

## **Criteri per la costruzione della configurazione elettronica di un atomo**

### **Minima energia**

Nello stato fondamentale di un atomo multi-elettronico, gli elettroni occupano gli orbitali in modo da rendere **minima l'energia totale dell'atomo**.

### **Principio di esclusione di Pauli**

***In uno stesso atomo non vi possono essere due elettroni caratterizzati dal medesimo insieme di numeri quantici.***

Il **principio di esclusione** impone che un orbitale non può essere occupato da più di due elettroni i cui spin devono essere appaiati.

### **Regola di Hund**

Nel caso di orbitali degeneri, due elettroni con spin paralleli in orbitali distinti hanno minore energia di due elettroni appaiati nello stesso orbitale.

Se in un sotto-guscio si dispone di più di un orbitale, si associano elettroni con spin paralleli, a orbitali distinti del sotto-guscio, anziché appaiarne due in uno stesso orbitale.

## Principio di aufbau

Nella costruzione della configurazione elettronica dello stato fondamentale di un atomo neutro di un elemento avente numero atomico  $Z$  si segue la seguente procedura.

- Si aggiungono elettroni partendo dall'orbitale con minore energia ( $1s$ ).
- Riempito un orbitale, si passa all'orbitale energeticamente più prossimo fino ad aggiungere  $Z$  elettroni.
- Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni con spin appaiati (principio di esclusione).
- Se in un sotto-guscio ci sono più orbitali, prima si aggiungono a ciascun orbitale elettroni con spin paralleli, poi eventualmente si procede appaiando gli spin (regola di Hund).

## Stato fondamentale e stato eccitato

Un atomo che si trova in stati energetici superiori a quelli previsti dal principio di aufbau si trova in uno **stato eccitato**.

Esempio

*Carbonio: stato fondamentale*  $1s^2 2s^2 2p^2$

*stato eccitato*  $1s^2 2s^1 2p^3$

Gli **stati eccitati** sono instabili, gli atomi emettono fotoni fino a tornare allo stato fondamentale.

## Categorie di elettroni

**Elettroni interni (o elettroni di core):** sono quelli nel gas nobile precedente e in ogni serie di transizione completata. Riempiono tutti i *livelli energetici inferiori di un atomo*.

**Elettroni esterni sono quelli nel livello energetico più alto (valore di  $n$  più alto).**  
*Trascorrono la maggior parte del loro tempo alla massima distanza dal nucleo.*

- Gli elettroni di valenza** sono quelli che intervengono nella formazione dei composti.
- Negli **elementi dei gruppi principali**, gli elettroni di valenza sono gli elettroni esterni.
  - Negli **elementi di transizione**, nella formazione del legame intervengono spesso anche alcuni elettroni d interni,  $(n-1)d$ , che sono annoverati tra gli elettroni di valenza.

## **Numero del gruppo e numero del periodo**

Negli elementi dei gruppi principali (gruppi A), il numero del gruppo ACS è uguale al numero degli elettroni esterni.

Il numero del periodo è uguale al numero quantico principale  $n$  del livello energetico più alto.

Il valore di  $n$  al quadrato ( $n^2$ ) da il numero totale degli orbitali in quel livello energetico (guscio).

$2n^2$  da il numero massimo di elettroni in quel livello energetico.

Un atomo è costituito da un nocciolo avente la configurazione elettronica di un gas nobile attorniato dagli elettroni del guscio più esterno ( $n$  più elevato) parzialmente occupato (guscio di valenza).

## **Periodi**

Tutti gli atomi di un **periodo** appartengono al **medesimo guscio di valenza** caratterizzato dal numero quantico principale.

Tutti hanno lo **stesso nocciolo** e un diverso numero di elettroni di esterni.

***La periodicità ricorrente nelle configurazioni elettroniche è alla base della periodicità ricorrente nel comportamento degli elementi.***

## Gruppi

Tutti gli atomi di uno stesso **gruppo** (in particolare tra i gruppi principali) presentano **configurazioni degli elettroni di valenza analoghe** con numero quantico principale diverso.

**Gli elementi nello stesso gruppo del sistema periodico hanno simile comportamento chimico.**

**Configurazioni elettroniche esterne simili sono correlate con comportamenti chimici simili.**



## Eccezioni:

- L'elio che essendo un gas nobile che compare al blocco p (gruppo 18) insieme agli altri gas nobili visto che possiede un guscio di valenza completo.
- L'idrogeno, che occupa una posizione unica. Possiede un solo elettrone s (gruppo 1) e gli manca un solo elettrone per completare il guscio di valenza come gli elementi del gruppo 17.

Periodo

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
1	[H] 1s	[He]					
2	[Li] 2s	[Be]	[B] 2p	[C] 2p	[N] 2p	[O] 2p	[F] 2p
3	[Na] 3s	[Mg] 3s	[Al] 3p	[Si] 3p	[P] 3p	[S] 3p	[Cl] 3p
4	[K] 4s	[Ca] 4s	[Sc] 3d	[Ti] 3d	[V] 3d	[Cr] 3d	[Mn] 3d
5	[Rb] 5s	[Sr] 5s	[Y] 4d	[Zr] 4d	[Nb] 4d	[Mo] 4d	[Tc] 4d
6	[Cs] 6s	[Ba] 6s	[La] 4f	[Ce] 4f	[Pr] 4f	[Nd] 4f	[Pm] 4f
7	[Fr] 7s	[Ra] 7s	[Ac] 5f	[Th] 5f	[Pa] 5f	[U] 5f	[Np] 5f

Blocco s: 1, 2  
Blocco f: 14 elementi  
Blocco d: 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12  
Blocco p: 13, 14, 15, 16, 17, 18

I periodi 4, 5, 6 e 7 includono anche gli **elementi di transizione del blocco d**. **Gli orbitali  $(n - 1)d$  si riempiono dopo gli orbitali  $ns$  e prima degli orbitali  $np$ .**

Periodo	1	2	3	4	5	6	7											
1	[H] 1s																	
2	[He] 2s																	
3	[Ne] 3s																	
4	[Ar] 4s		3d															
5	[Kr] 5s		4d															
6	[Xe] 6s		5d	4f														
7	[Rn] 7s		6d	5f														
				4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
													2p					[He]
													3p					[Ne]
													4p					[Ar]
													5p					[Kr]
													6p					[Xe]
													7p					[Rn]

Blocco s  

 Blocco f  

 Blocco d  

 Blocco p

elementi

## **Serie dei lantanidi**

Nel sesto periodo, raggiunto il lantanio ( $Z=57$ ), si inserisce la prima serie di elementi di transizione interna (lantanidi, 14 elementi, 7 orbitali  $4f$ ,  $l=3$ ).

***Gli elementi che seguono questo elemento e hanno proprietà simili ad esso.***

## **Serie degli Attinidi**

Nel settimo periodo, raggiunto l'attinio ( $Z=89$ ), si inserisce la seconda serie di elementi di transizione interna (attinidi, 14 elementi, 7 orbitali  $5f$ ,  $l=3$ ).

***Gli elementi che seguono questo elemento e hanno proprietà simili ad esso.***

***Gli elementi del blocco f hanno proprietà chimiche molto simili perché la loro configurazione elettronica differisce solo per la popolazione elettronica degli orbitali f che non partecipa alla formazione dei legami.***

The diagram shows a periodic table with the following blocks highlighted:

- Blocco s:** Light blue cells, containing elements 1-2 of each period (1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s).
- Blocco f:** Purple cells, containing the lanthanide and actinide series (4f, 5f).
- Blocco d:** Orange cells, containing the transition metals (3d, 4d, 5d, 6d).
- Blocco p:** Yellow cells, containing the p-block elements (2p, 3p, 4p, 5p, 6p, 7p).

Other elements are shown in white: H (1s), He (1s, 2s, 2p), Ne (2s, 2p), Ar (3s, 3p), Kr (4s, 4p), Xe (5s, 5p), Rn (6s, 6p), and [Rn] (7s).

Periodo: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

18

14 elementi

# Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni elettroniche per gli elementi del Periodo 3

Numero atomico /elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 3s e 3p)	Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
11/Na	$3s$ $\uparrow$ $3p$ $\square$ $\square$ $\square$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
12/Mg	$3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\square$ $\square$ $\square$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
13/Al	$3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow$ $\square$ $\square$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14/Si	$3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\square$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15/P	$3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16/S	$3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17/Cl	$3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18/Ar	$3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

Parecchie irregolarità nel riempimento si osservano nei **blocchi d e f**.

Quando gli orbitali degli **atomi più grandi** si riempiono di elettroni, le **energie dei sottolivelli differiscono di pochissimo**, per cui è facile trovare variazioni rispetto lo schema atteso.

**I livelli semipieni e pieni sono inaspettatamente stabili.**

Gruppo 6B (6) Cr e Mo, (W no).



Gruppo 1B (11) sotto il Cu, Ag e Au



# Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni elettroniche per gli elementi del Periodo 4

Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)						Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata		
19	K	4s				4p			$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1$	[Ar] 4s <sup>1</sup>	
20	Ca	↑↓							$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2$	[Ar] 4s <sup>2</sup>	
21	Sc	↑↓	↑						$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^1$	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	
22	Ti	↑↓	↑	↑						$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^2$	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>
23	V	↑↓	↑	↑	↑				$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^3$	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>	
24	Cr	↑	↑	↑	↑	↑				$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1 3d^5$	[Ar] 4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>
25	Mn	↑↓	↑	↑	↑	↑				$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^5$	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>
26	Fe	↑↓	↑↓	↑	↑	↑				$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^6$	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>
27	Co	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑				$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^7$	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>

## Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni elettroniche per gli elementi del Periodo 4

Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)			Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
		4s	3d	4p		
28	Ni	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^8$	[Ar] $4s^2 3d^8$
29	Cu	$\uparrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1 3d^{10}$	[Ar] $4s^1 3d^{10}$
30	Zn	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10}$	[Ar] $4s^2 3d^{10}$
31	Ga	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^1$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^2$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^3$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^5$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^6$

# Tavola periodica con configurazioni elettroniche parziali dello stato fondamentale

Elementi dei gruppi principali (blocco s)		Elementi di transizione (blocco d)																Elementi dei gruppi principali (blocco p)																				
1A (1)	2A (2)																	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)															
ns <sup>1</sup>	ns <sup>2</sup>																	ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>6</sup>															
1	H	3	Li	4	Be	Elementi di transizione																5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne					
2	He	11	Na	12	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	11B	12B	13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar											
3		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	
4		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	
5		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	
6		87	Fr	88	Ra	89	Ac**	104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Uu	112	Uub	113	Uut	114	Uuq	115	Uup	116	Uuh	117	Uu	118	Og	
7																																						

Numero del periodo: più alto livello energetico occupato

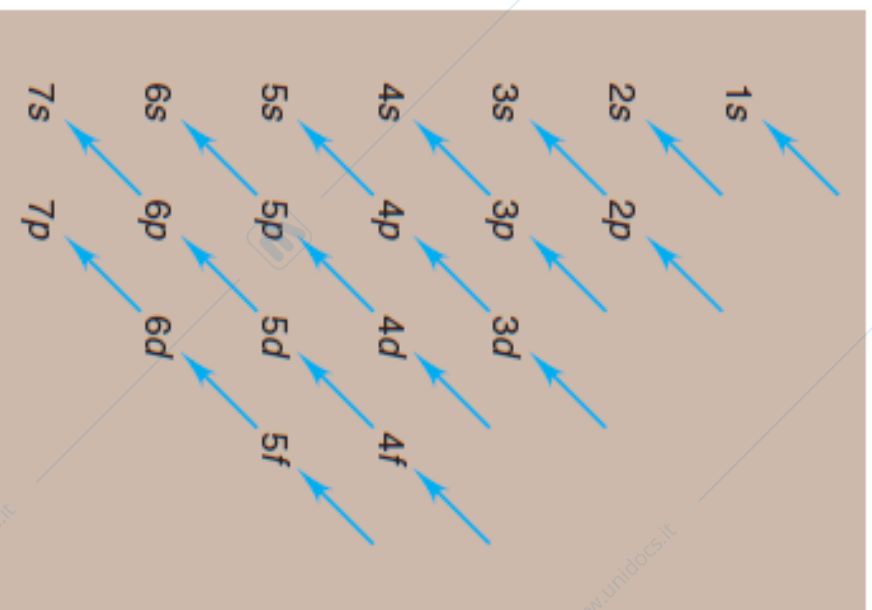
Elementi di transizione (blocco d)

Elementi di transizione interna (blocco f)

Elementi di transizione interna (blocco f)	
6	*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
7	**Attinidi
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



# Aiuto mnemonico per ricordare l'ordine di riempimento dei sottolivelli



Il valore di  $n$  è costante orizzontalmente.

Il valore di  $l$  è costante verticalmente.

$n + l$  è costante lungo le diagonali.

## Carica nucleare effettiva

La repulsione degli altri elettroni riduce l'efficacia dell'azione attrattiva del nucleo (schermaggio).

La **carica nucleare effettiva** ( $Z_{eff}e$ ) sperimentata dall'elettrone è minore della carica nucleare reale ( $Ze$ ).

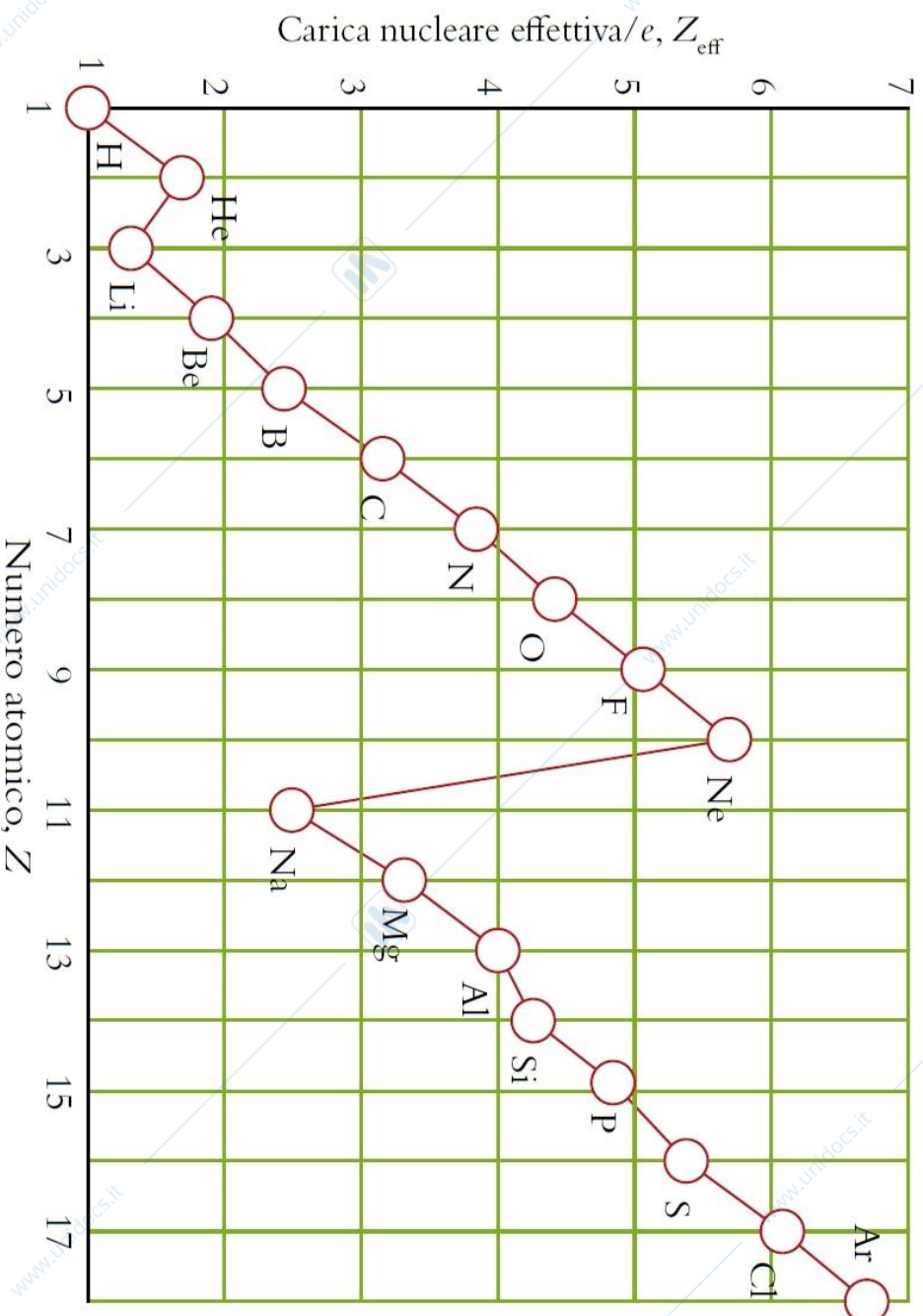
$$E_n = -\frac{Z^2 hR}{n^2} \quad \Rightarrow \quad E_n \cong -\frac{Z_{eff}^2 hR}{n^2} \quad \propto -\frac{Z_{eff}^2}{n^2}$$

L'effetto schermante può essere quantificato tramite la seguente equazione

$$Z_{eff} = Z - S$$

Dove  $S$  è la **costante di schermo** che corrisponde al numero medio di elettroni tra il nucleo e l'elettrone considerato.

La **carica effettiva** aumenta **da sinistra a destra** lungo i periodi e si **abbassa bruscamente** passando a un periodo successivo.

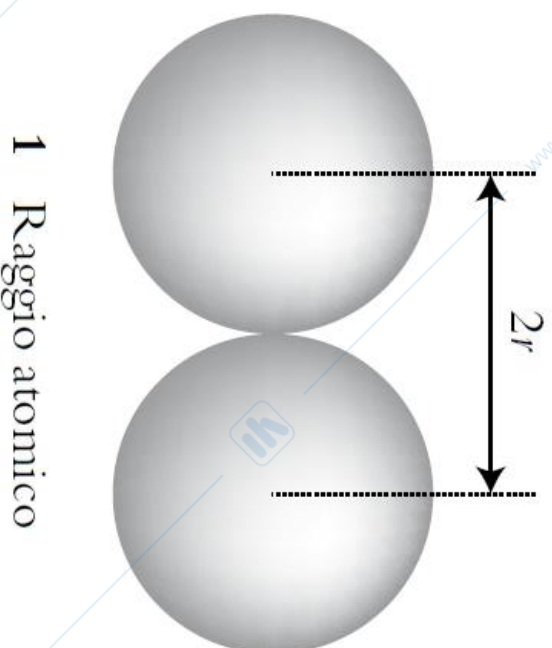


$$E_n \propto \frac{Z_{\text{eff}}^2}{n^2}$$

## Raggio atomico

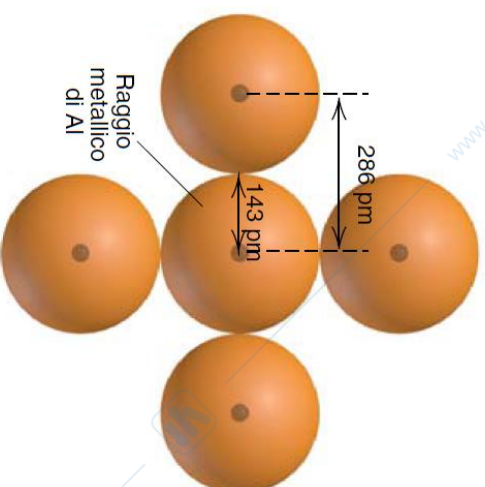
Le nubi elettroniche non hanno confini netti per cui non è possibile misurare un raggio esatto di un atomo, tuttavia la densità elettronica di molti atomi multi-elettronici diminuisce bruscamente sul bordo dell'atomo.

Il **raggio atomico** di un elemento è la metà della distanza tra i nuclei di due atomi contigui.



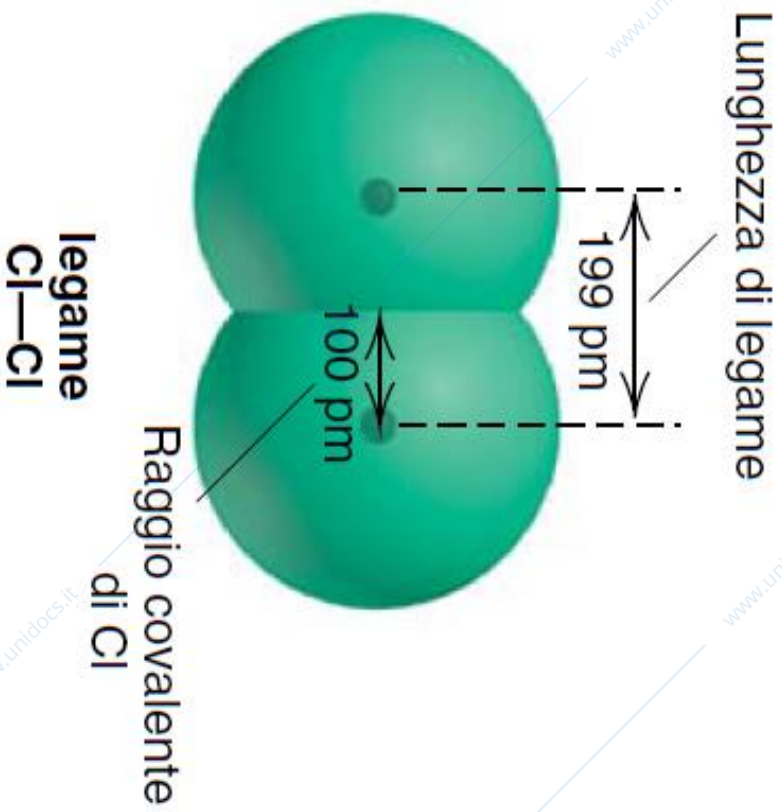
## Raggio metallico

Se l'elemento è un metallo si assume come raggio la metà della distanza che separa i centri di due atomi adiacenti nel campione solido.

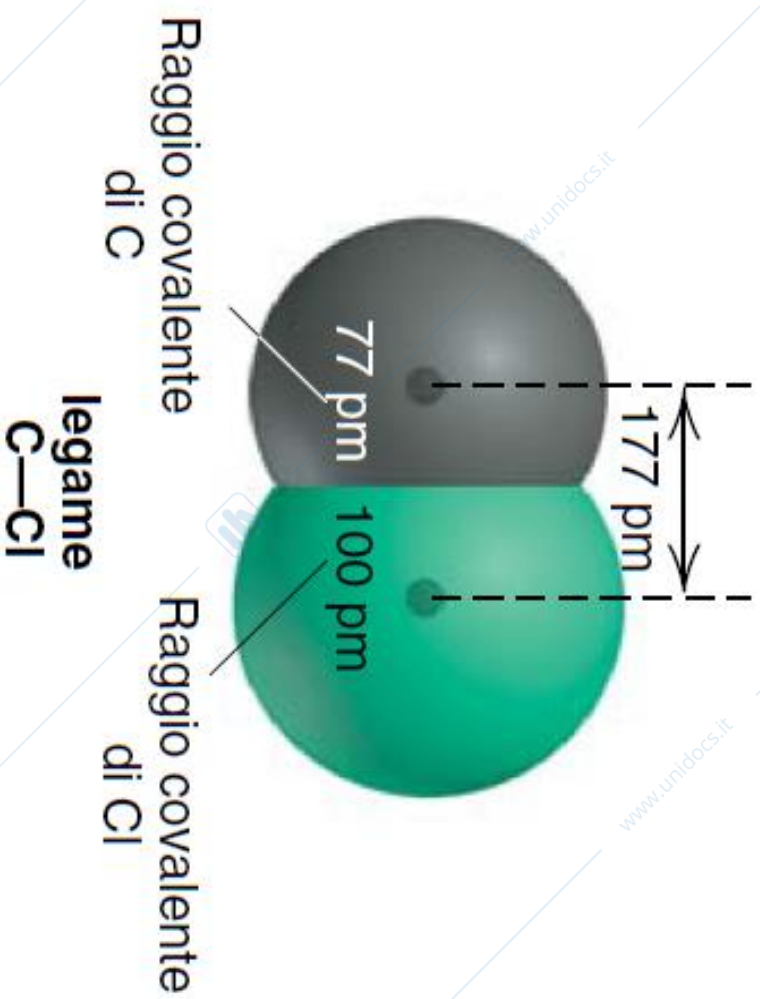


## Raggio covalente

Se l'elemento è un non metallo o un metalloide, il raggio atomico è metà della distanza tra i nuclei degli atomi congiunti da un legame chimico; tale raggio è detto **raggio covalente** dell'elemento.



Conoscendo i raggi covalenti e le distanze tra i nuclei, si possono calcolare raggi ignoti.



## Raggio di van der Waals

Se l'elemento è un gas nobile, ci si basa sul **raggio di van der Waals** che vale la distanza tra i centri di atomi adiacenti in un campione del gas solidificato.

***Questi raggi sono in assenza di legami chimici e sono maggiori dei raggi covalenti.***

Non saranno considerati nella variazione delle proprietà periodiche.

## Raggio atomico

Il raggio atomico **aumenta** all'aumentare del numero quantico principale  $n$ .

**All'aumentare di  $n$ , aumenta la probabilità che gli elettroni esterni siano a una maggiore distanza dal nucleo.**

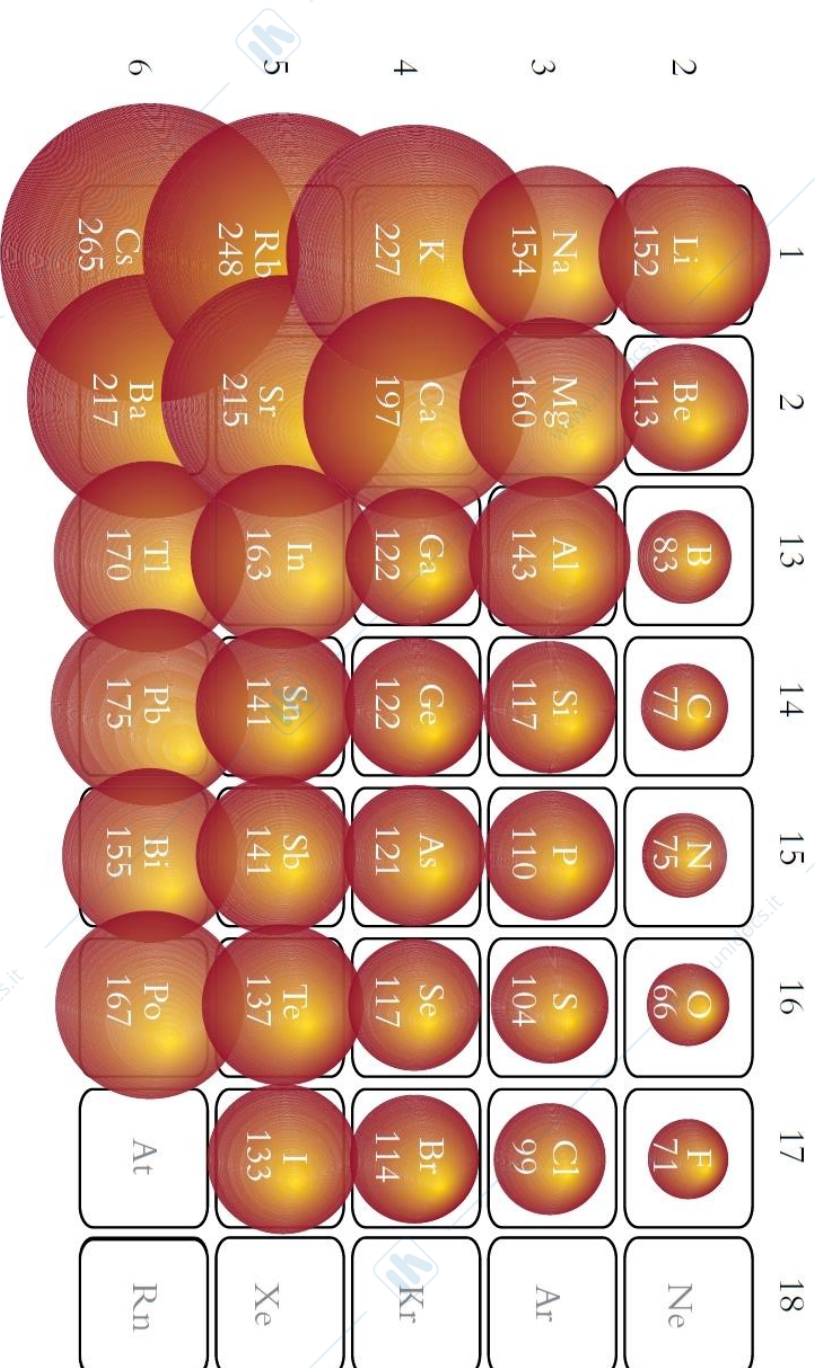
Il raggio atomico **diminuisce** all'aumentare della carica nucleare effettiva,  $Z_{\text{eff}}$ .

**All'aumentare di  $Z_{\text{eff}}$  gli elettroni esterni sono attratti maggiormente dal nucleo.**

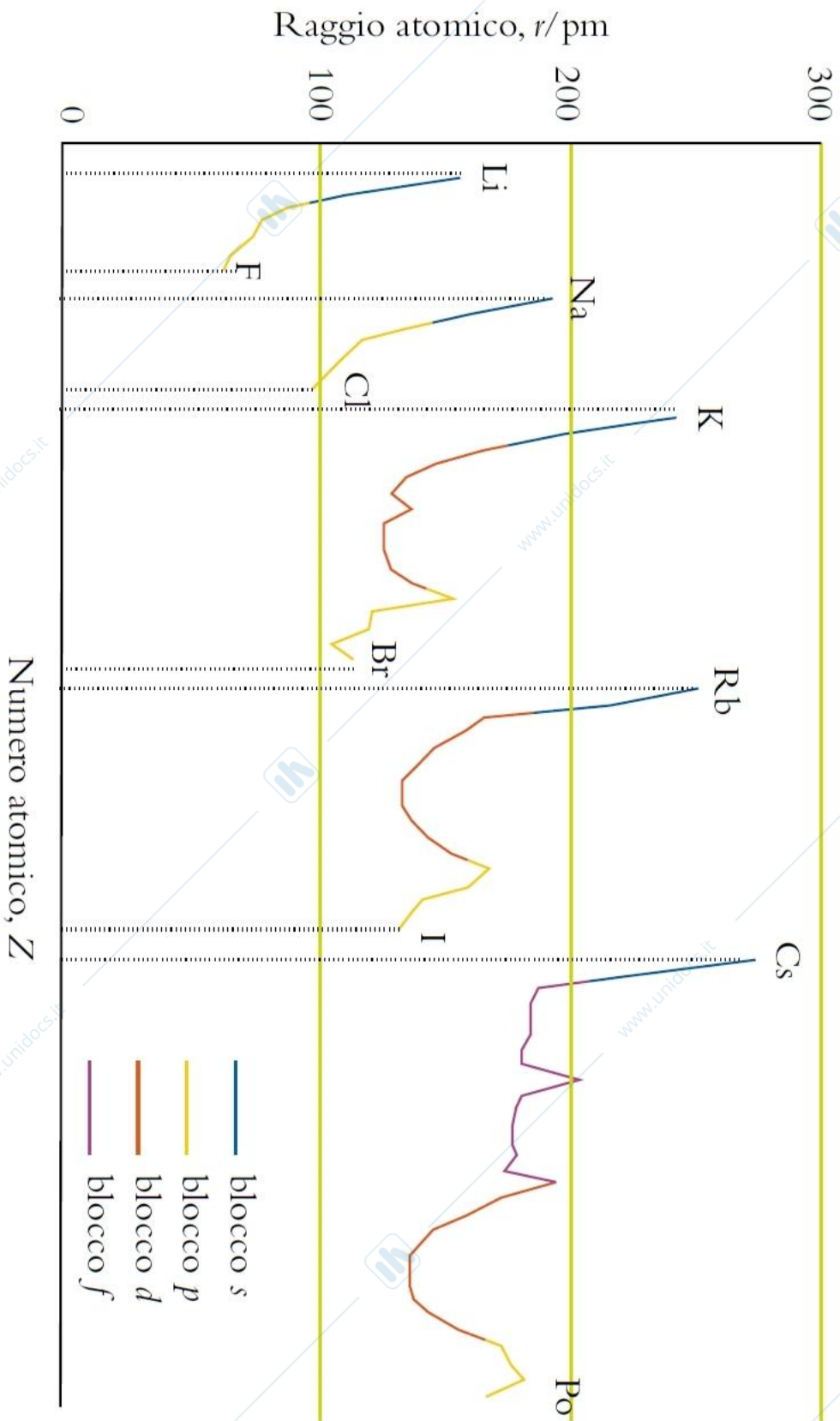
**Per gli elementi dei gruppi principali:**

Il raggio atomico **aumenta lungo un gruppo** del sistema periodico e **diminuisce lungo un periodo.**

## Variazione periodica gruppi principali raggio atomico (pm)



## Variazione periodica: raggio atomico



## Raggio atomico – Elementi di transizione

Il raggio atomico diminuisce nei primi due o tre elementi di transizione a causa dell'aumento della carica nucleare.

Negli elementi successivi il raggio atomico è poco variabile. **La schermatura degli elettroni interni d compensa l'aumento della carica nucleare** ( $S$  aumenta,  $Z$  aumenta,  $Z_{eff} = Z - S$ , **le due variazioni tendono a compensarsi**).

Il riempimento intermedio di elettroni  $d$  determina una notevole diminuzione del raggio atomico dal gruppo 2A (2) al gruppo 3A (13).

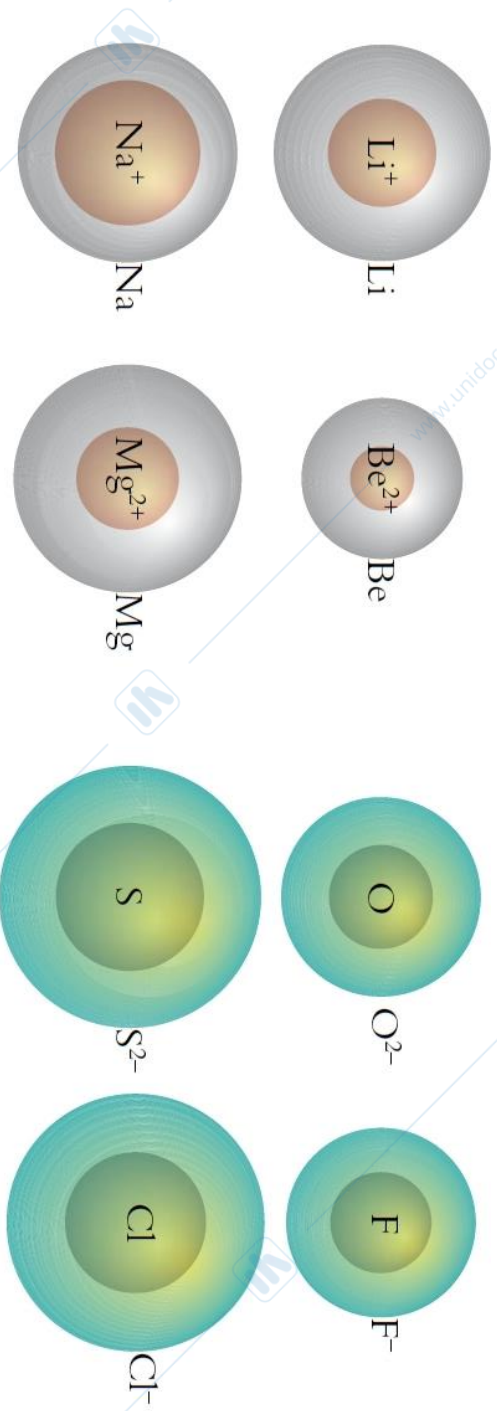
La diminuzione di raggio atomico nei periodi 4,5 e 6 (con una serie di transizione) è molto maggiore che nel periodo 3 (senza serie di transizione)

Gli elettroni orbitali  **$np$  penetrano di più di quelli degli orbitali  $(n-1)d$  (l'effetto schermante diminuisce)** per cui il primo elettrone  $np$  percepisce una carica nucleare effettiva aumentata da tutti i protoni aggiunti durante le serie di transizione.

## I cationi sono di norma più piccoli degli anioni

	1	2	13	14	15	16	17	18
2	Li <sup>+</sup> 76	Be <sup>2+</sup> 45	B <sup>3+</sup> 23	C	N <sup>3-</sup> 171	O <sup>2-</sup> 140	F <sup>-</sup> 133	Ne
3	Na <sup>+</sup> 102	Mg <sup>2+</sup> 72	Al <sup>3+</sup> 54	Si	P <sup>3-</sup> 212	S <sup>2-</sup> 184	Cl <sup>-</sup> 181	Ar
4	K <sup>+</sup> 138	Ca <sup>2+</sup> 100	Ga <sup>3+</sup> 62	Ge	As <sup>3-</sup> 222	Se <sup>2-</sup> 198	Br <sup>-</sup> 196	Kr
5	Rb <sup>+</sup> 152	Sr <sup>2+</sup> 118	In <sup>3+</sup> 80	Sn	Sb	Te <sup>2-</sup> 221	I <sup>-</sup> 220	Xe
6	Cs <sup>+</sup> 167	Ba <sup>2+</sup> 135	Tl <sup>3+</sup> 89	Pb	Bi	Po	At	Rn

I cationi sono più piccoli degli atomi da cui derivano.  
Gli anioni sono più grandi degli atomi da cui derivano.



## Energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione è l'energia minima necessaria per allontanare un elettrone da un atomo allo stato gassoso.



L'energia di ionizzazione è espressa in kJ/mol o in elettronvolt (eV), la variazione di energia di un elettrone quando si muove attraverso una differenza di potenziale di 1 volt ( $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$ ).

L'energia di **prima ionizzazione**  $I_1$  è la minima energia necessaria per allontanare un elettrone dall'atomo neutro allo stato gassoso.

L'energia di **seconda ionizzazione**  $I_2$  è la minima energia necessaria per allontanare un elettrone da un catione dotato di una singola carica in fase gassosa.



## **Energia di ionizzazione**

**L'energia di prima ionizzazione aumenta da sinistra a destra lungo un periodo.**

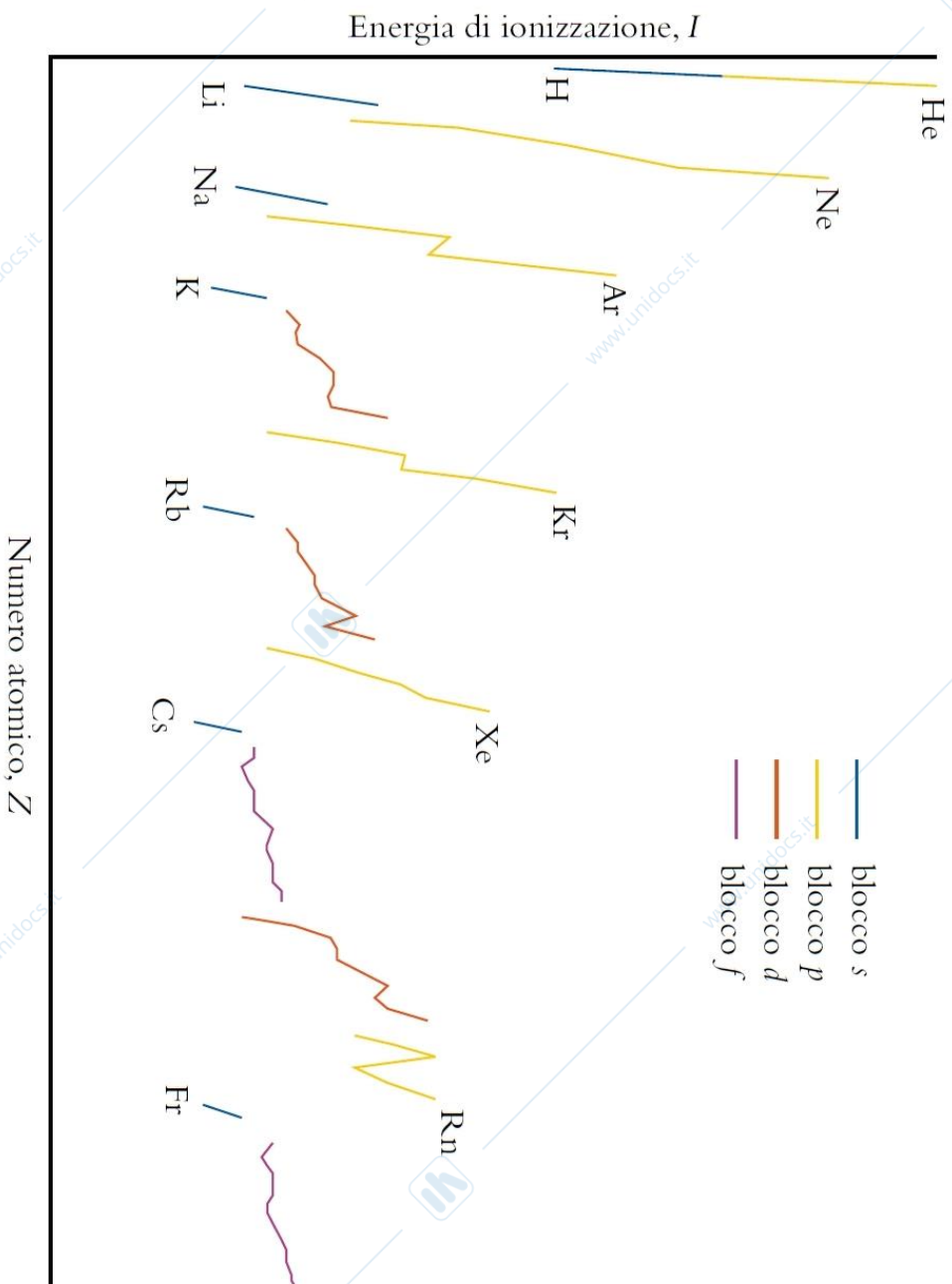
**L'aumento della carica effettiva aumenta l'energia necessaria per rimuovere un elettrone.**

Le piccole deviazioni sono dovute a repulsioni inter-elettroniche in particolare tra elettroni di uno stesso orbitale (elettroni appaiati innalzano energia atomo e rendono più facile la rimozione).

**L'energia di prima ionizzazione diminuisce dall'alto verso il basso lungo un gruppo.**

**Passando da un periodo al successivo l'elettrone più esterno occupa più un guscio più distante dal nucleo e quindi è meno saldamente trattenuto.**

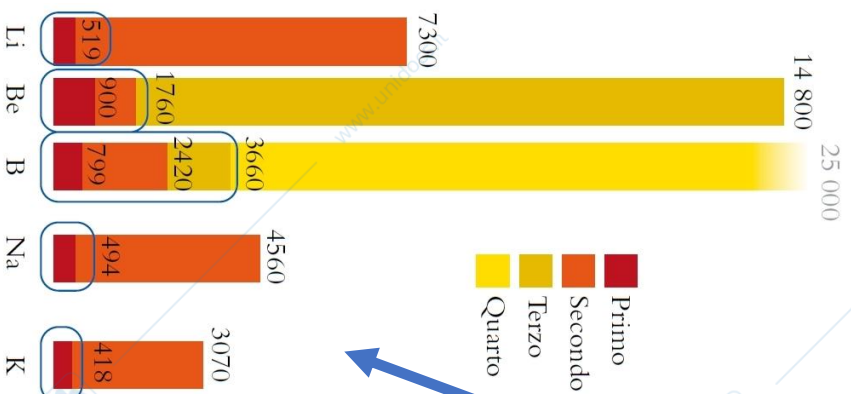
# Variatione periodica: energia di prima ionizzazione



## Energie di ionizzazione (kJ/mol)

Le linee blu indicano la ionizzazione dal guscio di valenza

**Se rimosso il primo elettrone si raggiunge il nocciolo del gas nobile il secondo potenziale di ionizzazione diventa molto alto.**



Z	Elemento	valenza	Numero di elettroni di	Energia di ionizzazione (MJ/mol)*											
				$E_{I1}$	$E_{I2}$	$E_{I3}$	$E_{I4}$	$E_{I5}$	$E_{I6}$	$E_{I7}$	$E_{I8}$	$E_{I9}$	$E_{I10}$		
3	Li	1	0,52	7,30	11,81	21,01	32,82	37,83	47,28	64,36	71,33	84,08	106,43	115,38	131,43
4	Be	2	0,90	1,76	14,85	25,02	32,82	37,83	47,28	64,36	71,33	84,08	106,43	115,38	131,43
5	B	3	0,80	2,43	3,66	25,02	32,82	37,83	47,28	64,36	71,33	84,08	106,43	115,38	131,43
6	C	4	1,09	2,35	4,62	6,22	37,83	47,28	64,36	71,33	84,08	106,43	115,38	131,43	141,37
7	N	5	1,40	2,86	4,58	7,48	9,44	53,27	64,36	71,33	84,08	106,43	115,38	131,43	141,37
8	O	6	1,31	3,39	5,30	7,47	10,98	13,33	15,16	17,87	20,00	23,07	28,93	141,37	141,37
9	F	7	1,68	3,37	6,05	8,41	11,02	15,16	15,16	17,87	20,00	23,07	28,93	141,37	141,37
10	Ne	8	2,08	3,95	6,12	9,37	12,18	15,24	15,24	20,00	23,07	25,49	141,37	141,37	141,37
11	Na	1	0,50	4,56	6,91	9,54	13,35	16,61	20,11	25,49	141,37	141,37	141,37	141,37	141,37

\* Megajoule per mole (MJ/mol); 1 MJ/mol = 10<sup>3</sup> kJ/mol).

## Affinità elettronica

L'affinità elettronica di un elemento ( $E_{ea}$ ) è l'energia liberata quando un elettrone si lega all'atomo in fase gassosa.

**Un valore positivo indica che l'energia sarà rilasciata quanto l'elettrone si lega all'atomo (in alcuni testi convenzione opposta).**

Un valore negativo indica che è necessario fornire energia per aggiungere un elettrone all'atomo (in alcuni testi convenzione opposta).

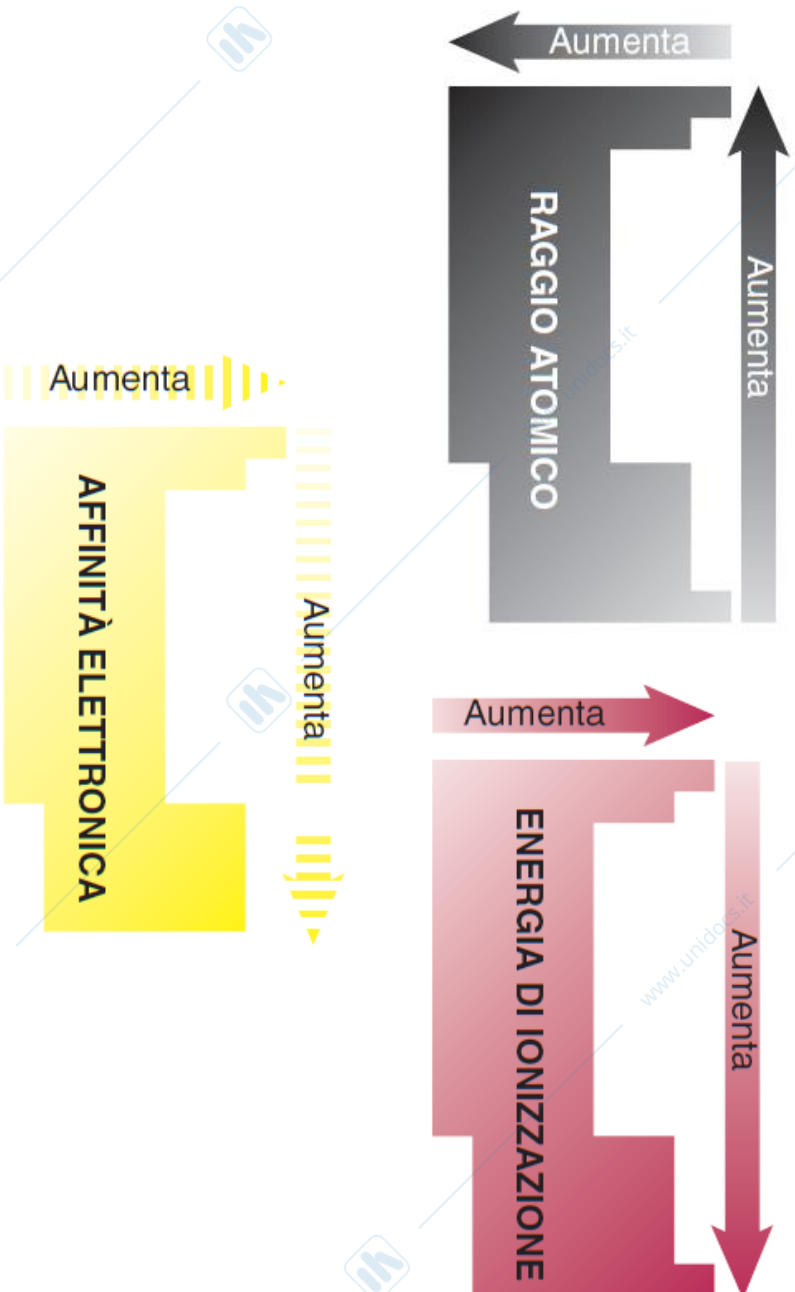


L'andamento è meno periodico rispetto al raggio atomico o al potenziale di ionizzazione.

**Le affinità elettroniche sono più elevate in prossimità della parte superiore destra della tavola periodica.**



# Tendenze proprietà atomiche





## Relazione diagonale

Una relazione diagonale è la somiglianza di proprietà tra gli elementi dei gruppi principali che si trovano lungo una diagonale. Una parziale giustificazione è data dalla somiglianza dei valori dei potenziali di ionizzazione.

Gli elementi dello stesso colore mostrano una forte relazione diagonale reciproca.

1	2	13	14	15	16	17	18
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Energia di prima ionizzazione degli atomi dei gruppi principali (kJ/mol)

1	2	13	14	15	16	17	18
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
519	900	799	1090	1400	1310	1680	2080
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
494	736	577	786	1011	1000	1255	1520
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
418	590	577	784	947	941	1140	1350
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
402	548	556	707	834	870	1008	1170
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
376	502	590	716	703	812	1037	1036

## Comportamento metallico

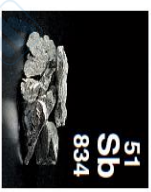
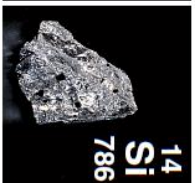
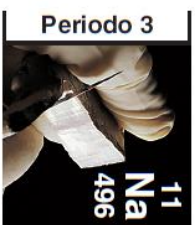
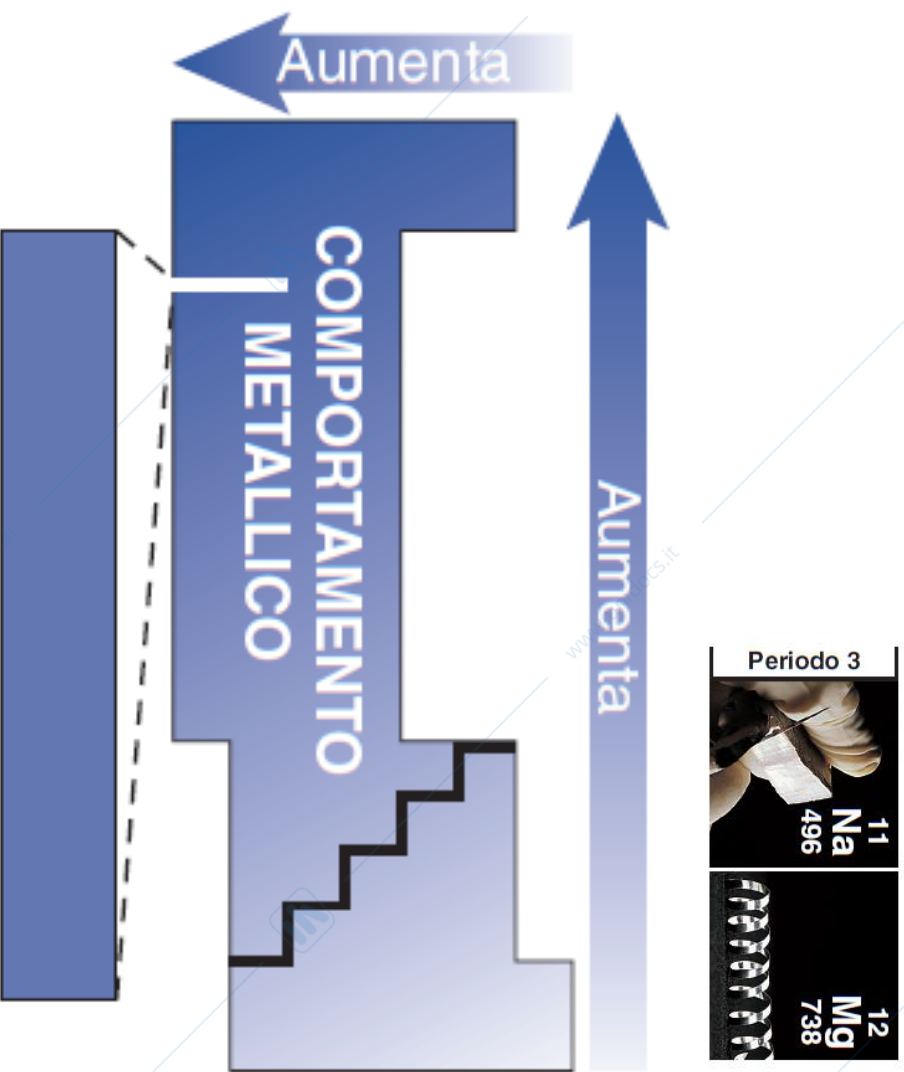
I metalli sono solitamente solidi lucenti con temperature di fusione da moderate ad alte.

I metalli sono buoni conduttori termici ed elettrici che possono essere facilmente lavorati.

I metalli tendono a perdere elettroni e formare cationi, ovvero sono facilmente **ossidati**.

Molti metalli formano ossidi ionici che in soluzione acquosa si comportano come **basi**.

# Il comportamento metallico *diminuisce lungo il periodo*



Il comportamento metallico **aumenta lungo il gruppo**

## Comportamento acido-base degli ossidi

I metalli dei gruppi principali formano **ossidi ionici**, che si comportano come **basi** in soluzione acquosa.

I non metalli formano **ossidi covalenti** che si comportano come **acidi** in soluzione acquosa.

Alcuni metalli e metalloidi formano **ossidi anfoteri**, che in acqua possono comportarsi sia come acidi che come basi:

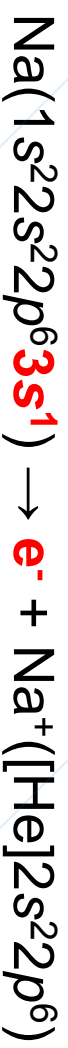




## Configurazioni elettroniche degli ioni monoatomici

Gli elementi all'estrema destra o all'estrema sinistra di un periodo acquistano o cedono elettroni per raggiungere un livello esterno pieno.

Lo ione che si forma avrà la **configurazione elettronica di un gas nobile con cui è isoelettronico**.



[isoelettronico con Ne]



[isoelettronico con K]



## Ioni dei metalli di transizione

Gli ioni dei metalli di transizioni raggiungono raramente la configurazione di un gas nobile.

***Formano un catione cedendo tutti i loro elettroni ns e alcuni elettroni (n-1)d.***

Gli orbitali 3d si riempiono quando  $Z > 20$  (dopo il calcio).

**La carica crescente attrae sempre più fortemente gli elettroni 3d.**

**Gli elettroni 3d essendo interni non sono schermati bene dagli elettroni 4s.**

**L'orbitale 3d diventa più stabile dell'orbitale 4s.**

Si ha un crossover tra l'energia degli orbitali quando si entra nella serie di transizione.

**Gli elettroni 4s sono ceduti prima degli elettroni 3d durante la formazione di ioni.**

