

unità c3 La tavola periodica degli elementi



1 La tavola di Mendeleev e la scoperta della periodicità

obiettivo

Scoprire che la periodicità degli elementi dipende dal numero atomico e non dalla massa

Dopo alcuni tentativi di classificazione degli elementi fino ad allora noti, sulla base delle scarse conoscenze delle loro proprietà chimiche e fisiche, Mendeleev in Russia e, indipendentemente, L. Meyer in Germania, scoprirono che **le proprietà** degli elementi sono “periodiche”, cioè **si ripetono a intervalli regolari** quando gli elementi vengono ordinati in funzione delle loro masse atomiche crescenti. Sulla base di questa scoperta nel 1869 Mendeleev mise a punto la sua **tavola periodica** dove collocò tutti gli elementi allora noti, ordinandoli in funzione della **massa atomica crescente**. Ottenne così otto colonne, in ognuna delle quali venivano a trovarsi elementi che presentavano spiccate analogie nelle loro proprietà.

Quando l’ordine sembrava interrotto, dovette lasciare spazi vuoti nell’attesa che altri elementi venissero scoperti per riempirli. Mendeleev riuscì addirittura a predire la massa atomica di elementi ancora ignoti e anche le loro proprietà in base alla posizione che avrebbero dovuto occupare nella tavola.

Egli chiamò ekaboro, ekalluminio ed ekasilicio tre elementi, le cui proprietà coincidevano perfettamente con quelle dello scandio, del gallio e del germanio, scoperti sei anni più tardi. La sorprendente corrispondenza tra le previsioni fatte e le caratteristiche trovate per gli elementi mancanti costituì una formidabile conferma della periodicità delle proprietà chimiche degli elementi.



Fig. 1 La tavola periodica di Mendeleev.

Tab. 1 Elementi previsti da Mendeleev		Elementi scoperti in seguito	
ekaboro	massa atomica = 44 densità *ossido = 3,50	scandio	massa atomica = 44,96 densità ossido = 3,86
ekalluminio	massa atomica = 68 densità = 6	gallio	massa atomica = 69,72 densità = 5,96
ekasilicio	massa atomica = 72 densità = 5,50	germanio	massa atomica = 72,60 densità = 5,47

* la densità è espressa in g/cm³

La scoperta di Mendeleev non riusciva però a spiegare alcune apparenti anomalie. Il cobalto, per esempio, pur avendo massa atomica maggiore di quella del nichel, possiede delle proprietà che nella tavola periodica porterebbero a collocarlo prima di questo elemento.



Quasi mezzo secolo più tardi Moseley, con i suoi esperimenti sull'emissione di raggi X da parte degli elementi sottoposti a radiazioni ad alta energia, scoprì che la carica nucleare degli atomi cresce di un'unità passando da un elemento al successivo nella tavola periodica.

Per spiegare il ripetersi periodico delle proprietà degli elementi, Moseley suggerì che questi andassero sistemati in funzione della **carica nucleare** crescente anziché della massa atomica, come aveva ipotizzato Mendeleev. In tal modo la posizione corretta del cobalto ($Z = 27$) è proprio quella che precede il nichel ($Z = 28$), dal quale, appunto, differisce per una unità di numero atomico.

Pertanto, la legge periodica stabilisce che:

le proprietà degli elementi ricorrono periodicamente quando gli elementi vengono ordinati secondo il loro numero atomico crescente.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo



Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Secondo Mendeleev, le proprietà degli elementi ricorrono periodicamente quando vengono ordinati in funzione delle loro masse atomiche crescenti.

V F

2. Moseley suggerì che gli elementi nella tavola periodica andassero sistemati in funzione del numero atomico crescente.

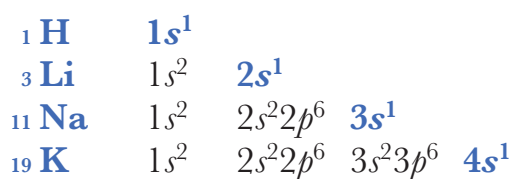
V F

obiettivo

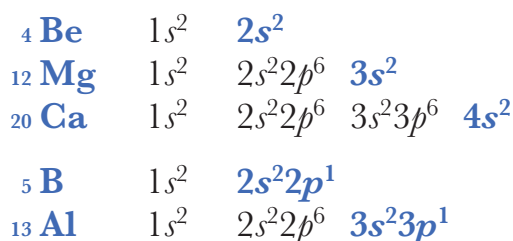
Conoscere la periodicità delle proprietà degli elementi correlata alla loro configurazione elettronica esterna

2 La tavola periodica moderna

Esaminando la configurazione elettronica dei primi 20 elementi, secondo il modello di Bohr, scopriamo una caratteristica assai importante: **la periodica distribuzione degli elettroni nel livello più esterno**. Infatti, se confrontiamo le configurazioni elettroniche dell'idrogeno (H), del litio (Li), del sodio (Na) e del potassio (K) riportate nello schema qui sotto, possiamo notare che tutti e quattro gli elementi hanno in comune il fatto di avere un solo elettrone nel livello più esterno.



Analogamente, se confrontiamo le configurazioni elettroniche del berillio (Be), del magnesio (Mg) e del calcio (Ca), scopriamo che questi elementi possiedono due elettroni nel loro ultimo livello energetico, mentre, se confrontiamo la configurazione elettronica del boro (B) con quella dell'alluminio (Al), notiamo che entrambe presentano tre elettroni nel livello esterno.



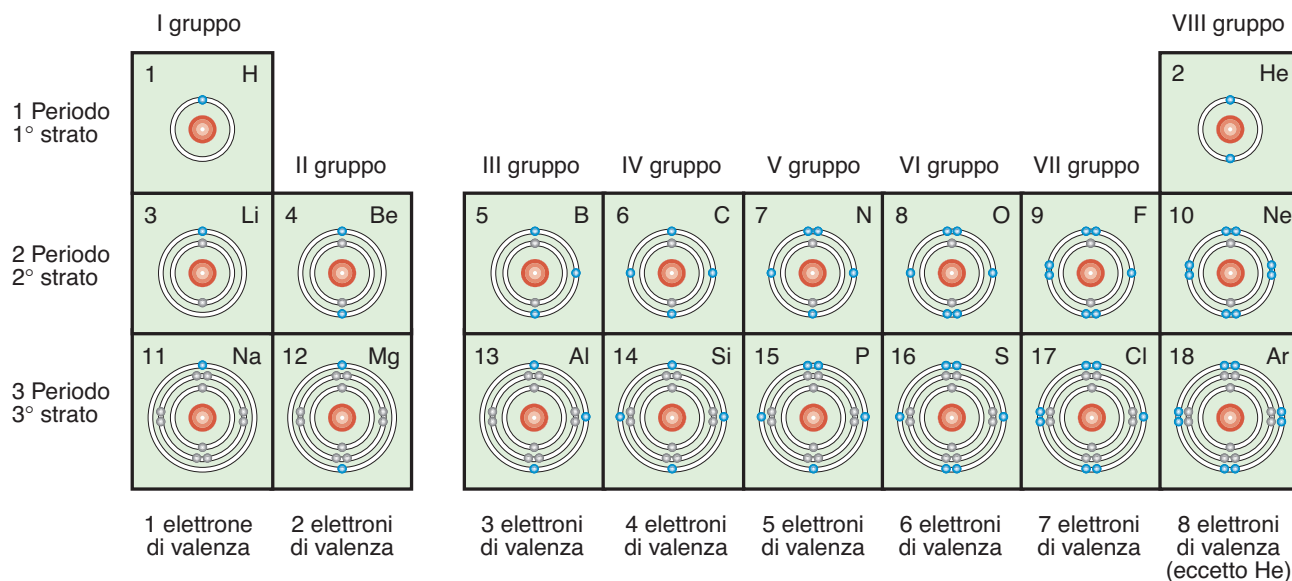
Questa caratteristica è valida anche per gli elementi che presentano configurazioni elettroniche esterne con quattro, cinque, sei, sette e otto elettroni e per tutti gli altri elementi oltre il ventesimo.

Da quanto osservato scaturisce che:

le strutture elettroniche esterne degli elementi si ripetono periodicamente ogni qualvolta si conclude il riempimento di un livello per iniziare un altro.

Di conseguenza possiamo dedurre che la causa della periodicità degli elementi va attribuita proprio alle strutture elettroniche più esterne dei loro atomi che, come abbiamo visto, si ripetono periodicamente. Pertanto:

viene chiamato guscio di valenza il livello più esterno di energia e, analogamente, elettroni di valenza gli elettroni in esso contenuti.



I periodi

Sulla base del nuovo criterio di classificazione gli elementi vengono collocati in ordine di numero atomico crescente, incasellati in file orizzontali dette **periodi**, il cui numero progressivo corrisponde al livello di riempimento.

Ogni nuovo periodo inizia con un elemento che ha un solo elettrone in un nuovo livello principale di energia. Pertanto l'idrogeno H inizia il primo periodo, il litio Li inizia il secondo periodo, il sodio Na inizia il terzo periodo e così via fino al settimo periodo, essendo sette i livelli energetici disponibili.

Tenendo conto del numero massimo di elettroni che ogni livello può ospitare, possiamo così costruire la tavola periodica:

- il **primo periodo** conterrà soltanto due elementi, l'idrogeno, H, e l'elio, He, perché due al massimo sono gli elettroni appartenenti al primo livello;
- il **secondo periodo** conterrà otto elementi, dal litio, Li, al neon, Ne, perché otto sono al massimo gli elettroni permessi nel secondo livello;
- il **terzo periodo** dovrebbe contenere diciotto elementi, essendo diciotto gli elettroni che al massimo possono disporsi nel terzo livello. Come si è visto, però, il sottolivello $3d$ segue il $4s$ nel diagramma energetico per cui nel terzo periodo avremo soltanto otto elementi, corrispondenti al riempimento dei sottolivelli $3s$ e $3p$. I dieci elementi, dallo scandio, Sc, allo zinco, Zn, corrispondenti al riempimento del sottolivello $3d$, si trovano invece nel quarto periodo.

Gli elementi che riempiono il sottolivello $3d$, ma anche quelli che riempiono il $4d$ e il $5d$, sono detti **elementi o metalli di transizione** e si distinguono, rispettivamente, in elementi della prima serie di transizione ($3d$), della seconda serie ($4d$) e della terza serie ($5d$).



Analogamente, gli elementi che utilizzano i sottolivelli $4f$ e $5f$ costituiscono due serie di 14 elementi ciascuna, che vengono denominate rispettivamente serie dei **lantanidi** e degli **attinidi**.

Queste due file, per comodità, nella tavola vengono rappresentate in basso.

I gruppi

Dopo aver disposto gli elementi lungo i periodi e aver collocato i periodi uno sotto l'altro, si ottengono otto colonne verticali dette **gruppi**, al cui interno troviamo elementi che possiedono **uguale numero di elettroni nel livello più esterno**. Questi elementi presentano analoghe proprietà chimiche e pertanto si dice che appartengono alla stessa "famiglia chimica" e fanno parte dello stesso gruppo.

Così, per esempio, al primo gruppo appartengono gli elementi che hanno un solo elettrone nel livello esterno. Essi costituiscono la famiglia dei **metalli alcalini**, ad eccezione dell'idrogeno che presenta proprietà chimiche nettamente diverse, dal momento che nel primo livello, a differenza degli altri, possono stare al massimo due elettroni.



Al secondo gruppo troviamo gli elementi con 2 elettroni esterni che fanno parte della famiglia dei **metalli alcalino-terrosi**.

Analogamente, nel terzo gruppo troviamo gli elementi con 3 elettroni nel livello di valenza e così fino ad arrivare al settimo gruppo, dove troviamo gli elementi appartenenti alla famiglia degli **alogeni** che hanno 7 elettroni nell'ultimo livello.

Nell'ottavo gruppo, infine, troviamo i **gas nobili**, gli elementi cioè che hanno la configurazione esterna completa.

■ Fig. 2 Cloro, bromo e iodio appartengono al gruppo degli alogeni.

Le notazioni di Lewis

Per evidenziare gli elettroni appartenenti al livello di valenza, G.N. Lewis ha proposto una semplice e comoda rappresentazione che utilizza il simbolo chimico dell'elemento circondato da "puntini" corrispondenti agli elettroni di valenza.

Utilizzando le notazioni di Lewis per atomi che hanno soltanto elettroni negli orbitali s e p dell'ultimo livello, possiamo notare che il numero di "puntini" corrisponde proprio al gruppo di appartenenza della tavola periodica, con la sola eccezione dell'elio che, pur avendo soltanto due elettroni nell'ultimo livello, viene collocato nell'ottavo gruppo in quanto, come il neon e l'argon, ha completato il suo livello esterno con la sua configurazione elettronica $1s^2$.

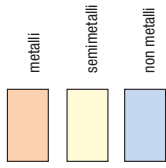
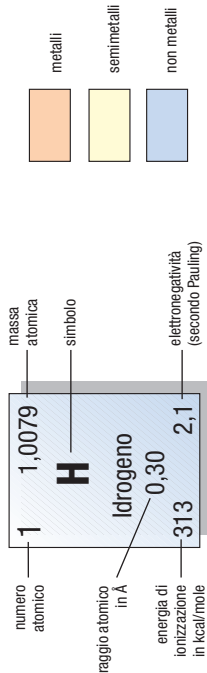
Tab. 2 Notazioni di Lewis dei primi 18 elementi

Gruppo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
primo periodo	H •							He ••
secondo periodo	Li •	Be ••	B •••	C ••••	N •••••	O ••••••	F •••••••	Ne ••••••••
terzo periodo	Na •	Mg ••	Al •••	Si ••••	P •••••	S ••••••	Cl •••••••	Ar ••••••••

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

18
VIII

gruppi	1	2	III	IV	V	VI	VII	VIII	
periodi	1	2	3	4	5	6	7	8	
1	H 1,0079 0,30 313	He 4,00260 10 20,179*							Ne 20,179*
2	Li 6,941*	Be 9,01218							Ne
3	Na 22,98977	Mg 24,305							Ar 39,948*
4	K 39,098*	Ca 40,08							Ar
5	Rb 85,4678*	Sr 87,62							Kr 83,80
6	Cs 132,9054	Ba 137,34*							Kr
7	Fr [223]	Ra [226]							Rn [222]



ELEMENTI DI TRANSIZIONE

gruppi	8	9	10	11	12
1	Fe 55,847*	Co 58,932	Ni 58,70	Cu 63,546*	Zn 65,38
2	Mn 54,938	Cr 51,996	V 50,9414*	Cr 51,996	V 50,9414*
3	Ti 47,88	Ti 47,88	Ti 47,88	Ti 47,88	Ti 47,88
4	Zr 91,224	Zr 91,224	Zr 91,224	Zr 91,224	Zr 91,224
5	Hf 178,49	Hf 178,49	Hf 178,49	Hf 178,49	Hf 178,49
6	Ta 180,9479*	Ta 180,9479*	Ta 180,9479*	Ta 180,9479*	Ta 180,9479*
7	W 183,85*	W 183,85*	W 183,85*	W 183,85*	W 183,85*
8	Re 186,207	Re 186,207	Re 186,207	Re 186,207	Re 186,207
9	Os 190,23	Os 190,23	Os 190,23	Os 190,23	Os 190,23
10	Ir 192,22	Ir 192,22	Ir 192,22	Ir 192,22	Ir 192,22
11	Pt 195,084	Pt 195,084	Pt 195,084	Pt 195,084	Pt 195,084
12	Au 196,9665	Au 196,9665	Au 196,9665	Au 196,9665	Au 196,9665
13	Hg 200,59*	Hg 200,59*	Hg 200,59*	Hg 200,59*	Hg 200,59*
14	Tl 204,37*	Tl 204,37*	Tl 204,37*	Tl 204,37*	Tl 204,37*
15	Pb 207,2	Pb 207,2	Pb 207,2	Pb 207,2	Pb 207,2
16	Bi 208,9804	Bi 208,9804	Bi 208,9804	Bi 208,9804	Bi 208,9804
17	Po [209]	Po [209]	Po [209]	Po [209]	Po [209]
18	At [210]	At [210]	At [210]	At [210]	At [210]
19	Rn [222]	Rn [222]	Rn [222]	Rn [222]	Rn [222]

gruppi	13	14	15	16	17	18
1	B 10,81	C 12,011	N 14,0067	O 15,9994*	F 18,99840	Ne 20,179*
2	Al 26,98154	Si 28,086*	P 30,97376	S 32,06	Cl 35,453	Ar 39,948*
3	Ge 72,59*	As 74,9216	Se 78,96*	Br 79,904	Kr 83,80	
4	Ga 69,72	Ge 72,59*	As 74,9216	Se 78,96*	Br 79,904	
5	In 114,82	Sn 118,69*	Sb 121,75*	Te 127,60*	I 126,9045	
6	Pb 207,2	Bi 208,9804	Po [209]	At [210]	Rn [222]	
7	Tl 204,37*	Pb 207,2	Bi 208,9804	Po [209]	At [210]	

gruppi	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		
1	Ce 140,12	Pr 140,9077	Nd 144,24*	Pm [145]	Sm 150,4	Eu 151,96	Gd 157,25*	Tb 158,9254	Dy 162,50*	Ho 164,9304	Er 167,26*	Tm 168,9342	Yb 173,04*	Lu 174,97
2	Th 232,0381	Pa 231,0369	U 238,029	Np 237,0482	Pu 244	Am [243]	Cm [247]	Bk [247]	Cf [251]	Es [254]	Fm [257]	Md [258]	No [259]	Lr [260]

- * Classificazione dei gruppi secondo la IUPAC (1986) che suggerisce la numerazione progressiva da 1 a 18.
- ** Classificazione dei gruppi comunemente usata.



La tavola in blocchi

Come è facile osservare, la tavola periodica è una sorta di mappa che permette di ricavare la configurazione elettronica degli elementi. Essa può essere anche suddivisa in blocchi, ognuno dei quali fa riferimento al riempimento di un particolare sottolivello. Così al blocco *s* corrispondono i primi due gruppi, al blocco *p* i gruppi che vanno dal III all'VIII, mentre al blocco *d* e al blocco *f* corrispondono rispettivamente gli elementi di transizione (1^a, 2^a e 3^a serie) e i lantanidi e gli attinidi. Per una più immediata lettura, tali blocchi vengono rappresentati con colori diversi.

I		II												p					
				d															
1	H	He											B	C	N	O	F	Ne	
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
3	Na	Mg											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg							
7	Fr	Ra	Ac	Ku	Ha														
			f																
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Fig. 3 La tavola periodica suddivisa in blocchi.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo



Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Gli elementi appartenenti allo stesso periodo hanno lo stesso numero di elettroni esterni. **V F**
- Gli elementi dei metalli alcalini posseggono un elettrone nel livello più esterno. **V F**
- Il neon è un gas nobile che possiede 8 elettroni nel livello più esterno. **V F**
- Il terzo periodo della tavola periodica va dal potassio allo zinco. **V F**

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

- La tavola periodica moderna è organizzata in verticali chiamate e righe orizzontali chiamate
- La periodicità degli elementi è dovuta alle strutture elettroniche degli atomi che si periodicamente.

obiettivo

Conoscere l'esistenza dei livelli energetici attraverso l'andamento dei valori dell'energia di ionizzazione

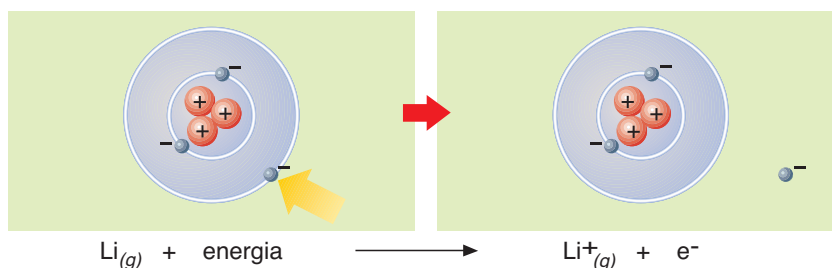
3 L'energia di ionizzazione e i livelli energetici

In condizioni normali, come si è detto, l'atomo di ogni elemento è elettricamente neutro in quanto il numero dei protoni contenuti nel nucleo è uguale a quello degli elettroni. È possibile tuttavia, fornendo una certa quantità di energia, vincere l'attrazione elettrostatica del nucleo e allontanare uno o più elettroni. In tal modo nel nucleo rimarranno uno o più protoni in eccesso che conferiranno all'atomo una o più cariche positive.

Un atomo elettricamente carico viene definito **ione**; in questo caso, **ione positivo o catione**. Indicando con A un generico atomo e con A⁺ il suo corrispondente ione positivo, il processo può essere così schematizzato:



Nel caso del litio ($Z = 3$), lo schema può essere così rappresentato:



Quando l'elettrone viene estratto dall'atomo neutro si parla di energia di prima ionizzazione:

si definisce energia di prima ionizzazione di un atomo l'energia richiesta per estrarre l'elettrone più esterno da quell'atomo allo stato gassoso.

Se proviamo però a estrarre un secondo elettrone dallo ione prima ottenuto, l'energia richiesta viene denominata **energia di seconda ionizzazione**:



Analogamente chiameremo energia di terza ionizzazione, quarta ionizzazione e così via l'energia richiesta per rimuovere il terzo e il quarto elettrone rispettivamente.

Se rappresentiamo in un istogramma i valori dell'energia di prima ionizzazione, relativa ai primi 20 elementi, cioè dall'idrogeno ($Z = 1$) al calcio ($Z = 20$) (Fig. 3), possiamo trarre importanti considerazioni:

- tra i primi due elementi, H ($Z = 1$) e He ($Z = 2$), si ha un notevole salto dei valori di energia di ionizzazione;
- dal terzo elemento, Li ($Z = 3$), l'energia di ionizzazione cresce gradualmente fino a raggiungere un valor massimo per il Ne ($Z = 10$);
- per il sodio, Na ($Z = 11$), si osserva un valore di energia paragonabile a quello del litio;
- dal sodio in poi si ha ancora un graduale aumento dell'energia di ionizzazione, fino a raggiungere un valore massimo per l'Ar ($Z = 18$), paragonabile a quello del Ne ($Z = 10$);
- per il K ($Z = 19$) e il Ca ($Z = 20$), i valori dell'energia di ionizzazione sono paragonabili a quelli di Na ($Z = 11$) e di Mg ($Z = 12$).

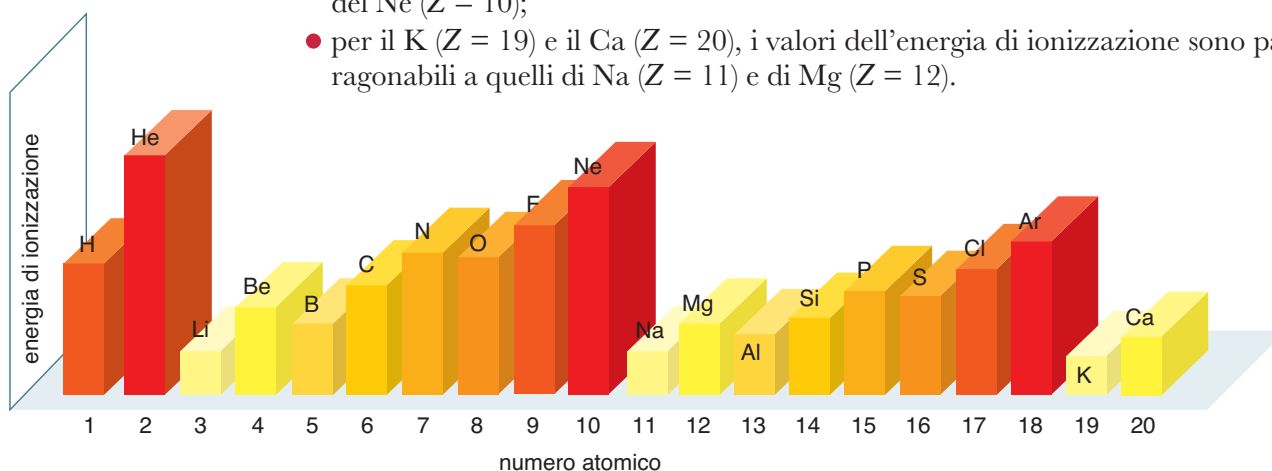


Fig. 4 Istogramma delle energie di prima ionizzazione dei primi 20 elementi.

L'andamento dei valori dell'energia, o potenziale, di prima ionizzazione, ci permette di ordinare i 20 elementi in tre blocchi ben distinti:

- 1° blocco che va dall'H all'He;
- 2° blocco che va dal Li al Ne;
- 3° blocco che va dal Na all'Ar.



È importante osservare come ciascun blocco inizia con un elemento a bassa energia di ionizzazione e si conclude con un gas nobile che presenta sempre un valore massimo di energia di ionizzazione. Si osservi inoltre che ciascun blocco è costituito da otto elementi, a eccezione del primo che, invece, è costituito soltanto da due elementi. Non è difficile scoprire allora che gli elementi di ciascun blocco sono proprio quelli che nella tavola periodica appartengono a un periodo: il primo con due elementi, il secondo e il terzo con otto elementi. L'analogia dei valori tra elementi che si trovano nelle stesse posizioni nei vari blocchi (Li, Na, K; Be, Mg, Ca ecc.) ci porta a scoprire i gruppi dove sono collocati gli elementi che hanno proprietà chimiche analoghe.

Se estendiamo le misure delle energie di ionizzazione relative al 2°, al 3°, al 4° e così via fino ad arrivare all'ultimo elettrone di uno stesso elemento, si possono ottenere altre importanti informazioni. Esaminiamo, per esempio, le energie di ionizzazione di tutti gli elettroni del sodio, così come riportato nella Tabella 3.

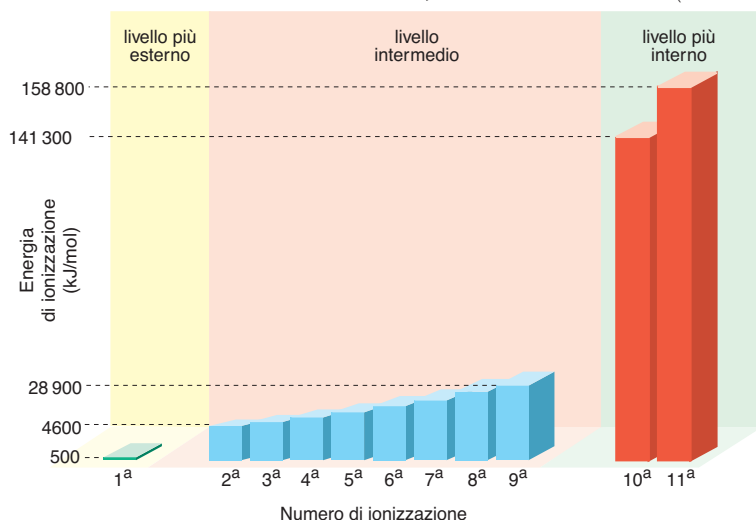
Tab. 3 Energie di ionizzazione del sodio (kJ/mol)

1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a	5 ^a	6 ^a	7 ^a	8 ^a	9 ^a	10 ^a	11 ^a
500	4600	6900	9500	13300	16600	20100	25500	28900	141300	158800

Come si vede, tali energie presentano un andamento crescente in accordo con il fatto che togliere successivamente elettroni da uno stesso atomo è sempre più difficile, in quanto lo ione si va caricando sempre più positivamente.

Ciò che sorprende, però, è il notevole salto che si ha quando si passa dalla 1^a alla 2^a ionizzazione, e anche dalla 9^a alla 10^a, e questo è una conferma della **disposizione a strati degli elettroni** all'interno dell'atomo.

Scopriamo così che l'atomo di sodio organizza i suoi elettroni in tre livelli (Fig. 5): quello più esterno contenente un solo elettrone (a cui compete una energia di ionizzazione E.I. = 500 kJ/mol), quello intermedio che ne contiene 8 (con E.I. comprese tra 4600 e 28900 kJ/mol) e infine quello più prossimo al nucleo, che ne contiene 2 (con E.I. dell'ordine di 150000 kJ/mol).

Fig. 5 Diagramma delle energie di ionizzazione del sodio.


Il modello atomico a livelli appena descritto per il sodio può assumere validità generale se misuriamo le E.I. di tutti gli elettroni appartenenti a tutti gli elementi. In tal modo è possibile “contare” direttamente quanti elettroni si trovano attorno al nucleo e in che modo sono distribuiti nei vari livelli.

Da tutte queste considerazioni possiamo concludere che il modello atomico che Bohr aveva ipotizzato è in perfetto accordo con i dati dell'analisi delle energie di ionizzazione, che ne costituiscono una valida conferma sperimentale.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo



Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Il valore dell'energia di prima ionizzazione è superiore a quello di seconda ionizzazione. **V F**
- L'energia di prima ionizzazione si riferisce a un atomo neutro. **V F**

- Il sodio possiede un valore di energia di prima ionizzazione paragonabile a quella dell'alluminio. **V F**
- L'argon possiede un basso valore di energia di ionizzazione. **V F**

4 Le proprietà periodiche

obiettivo

Conoscere le proprietà periodiche degli elementi e prevederne l'andamento sulla base della loro posizione nella tavola periodica

Conosciamo ora alcune proprietà caratteristiche degli atomi, correlate direttamente alle loro configurazioni elettroniche esterne che, come abbiamo visto, si ripetono periodicamente.

Raggio atomico e volume atomico

Con una certa approssimazione, come si è visto, gli atomi possono essere assimilati a delle minuscole sfere le cui dimensioni possono essere espresse in termini di raggio atomico e, di conseguenza, di volume atomico. Il **raggio atomico** esprime la **distanza tra il nucleo e l'elettrone più esterno** ed è misurato in nanometri o in ångström (Å). Nella tavola periodica le dimensioni di un atomo variano lungo un gruppo e lungo un periodo.

Scendendo lungo un gruppo, aumenta il numero quantico principale e di conseguenza il numero di livelli occupati dagli elettroni. In tal modo, gli elettroni del livello più esterno si trovano sempre più distanti dal nucleo e sempre più schermati per la presenza dei livelli intermedi, e di conseguenza saranno meno attratti dal nucleo. Pertanto:

il raggio atomico, e di conseguenza il volume, aumentano lungo un gruppo procedendo dall'alto verso il basso.

Lungo un periodo, invece, si ha un aumento del numero atomico, cioè del numero di protoni, e quindi un aumento della carica positiva del nucleo. Gli elettroni che via via si aggiungono hanno però lo stesso numero quantico principale e pertanto si collocano nello stesso livello di energia. L'effetto che ne deriva è un aumento dell'attrazione degli elettroni da parte del nucleo con conseguente riduzione del raggio e contrazione del volume:

il raggio atomico, e di conseguenza il volume, diminuiscono lungo un periodo procedendo da sinistra verso destra.

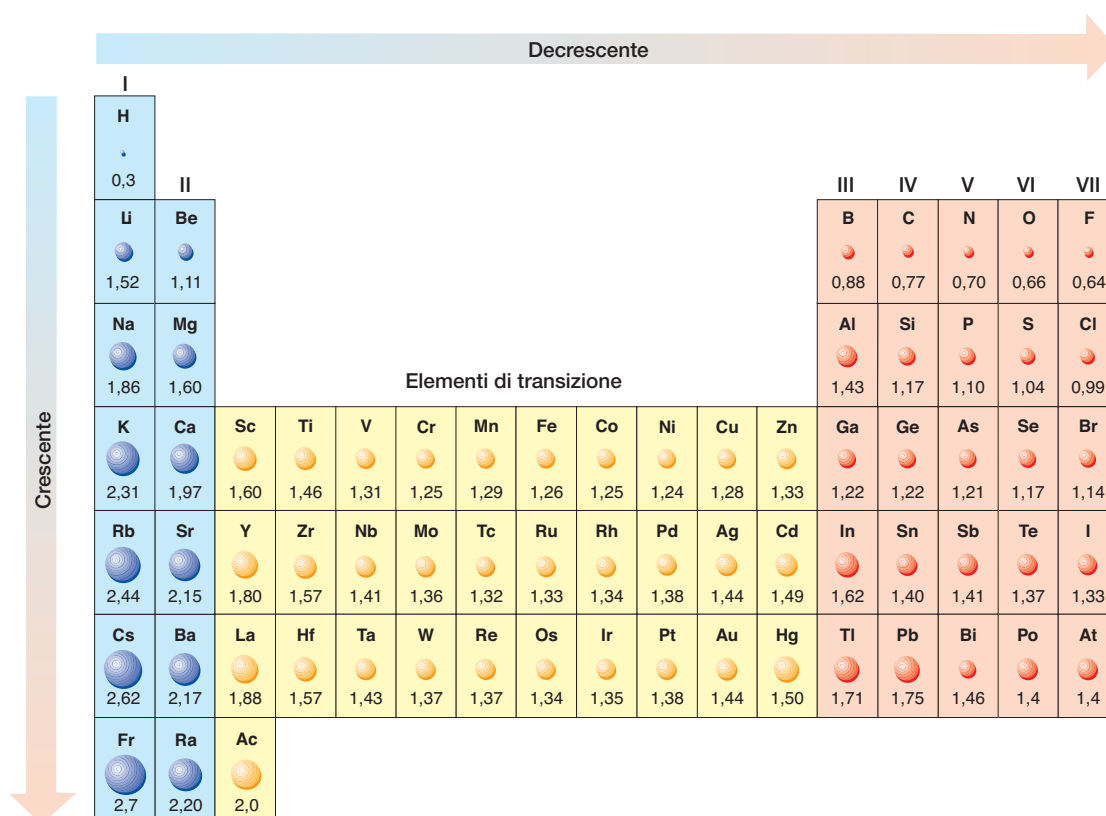


Fig. 6 Andamento della variazione del raggio atomico in Å all'interno dei gruppi e all'interno dei periodi.



Andamento dell'energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione è una proprietà periodica particolarmente importante in quanto, come si è detto, è strettamente legata alla configurazione elettronica. Vediamo qual è il suo andamento nella tavola periodica.

Scendendo lungo un gruppo, l'elettrone da rimuovere si trova su livelli di energia sempre più esterni e quindi sarà sempre meno attratto dal nucleo.

Pertanto:

l'energia di ionizzazione diminuisce lungo un gruppo procedendo dall'alto verso il basso.

All'interno di un periodo, invece, procedendo da sinistra verso destra, l'elettrone da rimuovere sarà sempre più attratto dal nucleo perché, con l'aumentare del numero atomico, aumenta la carica nucleare.

Pertanto:

l'energia di ionizzazione aumenta lungo un periodo procedendo da sinistra verso destra.

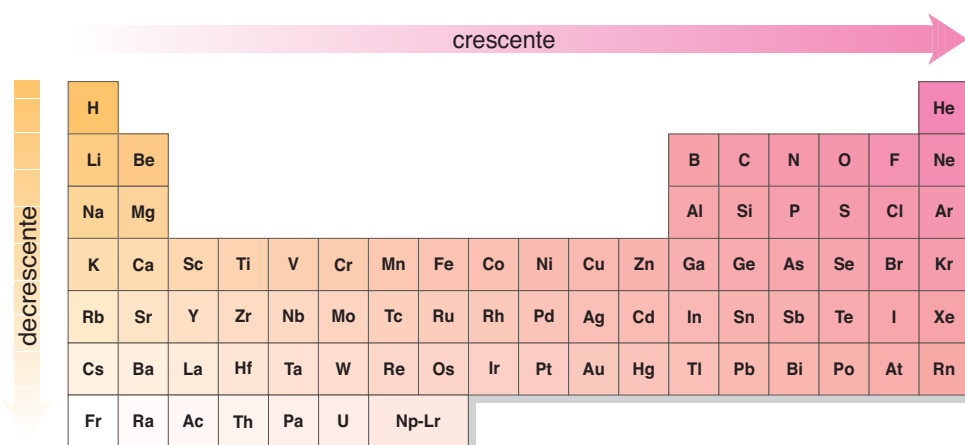


Fig. 7 Andamento dell'energia di ionizzazione.

Affinità elettronica e suo andamento

Abbiamo visto che per allontanare uno o più elettroni da un atomo neutro è necessario fornire energia. Si avrà invece cessione di energia quando un atomo acquista uno o più elettroni.

Tale processo può essere così schematizzato:



dove con A^{-} è indicato lo **ione negativo o anione**.

Pertanto:

si definisce affinità elettronica la quantità di energia ceduta quando un atomo neutro allo stato gassoso acquista un elettrone.

Analogamente al catione, l'anione è un atomo elettricamente carico, ma di carica negativa. Il nuovo elettrone, infatti, non potendo essere neutralizzato da un corrispondente protone del nucleo, conferisce all'intero atomo una carica unitaria negativa.

Anche per l'affinità elettronica valgono le stesse considerazioni fatte per il potenziale di ionizzazione. L'elettrone acquistato, infatti, va a collocarsi sempre nel livello più esterno e quindi lungo un gruppo, allontanandosi dal nucleo, sarà sempre meno attratto, mentre lungo un periodo, con l'aumento della carica nucleare, sarà sempre più attratto.

Pertanto:

l'affinità elettronica diminuisce lungo un gruppo procedendo dall'alto verso il basso, mentre aumenta lungo un periodo, procedendo da sinistra verso destra.

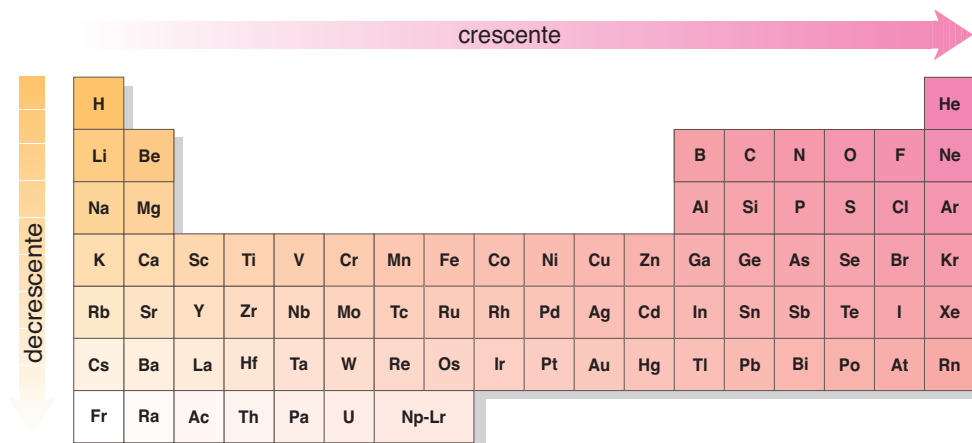


Fig. 8 Andamento dell'affinità elettronica.

Andamento dell'elettronegatività

L'energia di ionizzazione e l'affinità elettronica sono, come si è visto, grandezze che indicano la tendenza che ha ogni atomo a perdere o acquistare elettroni e da esse si può prevedere il comportamento chimico degli elementi che, come si è detto più volte, dipende dagli elettroni esterni.

Tali proprietà, per una più immediata lettura della tavola periodica, sono state correlate insieme in un'unica proprietà molto usata in chimica: l'**elettronegatività**.

Per la sua misura L. Pauling ha proposto una scala arbitraria che assegna il valore più elevato (4) al fluoro, e quello più basso (0,7) al francio e valori intermedi a tutti gli altri elementi. Tali valori indicano la capacità che ha l'atomo di un elemento di attrarre gli elettroni che condivide con l'atomo di un altro elemento quando si trovano legati.

Una più completa comprensione di tale proprietà si avrà dopo aver studiato il legame chimico, nel prossimo modulo.

Anche l'elettronegatività è ovviamente una proprietà periodica che, come il potenziale di ionizzazione e l'affinità elettronica, diminuisce lungo un gruppo e cresce lungo un periodo.

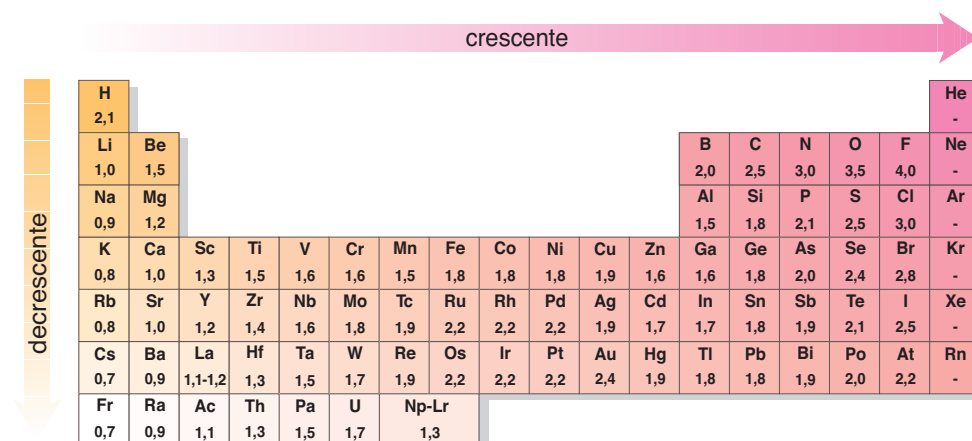


Fig. 9 Andamento dell'elettronegatività.



Metalli e non metalli

Un primo tentativo di classificazione degli elementi è stato già descritto precedentemente. Esso si basava fondamentalmente sulle caratteristiche fisiche.

Dopo aver studiato la struttura elettronica possiamo notare che gli elementi denominati **metalli** sono quelli che posseggono basse energie di ionizzazione, basse affinità elettroniche e di conseguenza basse elettronegatività, e che quindi presentano spiccata tendenza a cedere elettroni. Essi sono normalmente localizzati nella parte sinistra o in basso della tavola periodica.



Fig. 10 Cristallo di zolfo nativo, un non metallo.

I **non metalli**, viceversa, sono quelli che presentano spiccata tendenza ad acquistare elettroni, cioè quelli che hanno alta affinità elettronica e alto potenziale di ionizzazione, e di conseguenza alto valore di elettronegatività; essi sono collocati a destra della tavola periodica.

I **semimetalli**, infine, sono ovviamente gli elementi che presentano valori intermedi di tali grandezze e, di conseguenza, caratteristiche intermedie.

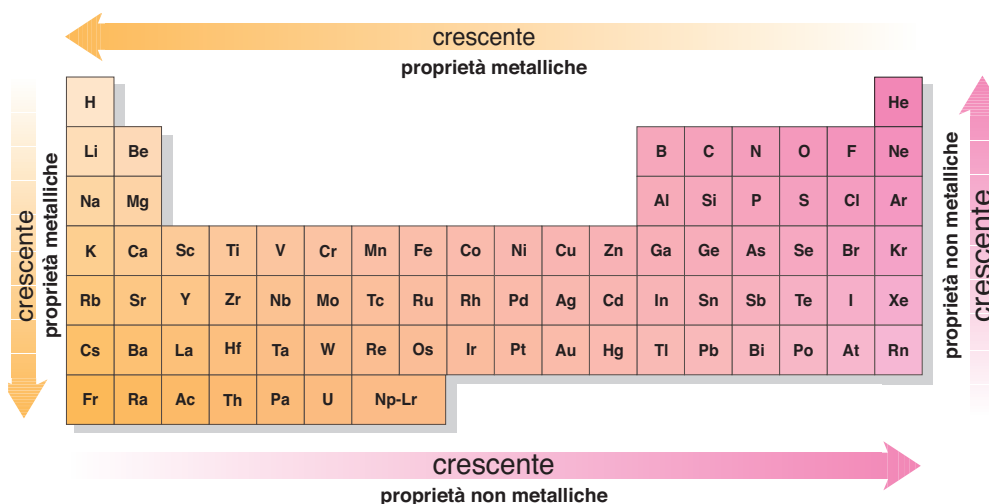


Fig. 11 Andamento delle proprietà metalliche e non metalliche.

STOP test di controllo

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

1. Procedendo lungo un periodo il raggio atomico, e di conseguenza il atomico, a causa della attrazione degli elettroni da parte del nucleo.
2. L'elettronegatività lungo un gruppo e lungo un periodo.
3. L'energia di ionizzazione lungo un gruppo procedendo dall' verso il
4. L'affinità elettronica è la quantità di energia quando un atomo neutro gassoso un elettrone.



Clicca qui per aprire la sintesi dei concetti principali