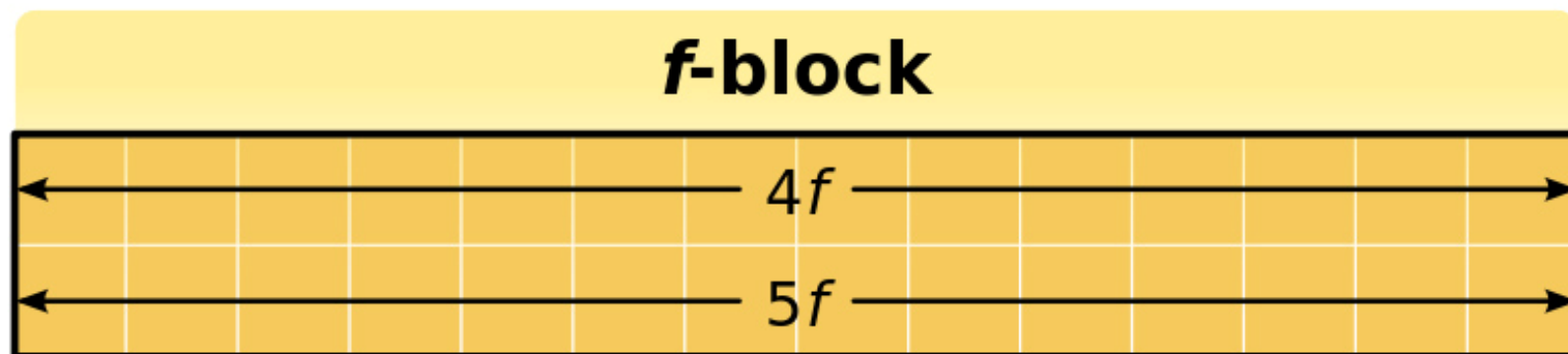


I blocchi s, p, d ed f della Tavola Periodica

		GRUPPI																											
		IA	IIA	IIIB					IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA						
		(1)	(2)	(3)					(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)						
		blocco degli orbitali s																					blocco degli orbitali p						s^2
		s^1	s^2																			s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6		
$n = 1$	1	H																				5	6	7	8	9	10		
$n = 2$	3	Li	4	Be	blocco degli orbitali d														B	C	N	O	F	Ne					
$n = 3$	11	Na	12	Mg	d^1s^2	blocco degli orbitali f			22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36						
$n = 4$	19	K	20	Ca	21	Sc	d^2s^2	d^3s^2	d^5s^1	d^5s^2	d^6s^2	d^7s^2	d^8s^2	$d^{10}s^1$	$d^{10}s^2$	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								
$n = 5$	37	Rb	38	Sr	39	Y		40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54							
$n = 6$	55	Cs	56	Ba	57	La	58	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
$n = 7$	87	Fr	88	Ra	89	Ac	90	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112												
$= 6$	SERIE DEI LANTANIDI		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	con riempimento del sottolivello 4f												
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu													

* n è il numero quantico principale. Le notazioni $d^1s^2, d^2s^2, \dots$ 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.

Group →
↓ Period



La tavola periodica

Il diagramma illustra la struttura della tavola periodica basata sui livelli energetici n (da 1 a 7) e sulla suddivisione in blocchi di orbitali:

- Blocco s:** Colonna 1A (1s) e colonna 2A (2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s).
- Blocco p:** Colonne 3A, 4A, 5A, 6A, 7A e 8A (1s).
- Elementi di transizione:** Colonne 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B (3d, 4d, 5d, 6d) e 1B, 2B.
- Elementi di transizione interna:** Colonne 4f e 5f.

Le etichette $n=1$ a $n=7$ indicano i livelli energetici principali. Le etichette $1s$, $2s$, $3s$, $4s$, $5s$, $6s$, $7s$ sono posizionate accanto ai rispettivi orbitali s. Le etichette $3d$, $4d$, $5d$, $6d$ sono posizionate al centro dei rispettivi blocchi d. Le etichette $2p$, $3p$, $4p$, $5p$, $6p$ sono posizionate al centro dei rispettivi blocchi p. Le etichette $4f$ e $5f$ sono posizionate al centro dei rispettivi blocchi f.

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 – blocco 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 esterni che occupano **orbitali d**. Hanno orbitali **ns e (n-1)d** ma non orbitali **np**.

Si possono suddividere in:

- ✓ **Prima serie di transizione** da $_{21}\text{Sc}$ a $_{30}\text{Zn}$
- ✓ **Seconda serie di transizione** da $_{39}\text{Y}$ a $_{48}\text{Cd}$
- ✓ **Terza serie di transizione** da $_{57}\text{La}$ e $_{72}\text{Hf}$ a $_{80}\text{Hg}$
- ✓ **Quarta serie di transizione** da $_{89}\text{Ac}$ e $_{104}\text{Rf}$ all'elemento 112

- **Elementi di transizione – blocco f.** Sono elementi i cui elettroni vanno ad occupare gli orbitali *f*. Anch'essi 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 $_{103}\text{Lr}$

Secondo la International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)

PERIODO
GRUPPO →

UNITÀ DI MISURA DEL SISTEMA INTERNAZIONALE (SI)

Grandezze fondamentali	nome	simbolo
Lunghezza	metro	m
Massa	chilogrammo	kg
Tempo	secondo	s
Corrente elettrica	ampere	A
Temperatura termodinamica	kelvin	K
Quantità di materia	mole	mol
Intensità luminosa	candela	cd

Grandezze derivate	nome	simbolo	unità di misura
Frequenza	hertz	Hz	s ⁻¹
Forza	newton	N	m kg s ⁻² (J m ⁻¹)
Pressione	pascal	Pa	m ⁻² kg s ⁻² (N m ⁻²)
Energia, lavoro, calore	joule	J	m ² kg s ⁻² (N m)
Potenza, flusso di energia	watt	W	m ² kg s ⁻³ (J s ⁻¹)
Quantità di elettricità, carica elettrica	coulomb	C	s A
Potenziale elettrico, differenza di potenziale, forza elettromotrice	volt	V	m ² kg s ⁻² A ⁻¹ (W A ⁻¹)

FATTORI DI CONVERSIONE E TRA DIFFERENTI UNITÀ DI MISURA

Energia	J	erg	cal*	eV
J	1	10 ⁷	0,239006	6,24151·10 ¹⁸
erg	10 ⁻⁷	1	2,39006·10 ⁻⁸	6,24151·10 ¹¹
cal*	4,184	4,184·10 ⁷	1	2,61145·10 ¹⁹
eV	1,60218·10 ⁻¹⁹	1,60218·10 ⁻²⁶	3,82930·10 ⁻²¹	1

Energia per quantità di materia	kJ mol ⁻¹	kcal mol ⁻¹	eV (per particella)
kJ mol ⁻¹	1	0,239006	1,03643·10 ⁴
kcal mol ⁻¹	4,184	1	4,33641·10 ⁴
eV (per particella)	96,4853	23,0605	1

Pressione	Pa (N m ⁻²)	atm	torr (mmHg)
Pa (N m ⁻²)	1	9,86923·10 ⁻³	7,50062·10 ⁻³
atm	1,01325·10 ⁵	1	760
torr (mmHg)	1,33322·10 ⁵	1,31579·10 ⁵	1

* Caloria termochimica (1 cal = 4,18400 J esatti)

RELAZIONI TRA LE SCALE DI TEMPERATURA TERMODINAMICA (K), CELSIUS (°C) E FAHRENHEIT (°F)

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15 = \frac{5}{9} T(^{\circ}F) + 255,37; \quad T(^{\circ}C) = T(K) - 273,15 = \frac{5}{9} [T(^{\circ}F) - 32]; \quad T(^{\circ}F) = 1,8 T(^{\circ}C) + 32 = 1,8 [T(K) - 255,37]$$

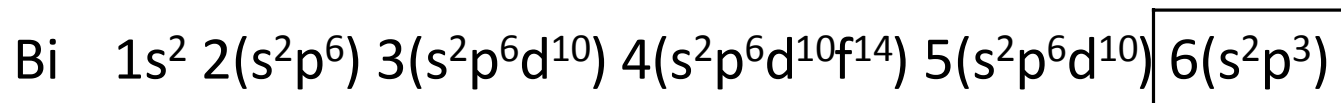
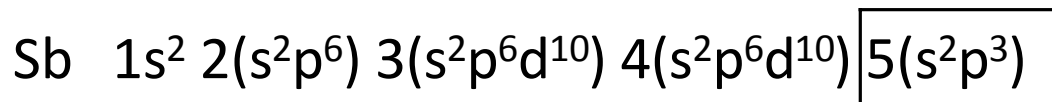
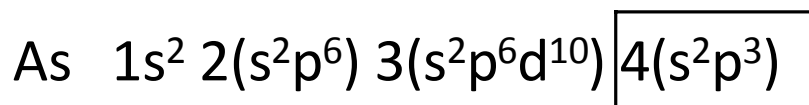
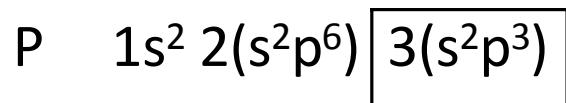
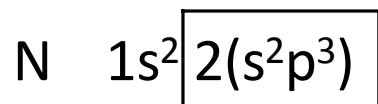
Vecchia proposta IUPAC

Nuova proposta IUPAC

CAS (Chemical Abstract Service)

Periodic Table of Elements																	o 18 VIIIA						
																	2	4, 002602					
																	-272.2 ⁴⁰ atm -268.93 8,147 ⁻¹⁰⁰ °C		He				
																	1 ¹ Elio						
IIB 13 IIIA		IVB 14 IVA		VB 15		VA		VIB 16 VIA		VIIB 17 VIIA													
5		10, 811 3		6		12, 011 4		7		14, 00674		8		15, 9994		9		18, 9984832		10		26, 1797	
2075 4500 2,35				4492 ¹⁰⁰ atm 2,266 Grafito		-210,00 -195,79 9,800 ¹⁰⁰ °C		-218,79 -182,96 1,149 ⁻¹⁰⁰ °C		-219,62 -188,12 1,50 ¹⁰⁰ °C		-248,59 -246,06 1,204 ⁻¹⁰⁰ °C											
[He]2s ² 2p ¹ Boro		[He]2s ² 2p ² Carbonio		[He]2s ² 2p ³ Azoto		[He]2s ² 2p ⁴ Ossigeno		[He]2s ² 2p ⁵ Fluoro		[He]2s ² 2p ⁶ Neon													
13		26, 981539 3		14		28, 0855 4		15		30, 973762		16		32, 066		17		35, 4527		18		39, 948	
660,32 2519 2,699				1414 3205 2,336		44,15 Bianco 277 1,82 Bianco		115,21 440,60 2,870		32,066 6,42 ⁻²		-101,5 -34,04 1,56 ^{-30,8} °C		-101,5 -34,04 1,56 ^{-30,8} °C		-189,3 -185,9 1,40 ⁻¹⁰⁰ °C		-189,3 -185,9 1,40 ⁻¹⁰⁰ °C					
[Ne]3s ² 3p ¹ Alluminio		[Ne]3s ² 3p ² Silicio		[Ne]3s ² 3p ³ Fosforo		[Ne]3s ² 3p ⁴ Zolfo		[Ne]3s ² 3p ⁵ Cloro		[Ne]3s ² 3p ⁶ Argo													
31		69,723 3,1		32		72,61 4,2		33		74,92159		34		78,96		35		79,904		36		83,80 2	
29,78 2204 5,904				938,25 2833 5,323		817 ¹⁰⁰ atm 614 Sublimo 5,778 ¹⁰⁰ °C		221 595 4,82		78,96 6,4 ⁻²		-7,3 58,78 3,12		-7,3 58,78 3,12		-157,36 -153,22 2,155 ⁻¹⁰⁰ °C		-157,36 -153,22 2,155 ⁻¹⁰⁰ °C					
[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Gallio		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² Germanio		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ Arsenico		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ Selenio		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ Bromo		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ Criptone													
49		114,818 3		50		118,710 4,2		51		121,760		52		127,60		53		126,90447		54		131,29	
156,60 2072 7,31				231,9 2602 7,256		630,63 1567 6,691		449,51 968 6,24		127,60 6,4 ⁻²		113,7 184,4 4,93		113,7 184,4 4,93		-111,75 -108,04 3,52 ⁻¹⁰⁰ °C		-111,75 -108,04 3,52 ⁻¹⁰⁰ °C					
[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ Indio		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Stagno		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ Antimonio		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ Tellurio		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ Iodio		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ Xeno													
81		204,3833 3,1		82		207,2 4,2		83		208,98037		84		(209)		85		(210)		86		(222)	
304 1473 11,85				327,46 1749 11,35		271,4 1564 9,747		254 962 9,352 ¹⁰⁰ °C		(209) 6,42		302 (337) -		302 (337) -		-21 -4,4 ⁻⁴⁰ °C		-21 -4,4 ⁻⁴⁰ °C					
[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Tallio		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Piombo		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ Bismuto		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ Polonio		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ Astatio		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ Rado													
113		114 (289)		115		116 (289)		117		118 (293)													
-		-		-		-		-		-													
Uuq		Uuh		Uuo		Uuo		Uuo		Uuo													
Ununquadio		Ununexio		Ununotio		Ununotio		Ununotio		Ununotio													

Elementi di uno **stesso gruppo** hanno configurazione elettronica esterna di stesso tipo:



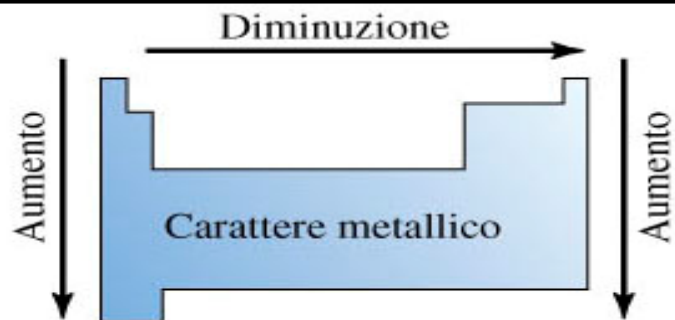
Elementi di uno **stesso periodo** hanno configurazione elettronica che varia con regolarità e sono caratterizzati da una parallela, regolare variazione di proprietà:

Elemento	Configurazione elettronica	Caratteristiche metalliche	Comportamento nei composti
Na	$1s^2 2(s^2p^6) 3s$	metallo (+++)	Catione (Na^+)
Mg	$1s^2 2(s^2p^6) 3s^2$	metallo (++)	Catione (Mg^{2+})
Al	$1s^2 2(s^2p^6) 3(s^2p)$	anfotero-metallo	Catione (Al^{3+} in $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$) e covalente in H_3AlO_3
Si	$1s^2 2(s^2p^6) 3(s^2p^2)$	anfotero-nonmetallo	di norma covalente
P	$1s^2 2(s^2p^6) 3(s^2p^3)$	nonmetallo (+)	Covalente (PH_3 , H_3PO_4)
S	$1s^2 2(s^2p^6) 3(s^2p^4)$	nonmetallo (++)	Anione (S^{2-}) e covalente (H_2SO_4)
Cl	$1s^2 2(s^2p^6) 3(s^2p^5)$	nonmetallo (+++)	Anione (Cl^-) e covalente (Cl_2O)
Ar	$1s^2 2(s^2p^6) 3(s^2p^6)$	Gas nobile	inerte

TABELLA 4-2 *La tavola periodica*

Metalli alcalini			Metalli										Non metalli					Metalloidi		Gas nobili									
IA (1)			Metalli alcalino terrosi										IIIA (13)					IVA (14)		VA (15)		VIA (16)		VIIA (17)		Alogeni		VIII A (18)	
1	1 H	2	Metalli di transizione										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne											
2	3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar											
3	11 Na	12 Mg	III B (3)	IV B (4)	VB (5)	VIB (6)	VII B (7)	VIII B (8) (9) (10)			IB (11)	IIB (12)	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar											
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr											
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe											
6	55 Cs	56 Ba	57 La	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											
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 (Uun)	111 (Uuu)	112 (Uub)	--	114 (Uuq)	--	116 (Uuh)	--	--											

* 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
† 90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



Andamento generale del carattere metallico degli elementi del gruppo A rispetto alla posizione nella tavola periodica.

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

Li 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 del nucleo.

Ma non risente neppure di una carica effettiva 3-2 (= +1) perché l'elettrone 2s ha una certa probabilità di avvicinarsi al nucleo, di *penetrare* nella regione di spazio degli elettroni 1s, e quindi gli elettroni 1s non schermano del tutto l'elettrone 2s.

Il valore di Z_{eff} che risente l'elettrone 2s è dunque

$$+1 < Z_{eff} < +3.$$

Coefficienti di schermatura

J. C. Slater (1930) ha determinato l'azione schermante degli elettroni, calcolata sulla base dei coefficienti di schermatura:

a) per ciascun e^- dello strato esterno: coefficiente 0,35;

b) per ciascun e^- dello strato immediatamente sottostante: coefficiente 0,85;

c) per ciascun e^- degli strati interni: coeff. = 1;

d) se l'orbita esterna è completa (gas nobili), per ciascun elettrone di questa il coefficiente vale 0,85.

Esempi:

Br ($Z = 35$); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

1 s^2 **2**($s^2 p^6$)**3**($s^2 p^6 d^{10}$)**4**($s^2 p^5$)

$$Z_{eff}(\text{Br}) = Z - \textcircled{S} = 35 - [7 \cdot 0,35 + 18 \cdot 0,85 + (8+2) \cdot 1] = 7,25$$

→ Costante di
schermo

Kr ($Z = 36$); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

1 s^2 **2**($s^2 p^6$)**3**($s^2 p^6 d^{10}$)**4**($s^2 p^6$)

$$Z_{eff}(\text{Kr}) = 36 - [8 \cdot 0,85 + 18 \cdot 0,85 + (8+2) \cdot 1] = 1,20$$

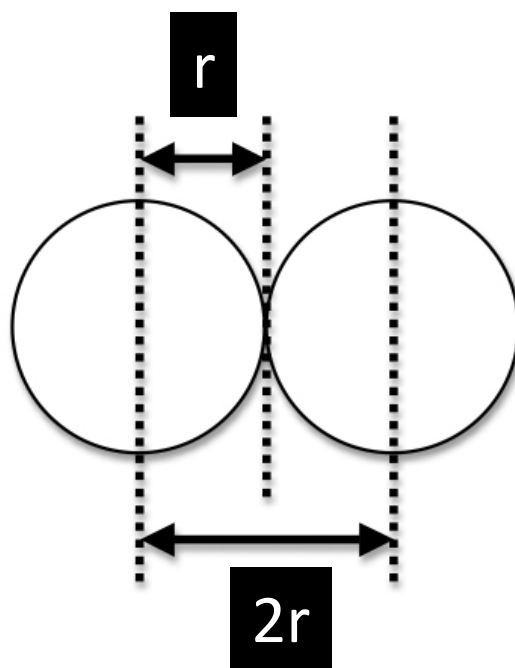
Il valore di Z_{eff} calcolato considerando **tutti** gli elettroni di un atomo rappresenta una misura del campo elettrico esterno all'atomo.

Ai fini delle proprietà chimiche è più significativo il valore di Z_{eff} piuttosto che di Z .

Raggi atomici

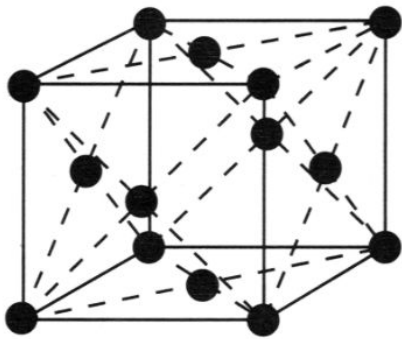
Il raggio di un atomo non è misurabile direttamente perché la nube di elettroni che circonda il nucleo non ha una dimensione definita. **Quindi non c'è un metodo diretto di misura.**

Un modo di stimare le dimensioni di un atomo è mediante la misura della distanza dei nuclei di una molecola biatomica.

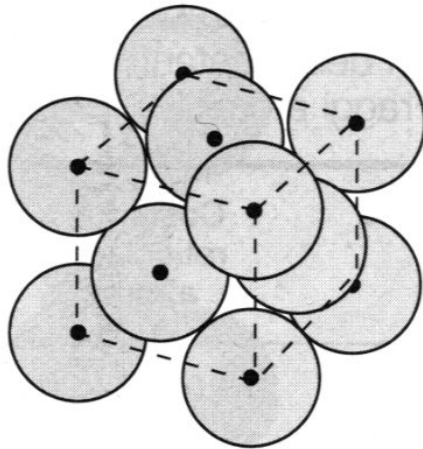


Il raggio di un atomo, r , è assunto pari alla metà della distanza tra i nuclei in molecole *omonucleari*, come ad es. Cl_2 .

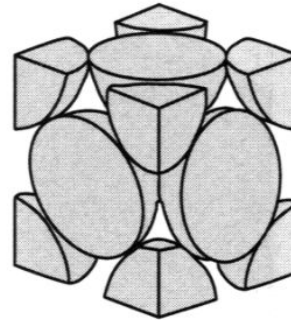
Nei metalli si assume che gli atomi siano sfere rigide e le dimensioni si calcolano in base alla **struttura cristallina**.



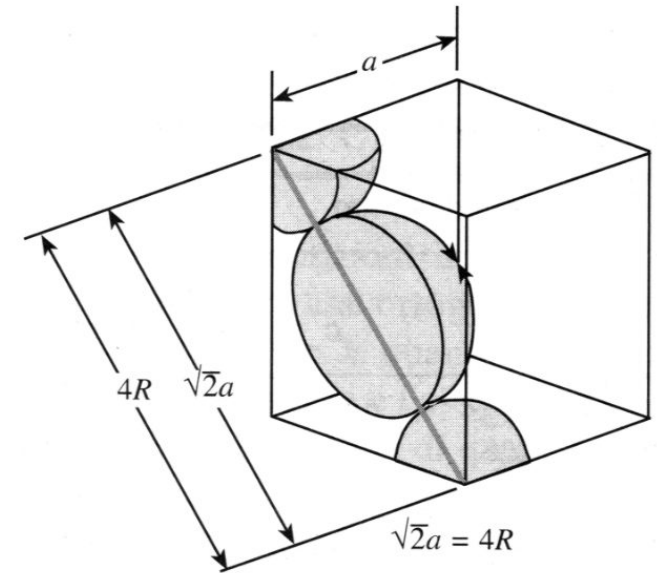
(a)



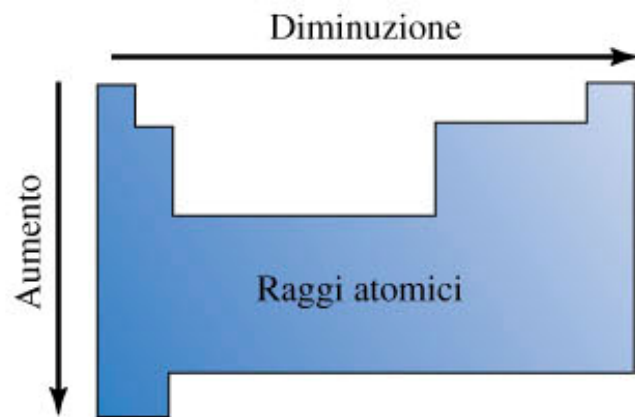
(b)



(c)



La “cella unitaria” di un metallo con struttura CFC (ad es., Al, Ag, Ni, Pb, Au).
A destra, relazione tra dimensione della cella unitaria (a) e raggio atomico (R).



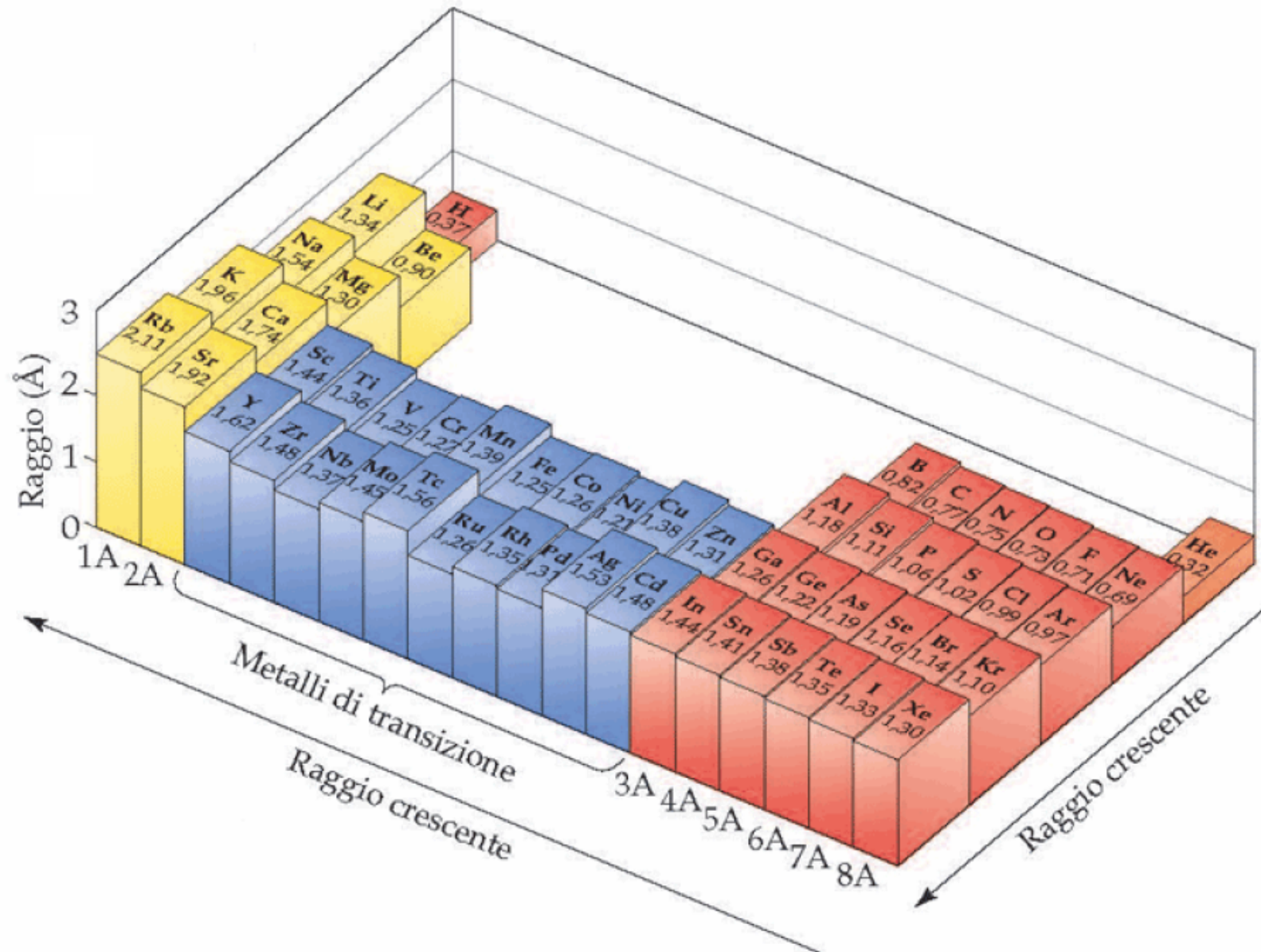
Andamento generale del raggio atomico di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica.

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.

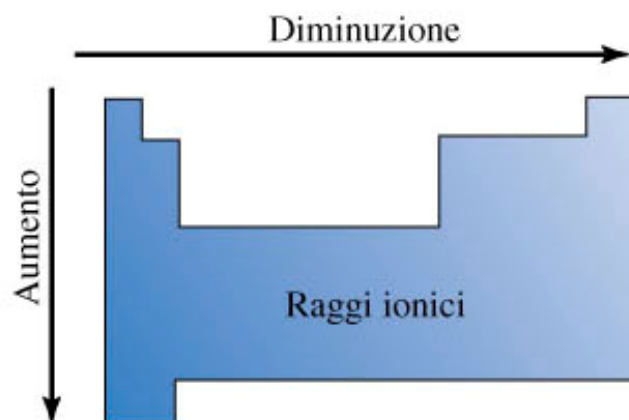
Spostandosi invece lungo un **periodo**, gli atomi assumono progressivamente una dimensione minore dovuto all'aumento della carica nucleare effettiva.

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

Periodicità dei raggi atomici



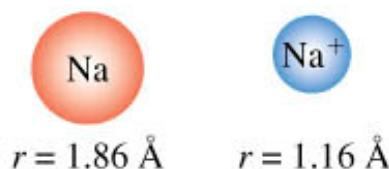
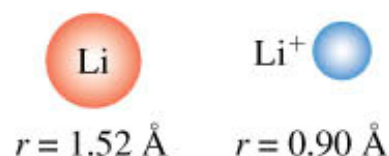
Raggi ionici



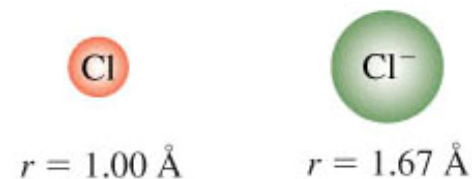
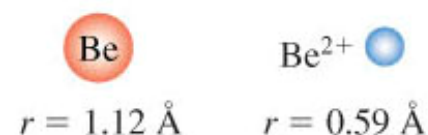
Andamento generale dei raggi ionici degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica.

- Per ioni che portano la stessa carica le dimensioni crescono scendendo lungo i gruppi della tavola periodica (aumenta n numero quantico principale).
- I **cationi** sono più piccoli rispetto agli atomi neutri da cui provengono (aumenta la carica Z_{eff} e diminuiscono le repulsioni elettrone-elettrone).
- Gli **anioni** sono più grandi rispetto agli atomi neutri da cui provengono (aumentano le repulsioni elettrone-elettrone).

Infatti, K e Cs formano facilmente cationi 1+.

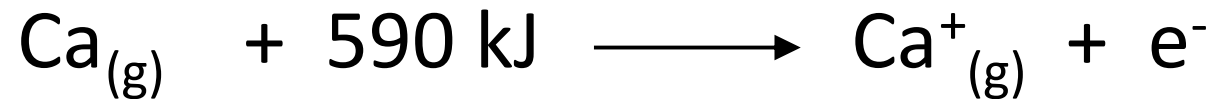


La carica nucleare rimane costante quando si forma lo ione.

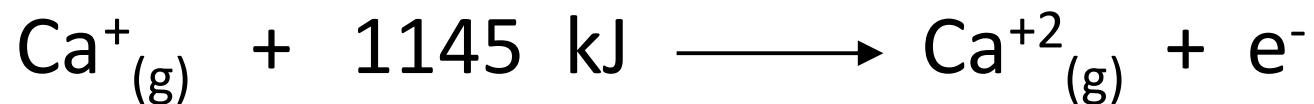


Energia di ionizzazione

L' **energia di prima ionizzazione (El_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 carica +1



L' **energia di seconda ionizzazione (El_2)** è la quantità di energia richiesta per rimuovere il secondo elettrone.



Per un dato elemento $El_2 > El_1$.

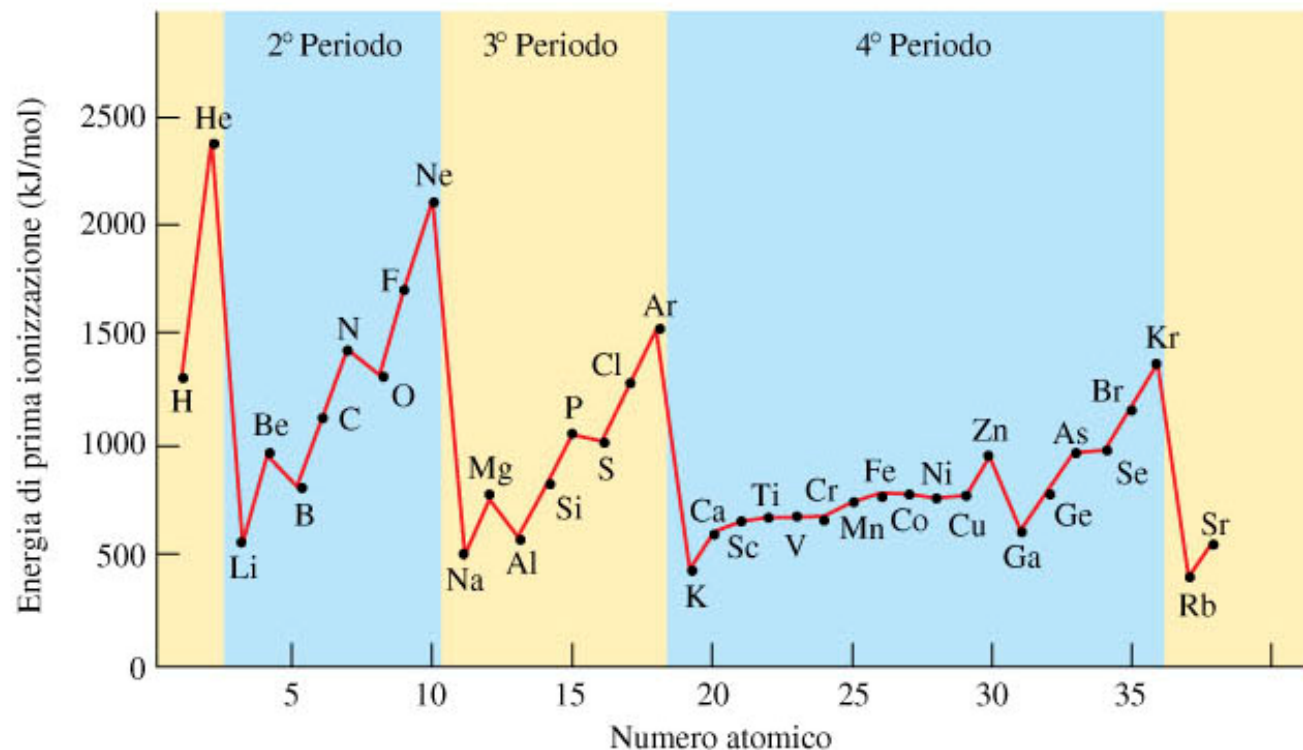
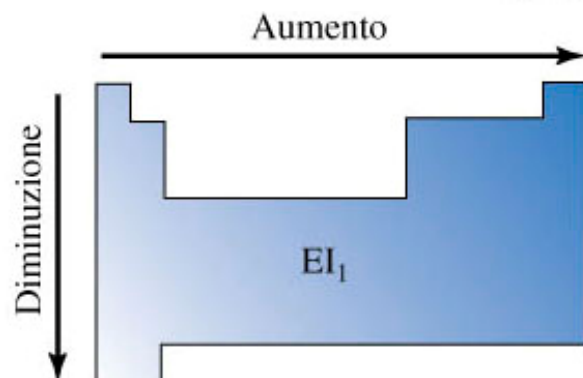


Figura 6-2 Grafico delle energie di prima ionizzazione dei primi 38 elementi in funzione del numero atomico. I gas nobili hanno energie di prima ionizzazione molto elevate, mentre i metalli del gruppo IA presentano valori bassi. Si noti l'analogia tra l'andamento mostrato dagli elementi del 2° periodo, 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.

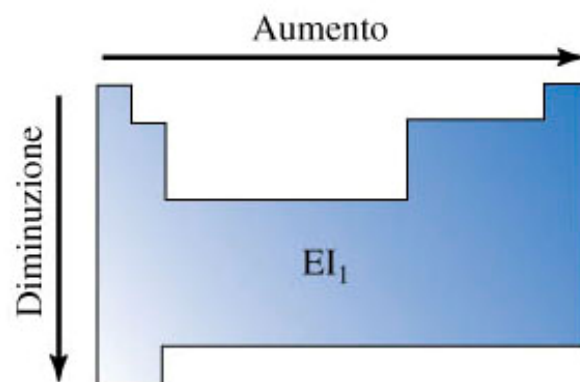


Andamento generale dell'energia di prima ionizzazione di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica. Eccezioni compaiono nei Gruppi IIIA e VIA.

	Notazione orbitale			Notazione semplificata	
	1s	2s	2p		
${}_3\text{Li}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$		$1s^2 2s^1$	[He] $2s^1$
${}_4\text{Be}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2$	[He] $2s^2$
${}_5\text{B}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^1$
${}_6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^2$
${}_7\text{N}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^3$
${}_8\text{O}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^4$
${}_9\text{F}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^5$
${}_{10}\text{Ne}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$	[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



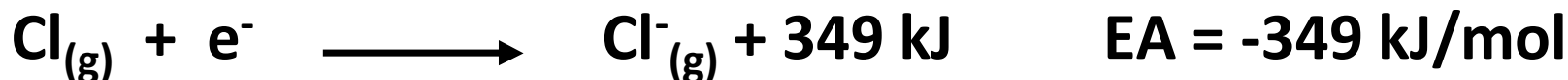
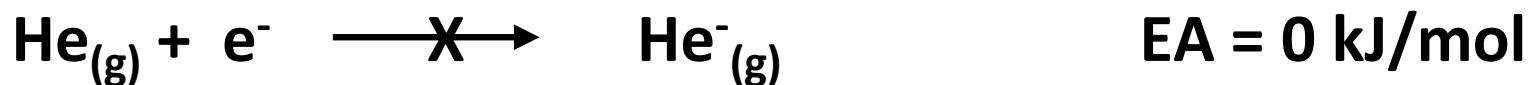
Andamento generale dell'energia di prima ionizzazione di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica. Eccezioni compaiono nei Gruppi IIIA e VIA.

AFFINITÀ ELETTRONICA

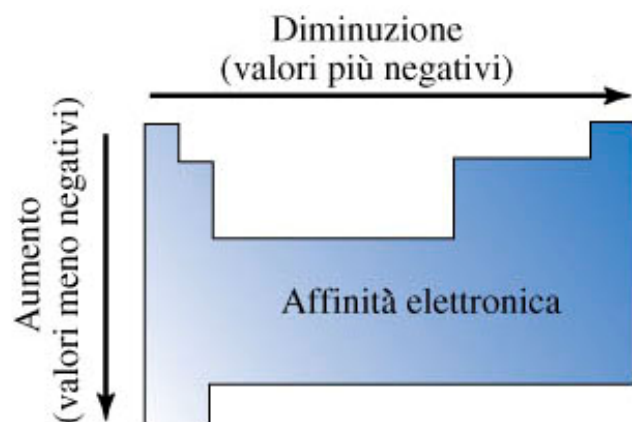
Alcuni atomi tendono ad acquistare un elettrone formando ioni negativi (anioni) più stabili dell'atomo neutro.

Il cloro ($[\text{Ne}]3s^23p^5$) acquista un elettrone formando lo ione Cl^- (con *ottetto completo* e struttura elettronica esterna di gas nobile) e libera, nel processo, 349 kJ/mol*.

Dunque, l'**affinità elettronica (EA)** di un elemento è la quantità di energia che una mole di atomi libera quando acquista un elettrone.



* Una mole è un numero di Avogadro ($6,02252 \cdot 10^{23}$) di oggetti; una mole di atomi di Cl corrisponde ad un numero di Avogadro di atomi, e la sua massa (in g) è pari al *peso atomico* del cloro. Il peso atomico di una specie è il rapporto tra massa dell'atomo della specie considerata e 1/12 della massa del ^{12}C .



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

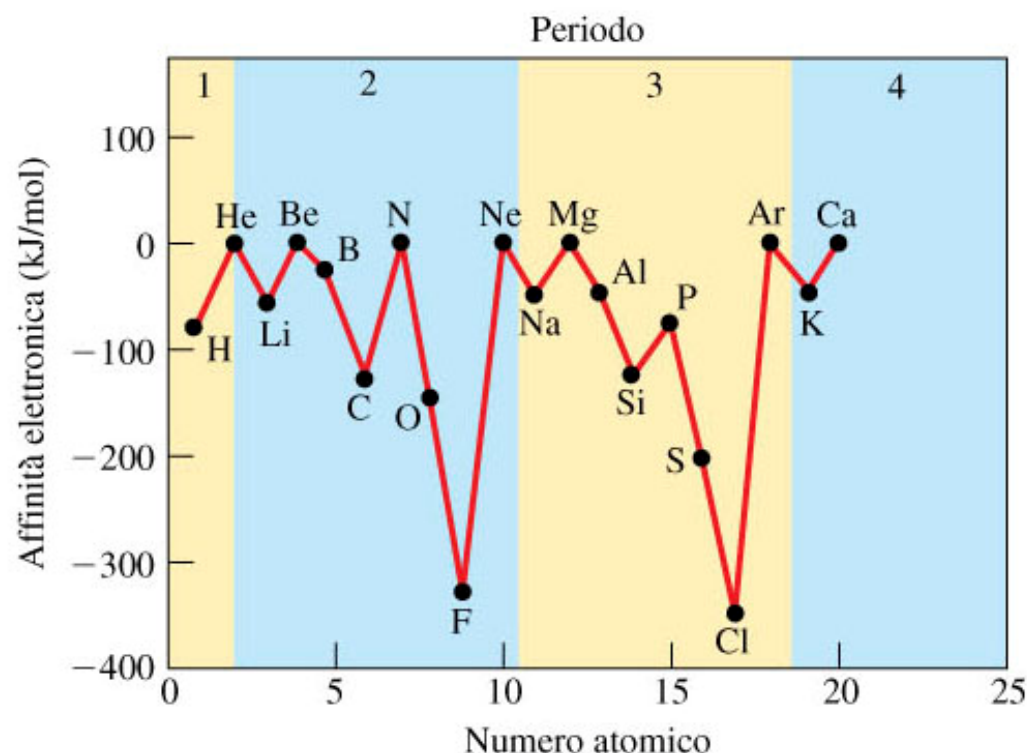


Figura 6-3 Grafico dell'affinità elettronica in funzione del numero atomico per i primi 20 elementi. In orizzontale le affinità elettroniche diventano *generalmente* più negative (si sviluppa più energia quando viene aggiunto un elettrone) dal Gruppo IA al Gruppo VIIA per un determinato periodo. Eccezioni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

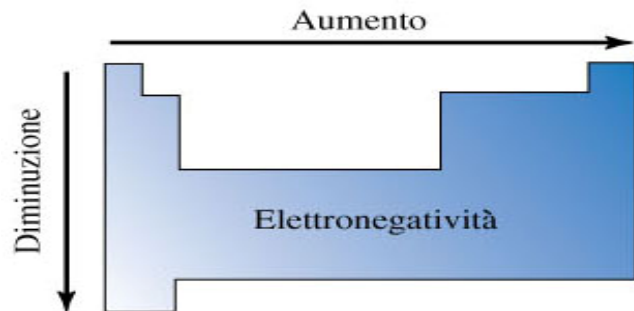
ELETTRONEGATIVITA'

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 sulla scala di Pauling, che attribuì all'idrogeno il valore arbitrario 2,1.

Il **Fluoro** ha l'**elettronegatività maggiore** di tutti gli elementi (4,0 nella scala di Pauling)



Elettronegatività degli elementi

Andamento generale dei valori di elettronegatività degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica.

IA																		VIII A														
1	1 H 2.1	IIA												2 He																		
2	3 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne														
3	11 Na 1.0	12 Mg 1.2	IIIB	13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar							19 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3														
4	19 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.4	23 V 1.5	24 Cr 1.6	25 Mn 1.6	26 Fe 1.7	27 Co 1.7	28 Ni 1.8	29 Cu 1.8	30 Zn 1.6	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr														
5	37 Rb 0.9	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe														
6	55 Cs 0.8	56 Ba 1.0	57 La 1.1	58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu 1.2	72 Hf 1.3	73 Ta 1.4	74 W 1.5	75 Re 1.7	76 Os 1.9	77 Ir 1.9	78 Pt 1.8	79 Au 1.9	80 Hg 1.7	81 Tl 1.6	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1	86 Rn
7	87 Fr 0.8	88 Ra 1.0	89 Ac 1.1																													

Metalli

Nonmetalli

Metalloidi

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
2.1		1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0		1.0	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0		0.9	1.0	1.3	1.4	1.5	1.6	1.6	1.7	1.7	1.8	1.8	1.6	1.7	1.9	2.1	2.4	2.8	

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

La relazione di A. L. Albred & E. G. Rochow (1958) consente di correlare di valori di elettronegatività nella scala di Pauling (x_p) alla carica nucleare effettiva.

In particolare, x_p è stata messa in relazione con il rapporto Z_{eff}/r^2 (questo rapporto ha il significato di una **densità di carica superficiale**):

$$x_p = 0,359 (Z_{eff}/r^2) + 0,744$$

Così, ad es., per l'atomo N si trova ($Z_{eff} = 3,55$; $r = 0,75 \text{ Å}$):

$$x_N = 0,359 [3,55/(0,75)^2] + 0,744 = 3,0$$

valore coincidente con quello dato da Pauling.