne] s^1	Mg [Ne] s^2	Al [Ne] s^2p^1	Si [Ne] s^2p^2	P [Ne] s^2p^3	S [Ne] s^2p^4	Cl [Ne] s^2p^5	Ar [Ne] s^2p^6

Se consideriamo gli elementi di ciascun periodo, sappiamo già che ogni volta che cresce di un'unità il numero atomico cresce di una unità anche il numero di elettroni esterni. Questo fatto è decisivo poiché determina un cambiamento delle proprietà chimiche: per esempio, nel 2° periodo si passa gradualmente dalle proprietà del litio (un metallo alcalino) a quelle del berillio (un metallo alcalino-terroso) fino ad arrivare a quelle del fluoro (un alogeno) e infine a quelle del neon (un gas nobile).

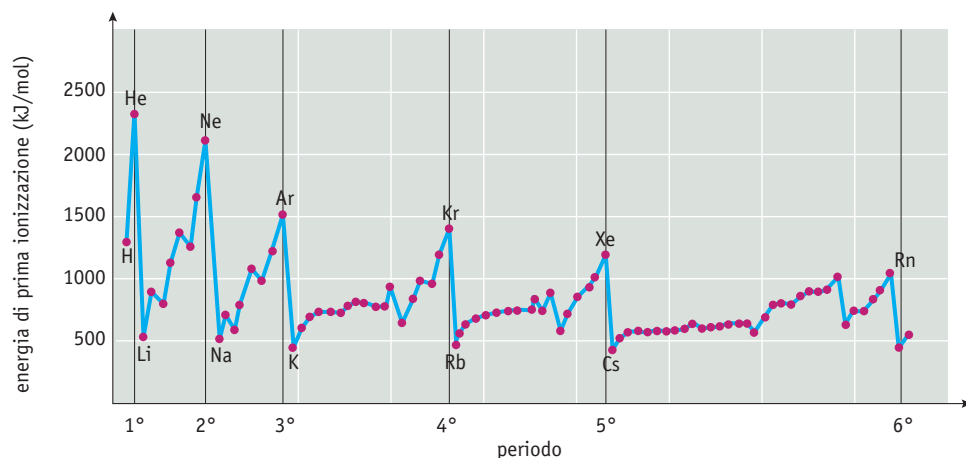
Anche nel periodo successivo possiamo fare le stesse considerazioni; in generale dunque le proprietà chimiche degli elementi cambiano lungo un periodo e questo cambiamento si ripete con periodicità. È proprio questo importante aspetto che giustifica l'aggettivo «periodica» che si attribuisce alla tavola degli elementi.

Ci sono altre caratteristiche degli elementi che mettono in evidenza la stretta relazione tra periodicità delle proprietà e struttura elettronica. Una di queste è l'energia di ionizzazione.

Come già sappiamo, l'energia di prima ionizzazione degli elementi cresce tendenzialmente nell'ambito di ciascun periodo, raggiungendo un massimo in corrispondenza dei gas nobili e poi diminuisce bruscamente per ripetere lo stesso andamento nel periodo successivo (figura ►2).

Questo comportamento si può spiegare considerando che, nell'ambito di un periodo, gli atomi aumentano progressivamente la loro carica nucleare mentre gli elettroni di valenza si dispongono in sottolivelli dello stesso livello: di conseguenza aumenta la forza di attrazione nucleo-elettrone e aumenta così anche

▲ **Figura 1**
Struttura elettronica degli elementi del 2° e 3° periodo.



◀ **Figura 2**
Il grafico evidenzia l'andamento periodico dell'energia di prima ionizzazione, infatti per ogni periodo il valore massimo si ha in corrispondenza del gas nobile.

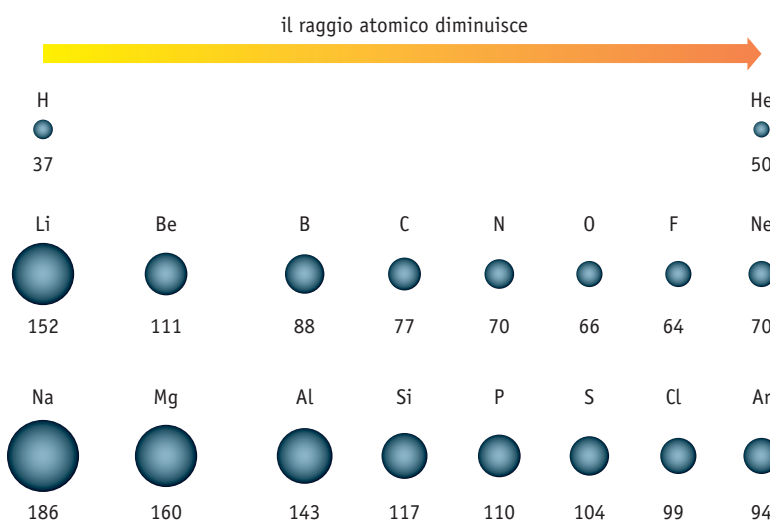
Approfondimento

l'energia di ionizzazione. La figura 2 ci consente di notare che i valori di energia di prima ionizzazione E_i' dei gas nobili diminuiscono scendendo lungo il gruppo nella tavola periodica. Questo andamento però non si può generalizzare per molti altri gruppi; possiamo comunque notare che i dati relativi agli elementi di ciascun gruppo che si trovano più in alto nella tabella sono sempre maggiori di quelli posti in basso.

Il raggio atomico

Ora vogliamo richiamare l'attenzione su un'altra caratteristica degli atomi che cambia in modo periodico: il **raggio atomico**. È noto che gli atomi sono particelle incredibilmente piccole e oggi sappiamo anche che il loro raggio varia da circa 37 a 262 pm.

Consideriamo per esempio il raggio atomico degli elementi del 2° periodo: esso tende a diminuire al crescere del numero atomico, poi cresce bruscamente quando si passa al sodio, che è il primo elemento del 3° periodo. Questo comportamento si verifica anche negli altri periodi (figura ►3).



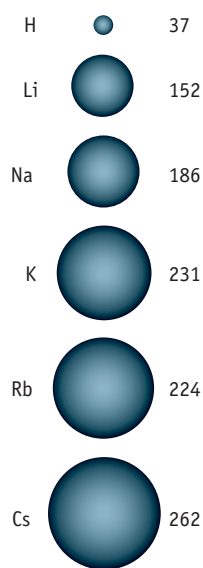
◀ **Figura 3**

Nella figura sono riportati i valori dei raggi atomici degli elementi dei primi tre periodi, espressi in picometri (pico vale 10^{-12}). Per dare un'idea di queste dimensioni occorre pensare che tra le due tacche di un righello distanti un millimetro si possono mettere in fila più di sei milioni di atomi di carbonio!

Il motivo di queste variazioni regolari dipende dal fatto che le dimensioni degli atomi sono strettamente legate alla disposizione degli elettroni nei vari livelli e dipende anche dalle forze attrattive e repulsive che si stabiliscono all'interno degli atomi stessi.

Sulla base del modello di struttura elettronica è logico che le dimensioni degli atomi diminuiscono andando da sinistra a destra in un periodo: gli elettroni, infatti, sono collocati tutti sugli stessi livelli però aumenta via via la carica del nucleo, per cui la maggior forza di attrazione sugli elettroni porta a una riduzione delle dimensioni dell'atomo.

D'altra parte è altrettanto logico che le dimensioni degli atomi aumentino scendendo lungo ciascun gruppo (figura ►4).



◀ **Figura 4**

In ogni gruppo il raggio atomico aumenta ogni qualvolta cambia il periodo, dato che gli elettroni esterni si collocano in livelli sempre più distanti dal nucleo.

Approfondimento

■ Le formule dei composti con l'ossigeno e con l'idrogeno

Anche le proprietà chimiche degli elementi variano in modo graduale e periodico.

Nella tabella seguente sono riportate le formule dei composti con l'ossigeno e con l'idrogeno degli elementi del 3° periodo, a esclusione ovviamente del gas nobile.

Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5
NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
1	2	3	4	3	2	1

Sotto a ogni formula è riportato il valore del rapporto tra gli atomi di ossigeno (o di idrogeno) e quelli dell'altro elemento. Si può notare che nella formula di ciascun composto compare sempre un solo atomo dell'elemento combinato con l'idrogeno.

Quando questi elementi si combinano con l'ossigeno e con l'idrogeno, si formano composti le cui formule cambiano seguendo una precisa regolarità.

- Nelle formule dei composti con l'ossigeno il rapporto tra gli atomi di ossigeno e quelli dell'altro elemento aumenta in modo regolare: questo indica che lungo il periodo aumenta il numero di atomi di ossigeno che si combina con un atomo dell'altro elemento.
- Nelle formule dei composti con l'idrogeno il rapporto tra gli atomi di idrogeno e quelli dell'altro elemento prima aumenta e poi diminuisce in modo regolare.

Questo andamento regolare si riscontra anche negli altri periodi. Se consideriamo gli elementi di ogni gruppo, si ha che essi formano composti con l'ossigeno e con l'idrogeno caratterizzati da una formula analoga (tabella ►1).

▼ **Tabella 1** Nella tabella sono riportate le formule dei composti con l'ossigeno e con l'idrogeno degli elementi del gruppo 14 e del gruppo 15. Le formule analoghe dei composti confermano che gli elementi dello stesso gruppo hanno comportamento chimico simile.

	Composti con l'ossigeno					Composti con l'idrogeno				
Gruppo 14	CO ₂	SiO ₂	GeO ₂	SnO ₂	PbO ₂	CH ₄	SiH ₄	GeH ₄	SnH ₄	PbH ₄
Gruppo 15	N ₂ O ₅	P ₂ O ₅	As ₂ O ₅	Sb ₂ O ₅	Bi ₂ O ₅	NH ₃	PH ₃	AsH ₃	SbH ₃	BiH ₃

- 1 Come varia l'energia di prima ionizzazione degli elementi che appartengono allo stesso gruppo?
- 2 In che rapporto si combinano gli atomi di idrogeno con gli atomi di un qualsiasi elemento del gruppo 4?
- 3 A proposito delle proprietà periodiche, indica l'unica affermazione *sbagliata*.
- A) Nell'ambito di un periodo, andando da sinistra a destra diminuisce il carattere metallico.
 - B) Nell'ambito di un gruppo, andando dall'alto in basso il volume atomico tende ad aumentare.
 - C) Nell'ambito di un periodo, andando da sinistra a destra l'energia di ionizzazione tende ad aumentare.
 - D) Nell'ambito di un gruppo, andando dall'alto in basso l'energia di prima ionizzazione tende a diminuire.
 - E) Nell'ambito di un periodo, il volume atomico aumenta all'aumentare del numero atomico.
- 4 Come varia il rapporto tra gli atomi di ossigeno combinati con gli atomi di un altro elemento in un dato periodo?
- A) Aumenta poi diminuisce.
 - B) Diminuisce gradualmente da 7 a 1.
 - C) Varia in modo irregolare.
 - D) Aumenta in modo regolare da 0,5 a 3,5.
 - E) Aumenta da 1 a 4 poi diminuisce fino a 1.
- 5 Osservando la tavola periodica indica l'elemento, tra quelli di ciascuna coppia, che ha raggio atomico maggiore:
- a) alluminio o sodio
 - b) fluoro o iodio
 - c) carbonio od ossigeno
 - d) berillio o bario
- 6 Un composto ha formula XH_2 .
- a) Qual è la formula dell'ossido dello stesso elemento?
 - b) Sapendo che X non è un metallo di transizione, qual è il gruppo di appartenenza di X?