

La tavola periodica

Le proprietà degli elementi sono funzioni periodiche dei rispettivi numeri atomici

Si possono classificare gli elementi secondo la loro configurazione elettronica:

- **Gas nobili.** Elementi del gruppo VIIIA. Sono inerti, ma gli elementi più pesanti si possono combinare con fluoro e ossigeno. Guscio esterno ... ns^2np^6 .
- **Elementi rappresentativi.** Gli elementi dei gruppi A della tavola periodica sono definiti elementi rappresentativi. L'ultimo elettrone occupa un orbitale s o p del guscio esterno.
- **Elementi di transizione-d.** Gli elementi appartengono ai gruppi B della tavola periodica e sono noti come metalli di transizione.

Gli elementi di transizione sono tutti metalli e sono caratterizzati da elettroni che occupano **orbitali d**. Hanno orbitali **ns e (n-1)d** ma non orbitali **np**.

Si possono suddividere in:

- **Prima serie di transizione**
- **Seconda serie di transizione**
- **Terza serie di transizione**
- **Quarta serie di transizione**

da ${}_{21}\text{Sc}$ a ${}_{30}\text{Zn}$
da ${}_{39}\text{Y}$ a ${}_{48}\text{Cd}$
da ${}_{57}\text{La}$ e ${}_{72}\text{Hf}$ a ${}_{80}\text{Hg}$
da ${}_{89}\text{Ac}$ e ${}_{104}\text{Rf}$ all'elemento 112

Elementi di transizione –f . Sono elementi i cui elettroni vanno a occupare gli orbitali f. Sono tutti metalli.

Prima serie di transizione-f (lantanidi)

da ${}_{58}\text{Ce}$ a ${}_{71}\text{Lu}$

Seconda serie di transizione-f (attinidi)

da ${}_{90}\text{Th}$ a ${}_{103}\text{Lr}$

Raggi atomici

Il raggio di un atomo non è misurabile direttamente perché la nube di elettroni che circonda il nucleo non ha una dimensione definita. Quindi non c'è un metodo diretto di misura. Un modo di misurare le dimensioni di un atomo è mediante la misura della distanza dei nuclei di una molecola biatomica.

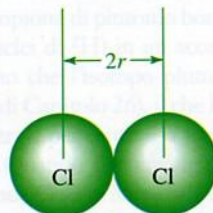
La carica nucleare effettiva, Z_{eff} .

L'elettrone che si trova in un guscio esterno, lontano dal nucleo, non risente di tutta la carica localizzata nel nucleo. Questo è dovuto allo schermaggio degli elettroni più interni.

Caso dell'atomo di litio: ha tre elettroni di cui due nel livello 1s e il terzo nell'orbitale 2s. Questo ultimo elettrone è schermato dai due elettroni dell'orbitale 1s e quindi non può risentire pienamente della carica +3. Ma non risente neppure di una carica effettiva 3-2 perché l'elettrone 2s ha una certa probabilità di avvicinarsi al nucleo, e quindi la carica effettiva è 1+.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Raggi atomici							
H 0.37							He 0.31
Li 1.52	Be 1.12	B 0.85	C 0.77	N 0.75	O 0.73	F 0.72	Ne 0.71
Na 1.86	Mg 1.60	Al 1.43	Si 1.18	P 1.10	S 1.03	Cl 1.00	Ar 0.98
K 2.27	Ca 1.97	Ga 1.35	Ge 1.22	As 1.20	Se 1.19	Br 1.14	Kr 1.12
Rb 2.48	Sr 2.15	In 1.67	Sn 1.40	Sb 1.40	Te 1.42	I 1.33	Xe 1.31
Cs 2.65	Ba 2.22	Tl 1.70	Pb 1.46	Bi 1.50	Po 1.68	At 1.40	Rn 1.41

Raggi ionici							
Li ⁺ 0.90	Be ²⁺ 0.59						
Na ⁺ 1.16	Mg ²⁺ 0.85	Al ³⁺ 0.68					
K ⁺ 1.52	Ca ²⁺ 1.14	Ga ³⁺ 0.76					
Rb ⁺ 1.66	Sr ²⁺ 1.32	In ³⁺ 0.94					
Cs ⁺ 1.81	Ba ²⁺ 1.49	Tl ³⁺ 1.03					



Il raggio di un atomo r , è assunto pari alla metà della distanza tra i nuclei in molecole omonucleari, come Cl_2 .

Figura 6-1 (In alto) Raggi atomici degli elementi (rappresentativi) del gruppo A e dei gas nobili, in angstrom, Å (Paragrafo 6-2). I raggi atomici crescono scendendo lungo un gruppo poiché gli elettroni vanno ad occupare gusci sempre più lontani dal nucleo. I raggi atomici *decregono* spostandosi da sinistra a destra all'interno di uno stesso periodo a causa dell'aumento della carica nucleare effettiva. Gli atomi di idrogeno sono i più piccoli esistenti in natura, mentre quelli di cesio sono i più grandi.

(In basso) Dimensioni di ioni degli elementi del gruppo A, in angstrom (Paragrafo 6-5). Gli ioni positivi (cationi, in blu) sono sempre *minori* degli atomi neutri da cui si formano. Gli ioni negativi (anioni, in verde) sono sempre *maggiore* degli atomi neutri da cui si originano.

Raggi ionici

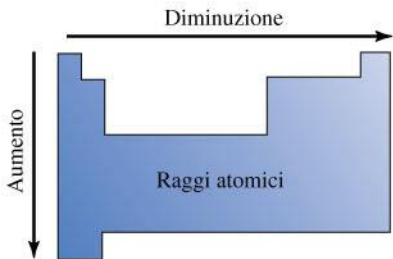
Infatti, K e Cs formano facilmente cationi 1+.



Andamento generale dei raggi ionici degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica.

La carica nucleare rimane costante quando si forma lo ione.





Andamento generale del raggio atomico di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica.

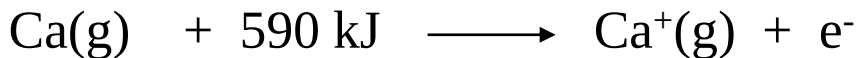
All'interno di un **gruppo** della tavola periodica di elementi rappresentativi, il raggio atomico cresce procedendo dall'alto verso il basso poiché gli elettroni occupano progressivamente gusci più lontani dal nucleo.

Spostandosi invece lungo un **periodo**, gli atomi assumono progressivamente una dimensione minore dovuto all'aumento della carica nucleare effettiva.

Per i metalli di transizione il comportamento non è regolare poiché gli elettroni occupano progressivamente i gusci più interni.

Energia di ionizzazione

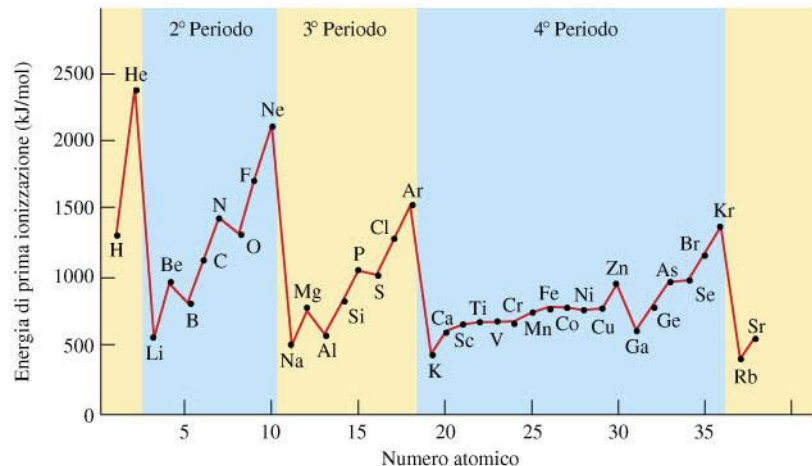
L'energia di prima ionizzazione (EI_1), denominata anche potenziale di prima ionizzazione, è la minima quantità di energia necessaria a rimuovere l'elettrone più debolmente legato da un atomo gassoso isolato per formare uno ione con la carica +1



L'energia di seconda ionizzazione (EI_2) è la quantità di energia richiesta per rimuovere il secondo elettrone.



Per un dato elemento $EI_2 > EI_1$.



Andamento generale dell'energia di prima ionizzazione di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica. Eccezioni compaiono nei Gruppi IIIA e VIA.

Figura 6-2 Grafico delle energie di prima ionizzazione dei primi 38 elementi in funzione del numero atomico. I gas nobili hanno energie di prima ionizzazione molto elevate, mentre i metalli del gruppo IA presentano valori bassi. Si noti l'analogia tra l'andamento mostrato dagli elementi del 2° periodo, dal numero 3 al numero 10, e quello relativo agli elementi del 3° periodo, dal numero 11 al numero 18, nonché agli ultimi elementi del gruppo A. Le differenze evidenziate tra gli elementi del gruppo B non sono così pronunciate come quelle relative agli elementi del gruppo A.

	Notazione orbitale			Notazione semplificata	
	1s	2s	2p		
3Li	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$		$1s^2 2s^1$	[He] $2s^1$
4Be	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2$	[He] $2s^2$
5B	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ — —	$1s^2 2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^1$
6C	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ —	$1s^2 2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^2$
7N	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^3$
8O	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^4$
9F	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^5$
10Ne	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$	[He] $2s^2 2p^6$

TABELLA 6-1

Energie di prima ionizzazione (kJ/mole di atomi) di alcuni elementi

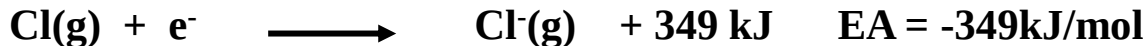
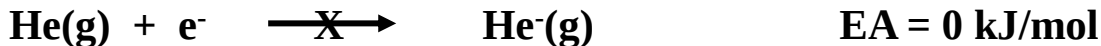
H 1312																He 2372	
Li 520	Be 899											B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
Na 496	Mg 738											Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 599	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 759	Co 758	Ni 757	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
Rb 403	Sr 550	Y 617	Zr 661	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
Cs 377	Ba 503	La 538	Hf 681	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037



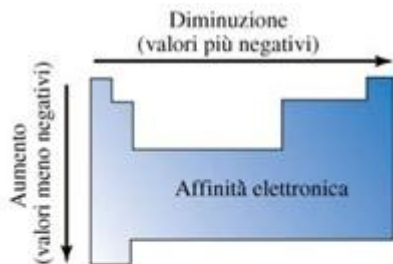
Andamento generale dell'energia di prima ionizzazione di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica. Eccezioni compaiono nei Gruppi IIIA e VIA.

AFFINITÀ ELETTRONICA

L'**affinità elettronica (EA)** di un elemento è la quantità di energia assorbita quando un elettrone viene aggiunto ad un atomo gassoso isolato per formare uno ione con carica -1



Specie **isoelettroniche** hanno lo stesso numero di elettroni.



Andamento generale dei valori di affinità elettronica degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica. Ci sono molte eccezioni.

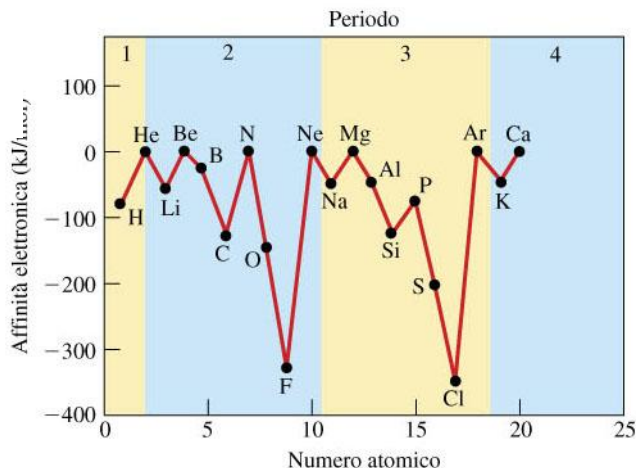


Figura 6-3 Grafico dell'affinità elettronica in funzione del numero atomico per i primi 20 elementi. In orizzontale le affinità elettroniche diventano *generalmente* più negative (si sviluppa più energia quando viene aggiunto un elettrone) dal Gruppo IA al Gruppo VIIA per un determinato periodo. Eccezioni si verificano per gli elementi dei Gruppi IIA e VA.

ELETTRONEGATIVITA'

L'elettronegatività (EN) di un elemento è una misura della tendenza relativa di un atomo ad attrarre elettroni a sé quando è legato chimicamente a un altro atomo.

I **non metalli** che hanno una elevata elettronegatività attraggono elettroni per formare **anioni**. I **metalli** con bassa elettronegatività perdono elettroni formando **cationi**.

La scala dell'elettronegatività è basata su una scala arbitraria chiamata scala di Pauling. Il **Fluoro ha l'elettronegatività maggiore** di tutti gli elementi. Tutti gli altri elementi sono riferiti al fluoro.

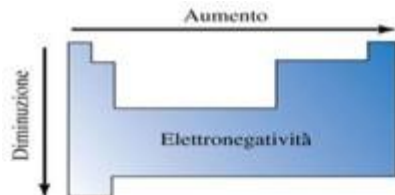


TABELLA 6-3 Valori di elettronegatività degli elementi*

																		VIIIA
IA																		2
1	H 1.0																	He
2	Li 1.0	Be 1.5																10
3	Na 1.0	Mg 1.2																Ne
4	K 0.9	Ca 1.0	Sc 1.3															18
5	Rb 0.9	Sr 1.0	Y 1.2															Ar
6	Cs 0.8	Ba 1.0	La 1.1															36
7	Fr 0.8	Ra 1.0	Ac 1.1															Kr
				IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	18
				Ti 1.4	V 1.5	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.7	Co 1.7	Ni 1.8	Cu 1.8	Zn 1.6	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
				Zr 1.3	Nb 1.5	Mo 1.6	Tc 1.7	Ru 1.8	Rh 1.8	Pd 1.8	Ag 1.8	Cd 1.6	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
				Hf 1.3	Ta 1.4	W 1.5	Re 1.7	Os 1.9	Ir 1.9	Pt 1.8	Au 1.9	Hg 1.7	In 1.6	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
																		54
				Ce 1.1	Pr 1.1	Nd 1.1	Pm 1.1	Sm 1.1	Eu 1.1	Gd 1.1	Tb 1.1	Dy 1.1	Ho 1.1	Er 1.1	Tm 1.1	Yb 1.0	Lu 1.2	86
				Th 1.2	Pa 1.3	U 1.5	Np 1.3	Pu 1.3	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.5	Rn

* I valori di elettronegatività sono indicati nella parte bassa delle caselle.

TABELLA 5-5 I blocchi s, p, d ed f della Tavola Periodica*

GRUPPI																					
IA	IIA	IIIB						VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA			
(1)	(2)	(3)						(8)	(9)	(10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)			
blocco degli orbitali s																		blocco degli orbitali p			
↓																		↓			
n = 1	1 H																				
n = 2	3 Li	4 Be																			
n = 3	11 Na	12 Mg																			
n = 4	19 K	20 Ca	21 Sc																		
n = 5	37 Rb	38 Sr	39 Y																		
n = 6	55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
n = 7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112							
↓																					
SERIE DEI LANTANIDI				58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	con riempimento del sottolivello 4f			

* n è il numero quantico principale. Le notazioni d^1s^2 , d^2s^2 , ... rappresentano configurazioni "regolari" e si riferiscono agli orbitali (n-1)d e ns. Diverse eccezioni alle configurazioni indicate sopra ogni gruppo sono evidenziate in grigio.