

# *Orbitali di Atomi Polielettronici*

## Orbitali e numeri quantici

- Gli orbitali possono essere ordinati secondo l'energia crescente; si ottiene così un **diagramma di Aufbau**.
- L'energia di un orbitale dipende per la maggior parte da  $n$  ed in misura minore da  $l$ .
- Il numero quantico  $m$  non influenza l'energia, allora gli orbitali che hanno lo stesso valore di  $n$  ed  $l$ , ma che differiscono solo per il valore di  $m$ , **hanno la stessa energia**
- Due orbitali che hanno la stessa energia sono detti **degeneri**.

# *Orbitali di Atomi Polielettronici*

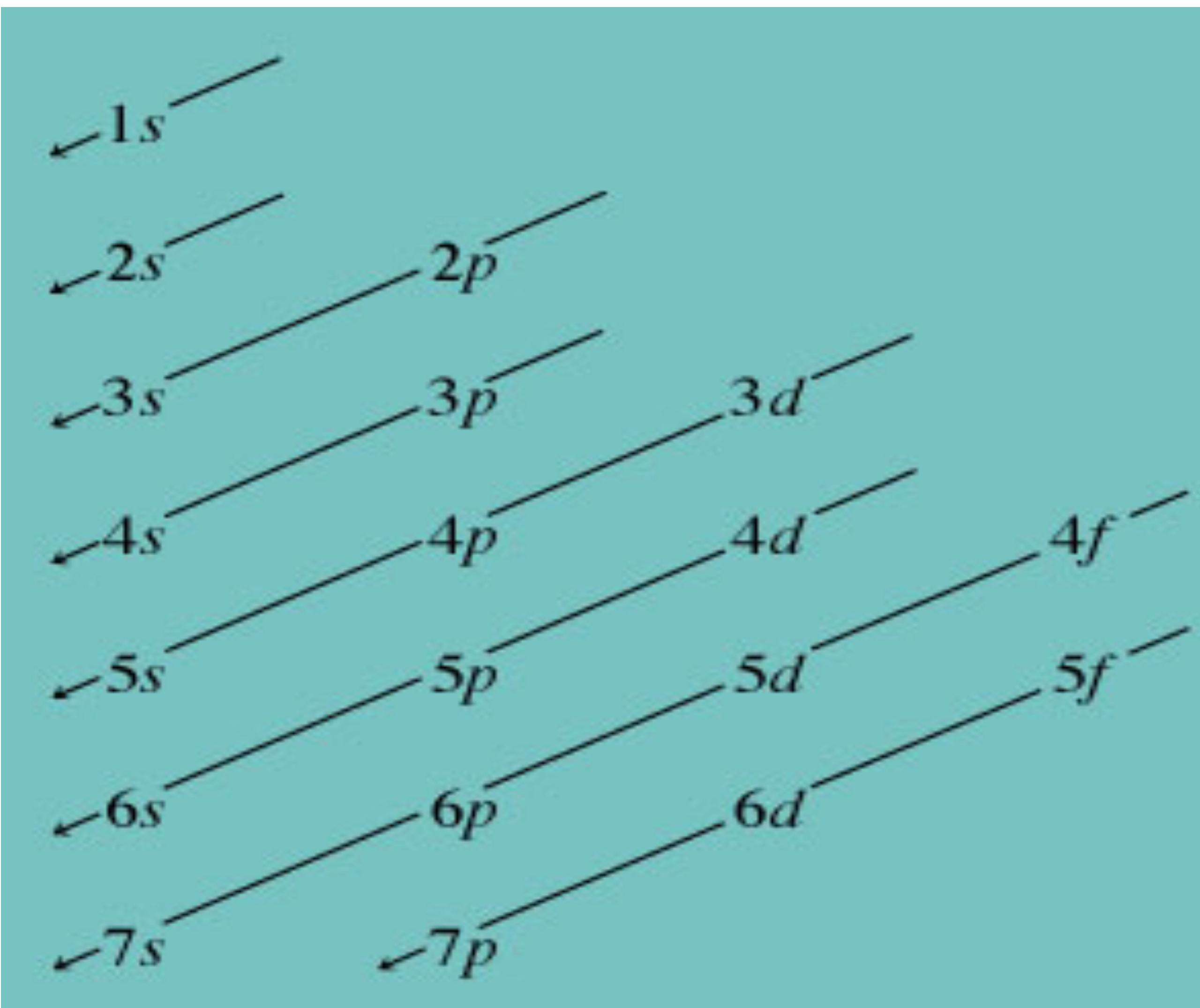
## Orbitali e numeri quantici

- In pratica per confrontare l'energia di due orbitali si considera la somma di  $n + l$ ; l'orbitale che ha energia minore è quello che ha il valore di questa somma più basso.
- A parità del valore di  $n + l$ , ha energia più bassa l'orbitale con il valore di  $n$  più basso
- Gli orbitali devono allora essere ordinati secondo l'energia crescente in questo modo:

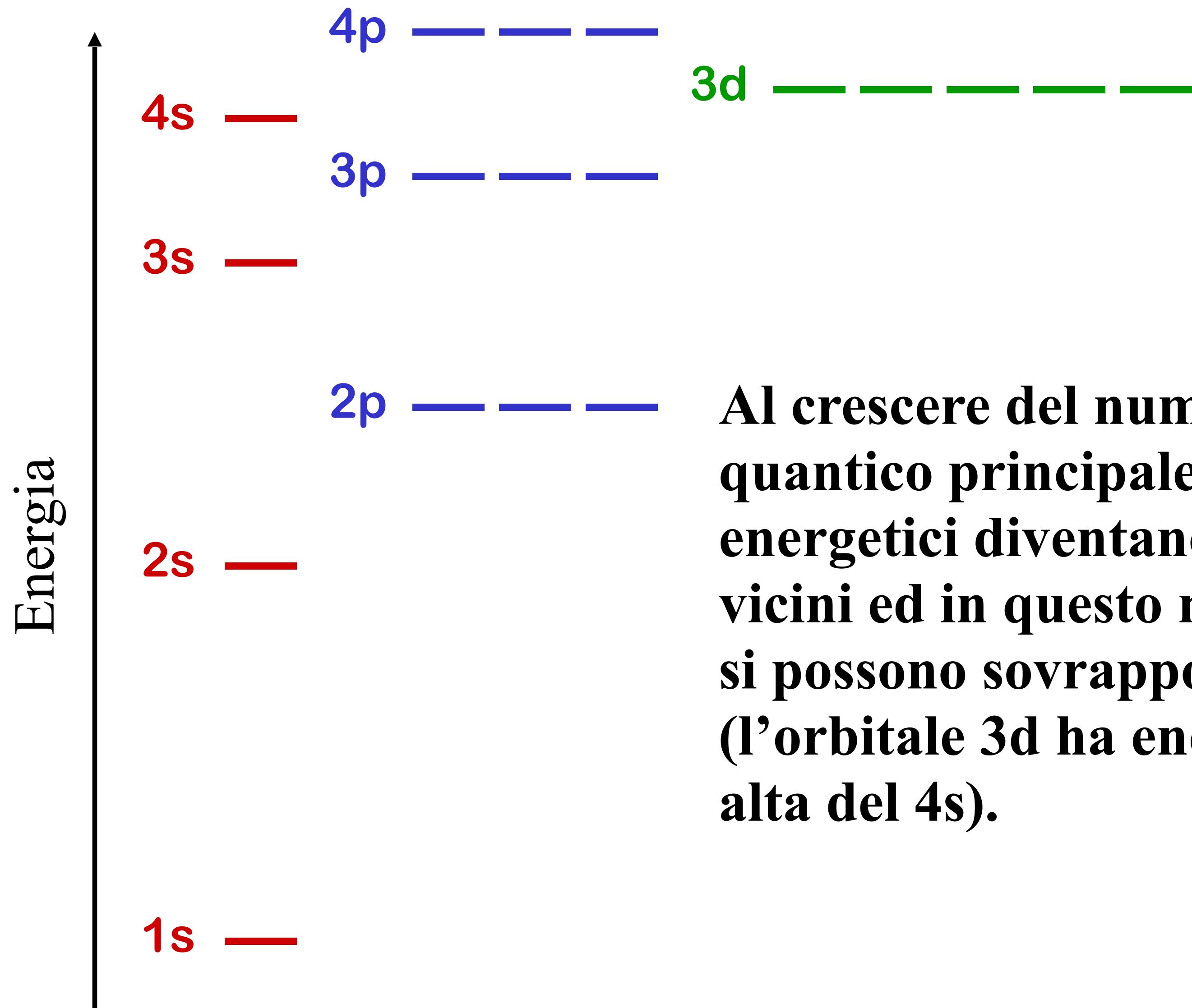
orb.	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	7	8
$n$	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6	4	5	6	7	5

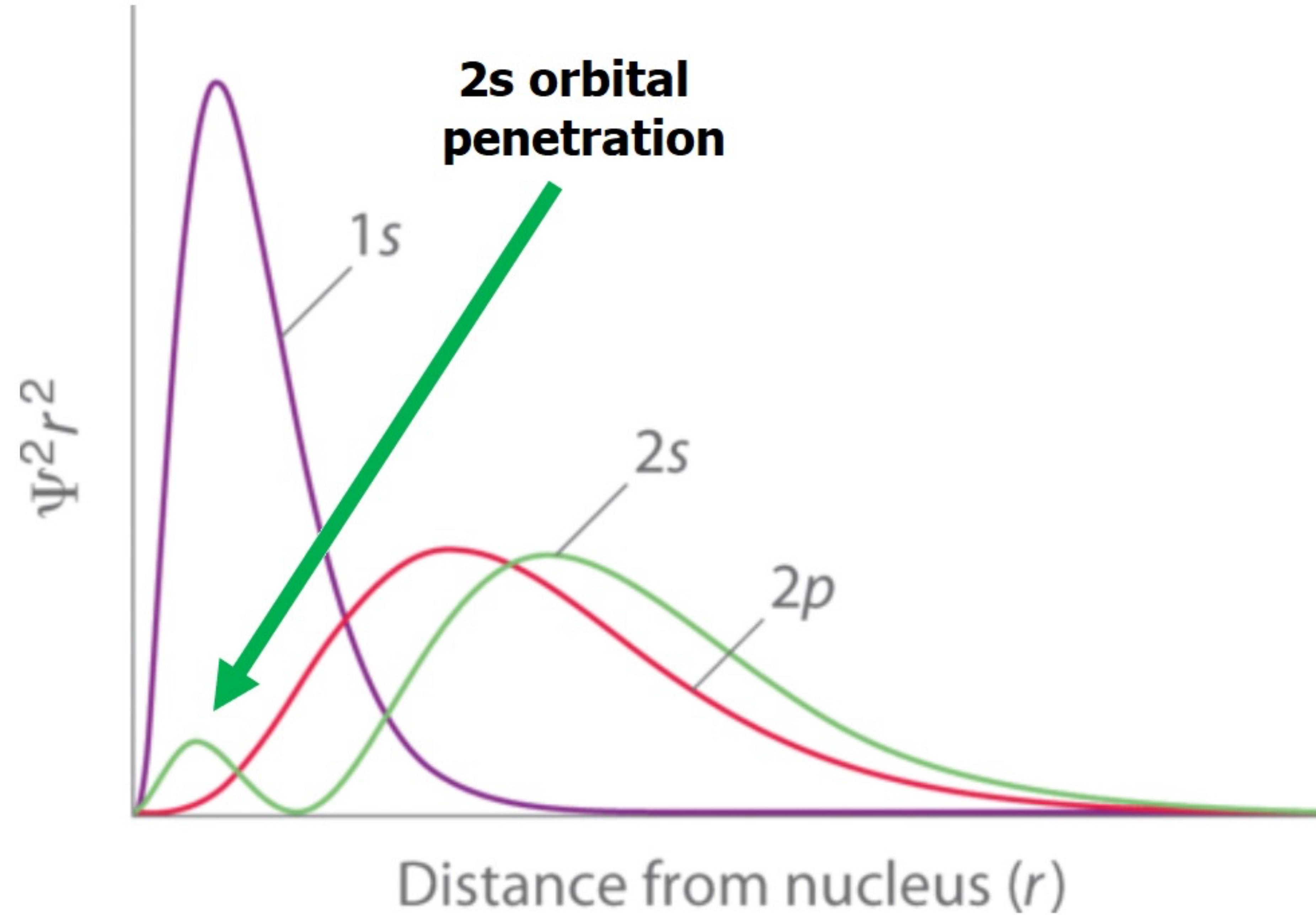
# *Orbitali di Atomi Polielettronici*

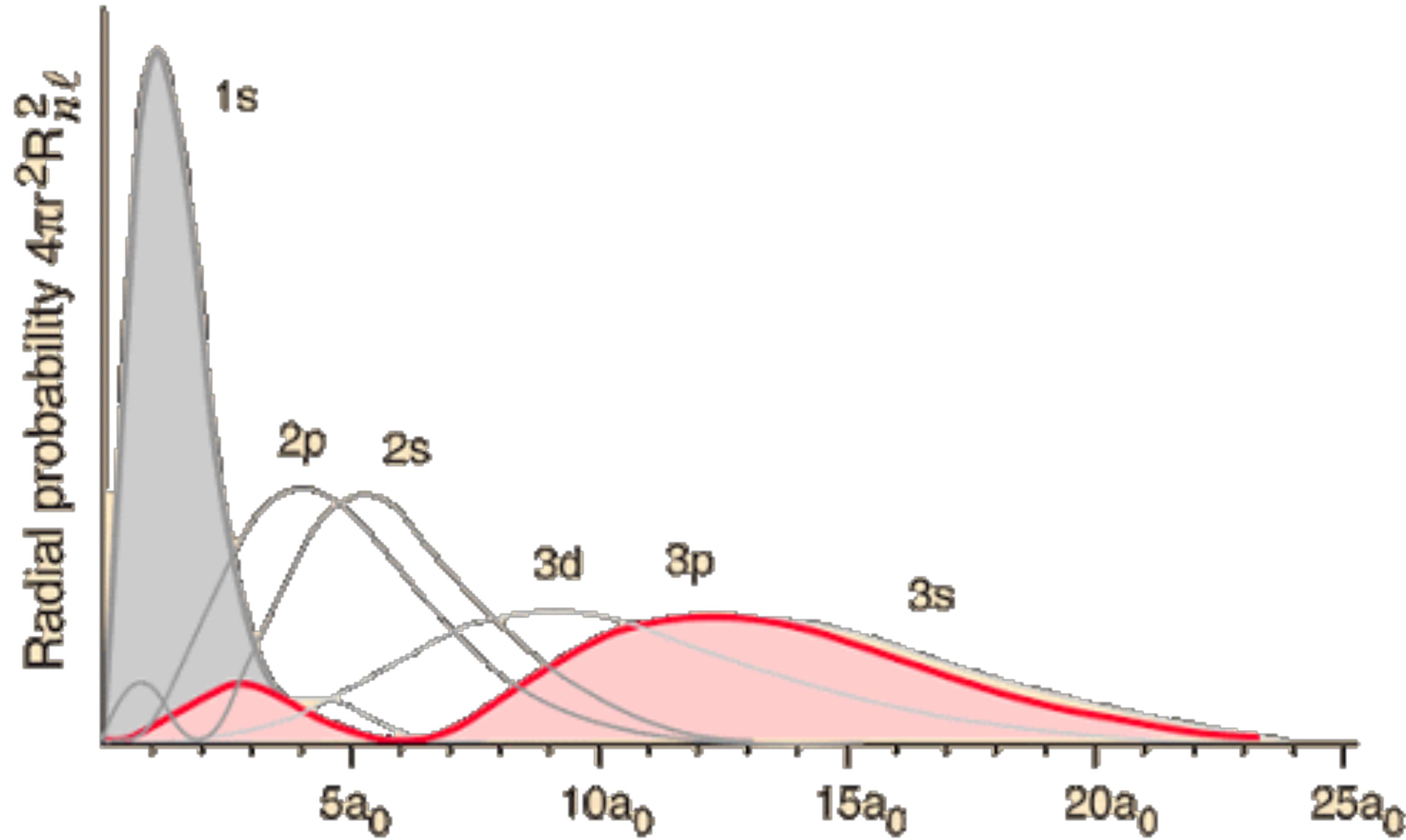
Energia crescente degli orbitali

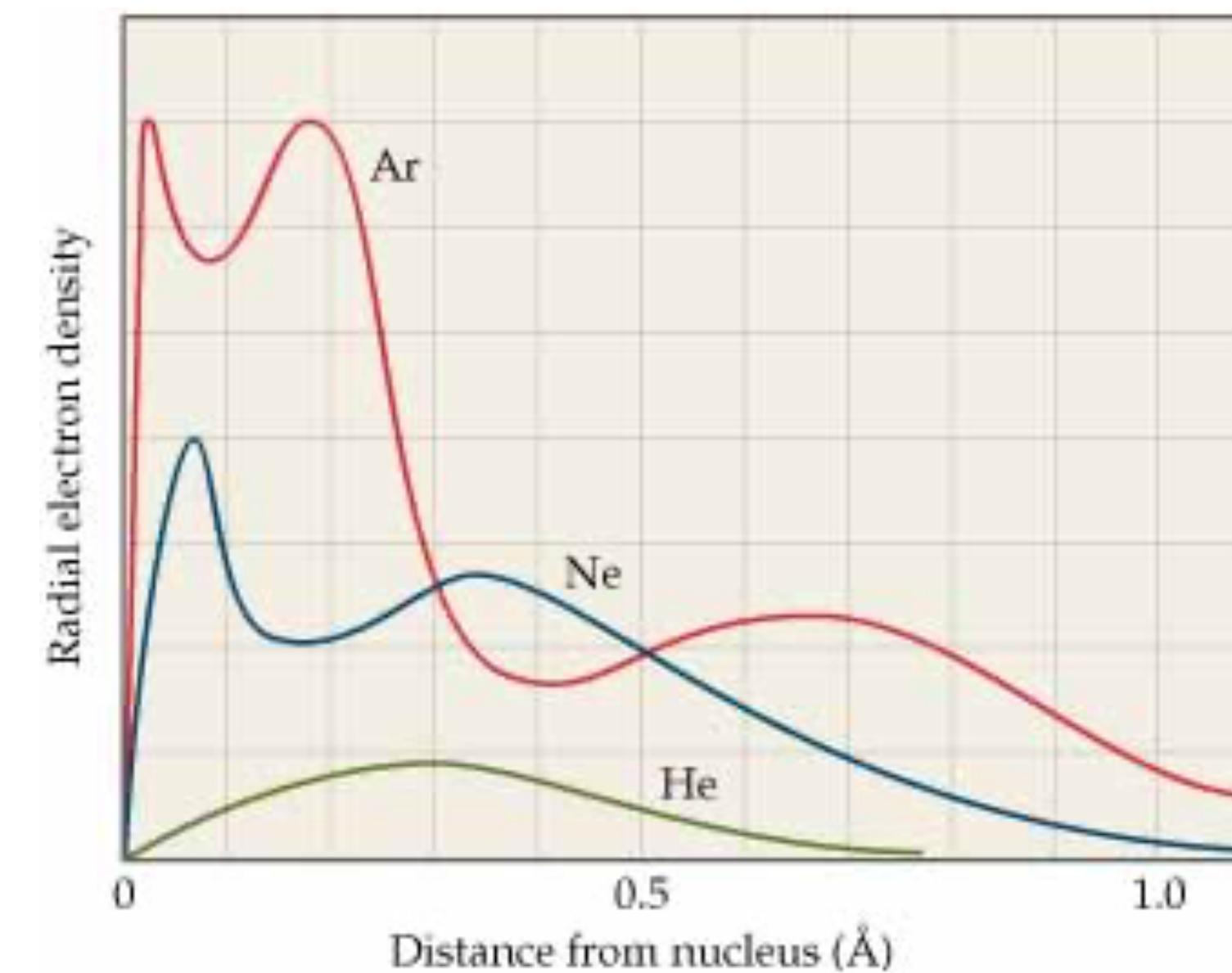
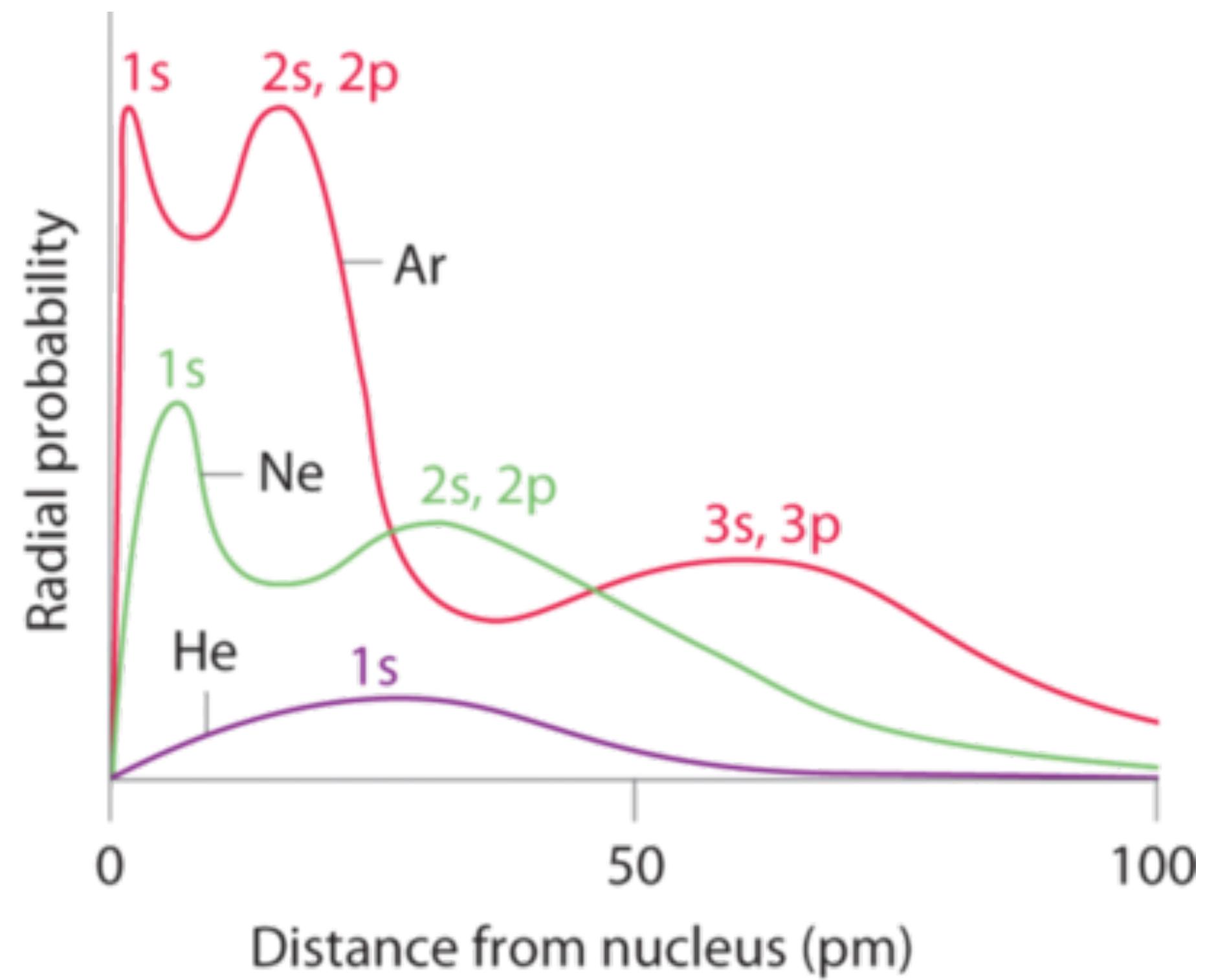


# Orbitali di Atomi Polielettronici







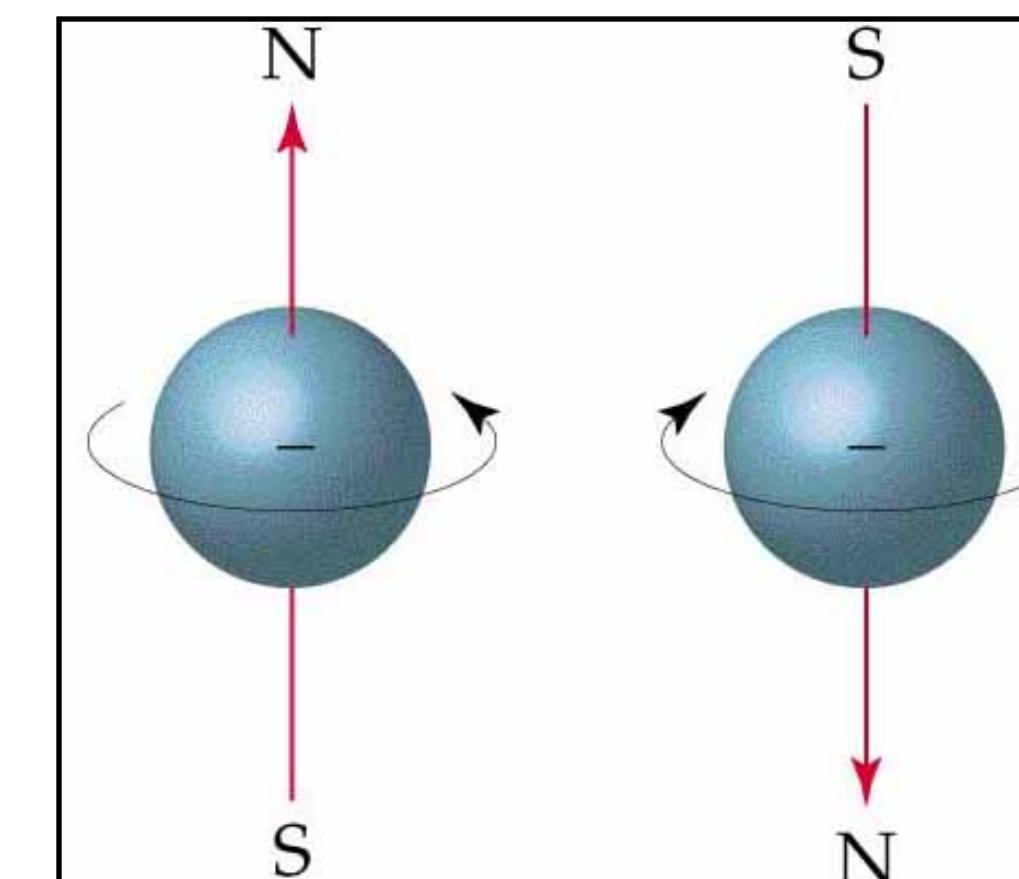


# *Orbitali di Atomi Polielettronici*

## Principio di esclusione di Pauli

*Il principio di esclusione di Pauli* afferma che due elettroni appartenenti allo stesso atomo non possono avere tutti i 4 numeri quantici uguali.

- Conseguentemente ogni orbitale, caratterizzato dai tre numeri quantici  $n$ ,  $l$  e  $m$ , può contenere al massimo due elettroni purché essi abbiano spin differente (contrapposto), cioè  $+1/2$  e  $-1/2$ .



# Principio di esclusione di Pauli

- Gli elettroni (come tutte le particelle elementari) sono indistinguibili. Non è possibile “etichettare” un elettrone e seguirlo distinguendolo dagli altri.
- Questo porta al fatto che permutando gli elettroni la densità elettronica non deve cambiare:  $|\varphi(\vec{r}_1, \vec{r}_2)|^2 = |\varphi(\vec{r}_2, \vec{r}_1)|^2$ .
- Implicando che  $\varphi(\vec{r}_1, \vec{r}_2) = \pm \varphi(\vec{r}_2, \vec{r}_1)$ .

# Principio di esclusione di Pauli

- Per gli elettroni vale sempre il segno meno:  $\varphi(\vec{r}_1, \vec{r}_2) = -\varphi(\vec{r}_2, \vec{r}_1)$  (principio di antisimmetria). (Natura ondulatoria: cambio di fase).
- Vedrete che è strettamente legato allo spin.
- Se gli elettroni 1 e 2 avessero gli stessi numeri quantici dovrebbe essere  $\varphi(\vec{r}_1, \vec{r}_2) = +\varphi(\vec{r}_2, \vec{r}_1)$  con unica soluzione possibile  $\varphi(\vec{r}_1, \vec{r}_2) = 0$ .

# *Configurazione elettronica*

**La configurazione elettronica degli atomi può essere costruita sulla base di tre regole:**

- Gli elettroni riempiono gli orbitali a più bassa energia, quindi nell'ordine: *1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, ....*
- in ogni orbitale possono stare al massimo due elettroni, ma con spin contrapposto (**principio di esclusione di Pauli**).
- nel caso di orbitali degeneri, come i tre orbitali *p* o i 5 orbitali *d*, prima si riempiono tutti con un elettrone a spin = +1/2 (parallelo), successivamente si aggiungono gli altri elettroni a spin = -1/2 (antiparallelo) (**Hund's rule**).

# Fattori che influenzano le energie degli orbitali atomici

## L'effetto della carica nucleare ( $Z_{\text{eff}}$ )

---

La carica nucleare più elevata abbassa l'energia dell'orbitale (stabilizza il sistema) aumentando le attrazioni nucleo-elettrone.

## L'effetto delle repulsioni interelettroniche (Schermatura)

---

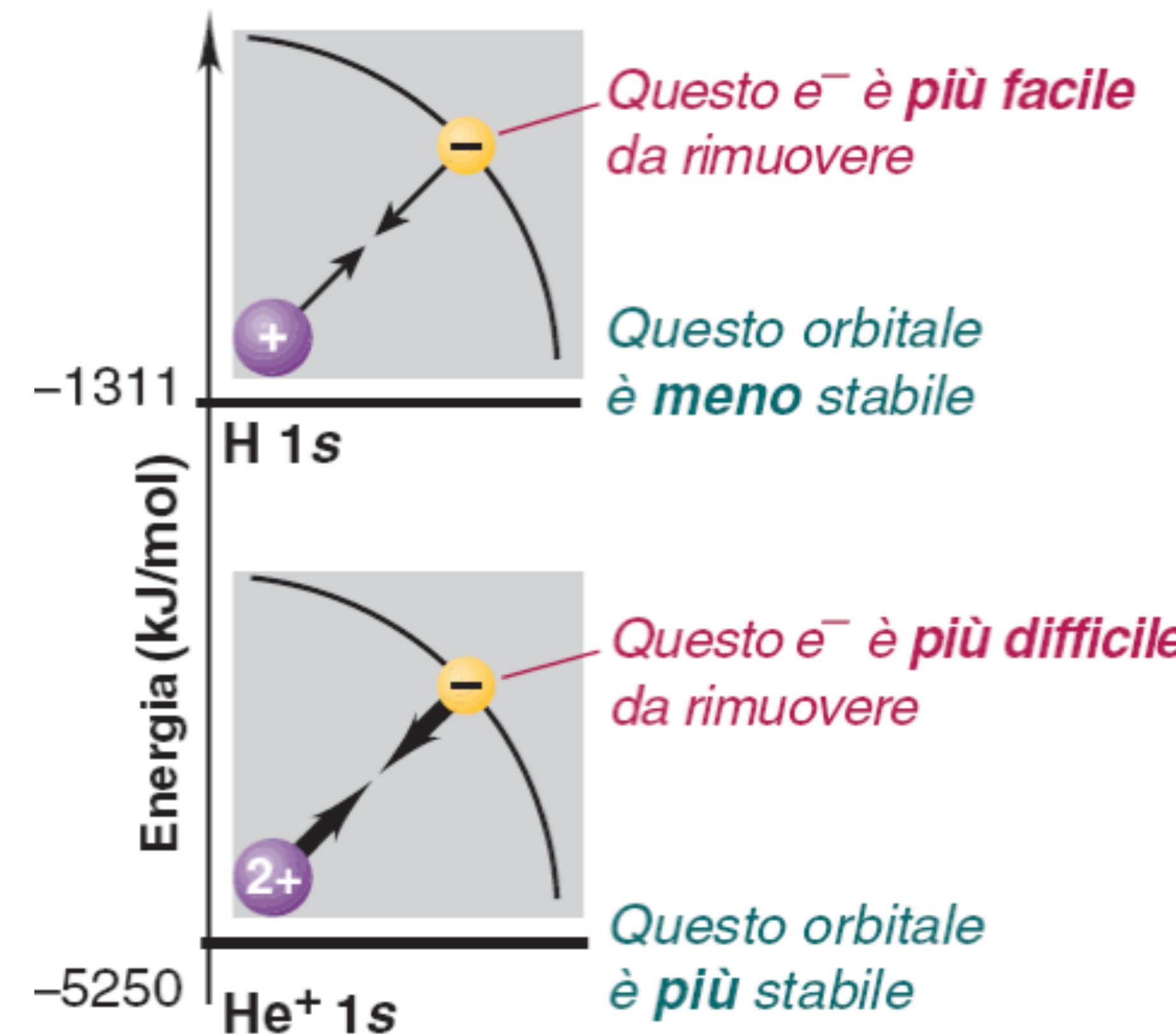
Elettrone addizionale nello stesso orbitale

Un elettrone addizionale innalza l'energia dell'orbitale mediante repulsioni interelettroniche.

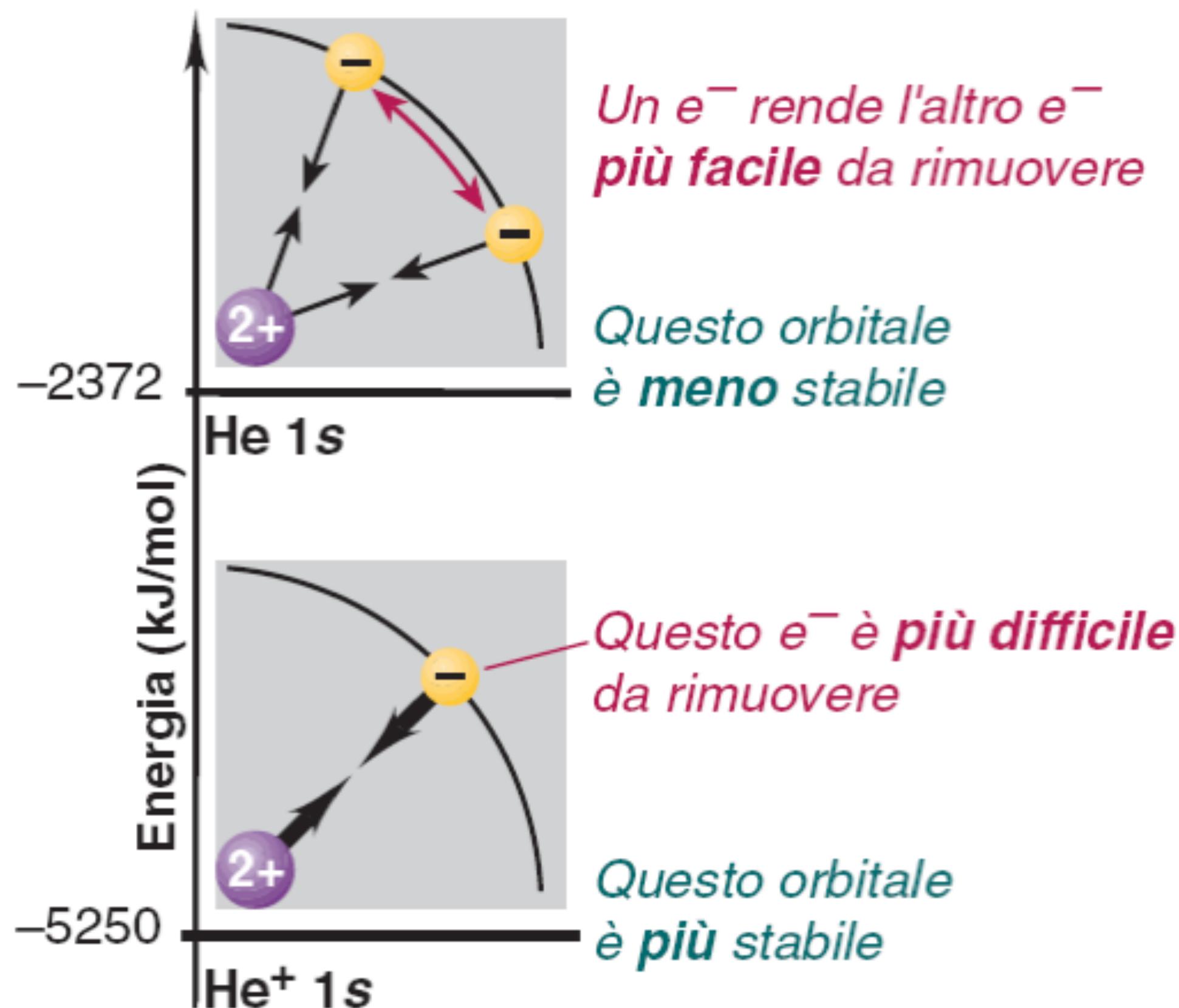
Elettroni addizionali negli orbitali interni

Gli elettroni interni schermano gli elettroni esterni più efficacemente di quanto non facciano gli elettroni presenti nello stesso sottolivello.

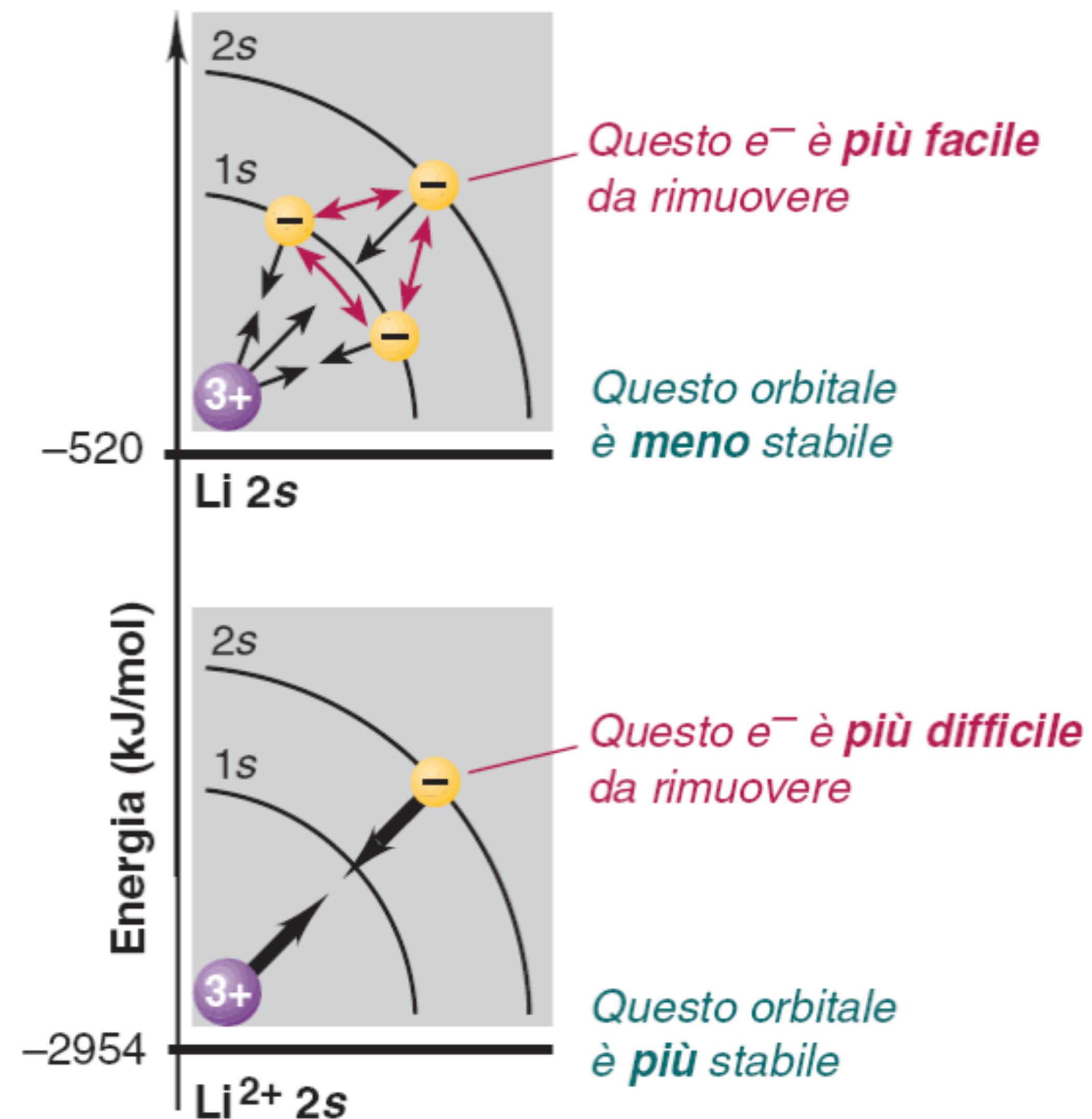
# L'effetto della carica nucleare



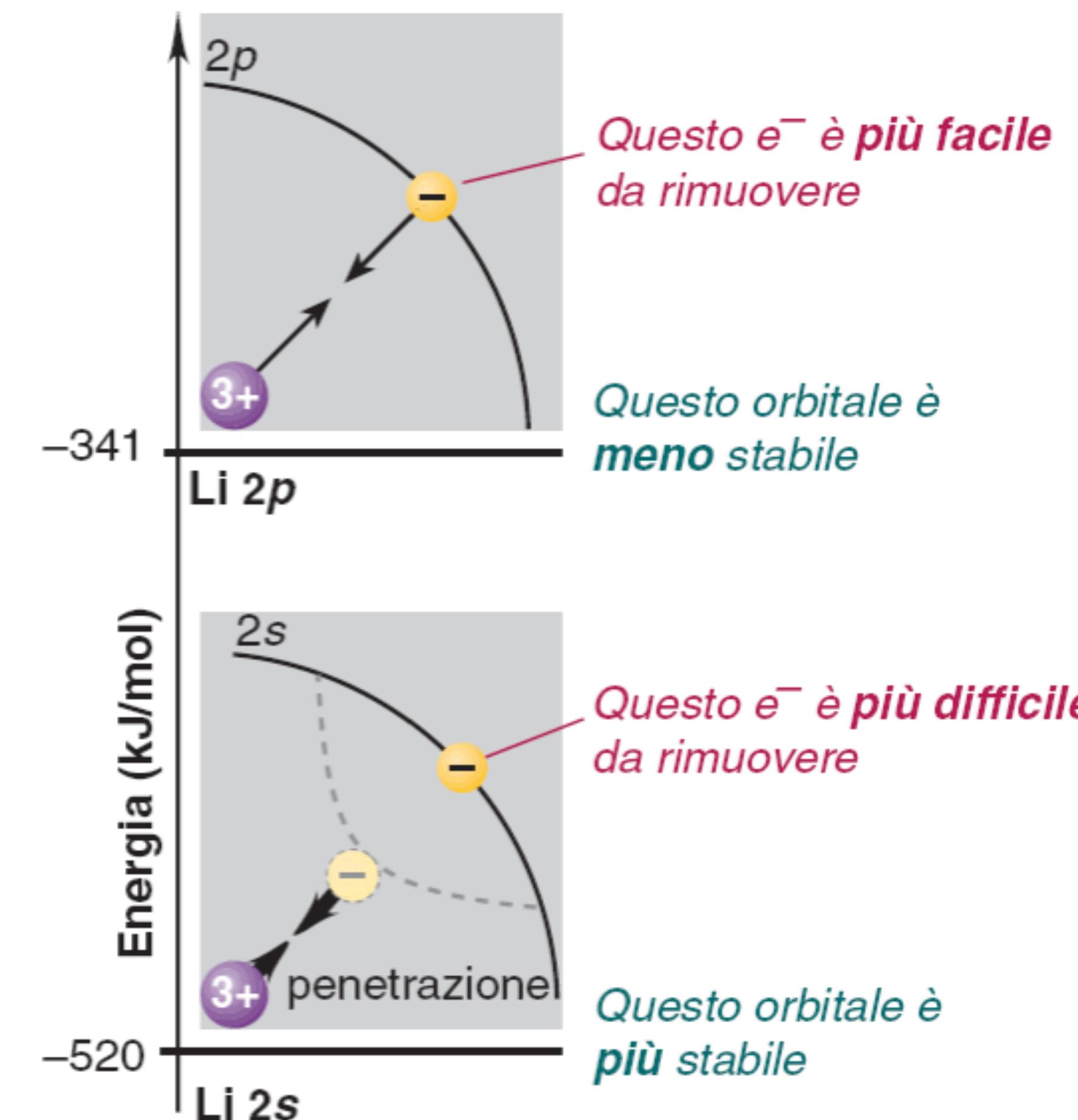
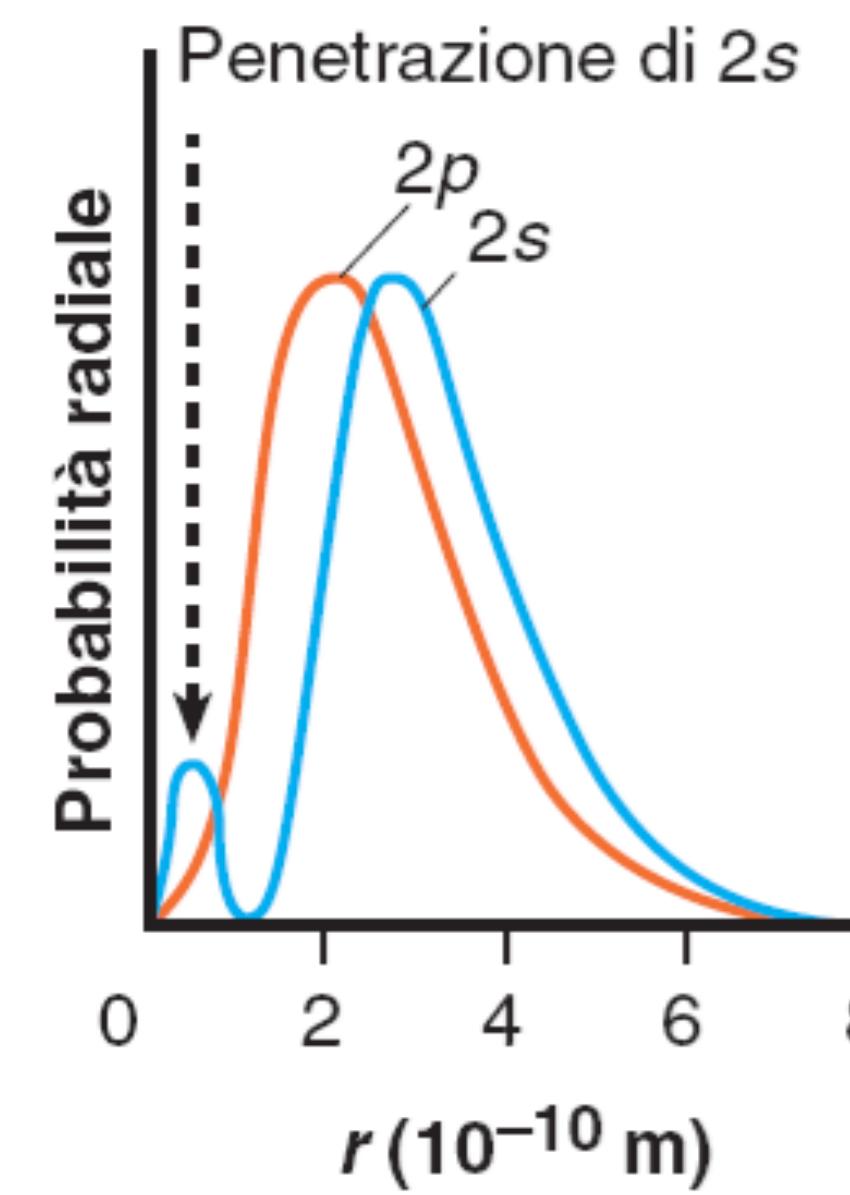
# L'effetto della carica nucleare



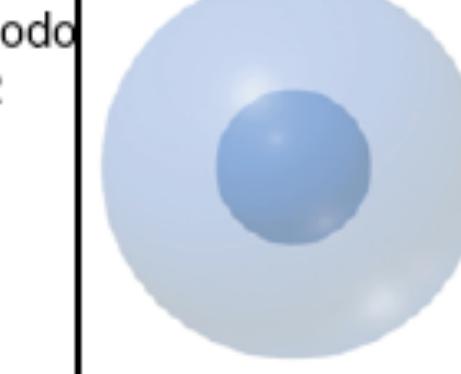
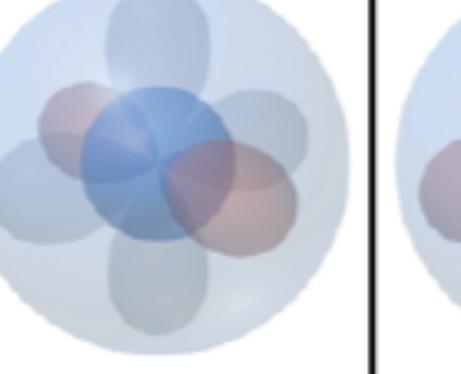
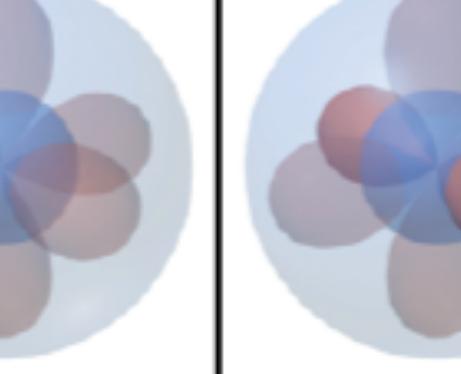
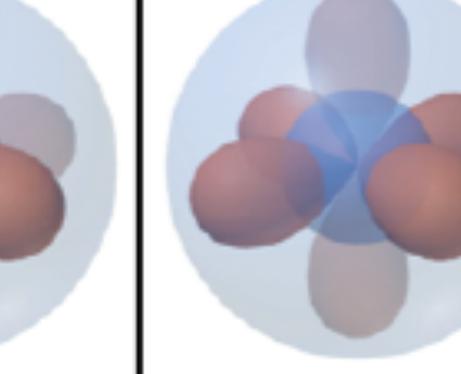
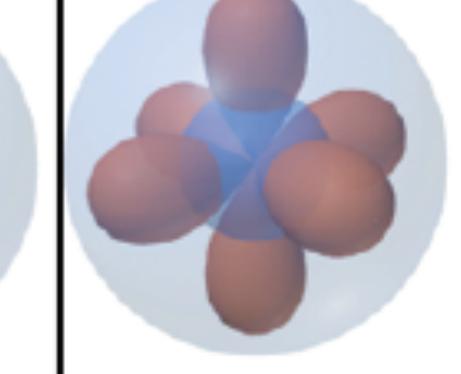
# L'effetto degli altri elettroni



# L'effetto della forma dell'orbitale



# Riempimento degli orbitali

		1A(1)								8A(18)
Periodo 1		1 <b>H</b> $1s^1$								2 <b>He</b> $1s^2$
										
Periodo 2	3 <b>Li</b> $1s^2 2s^1$	4 <b>Be</b> $1s^2 2s^2$	5 <b>B</b> $1s^2 2s^2 2p^1$	6 <b>C</b> $1s^2 2s^2 2p^2$	7 <b>N</b> $1s^2 2s^2 2p^3$	8 <b>O</b> $1s^2 2s^2 2p^4$	9 <b>F</b> $1s^2 2s^2 2p^5$	10 <b>Ne</b> $1s^2 2s^2 2p^6$		
										

**Figura 8.9** Occupazione degli orbitali per i primi 10 elementi, da H a Ne. I primi 10 elementi sono disposti in una forma della tavola periodica in cui in ciascuna casella sono indicati il numero atomico, il simbolo atomico, la configurazione elettronica dello stato fondamentale, e una raffigurazione dell'atomo basata sulle superfici di contorno a probabilità costante dei suoi orbitali. L'occupazione degli orbitali è rappresentata con l'ombreggiatura: il colore più chiaro indica orbitali semipieni (un solo  $e^-$ ) e il colore più scuro indica orbitali pieni (due  $e^-$ ). Per chiarezza, è inclusa soltanto la regione esterna dell'orbitale 2s.

# Riempimento degli orbitali

## 3° periodo

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

\* È indicato con caratteri in **colore** il sottolivello a cui è aggiunto l'ultimo elettrone.

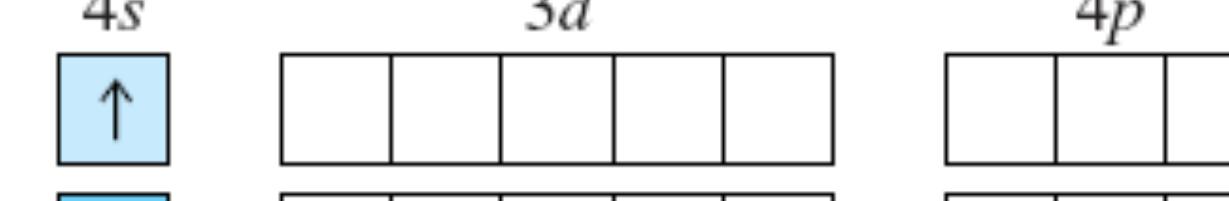
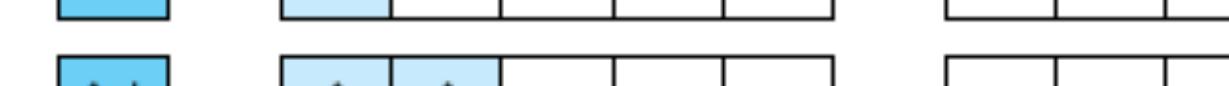
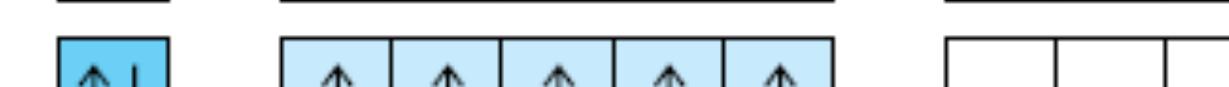
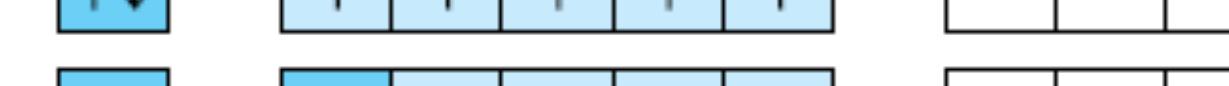
# Configurazioni elettroniche

## 3° periodo

	1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)		
Period	1 H $1s^1$	2 He $1s^2$	3 Li $[He] 2s^1$	4 Be $[He] 2s^2$	5 B $[He] 2s^2 2p^1$	6 C $[He] 2s^2 2p^2$	7 N $[He] 2s^2 2p^3$	8 O $[He] 2s^2 2p^4$	9 F $[He] 2s^2 2p^5$	10 Ne $[He] 2s^2 2p^6$
	11 Na $[Ne] 3s^1$	12 Mg $[Ne] 3s^2$	13 Al $[Ne] 3s^2 3p^1$	14 Si $[Ne] 3s^2 3p^2$	15 P $[Ne] 3s^2 3p^3$	16 S $[Ne] 3s^2 3p^4$	17 Cl $[Ne] 3s^2 3p^5$	18 Ar $[Ne] 3s^2 3p^6$		

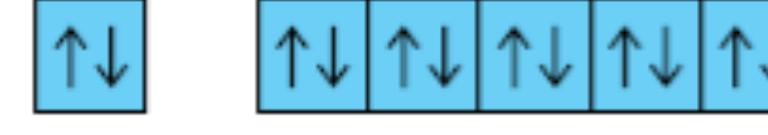
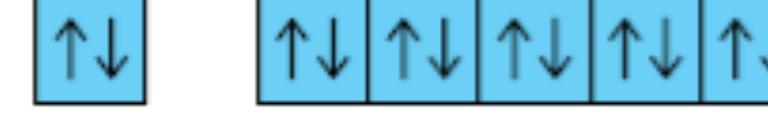
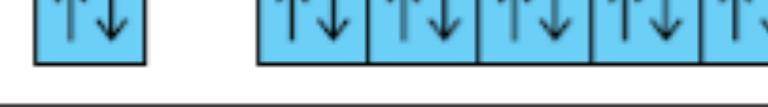
# Riempimento degli orbitali

## 4° periodo

Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)	Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
19	K	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>
20	Ca	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup>
21	Sc	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>
22	Ti	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>
23	V	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>
24	Cr	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>
25	Mn	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>
26	Fe	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>
27	Co	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>
28	Ni	4s                    3d                    4p 	[1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> ] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>

# Configurazione elettronica

## 4° periodo

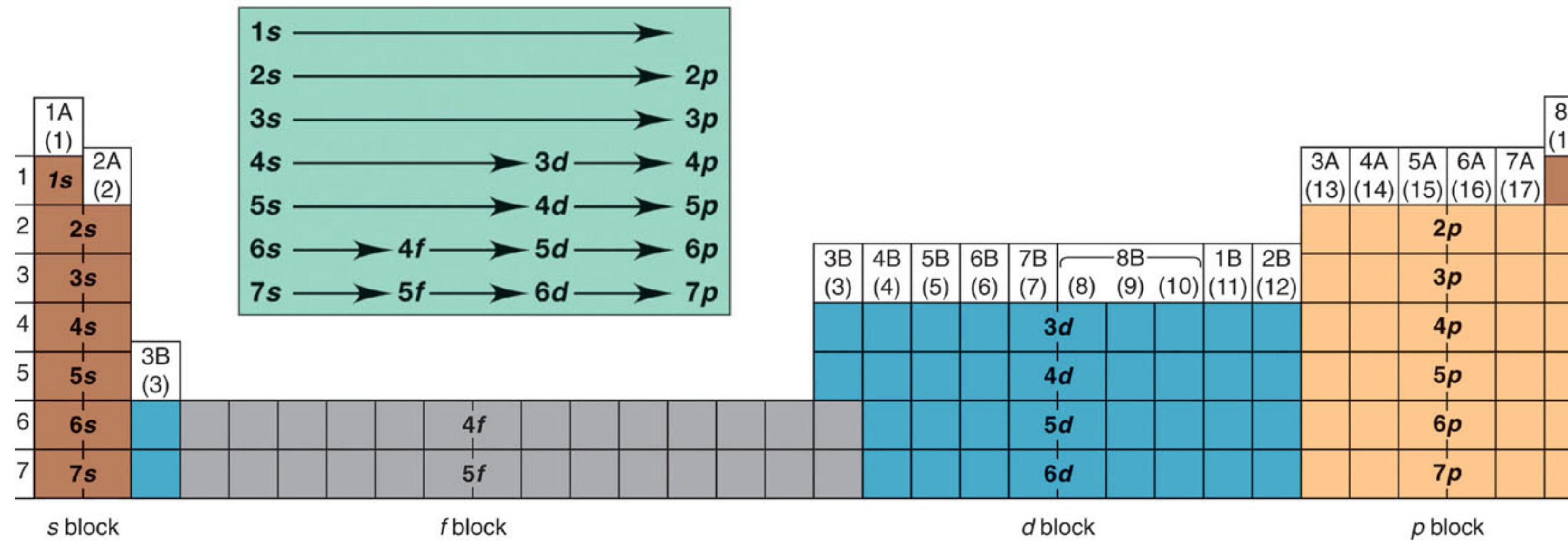
Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)	Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
29	Cu		$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1 3d^{10}$	[Ar] $4s^1 3d^{10}$
30	Zn		$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10}$	[Ar] $4s^2 3d^{10}$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

\* I caratteri in **colore** indicano il(i) sottolivello(i) la cui occupazione varia quando è aggiunto l'ultimo elettrone.

Main-Group Elements (s block)		Transition Elements (d block)										Main-Group Elements (p block)							
1A (1)												8A (18)							
	$ns^1$											$ns^2 np^6$							
1	1 <b>H</b> $1s^1$	2A (2) $ns^2$											3A (13) $ns^2 np^1$	4A (14) $ns^2 np^2$	5A (15) $ns^2 np^3$	6A (16) $ns^2 np^4$	7A (17) $ns^2 np^5$	2 <b>He</b> $1s^2$	
2	3 <b>Li</b> $2s^1$	4 <b>Be</b> $2s^2$											5 <b>B</b> $2s^2 2p^1$	6 <b>C</b> $2s^2 2p^2$	7 <b>N</b> $2s^2 2p^3$	8 <b>O</b> $2s^2 2p^4$	9 <b>F</b> $2s^2 2p^5$	10 <b>Ne</b> $2s^2 2p^6$	
3	11 <b>Na</b> $3s^1$	12 <b>Mg</b> $3s^2$	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	(8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	13 <b>Al</b> $3s^2 3p^1$	14 <b>Si</b> $3s^2 3p^2$	15 <b>P</b> $3s^2 3p^3$	16 <b>S</b> $3s^2 3p^4$	17 <b>Cl</b> $3s^2 3p^5$	18 <b>Ar</b> $3s^2 3p^6$	
4	19 <b>K</b> $4s^1$	20 <b>Ca</b> $4s^2$	21 <b>Sc</b> $4s^2 3d^1$	22 <b>Ti</b> $4s^2 3d^2$	23 <b>V</b> $4s^2 3d^3$	24 <b>Cr</b> $4s^1 3d^5$	25 <b>Mn</b> $4s^2 3d^5$	26 <b>Fe</b> $4s^2 3d^6$	27 <b>Co</b> $4s^2 3d^7$	28 <b>Ni</b> $4s^2 3d^8$	29 <b>Cu</b> $4s^1 3d^{10}$	30 <b>Zn</b> $4s^2 3d^{10}$	31 <b>Ga</b> $4s^2 4p^1$	32 <b>Ge</b> $4s^2 4p^2$	33 <b>As</b> $4s^2 4p^3$	34 <b>Se</b> $4s^2 4p^4$	35 <b>Br</b> $4s^2 4p^5$	36 <b>Kr</b> $4s^2 4p^6$	
5	37 <b>Rb</b> $5s^1$	38 <b>Sr</b> $5s^2$	39 <b>Y</b> $5s^2 4d^1$	40 <b>Zr</b> $5s^2 4d^2$	41 <b>Nb</b> $5s^1 4d^4$	42 <b>Mo</b> $5s^1 4d^5$	43 <b>Tc</b> $5s^1 4d^6$	44 <b>Ru</b> $5s^1 4d^7$	45 <b>Rh</b> $5s^1 4d^8$	46 <b>Pd</b> $4d^{10}$	47 <b>Ag</b> $5s^1 4d^{10}$	48 <b>Cd</b> $5s^2 4d^{10}$	49 <b>In</b> $5s^2 5p^1$	50 <b>Sn</b> $5s^2 5p^2$	51 <b>Sb</b> $5s^2 5p^3$	52 <b>Te</b> $5s^2 5p^4$	53 <b>I</b> $5s^2 5p^5$	54 <b>Xe</b> $5s^2 5p^6$	
6	55 <b>Cs</b> $6s^1$	56 <b>Ba</b> $6s^2$	57 <b>La*</b> $6s^2 5d^1$	72 <b>Hf</b> $6s^2 5d^2$	73 <b>Ta</b> $6s^2 5d^3$	74 <b>W</b> $6s^2 5d^4$	75 <b>Re</b> $6s^2 5d^5$	76 <b>Os</b> $6s^2 5d^6$	77 <b>Ir</b> $6s^2 5d^7$	78 <b>Pt</b> $6s^1 5d^9$	79 <b>Au</b> $6s^1 5d^{10}$	80 <b>Hg</b> $6s^2 5d^{10}$	81 <b>Tl</b> $6s^2 6p^1$	82 <b>Pb</b> $6s^2 6p^2$	83 <b>Bi</b> $6s^2 6p^3$	84 <b>Po</b> $6s^2 6p^4$	85 <b>At</b> $6s^2 6p^5$	86 <b>Rn</b> $6s^2 6p^6$	
7	87 <b>Fr</b> $7s^1$	88 <b>Ra</b> $7s^2$	89 <b>Ac**</b> $7s^2 6d^1$	104 <b>Rf</b> $7s^2 6d^2$	105 <b>Db</b> $7s^2 6d^3$	106 <b>Sg</b> $7s^2 6d^4$	107 <b>Bh</b> $7s^2 6d^5$	108 <b>Hs</b> $7s^2 6d^6$	109 <b>Mt</b> $7s^2 6d^7$	110 <b></b> $7s^2 6d^8$	111 <b></b> $7s^2 6d^9$	112 <b></b> $7s^2 6d^{10}$	114 <b></b> $7s^2 7p^2$						

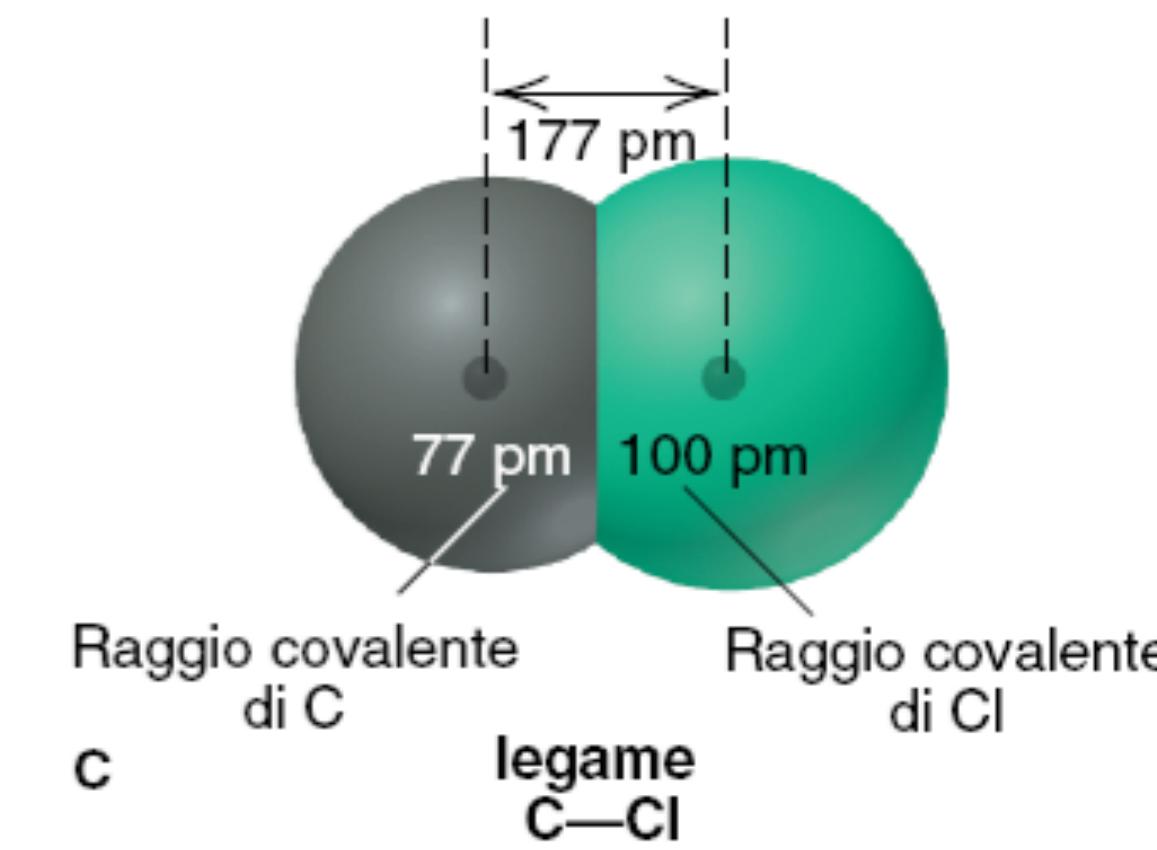
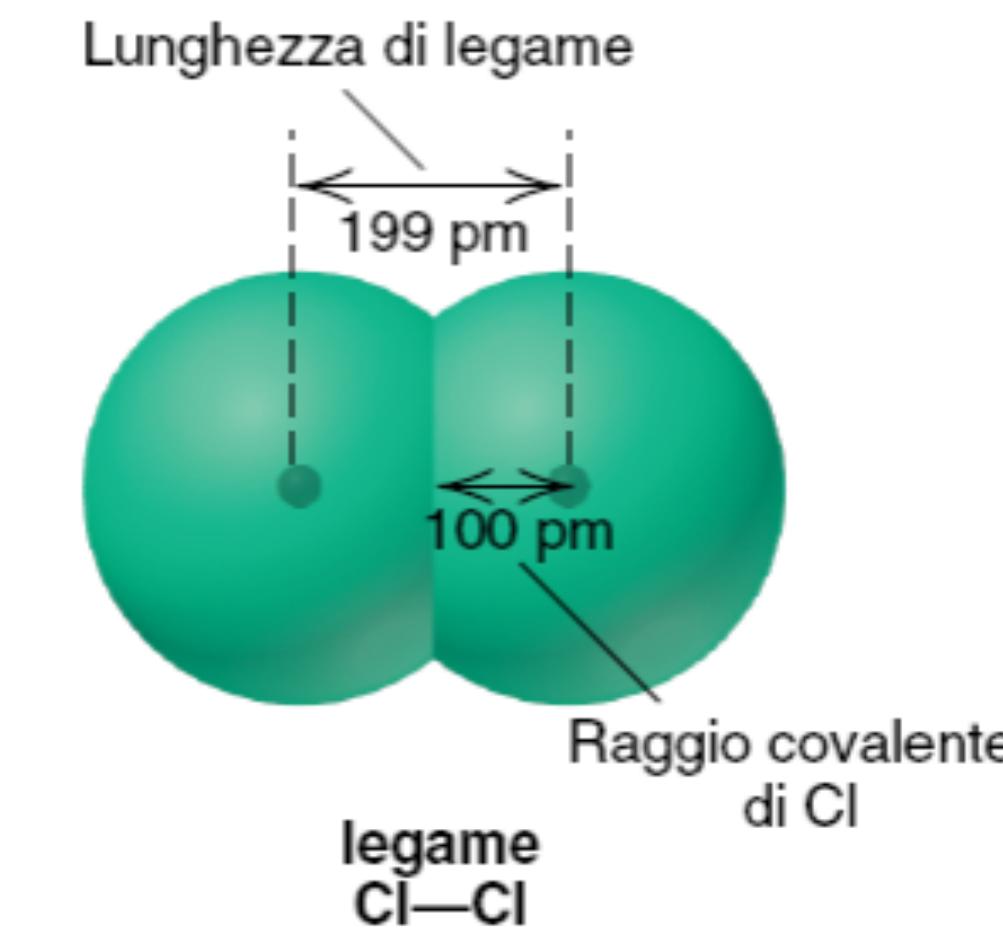
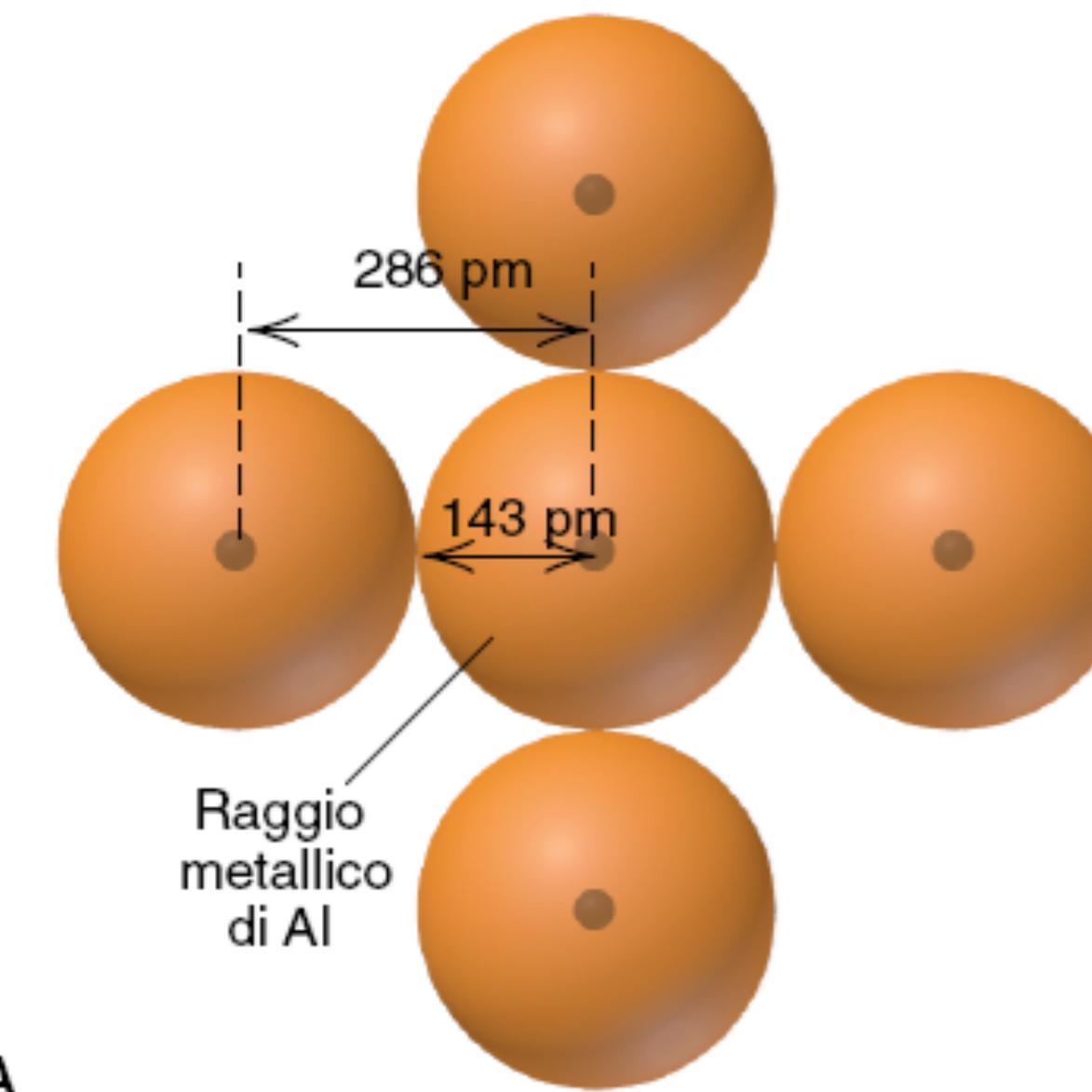
Inner Transition Elements (f block)																					
6	*Lanthanides	58 <b>Ce</b> $6s^{24} f^{15} d^1$	59 <b>Pr</b> $6s^{24} f^3$	60 <b>Nd</b> $6s^{24} f^4$	61 <b>Pm</b> $6s^{24} f^5$	62 <b>Sm</b> $6s^{24} f^6$	63 <b>Eu</b> $6s^{24} f^7$	64 <b>Gd</b> $6s^{24} f^{15} d^1$	65 <b>Tb</b> $6s^{24} f^9$	66 <b>Dy</b> $6s^{24} f^{10}$	67 <b>Ho</b> $6s^{24} f^{11}$	68 <b>Er</b> $6s^{24} f^{12}$	69 <b>Tm</b> $6s^{24} f^{13}$	70 <b>Yb</b> $6s^{24} f^{14}$	71 <b>Lu</b> $6s^{24} f^{14} d^1$						
7	**Actinides	90 <b>Th</b> $7s^{26} d^2$	91 <b>Pa</b> $7s^{25} f^{26} d^1$	92 <b>U</b> $7s^{25} f^{36} d^1$	93 <b>Np</b> $7s^{25} f^{46} d^1$	94 <b>Pu</b> $7s^{25} f^6$	95 <b>Am</b> $7s^{25} f^7$	96 <b>Cm</b> $7s^{25} f^9$	97 <b>Bk</b> $7s^{25} f^{10}$	98 <b>Cf</b> $7s^{25} f^{11}$	99 <b>Es</b> $7s^{25} f^{12}$	100 <b>Fm</b> $7s^{25} f^{13}$	101 <b>Md</b> $7s^{25} f^{14}$	102 <b>No</b> $7s^{25} f^{14}$	103 <b>Lr</b> $7s^{25} f^{14} d^1$						

# Configurazione elettronica



# Proprietà degli elementi

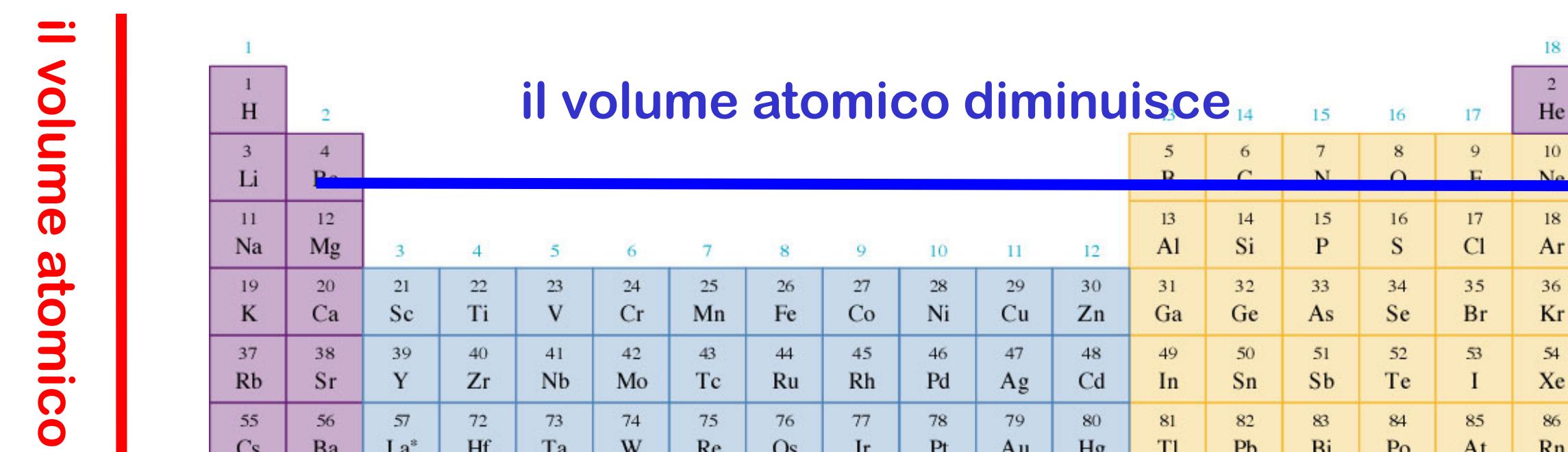
## Raggio atomico



# Proprietà degli elementi

## Raggio atomico

- Le dimensioni atomiche variano considerevolmente nella tavola periodica.
- Muovendosi in un gruppo le dimensioni atomiche crescono spostandosi verso il basso.**
- Muovendosi da sinistra a destra lungo un periodo, gli atomi diventano via via sempre più piccoli.**

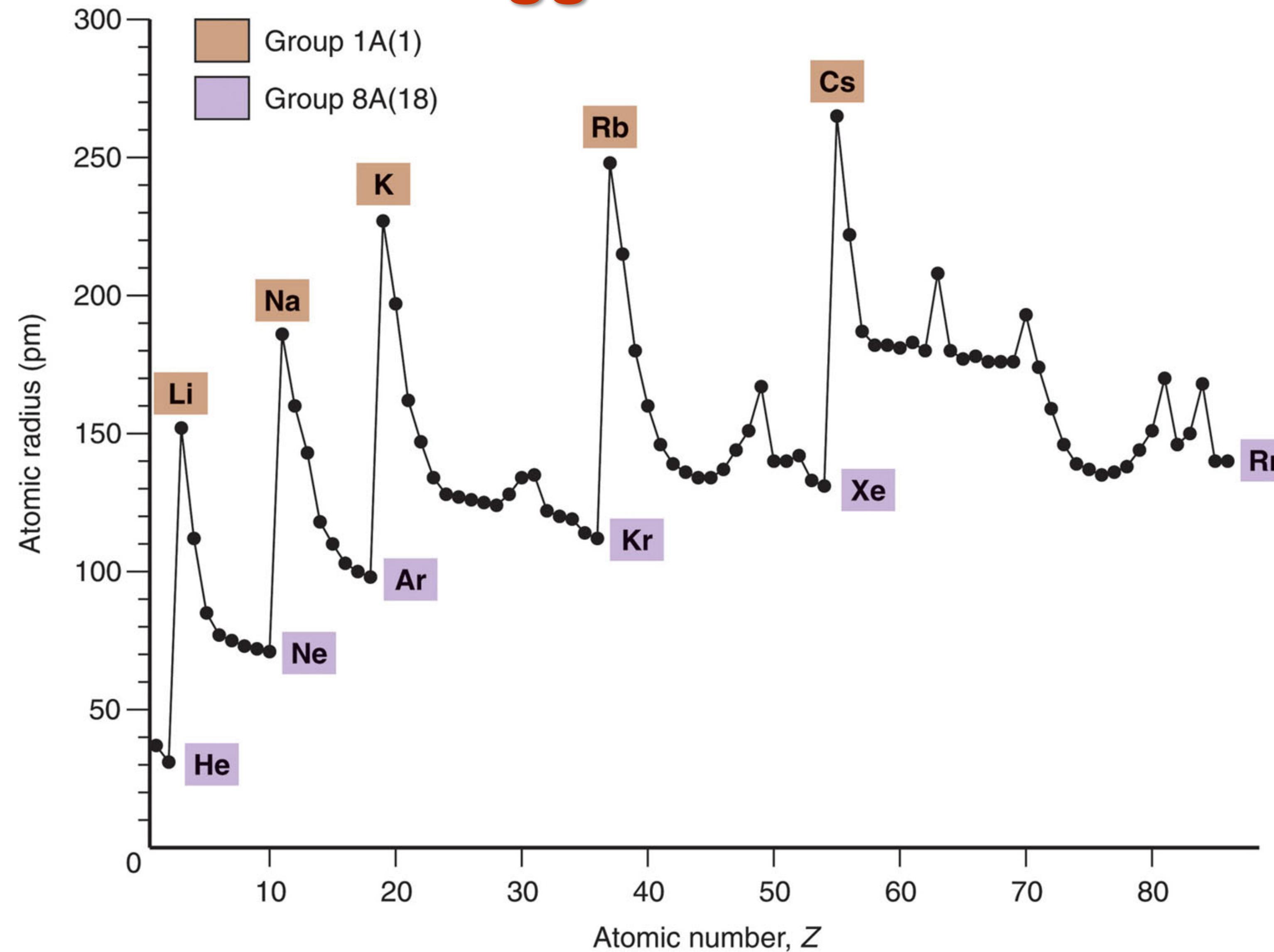


*Lanthanide series	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
--------------------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------

**Actinide series	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
-------------------	-------	-------	------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	--------	--------	--------	--------

# Proprietà degli elementi

## Raggio atomico



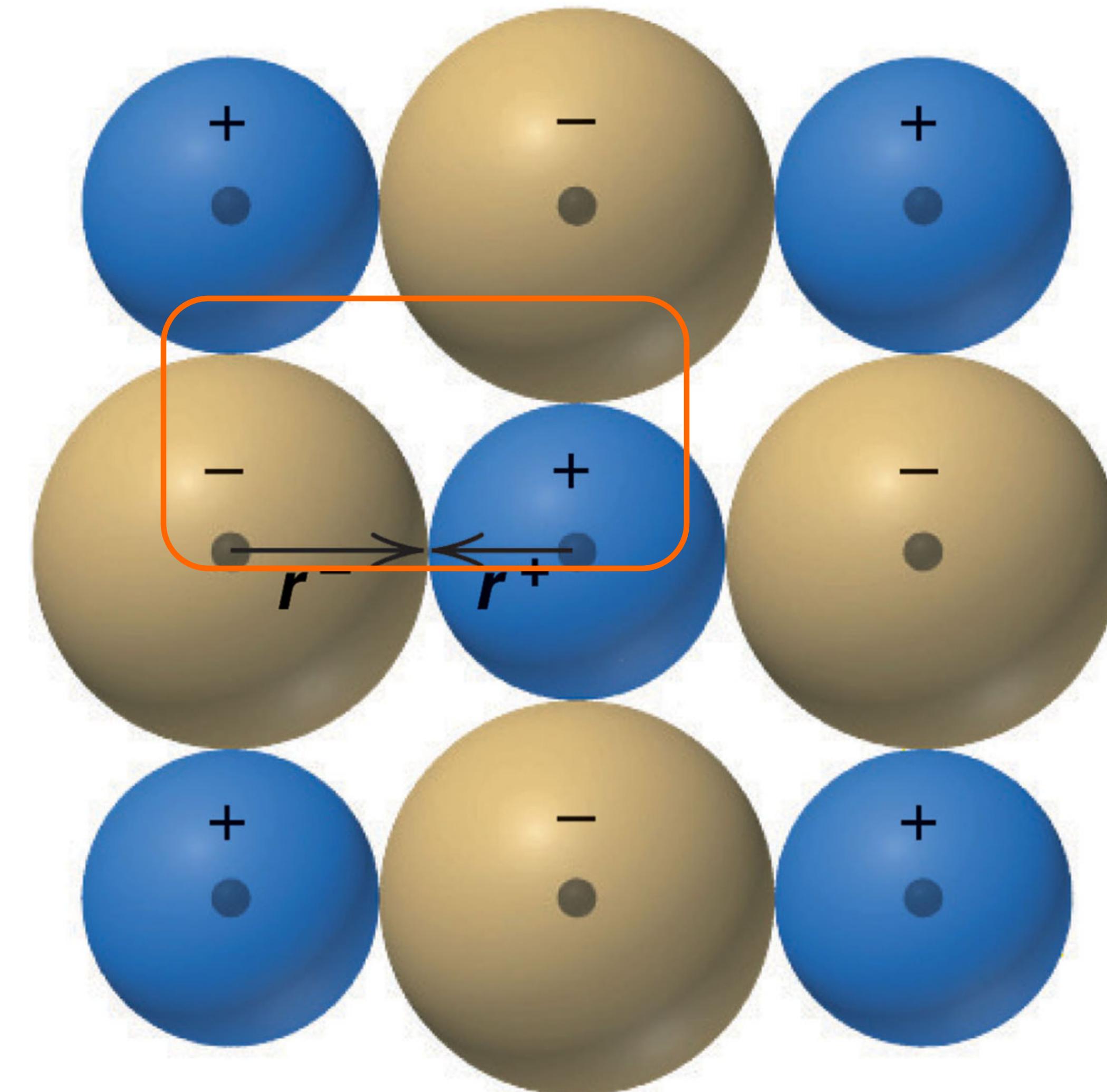
# Proprietà degli elementi

## Raggio atomico

- Questo andamento dipende da due grandezze:
  - il numero quantico principale,  $n$
  - la carica nucleare effettiva,  $z_{eff}$
- Al crescere del numero quantico  $n$ , quindi scendendo lungo un gruppo, la dimensione atomica cresce perché cresce la dimensione dell'orbitale più esterno.
- Muovendosi lungo un periodo da sinistra a destra, la dimensione atomica diminuisce perché aumenta l'attrazione del nucleo,  $z_{eff}$ , sugli elettroni più esterni (**elettroni di valenza**).

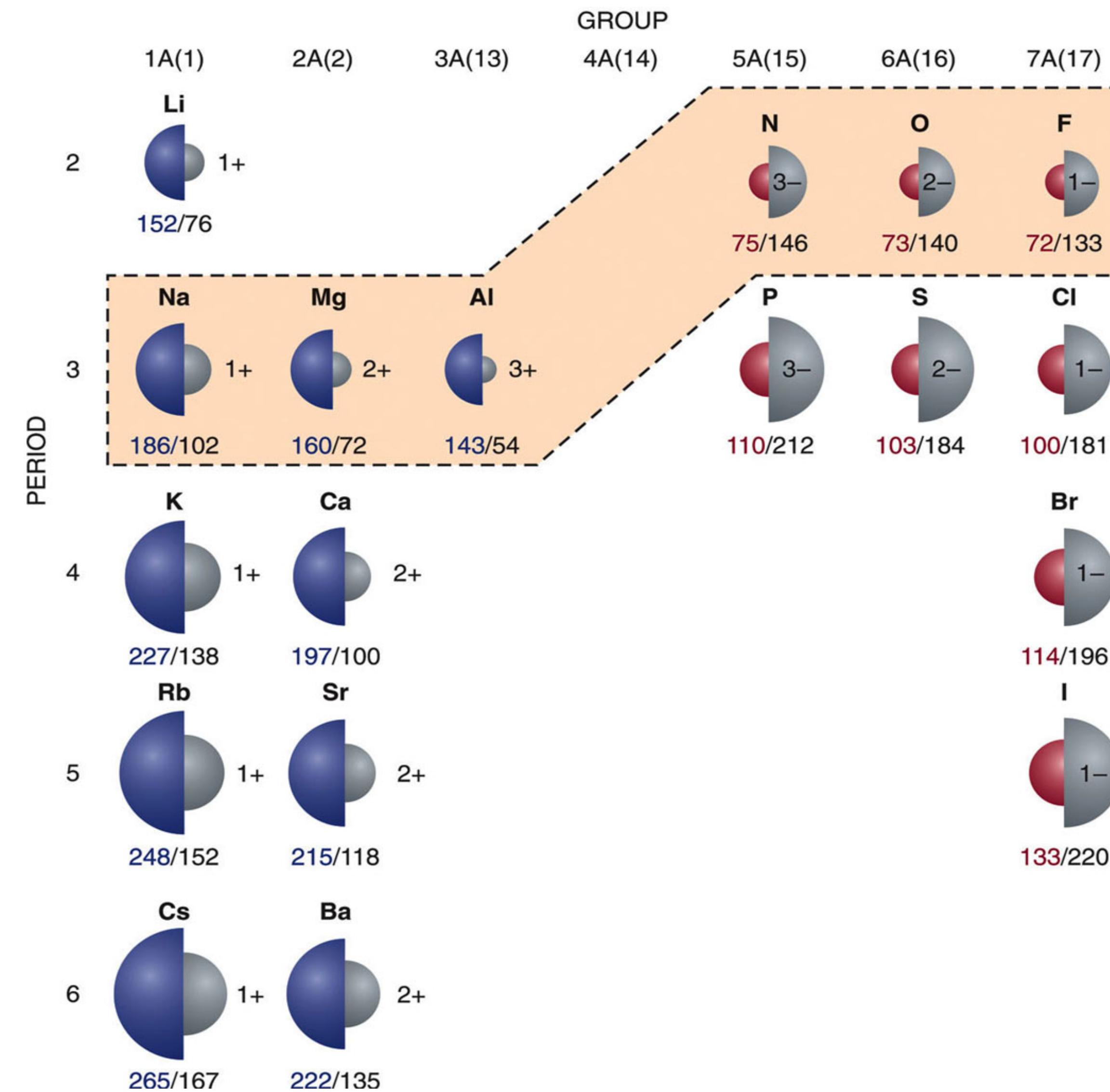
# Proprietà degli elementi

## Raggio ionico



# Proprietà degli elementi

## Raggio atomico e raggio ionico



# Proprietà degli elementi

## Energia di ionizzazione

*Energia di prima ionizzazione* – L’energia di prima ionizzazione,  $IE_1$ , è l’energia richiesta per rimuovere un elettrone da un **atomo neutro isolato**:

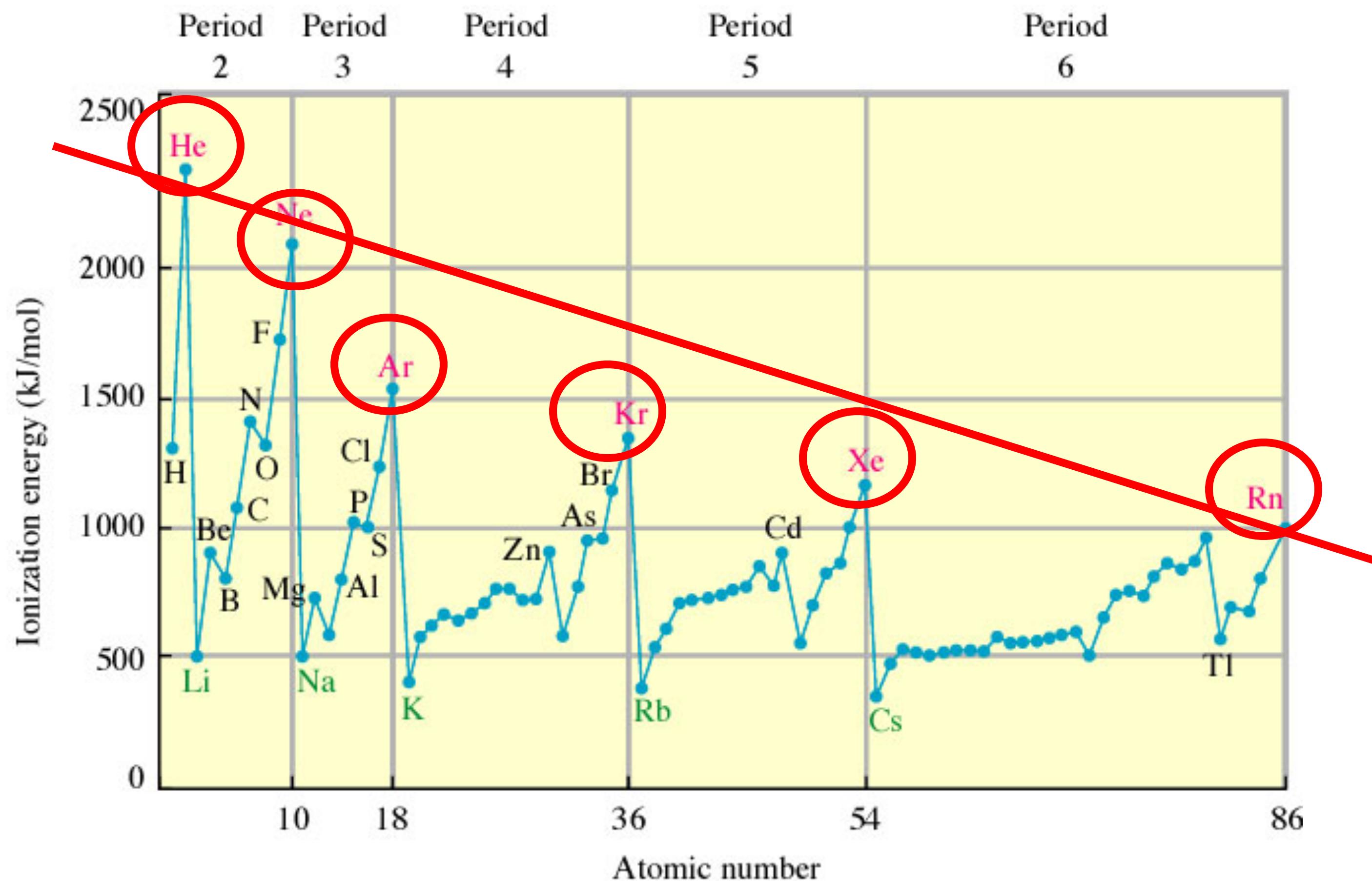


- Più grande è l’energia di ionizzazione, più difficile è rimuovere l’elettrone.
- C’è un brusco aumento dell’energia di ionizzazione se viene rimosso un elettrone da un guscio interno.

# Energia di ionizzazione

## Andamento periodico dell'Energia di ionizzazione

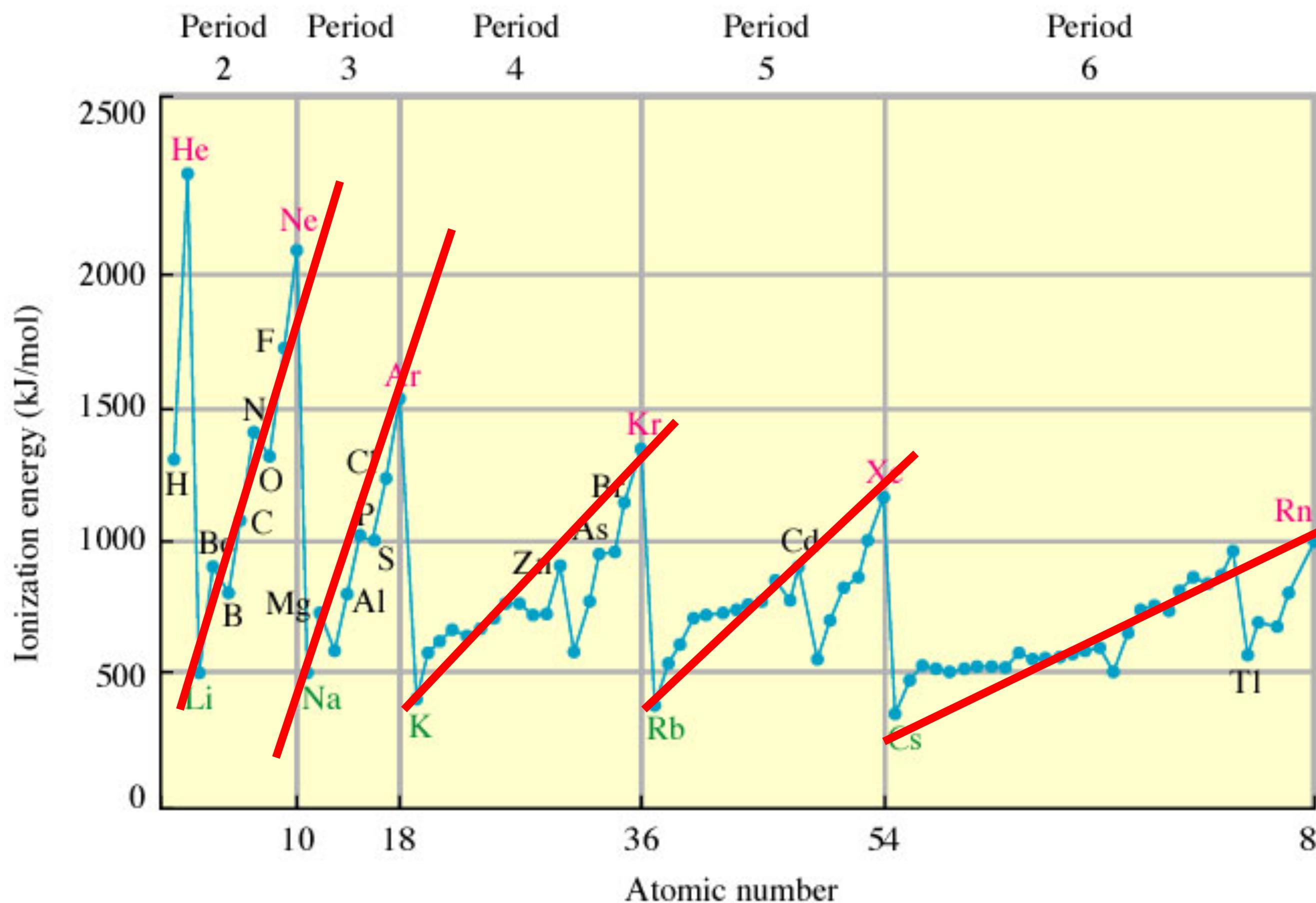
- L'energia di ionizzazione decresce scendendo lungo un gruppo.



# Energia di ionizzazione

## Andamento periodico dell'Energia di ionizzazione

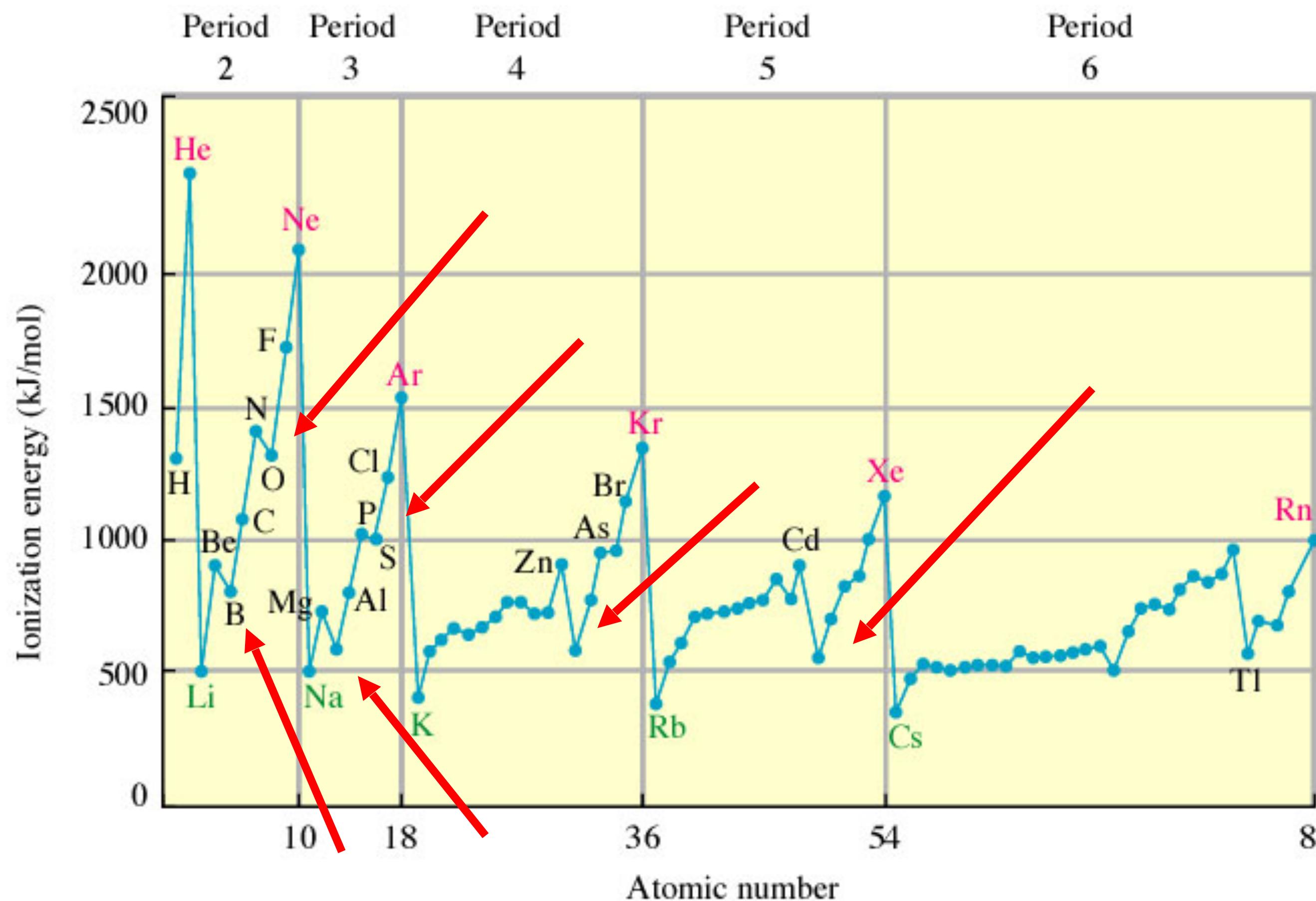
- L'energia di ionizzazione in generale aumenta spostandosi da sinistra a destra lungo un periodo.



# Energia di Ionizzazione

## Andamento periodico dell'Energia di Ionizzazione

- Ci sono due eccezioni: quando si rimuove il primo elettrone  $p$  e quando si rimuove il quarto elettrone  $p$ .



# Energia di ionizzazione

## Andamento periodico dell'Energia di ionizzazione

- L'energia di ionizzazione decresce scendendo lungo un gruppo.
- Questo avviene perchè, scendendo lungo un gruppo, l'atomo diventa più grande ed è più facile tirar via elettroni che sono più lontani dal nucleo.

# Energia di ionizzazione

## Andamento periodico dell'Energia di ionizzazione

- L'energia di ionizzazione in generale aumenta spostandosi da sinistra a destra lungo un periodo.
- Questo perché  $z_{eff}$  diventa sempre più grande.
- Ci sono due eccezioni: quando si rimuove il primo elettrone  $p$  e quando si rimuove il quarto elettrone.
- Questo indica che sono configurazioni stabili la  $ns^2$  e la  $np^3$ .

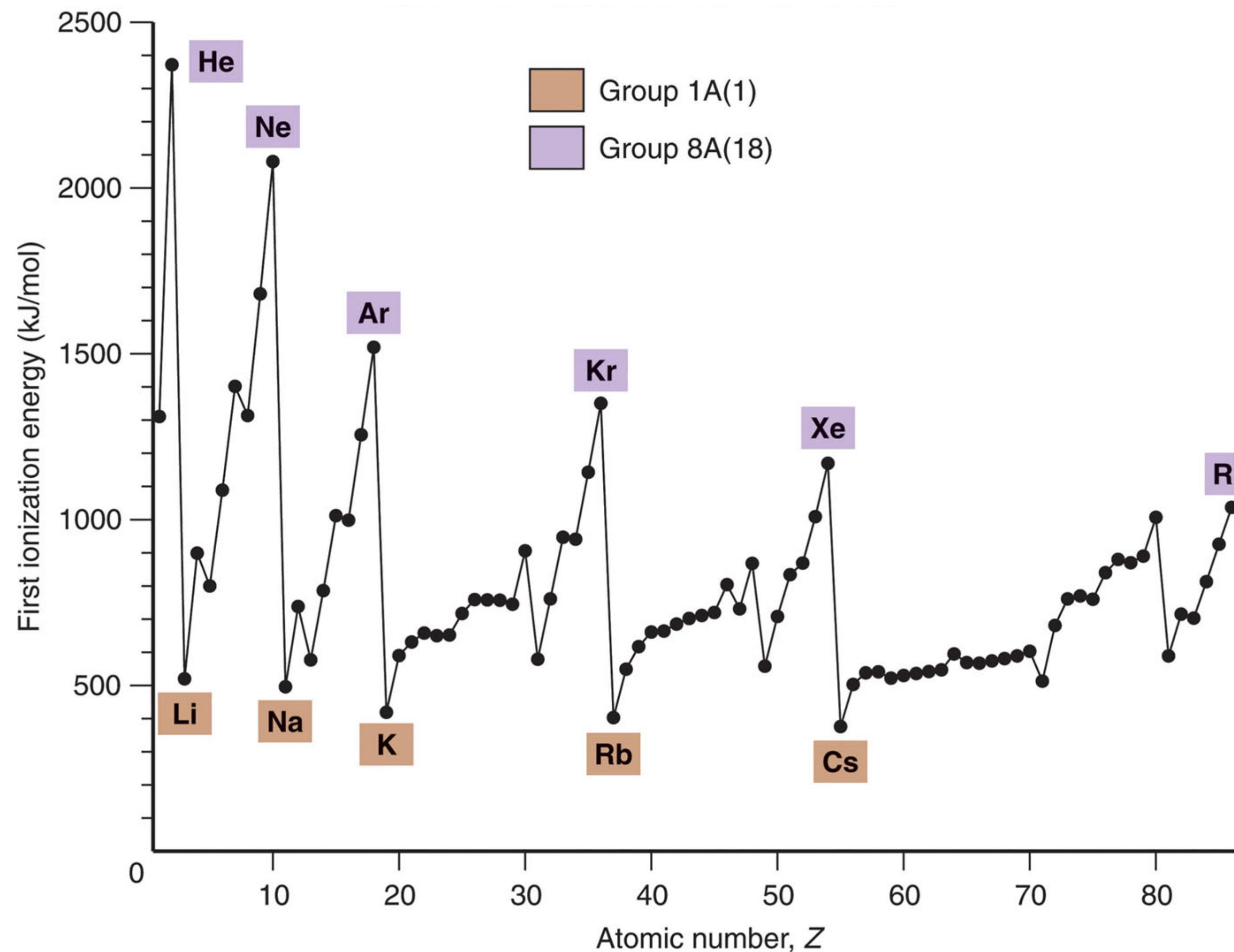
# Energia di Ionizzazione

## Andamento periodico dell'Energia di Ionizzazione

- Gli elettroni s risentono di più dello schermo generato dagli elettroni interni, quindi la configurazione  $s^2p^0$  è particolarmente stabile.
- Quando un secondo elettrone va in un orbitale  $p$ , la repulsione interelettronica aumenta. Conseguentemente, quando questo elettrone è rimosso, la configurazione elettronica  $s^2p^3$  risultante è più stabile di quella,  $s^2p^4$ , di partenza.

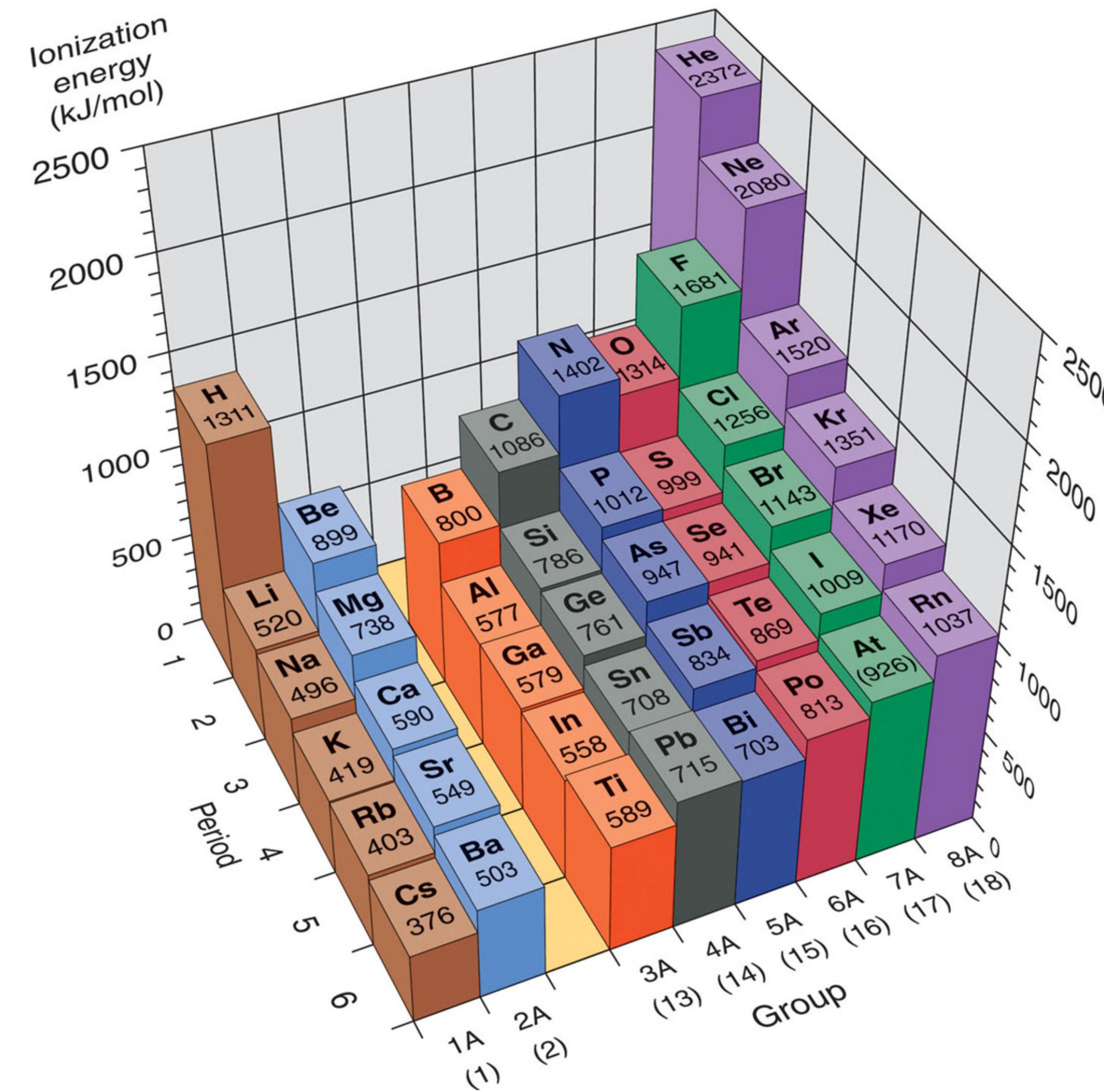
# Proprietà degli elementi

## Energia di prima ionizzazione



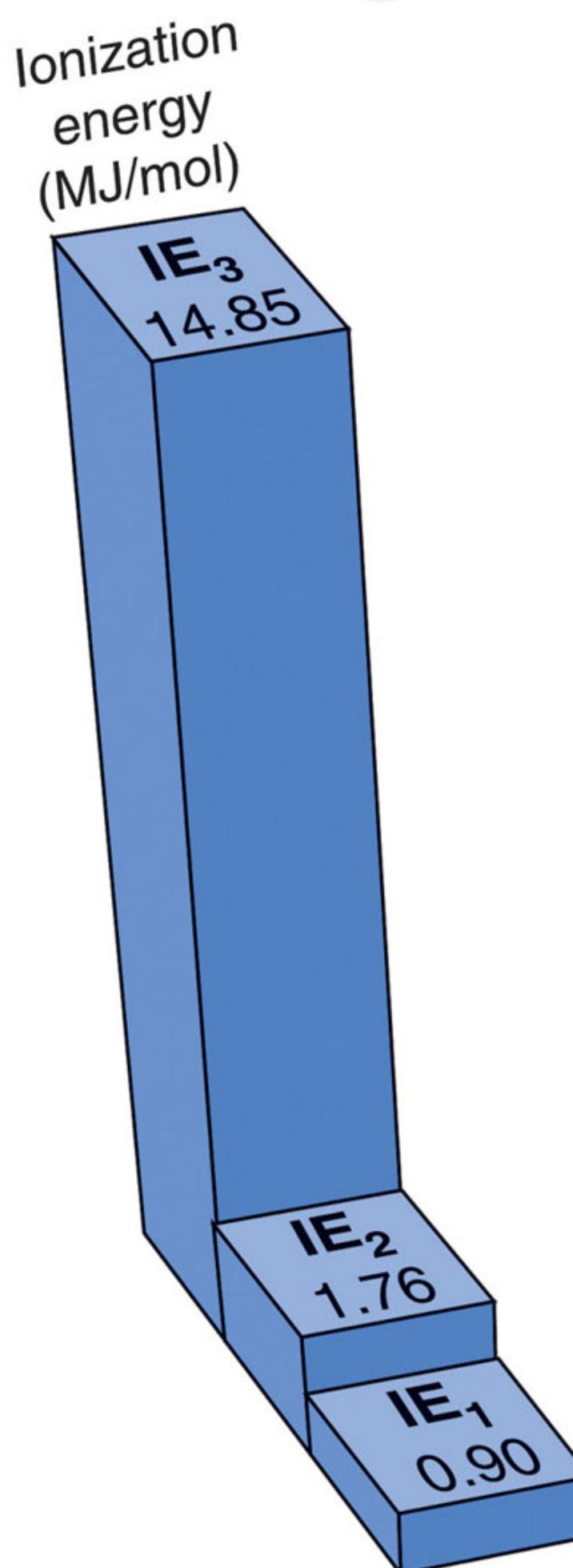
# Proprietà degli elementi

## Energia di prima ionizzazione



# Proprietà degli elementi

## Energie di ionizzazione del berillio



**Energia di prima ionizzazione IE<sub>1</sub>**

$$\text{Be} \rightarrow \text{Be}^+ + \text{e}^-$$

**Energia di seconda ionizzazione IE<sub>2</sub>**

$$\text{Be}^+ \rightarrow \text{Be}^{+2} + \text{e}^-$$

**Energia di terza ionizzazione IE<sub>3</sub>**

$$\text{Be}^{+2} \rightarrow \text{Be}^{+3} + \text{e}^-$$

# Proprietà degli elementi

## Energia di ionizzazione

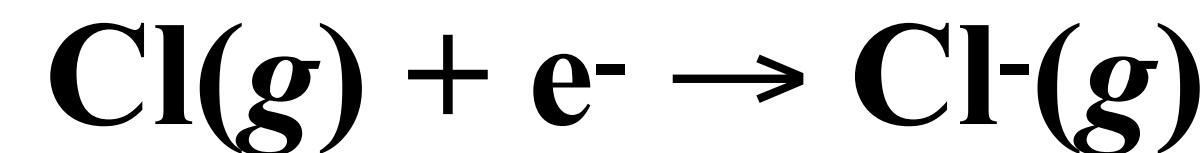
Z □ Elemento	Numero di elettroni di valenza	Energia di ionizzazione (MJ/mol)*									
		E <sub>i</sub> <sup>1</sup>	E <sub>i</sub> <sup>2</sup>	E <sub>i</sub> <sup>3</sup>	E <sub>i</sub> <sup>4</sup>	E <sub>i</sub> <sup>5</sup>	E <sub>i</sub> <sup>6</sup>	E <sub>i</sub> <sup>7</sup>	E <sub>i</sub> <sup>8</sup>	E <sub>i</sub> <sup>9</sup>	E <sub>i</sub> <sup>10</sup>
3 Li	1	0,52	7,30	11,81							
4 Be	2	0,90	1,76	14,85	21,01						elettroni interni
5 B	3	0,80	2,43	3,66	25,02	32,82					
6 C	4	1,09	2,35	4,62	6,22	37,83	47,28				
7 N	5	1,40	2,86	4,58	7,48	9,44	53,27	64,36			
8 O	6	1,31	3,39	5,30	7,47	10,98	13,33	71,33	84,08		
9 F	7	1,68	3,37	6,05	8,41	11,02	15,16	17,87	92,04	106,43	
10 Ne	8	2,08	3,95	6,12	9,37	12,18	15,24	20,00	23,07	115,38	131,43
11 Na	1	0,50	4,56	6,91	9,54	13,35	16,61	20,11	25,49	28,93	141,37

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

# Proprietà degli elementi

## Affinità elettronica

*L'affinità elettronica* è l'energia in gioco quando un **atomo neutro isolato** acquista un elettrone:



- *L'affinità elettronica* può essere sia esotermica (si sviluppa energia, come nell'esempio mostrato) oppure endotermico (viene assorbita energia).

# Proprietà degli elementi

## Affinità elettronica

1A (1)						8A (18)			
	H -72.8		2A (2)			He (0.0)			
	Li -59.6	Be (+18)		3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	
	Na -52.9	Mg (+21)		B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)
	K -48.4	Ca (+186)		Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
	Rb -46.9	Sr (+146)		Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
	Cs -45.5	Ba (+46)		In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
				Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)

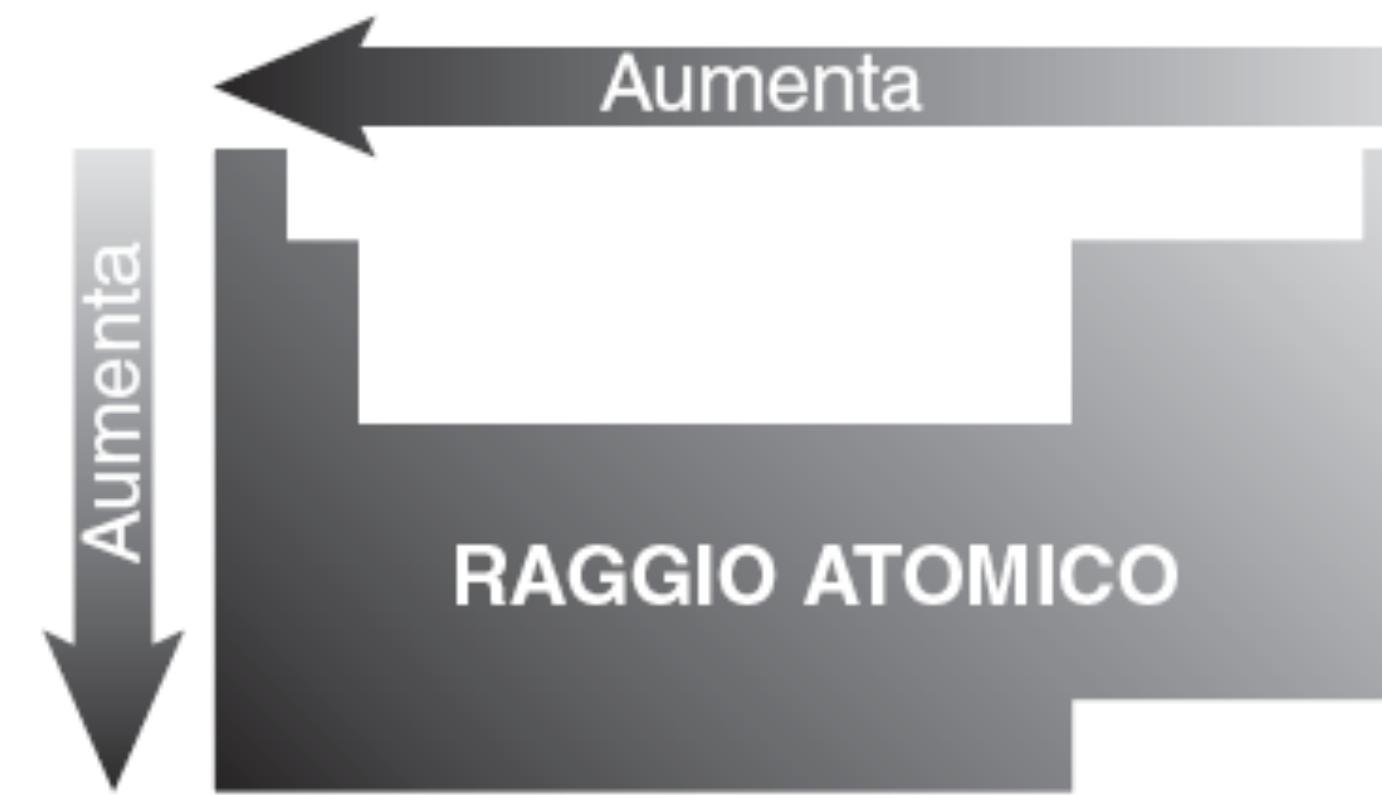
# Affinità elettronica

## Andamento periodico dell'Affinità elettronica

L'affinità elettronica è massima (ha il valore più **negativo**) per gli elementi del gruppo VIIA.

In generale l'affinità elettronica cresce da sinistra a destra, ma è bassa o addirittura endotermica (il processo è sfavorito), per le configurazioni già trovate stabili, la  $s^2$  e la  $s^2p^3$ , ma soprattutto per la  **$s^2p^6$** .

# Proprietà degli elementi



# *Metalli, NonMetalli e Metalloidi*

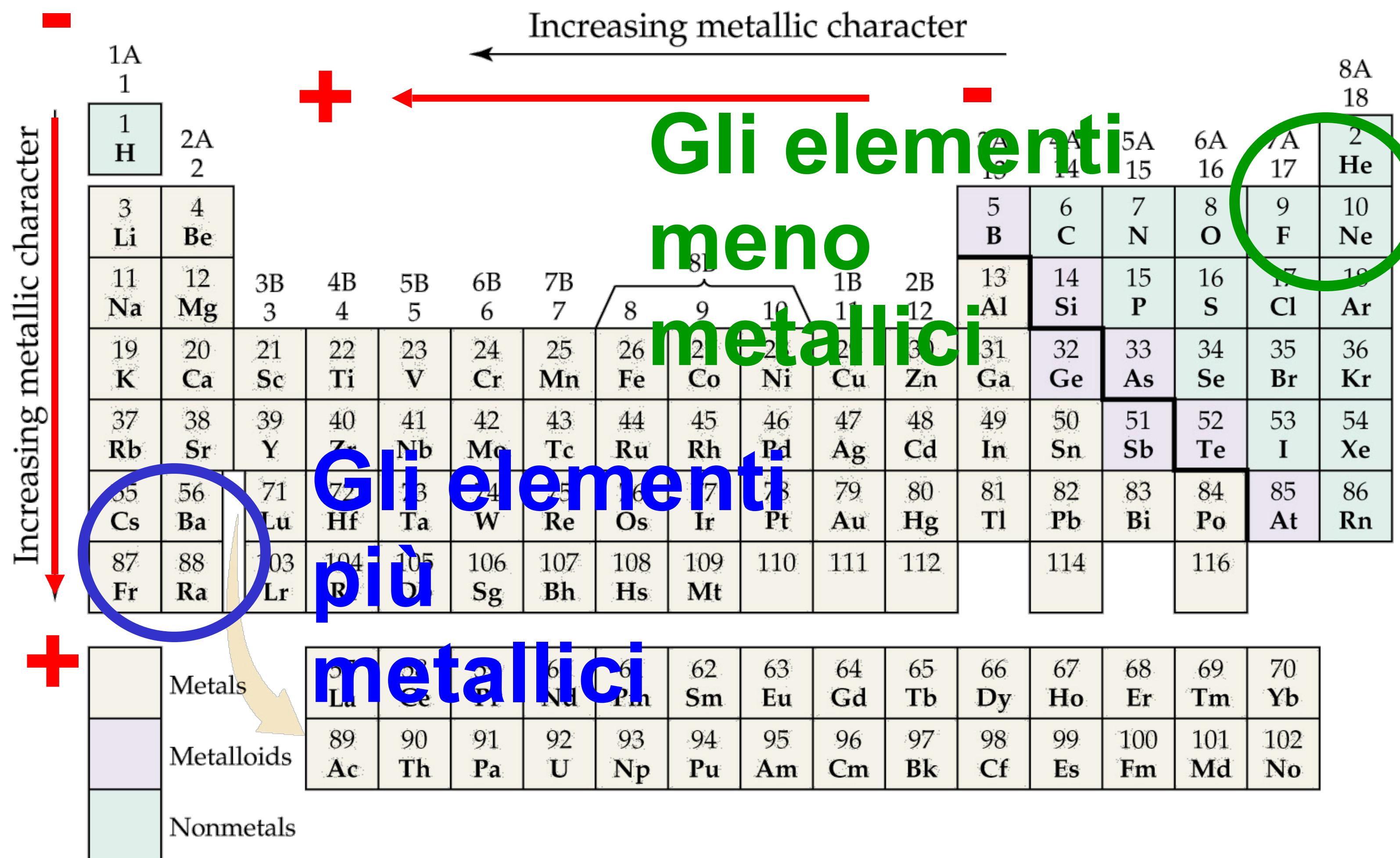
## **Metalli**

**Gli elementi metallici hanno specifiche caratteristiche:**

- Riflettono la luce
- Sono malleabili (lamine sottili)
- Sono duttili (fili sottili)
- Sono conduttori di corrente e calore
- I loro ossidi sono solidi basici altopondenti
- Tendono a formare cationi in soluzione acquosa

# Metalli, NonMetalli e Metalloidi

- Il carattere metallico aumenta in un gruppo
- e diminuisce in un periodo.



# Metalli, NonMetalli e Metalloidi

## Metalli

- Quando vengono ossidati formano cationi

1A		2A		Transition metals												7A		8A	
H <sup>+</sup>																H <sup>-</sup>			
Li <sup>+</sup>																N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>			Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>				Al <sup>3+</sup>	P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>		
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>															Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>		
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>														Sn <sup>2+</sup>	Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>		
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>								Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>+</sup> Au <sup>3+</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup>				Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>			

# Metalli, NonMetalli e Metalloidi

## Metalli

- Tutti i metalli del gruppo 1A formano ioni  $M^+$

1A	2A	Transition metals										3A	4A	5A	6A	7A	8A	N O B L E  G A S E S
$H^+$																$H^-$		
$Li^+$																$N^{3-}$	$O^{2-}$	$F^-$
$Na^+$	$Mg^{2+}$											$Al^{3+}$			$P^{3-}$	$S^{2-}$	$Cl^-$	
$K^+$	$Ca^{2+}$			$Cr^{3+}$	$Mn^{2+}$	$Fe^{2+}$ $Fe^{3+}$	$Co^{2+}$	$Ni^{2+}$	$Cu^+$ $Cu^{2+}$	$Zn^{2+}$						$Se^{2-}$	$Br^-$	
$Rb^+$	$Sr^{2+}$											$Ag^+$	$Cd^{2+}$		$Sn^{2+}$	$Te^{2-}$	$I^-$	
$Cs^+$	$Ba^{2+}$								$Pt^{2+}$	$Au^+$ $Au^{3+}$	$Hg_2^{2+}$ $Hg^{2+}$			$Pb^{2+}$	$Bi^{3+}$			

# Metalli, NonMetalli e Metalloidi

## Metalli

- Tutti i metalli del gruppo 2A formano ioni  $M^{+2}$

1A		2A		Transition metals										7A		8A	
	$H^+$													$H^-$			
	$Li^+$													$N^{3-}$	$O^{2-}$	$F^-$	
	$Na^+$	$Mg^{2+}$			$Cr^{3+}$	$Mn^{2+}$	$Fe^{2+}$ $Fe^{3+}$	$Co^{2+}$	$Ni^{2+}$	$Cu^+$ $Cu^{2+}$	$Zn^{2+}$		$Al^{3+}$	$P^{3-}$	$S^{2-}$	$Cl^-$	
	$K^+$	$Ca^{2+}$												$Se^{2-}$	$Br^-$		
	$Rb^+$	$Sr^{2+}$								$Ag^+$	$Cd^{2+}$		$Sn^{2+}$	$Te^{2-}$	$I^-$		
	$Cs^+$	$Ba^{2+}$							$Pt^{2+}$	$Au^+$ $Au^{3+}$	$Hg_2^{2+}$ $Hg^{2+}$		$Pb^{2+}$	$Bi^{3+}$			

# Metalli, NonMetalli e Metalloidi

## Metalli

- I metalli di transizione formano in generale vari cationi con carica differente.

1A										7A	8A
H <sup>+</sup>									H <sup>-</sup>	N	O
Li <sup>+</sup>										O <sup>2-</sup>	B
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>									N <sup>3-</sup>	F <sup>-</sup>
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>			Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	A <sup>3+</sup>
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>									P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>									Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>
										Se <sup>2-</sup>	
										Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>

Transition metals

N  
O  
B  
L  
E  
  
G  
A  
S  
E  
S

# *Metalli, NonMetalli e Metalloidi*

## Metalli

- Gli ossidi dei metalli sono basici:

Ossido di metallo + acqua → idrossido di metallo



# **Metalli, NonMetalli e Metalloidi**

## **Nonmetalli**

- Quando i metalli reagiscono con i nonmetalli questi ultimi tendono a guadagnare elettroni:

metallo + nonmetallo → sale



- Gli ossidi dei nonmetalli sono acidi:

ossido di nonmetallo + acqua → acido



# *Metalli, NonMetalli e Metalloidi*

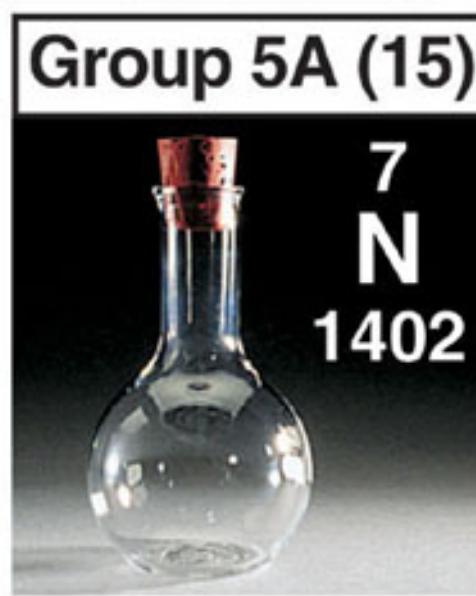
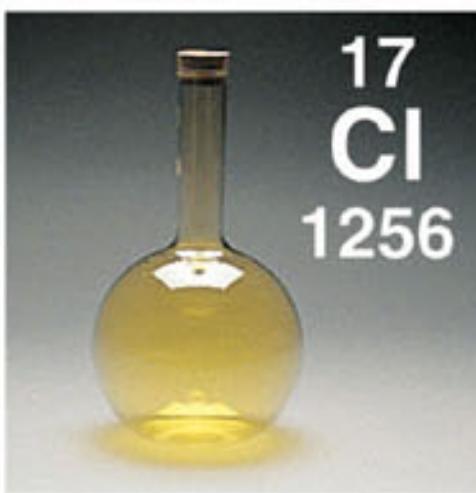
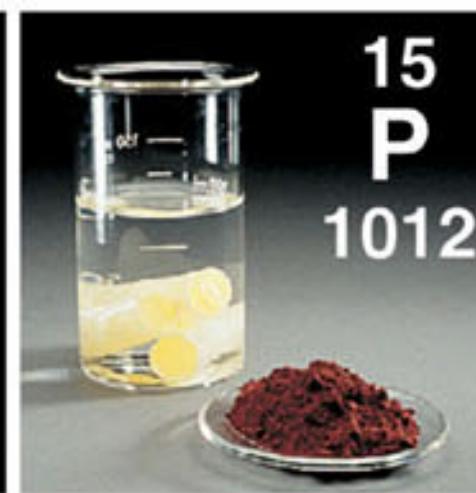
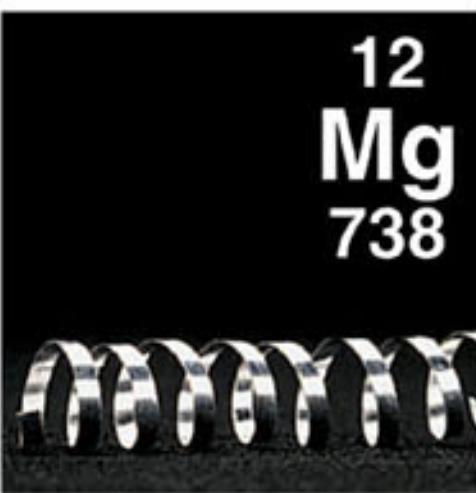
## Metalloidi

- I metallidi hanno proprietà intermedia tra metalli e nonmetalli.

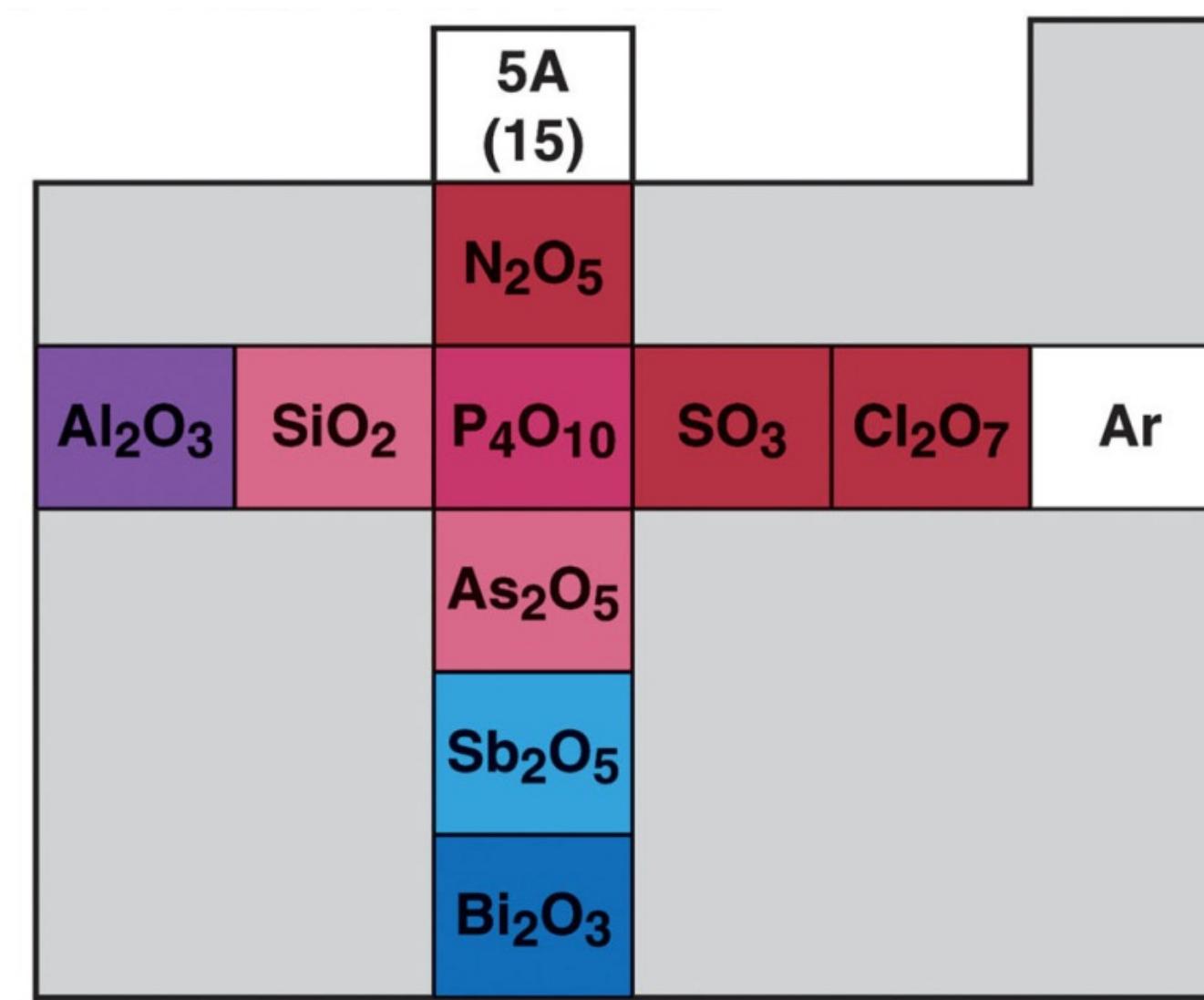
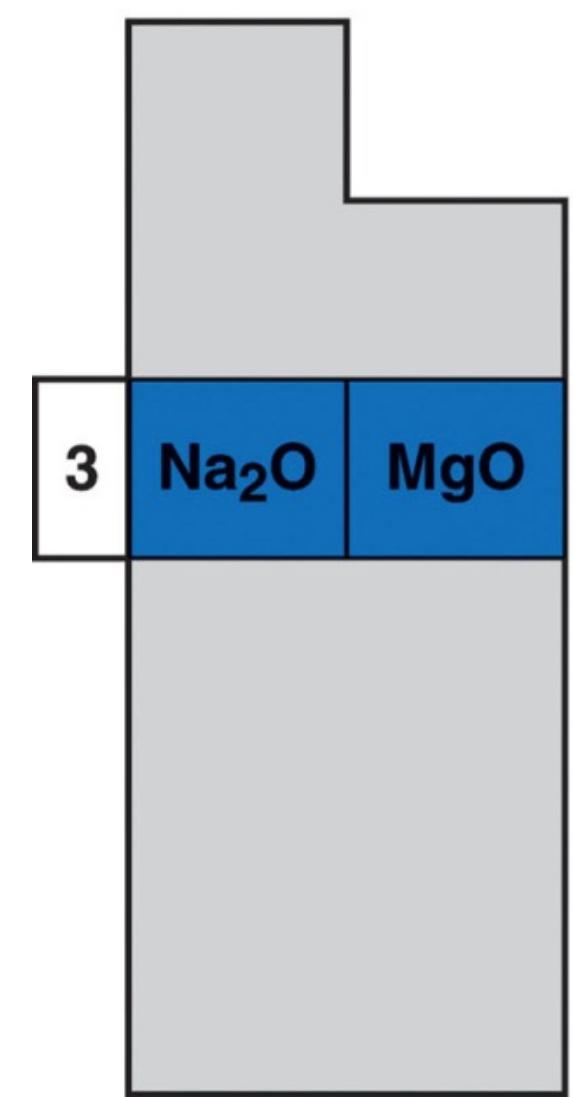
Ad esempio il Silicio ha un aspetto metallico (lucente), ma è fragile (non è malleabile).



# Proprietà degli elementi



## Acidità degli ossidi



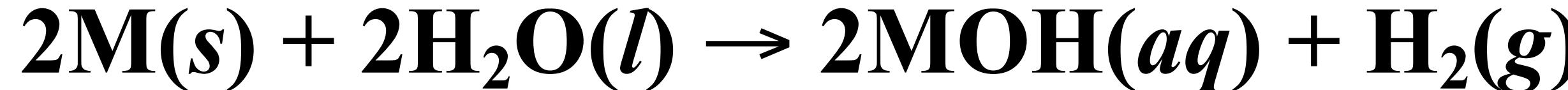
# **Metalli**

## **Gruppo 1A: I metalli alcalini**

- I metalli alcalini sono morbidi (si tagliano con un coltello).
- Nei composti sono sempre cationi di carica +1 :



- La loro reattività aumenta scendendo lungo il gruppo.
- I metalli alcalini reagiscono violentemente con l'acqua per formare MOH e idrogeno gassoso:



# **Metalli**

## **Gruppo 1A: I metalli alcalini**

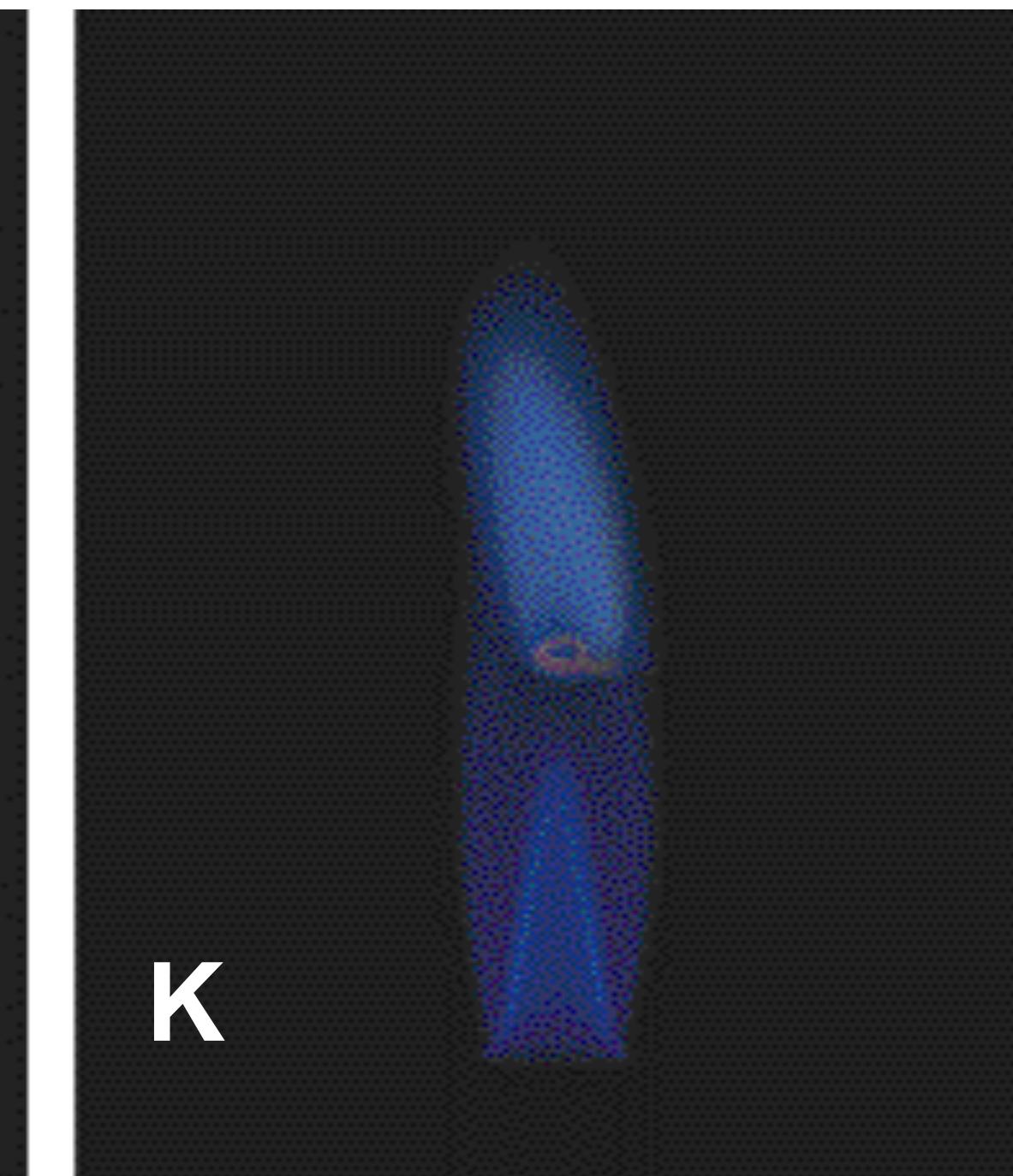
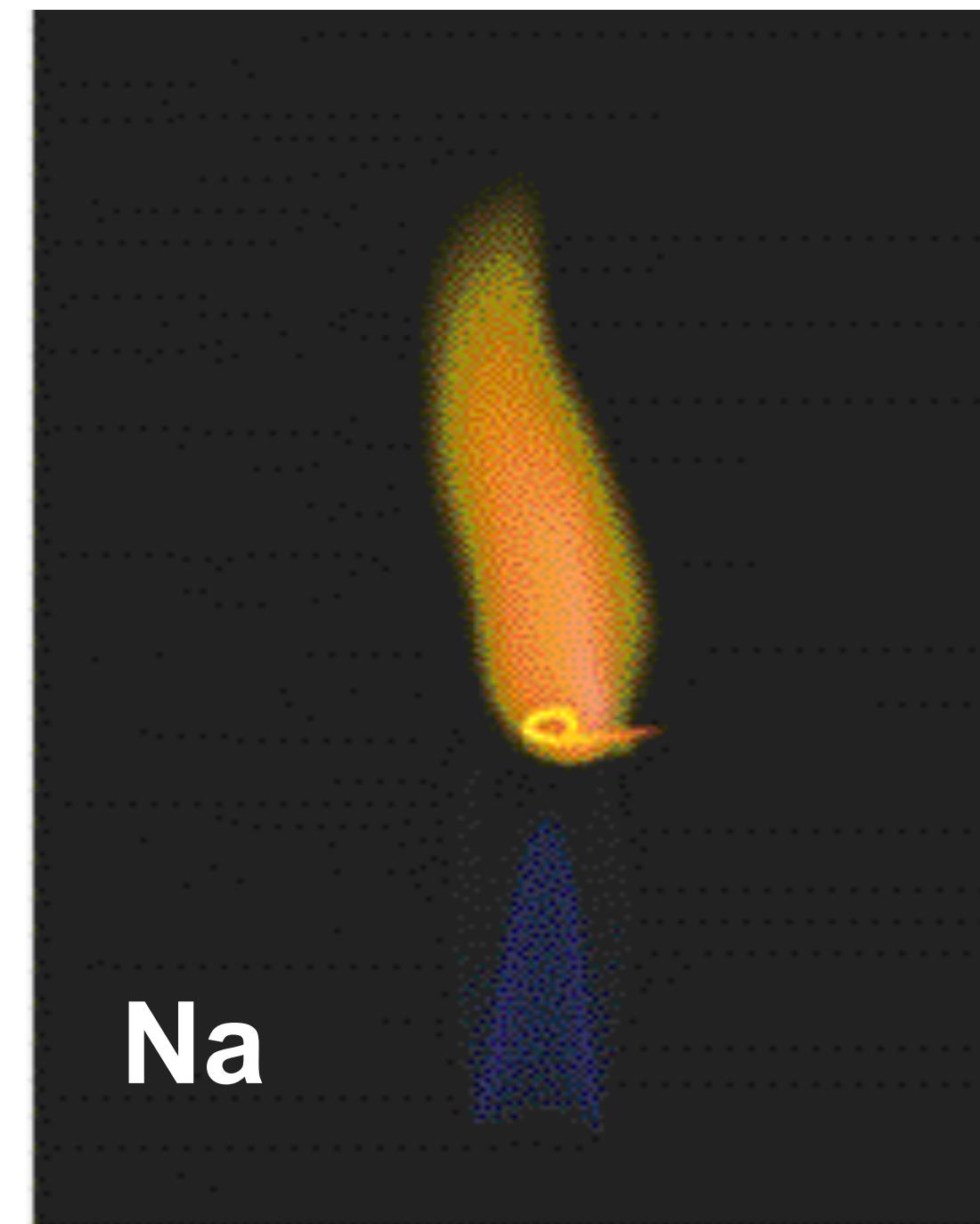
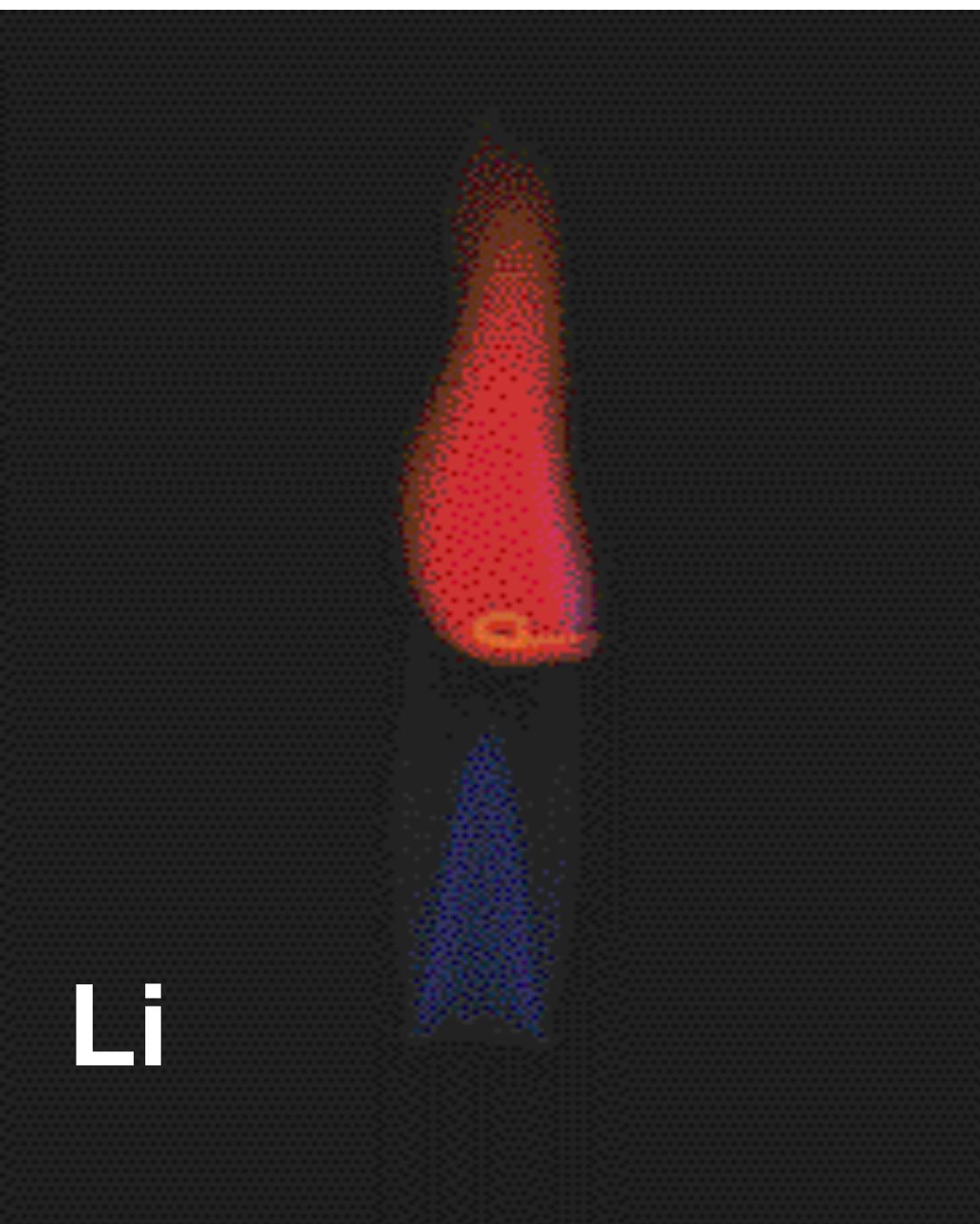
- I metalli alcalini reagiscono spontaneamente con O<sub>2</sub> e formano vari tipi di ossidi:



# *Metalli*

## Gruppo 1A: I metalli alcalini

- I metalli alcalini emettono colori particolari se posti in una fiamma ad alta temperatura.



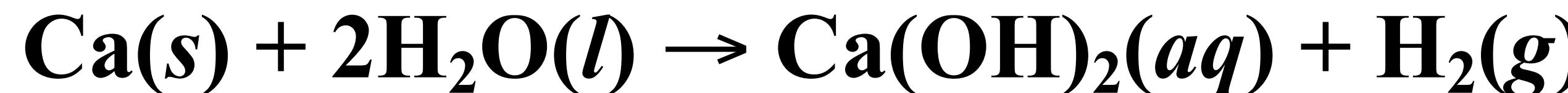
# Metalli

## Gruppo 2A: I metalli alcalino-terrosi

- I metalli alcalino terrosi sono più duri ed hanno densità maggiore dei metalli alcalini.
- In generale si trovano sotto forma di cationi positivi bivalenti:



- La loro reattività chimica cresce scendendo lungo il gruppo.
  - *Be* non reagisce con l'acqua a nessuna temperatura.
  - *Mg* reagisce solo con il vapore.
  - *Ca* reagisce:



# L'idrogeno

- L'idrogeno è un elemento unico.
- Allo stato elementare è un gas biatomico incolore, H<sub>2</sub>.



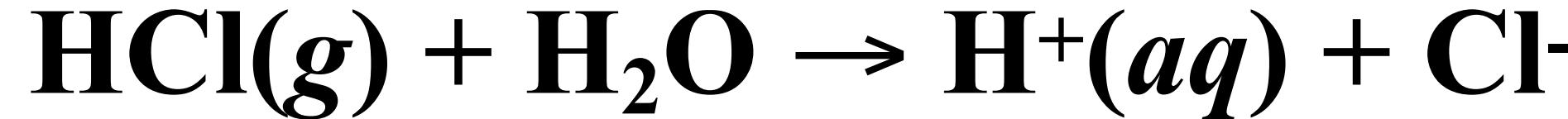
- Se acquista un elettrone diventa ione idruro, H<sup>-</sup>:



- Se perde un elettrone diventa H<sup>+</sup> che è anche chiamato protone:



- In realtà H<sup>+</sup> non esiste come ione isolato ma solo legato a molecole d'acqua, H<sup>+</sup>(aq):



# **NonMetalli**

## **Gruppo 6A: Il gruppo dell'ossigeno**

- Scendendo lungo il gruppo cresce il carattere metallico ( $O_2$  è un nonmetallo, Te è un metalloide, Po è un metallo).
- L'ossigeno elementare esiste in due forme:
  - $O_2$
  - $O_3$ , ozono, meno stabile.



- L'ossigeno , $O_2$ , è un potente agente ossidante.
- Esistono due possibili stati di ossidazione dell'ossigeno:
  - 2 ( $H_2O$ ) e -1 ( $H_2O_2$ ).

# *NonMetalli*

## **Gruppo 6A: Il gruppo dell'ossigeno**

- Lo zolfo è un altro importante elemento di questo gruppo.
- La forma più comune dello zolfo è lo zolfo giallo,  $S_8$ .
- Lo zolfo lo possiamo trovare nei composti binari come ione sulfuro  $S^{2-}$ .

# *NonMetalli*

## **Gruppo 7A: Gli alogeni**

- Tutti gli alogeni allo stato elementare sono molecole biatomiche,  $X_2$ .
- Gli alogeni tendono ad acquistare un elettrone per diventare ioni alogenuro:



- Il fluoro è una delle sostanze più reattive conosciute.

# **NonMetalli**

## **Gruppo 7A: Gli alogeni**

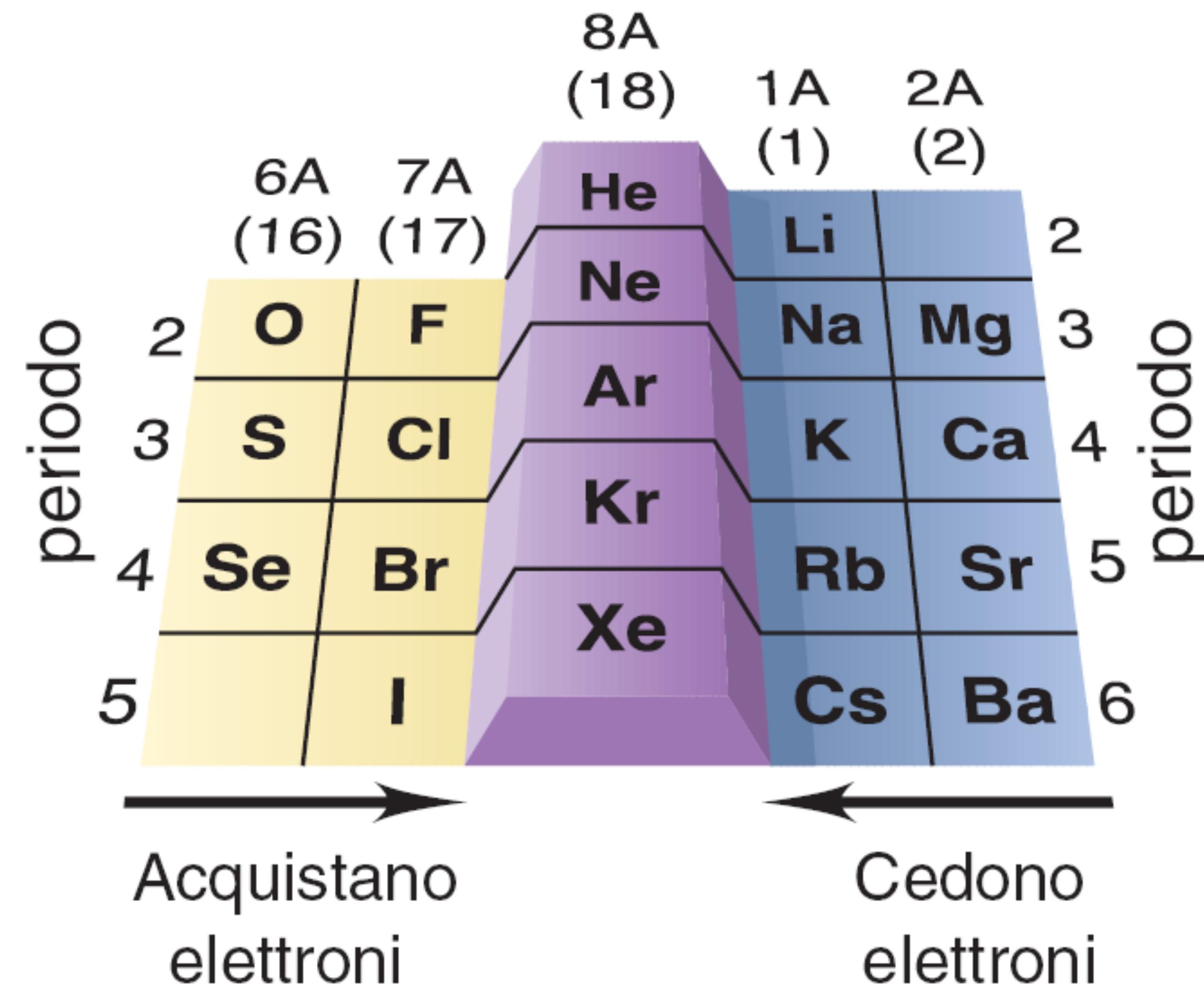
- Il cloro è l'halogeno industrialmente più utilizzato.  
Viene prodotto per elettrolisi del salgemma ( $\text{NaCl}$ ):  
$$2\text{NaCl}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g)$$
- La reazione tra cloro ed acqua produce acido ipocloroso ( $\text{HOCl}$ ) usato per la potabilizzazione dell'acqua:  
$$\text{Cl}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{HCl}(aq) + \text{HOCl}(aq)$$
- I composti binari degli alogeni con l'idrogeno sono acidi forti (ad eccezione di  $\text{HF}$  che è un acido debole).

# **NonMetalli**

## **Gruppo 8A: I gas nobili**

- Sono tutti nonmetalli e allo stato elementare sono monoatomici.
- Sono completamente inerti perché hanno gli orbitali *s* e *p* completamente riempiti.
- Nel 1962 furono preparati i primi composti dei gas nobili:  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ , and  $\text{XeF}_6$ .

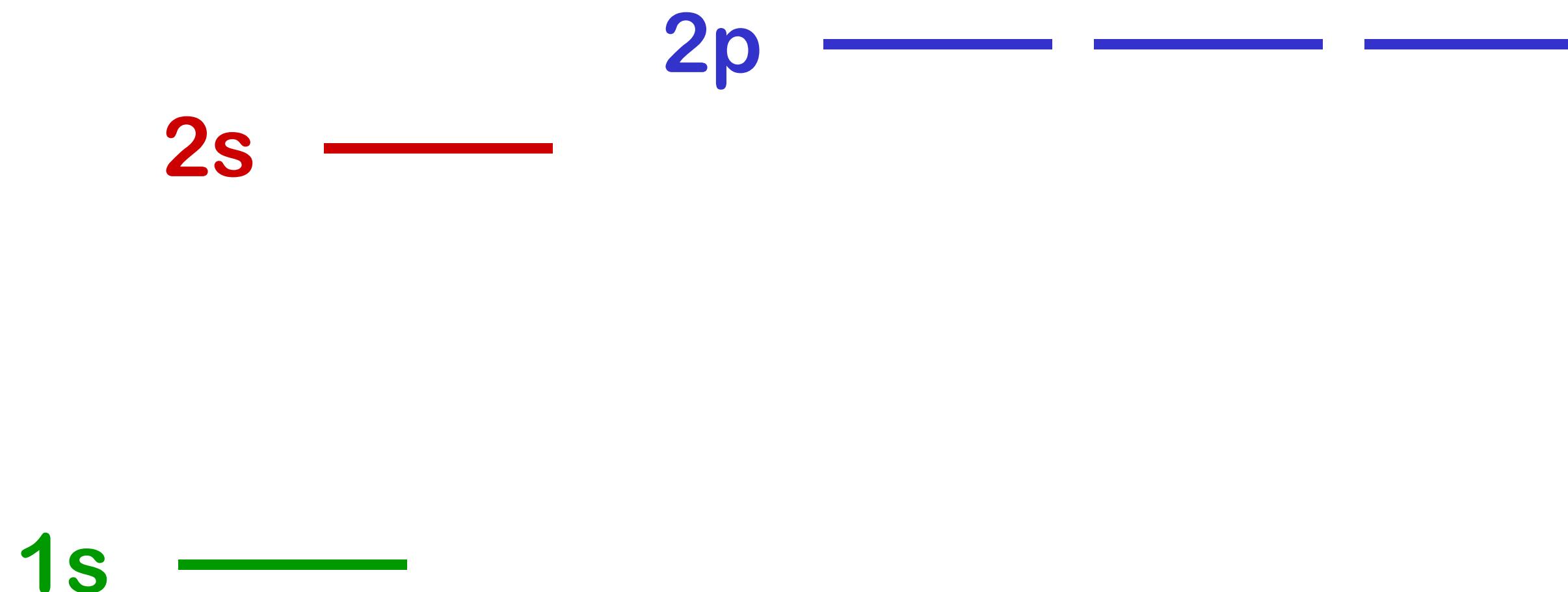
# Gas nobili



# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

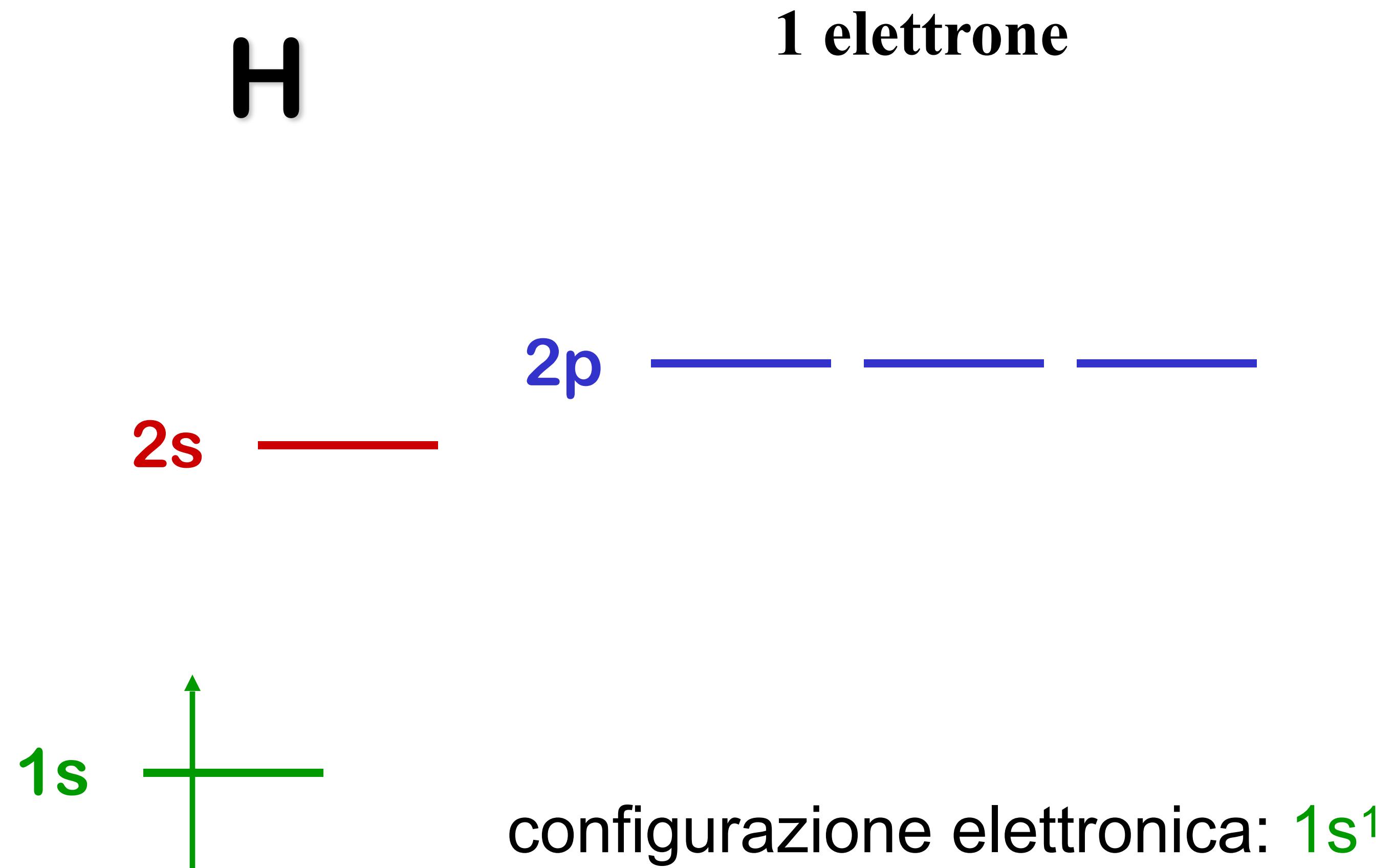
---



# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

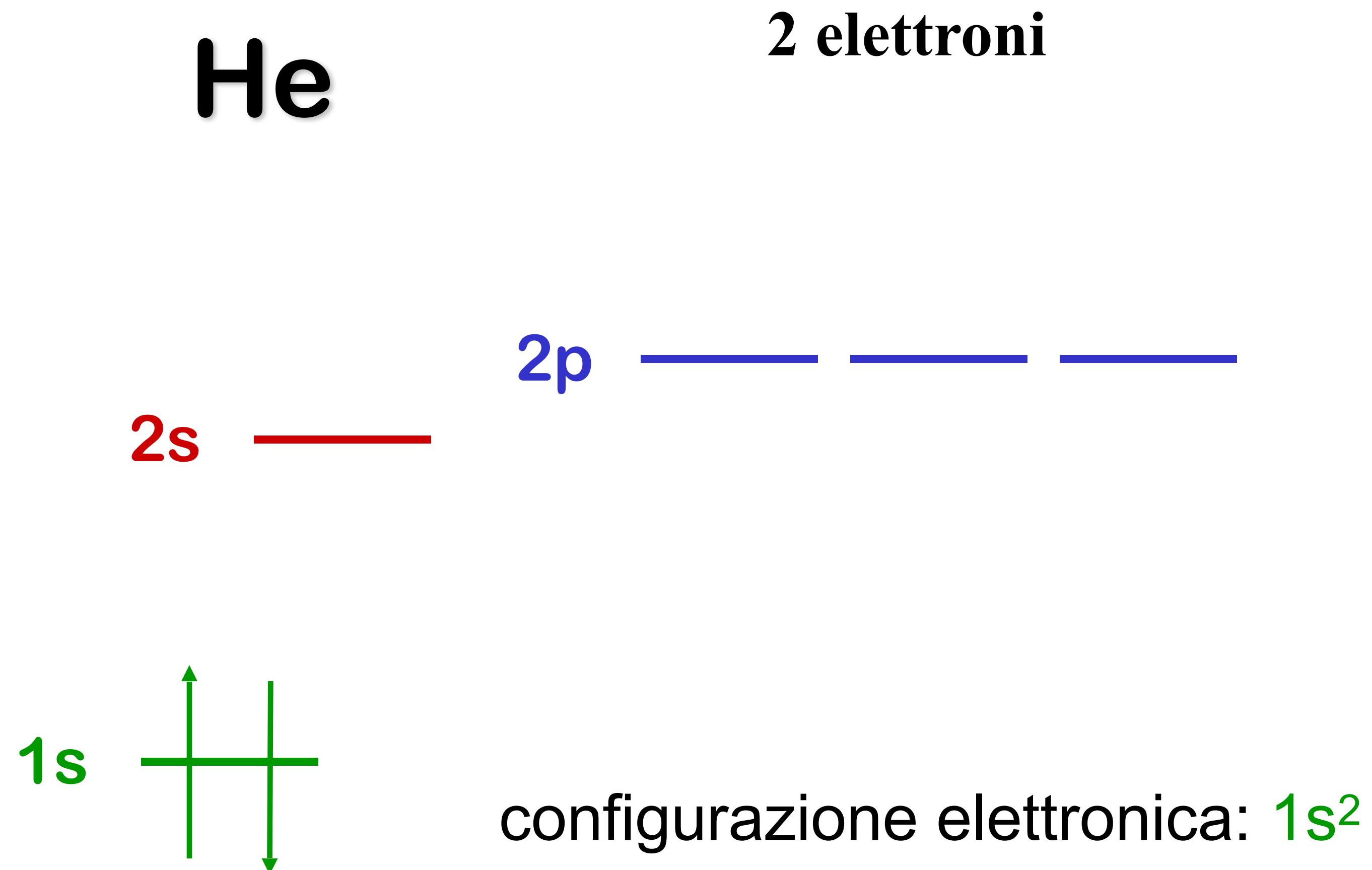
---



# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

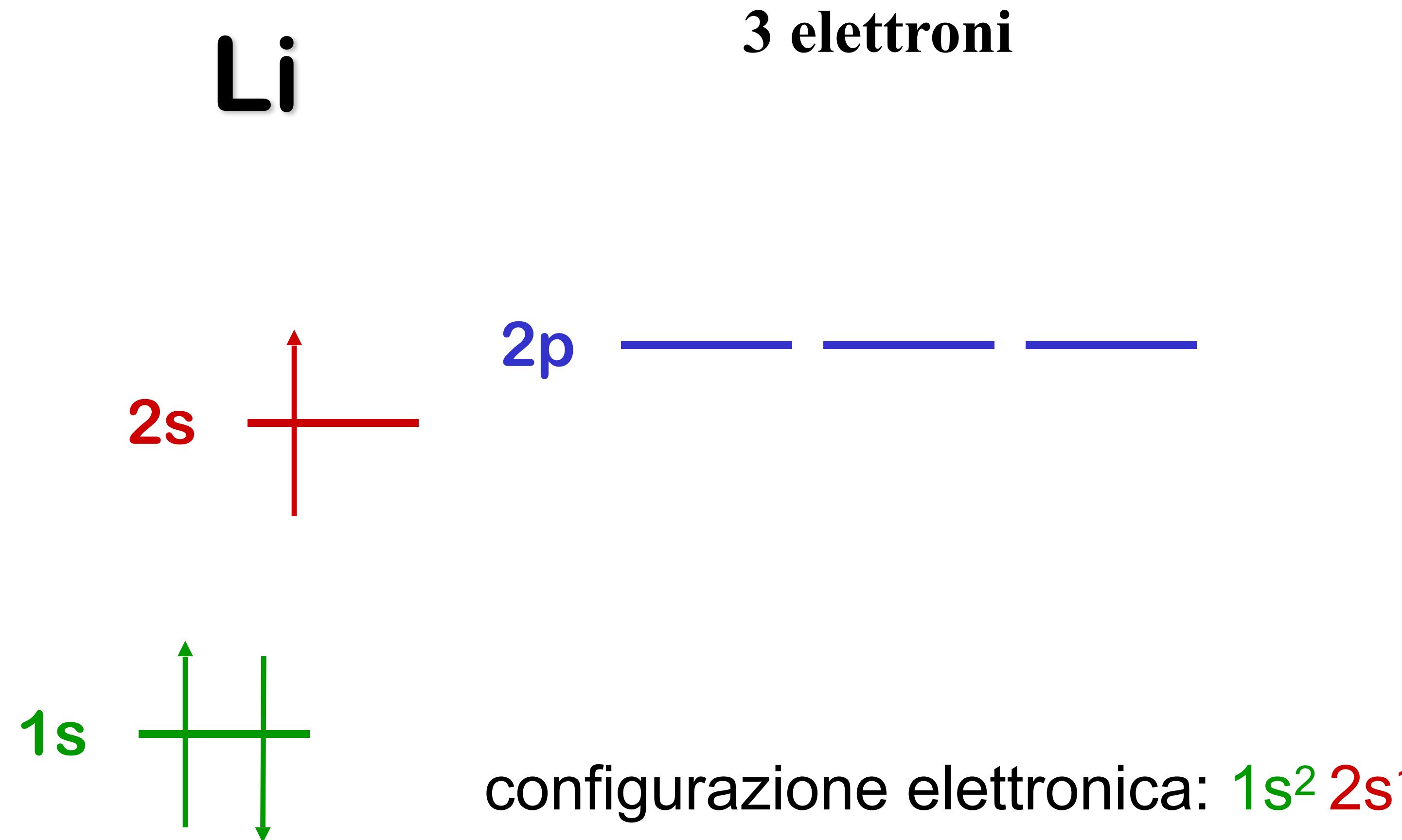
---



# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

---



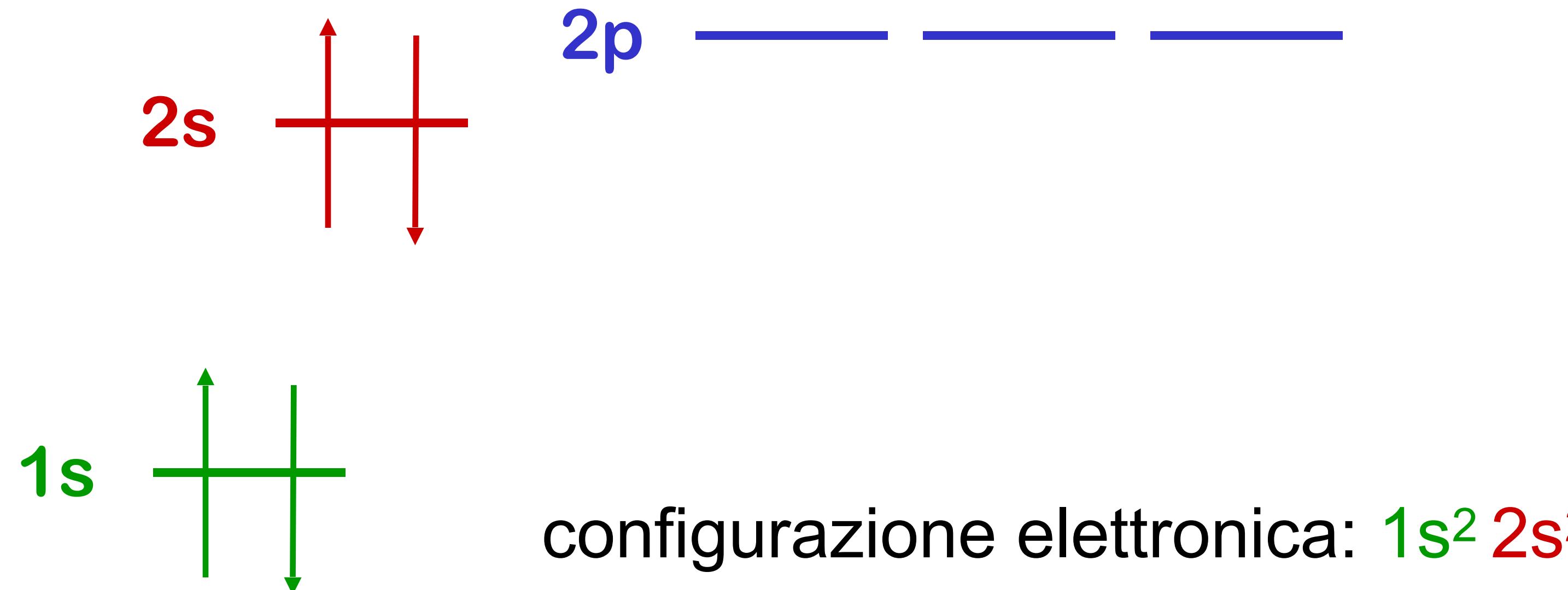
# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

---

Be

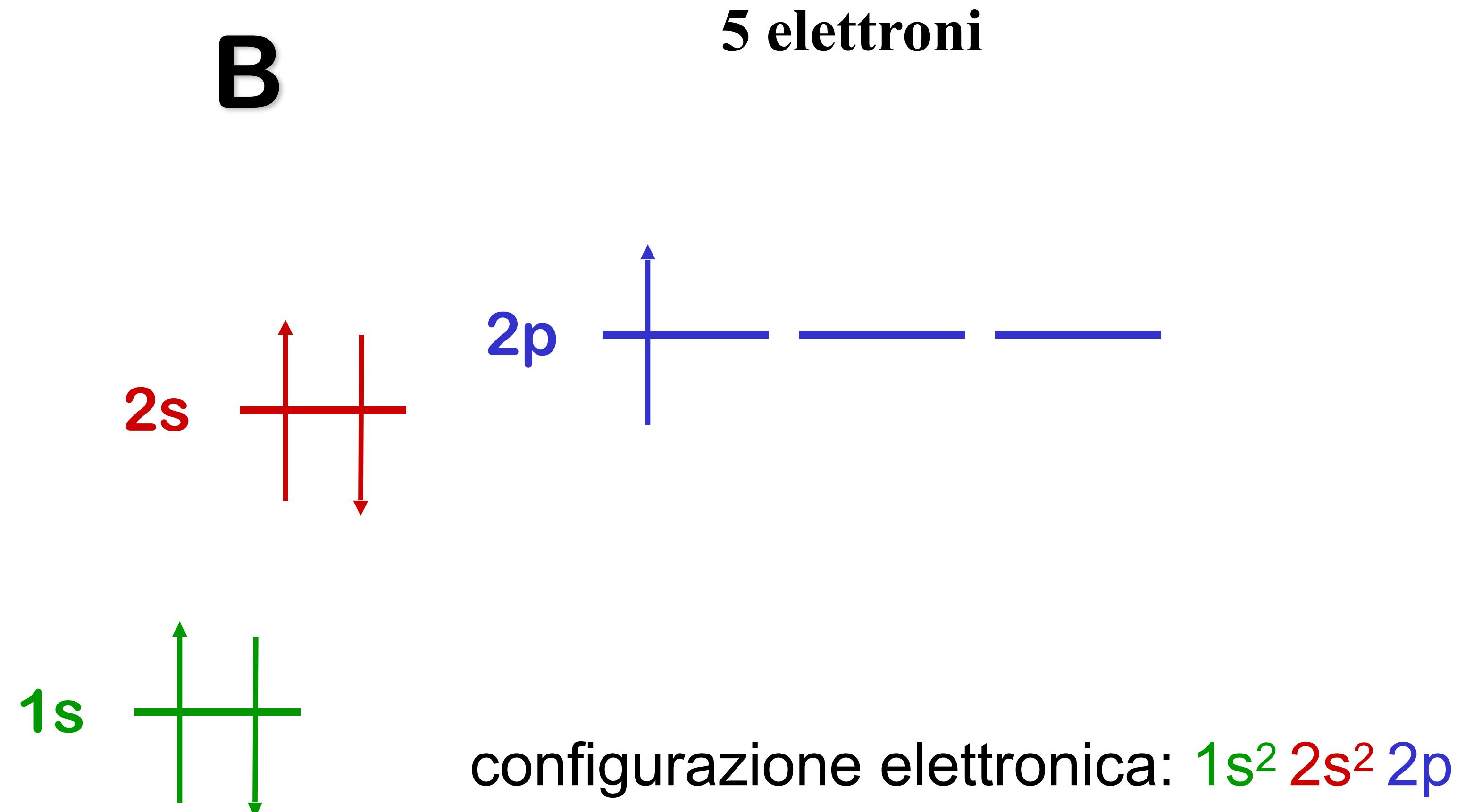
4 elettroni



# *Configurazione elettronica*

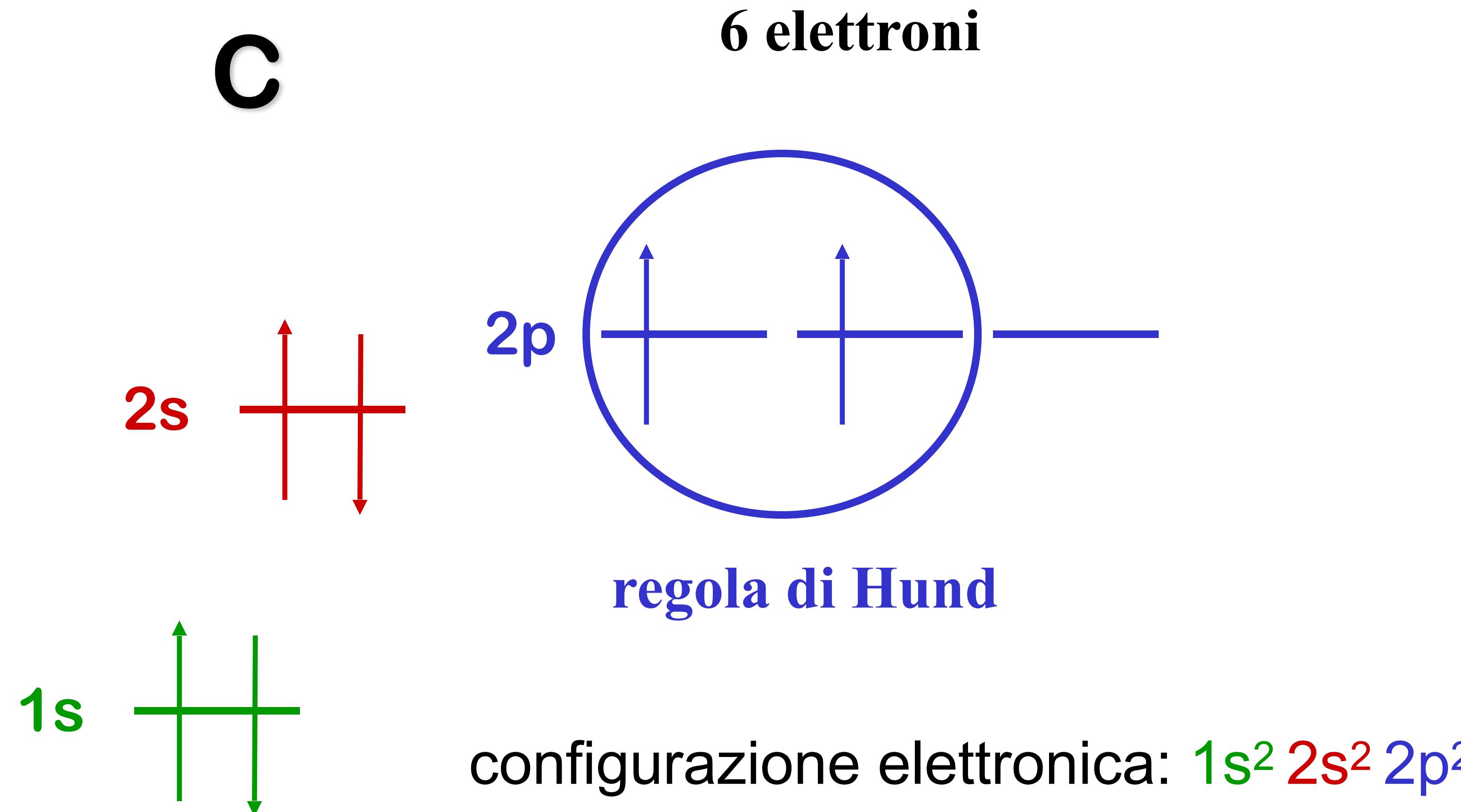
## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

---



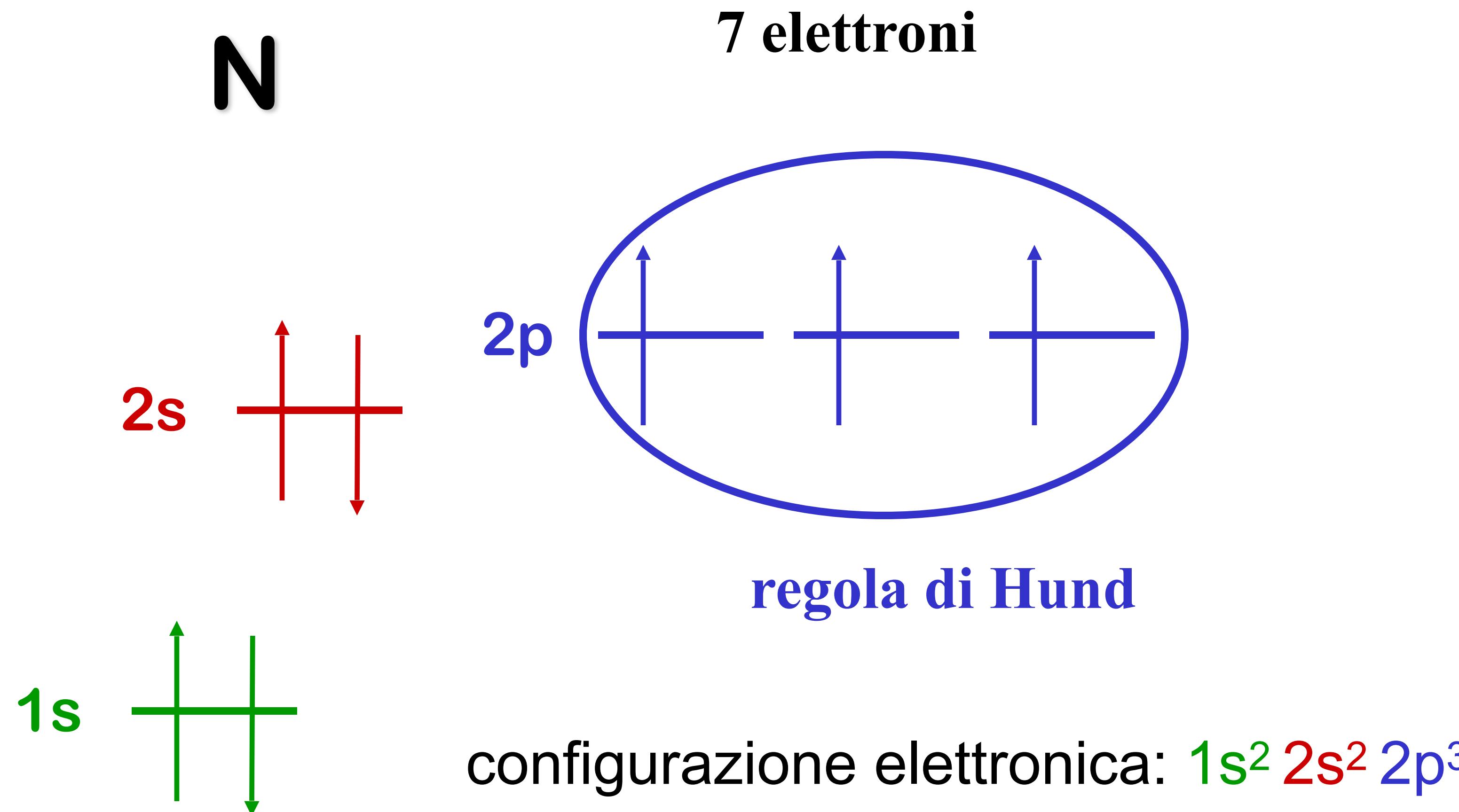
# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi



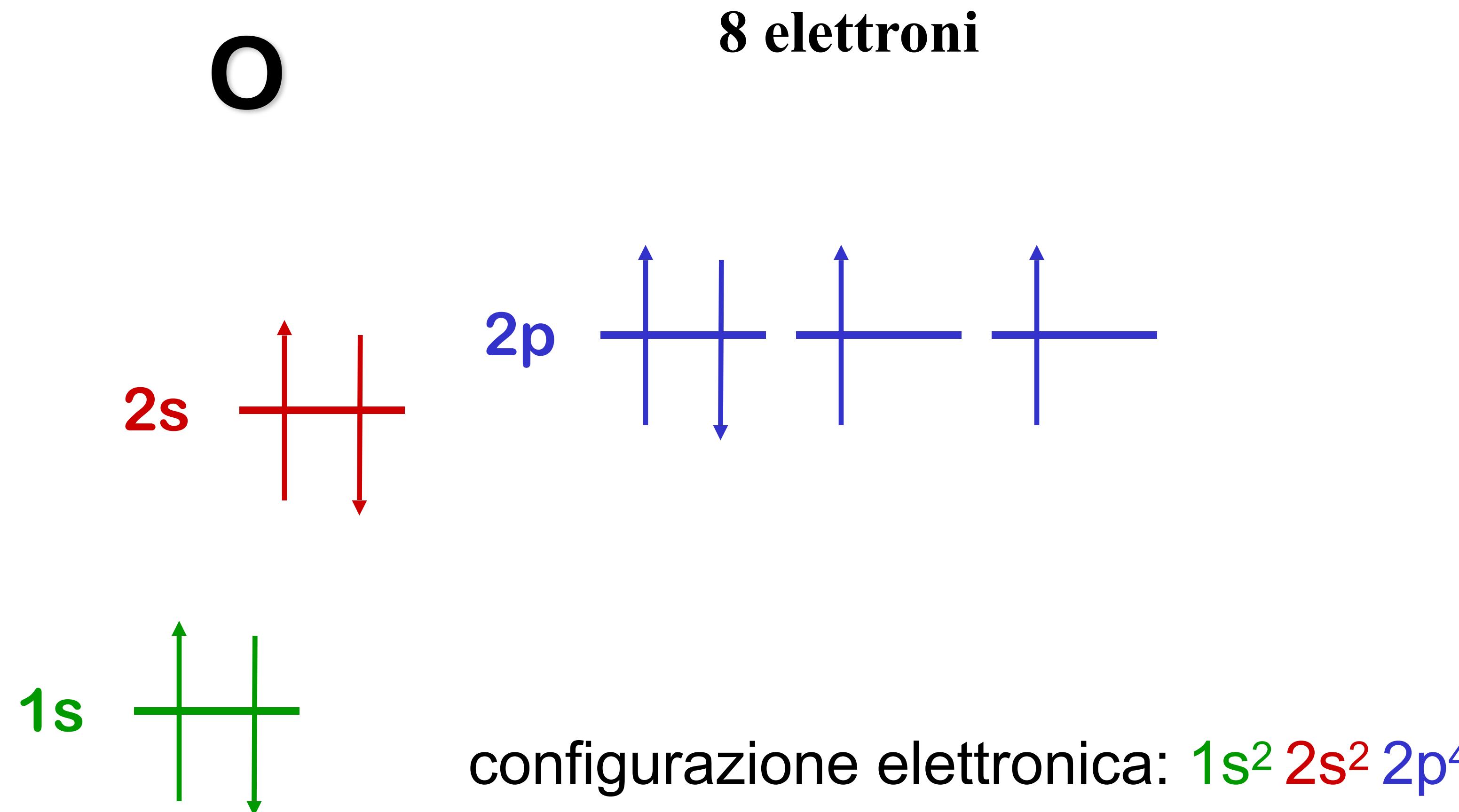
# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi



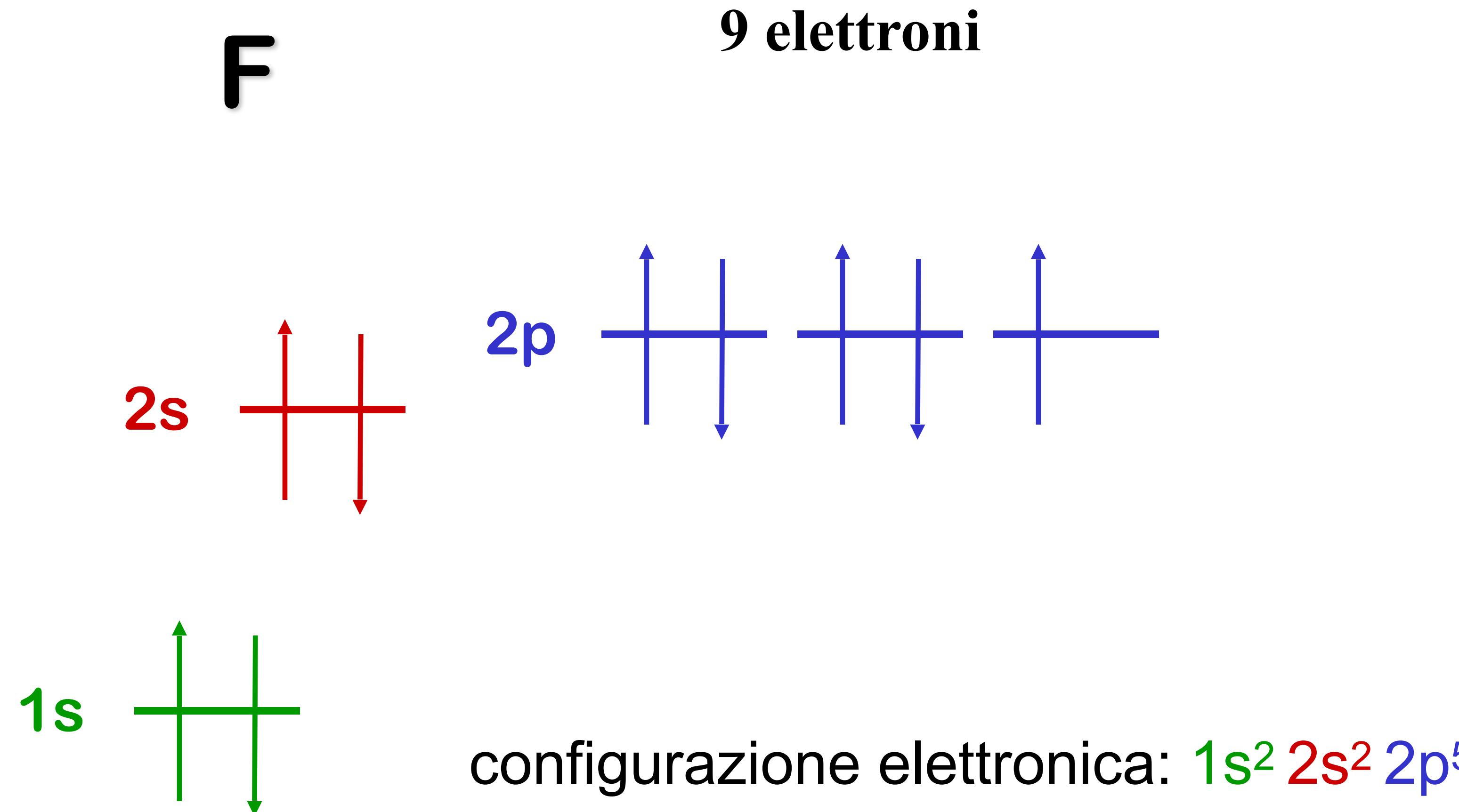
# *Configurazione elettronica*

## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi



# *Configurazione elettronica*

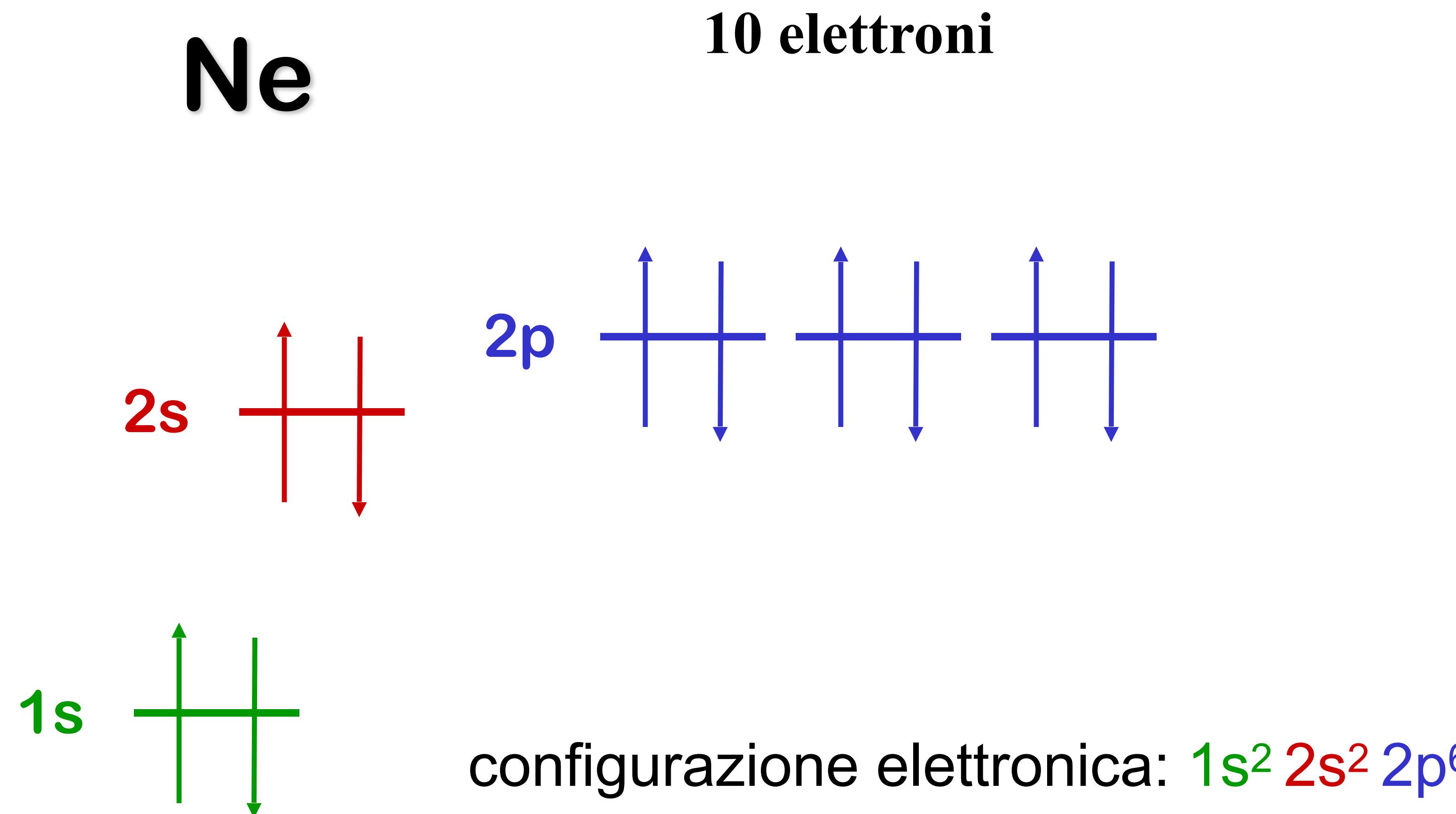
## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi



# *Configurazione elettronica*

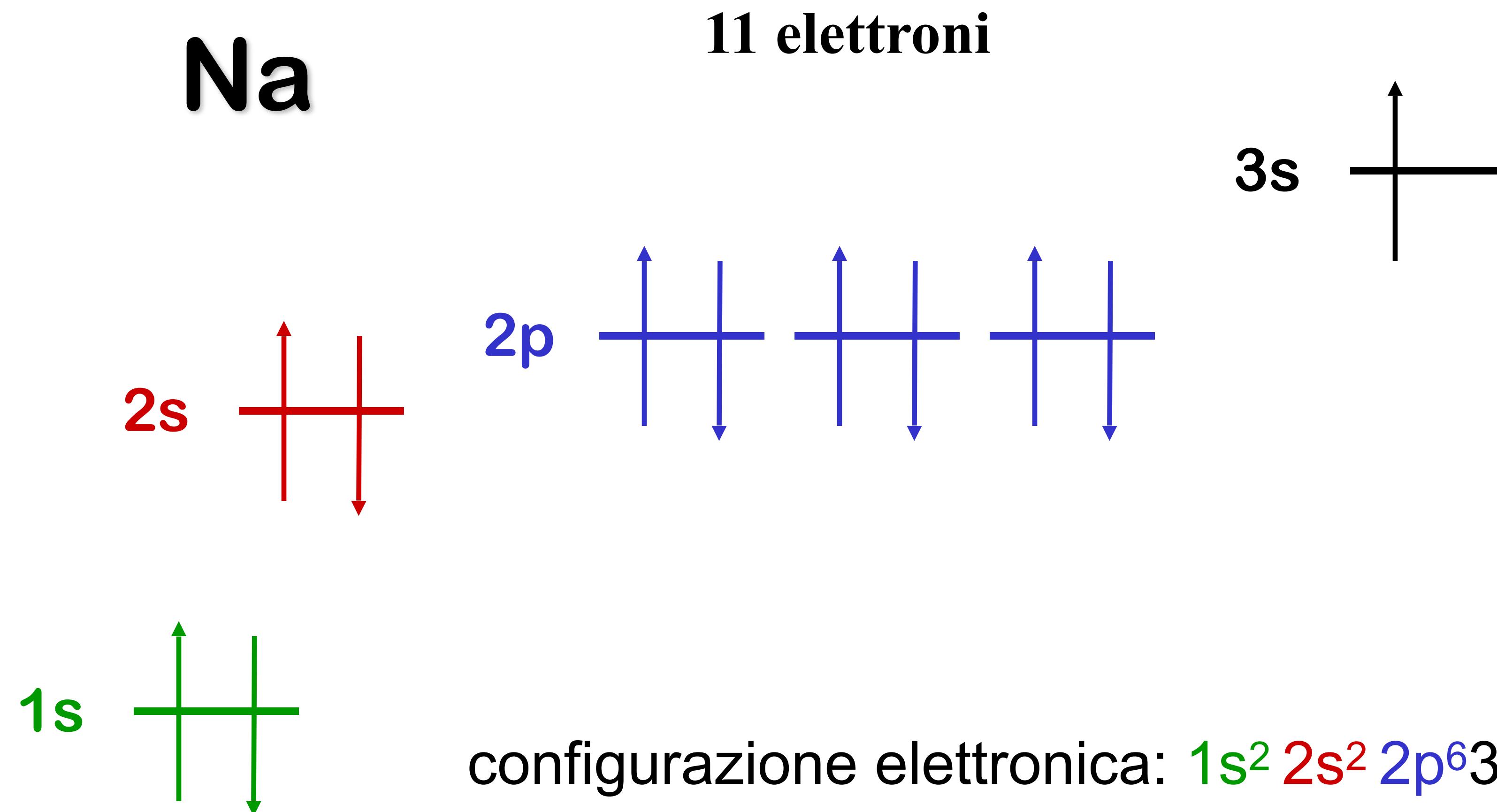
Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

---



# *Configurazione elettronica*

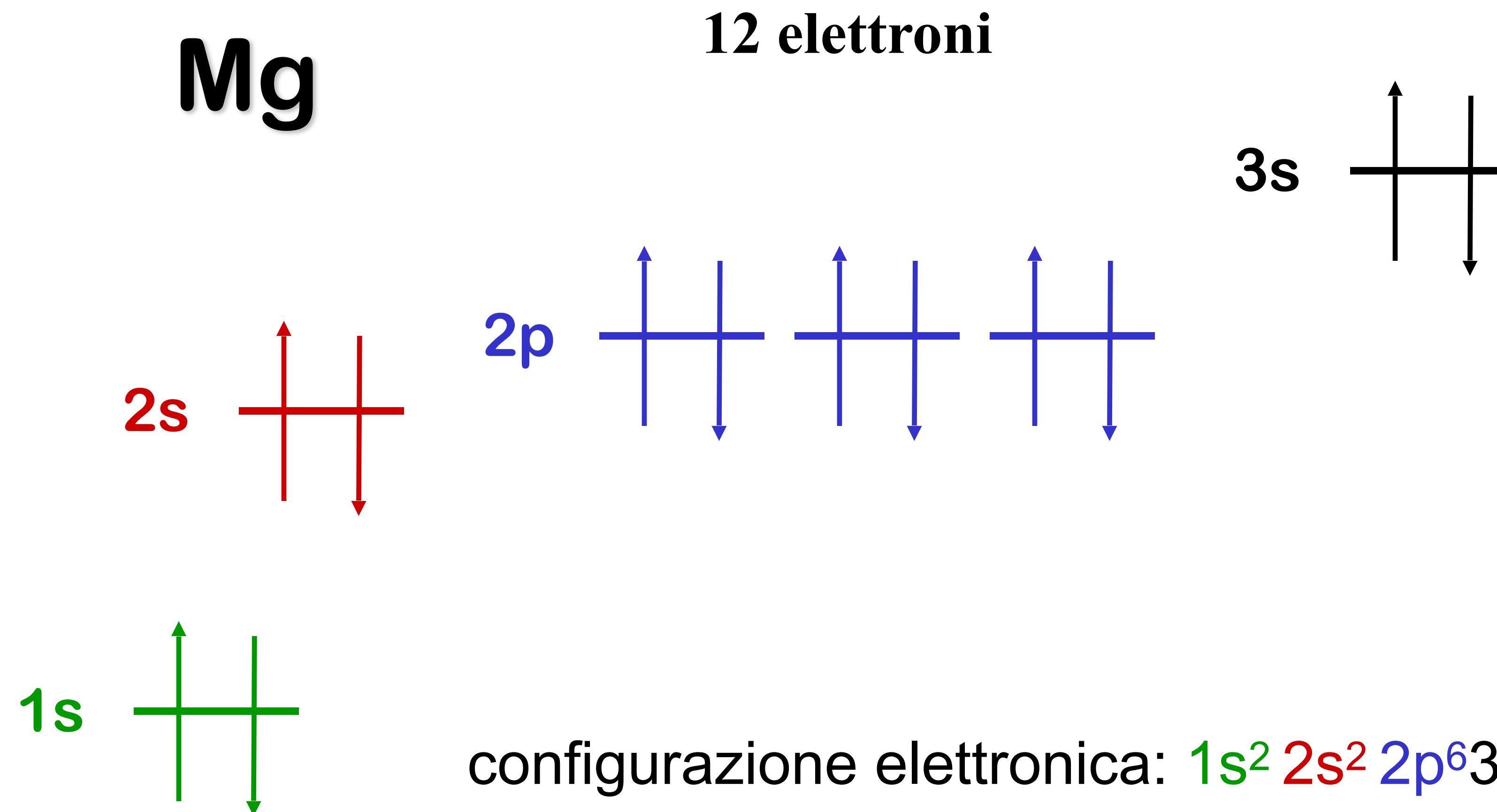
## Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi



# *Configurazione elettronica*

Riempimento degli orbitali dei primi 12 elementi

---



# *Configurazione Elettronica e Tavola Periodica*

Gli elementi del primo periodo, H ed He, corrispondono al riempimento del guscio con  $n = 1$ , quelli del secondo periodo, da Li a Ne, al riempimento del guscio con  $n = 2$ , quelli del terzo periodo, da Na a Ar, al riempimento del guscio con  $n = 3$  e così via.

Gli elementi rappresentativi (gruppi IA - VIIIA) corrispondono al riempimento degli orbitali **s** e **p**.

# *Configurazione Elettronica e Tavola Periodica*

## **Carica nucleare effettiva**

*Carica nucleare effettiva* – L’attrazione del nucleo che un elettrone effettivamente sente è una combinazione dell’attrazione del nucleo ed una repulsione degli elettroni dei gusci più interni che *schermano* una parte della carica positiva nucleare.

# *Configurazione Elettronica e Tavola Periodica*

## **Carica nucleare effettiva**

- Gli elettroni sono attratti dal nucleo, ma respinti dagli elettroni dei gusci più interni.
- La carica che un elettrone effettivamente sente, dipende dalla sua distanza dal nucleo e dal numero di elettroni più interni.
- All'aumentare del numero di elettroni interni aumenta la schermatura ( $S$ ) da essi generata e la carica effettiva del nucleo ( $z_{eff}$ ) diminuisce.
- Approssimativamente, la carica effettiva sarà uguale al numero di protoni nel nucleo ( $z$ ) meno il numero di elettroni più interni ( $S$ ):

$$z_{eff} = z - S$$

# *Configurazione Elettronica e Tavola Periodica*

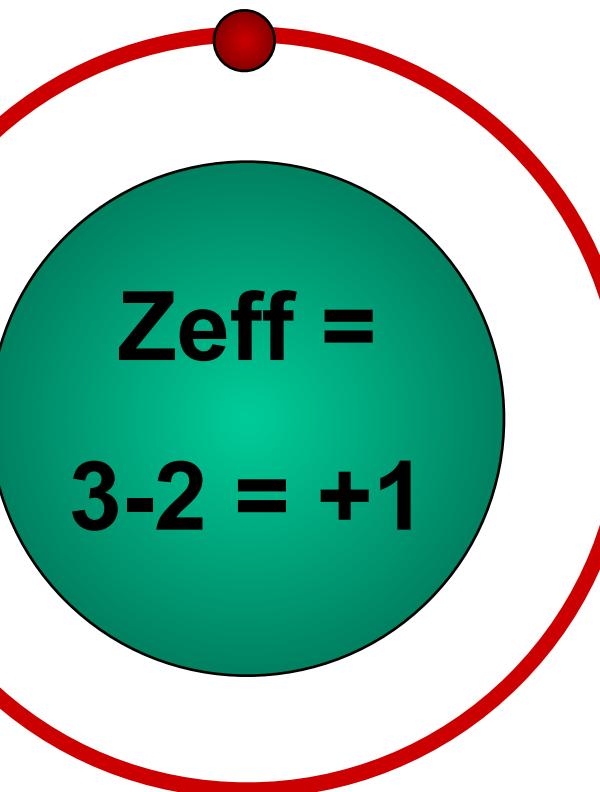
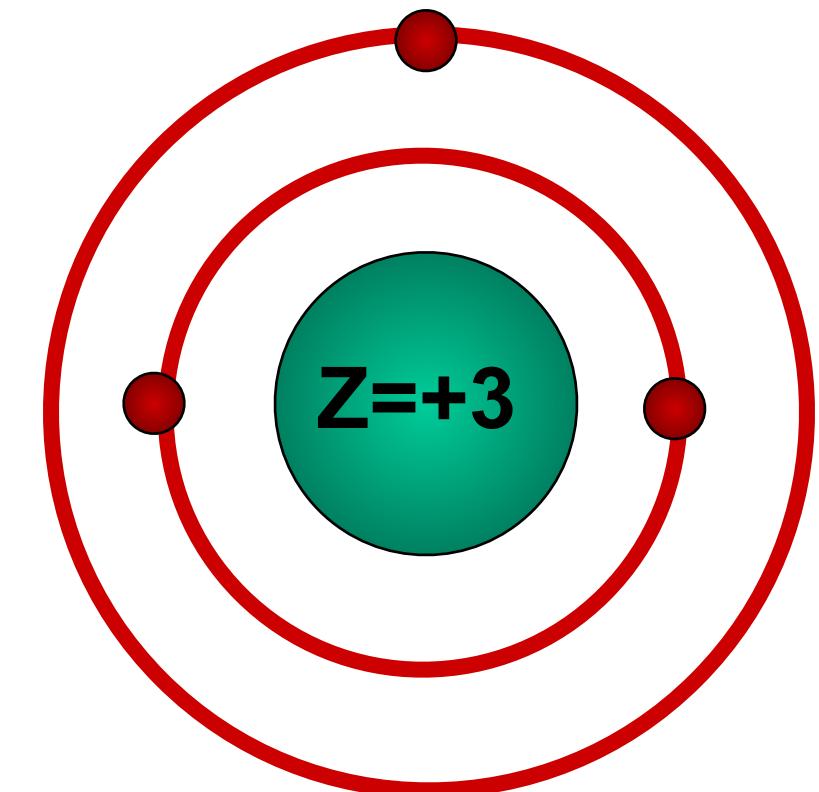
Gli elementi del gruppo IA (alcalini) hanno una configurazione elettronica  $s^1$ , quelli del gruppo IIA  $s^2$ , quelli del gruppo IIIA  $s^2 p^1$  e così via.

Gli elementi di transizione (gruppi IB – VIIIB) corrispondono al riempimento degli orbitali *d*.

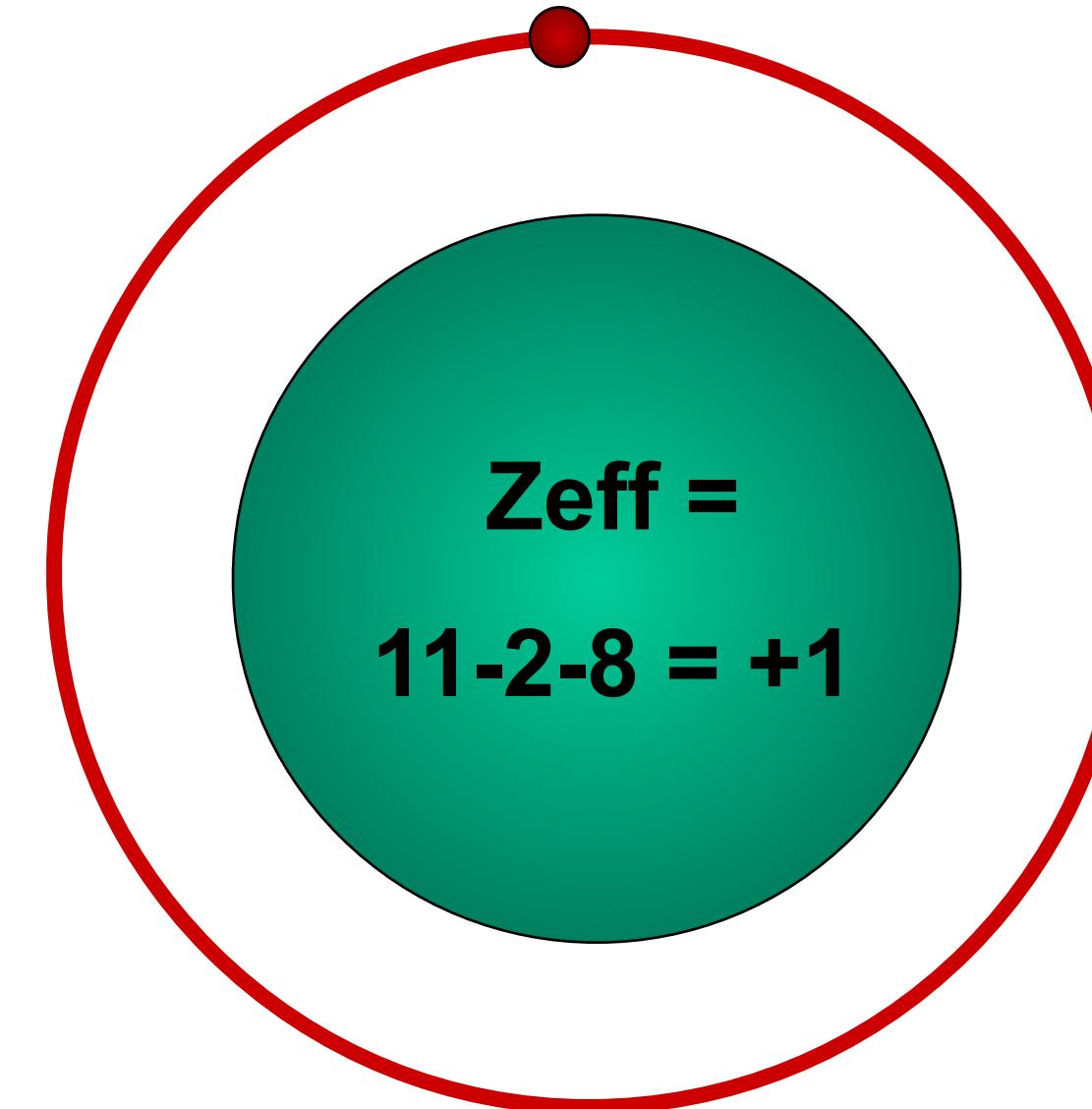
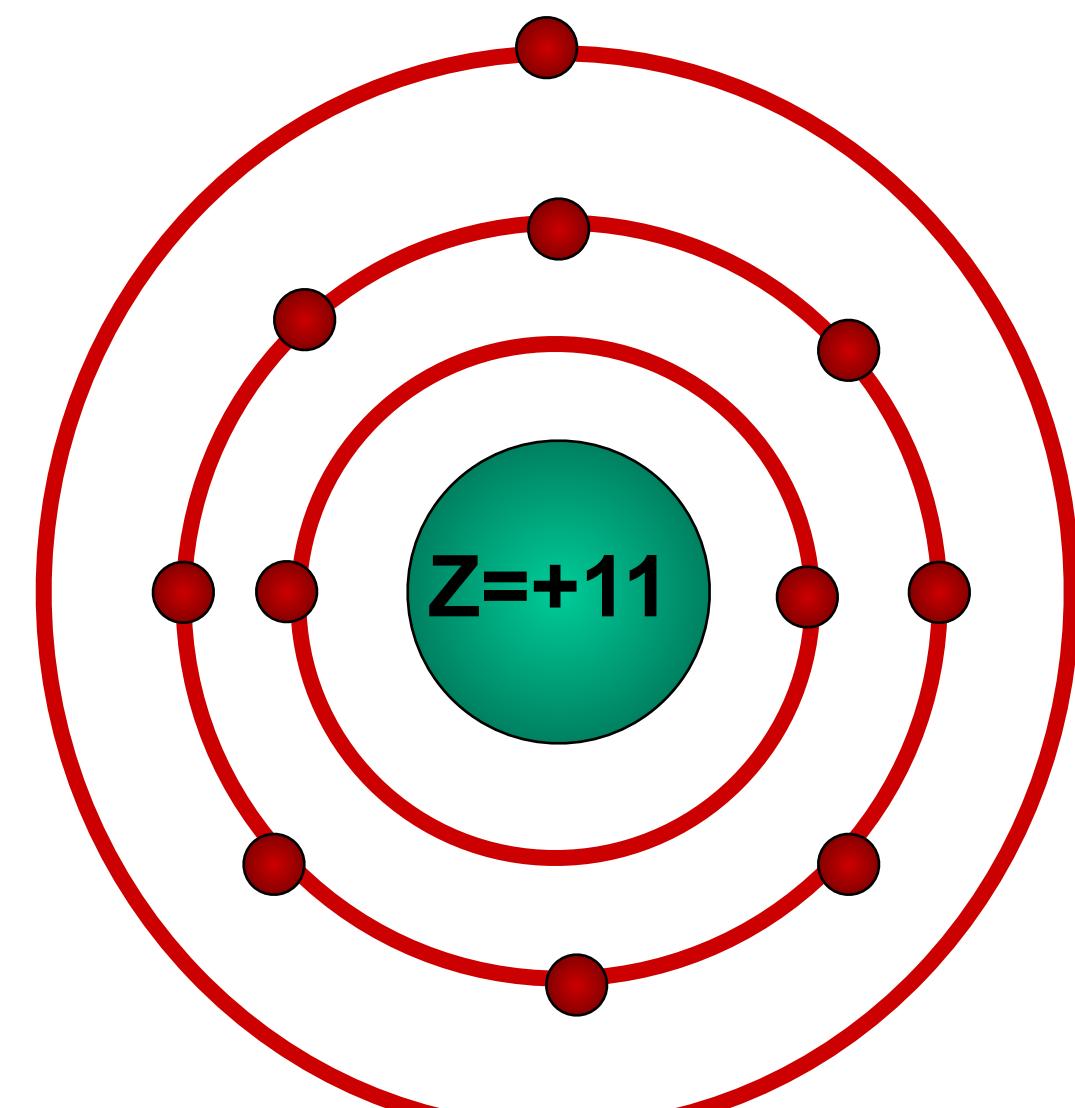
I Lantanidi (elementi 57 – 71) e gli Attinidi (elementi 89-103) corrispondono al riempimento degli orbitali *f*.

# *Configurazione Elettronica e Tavola Periodica*

**Li**

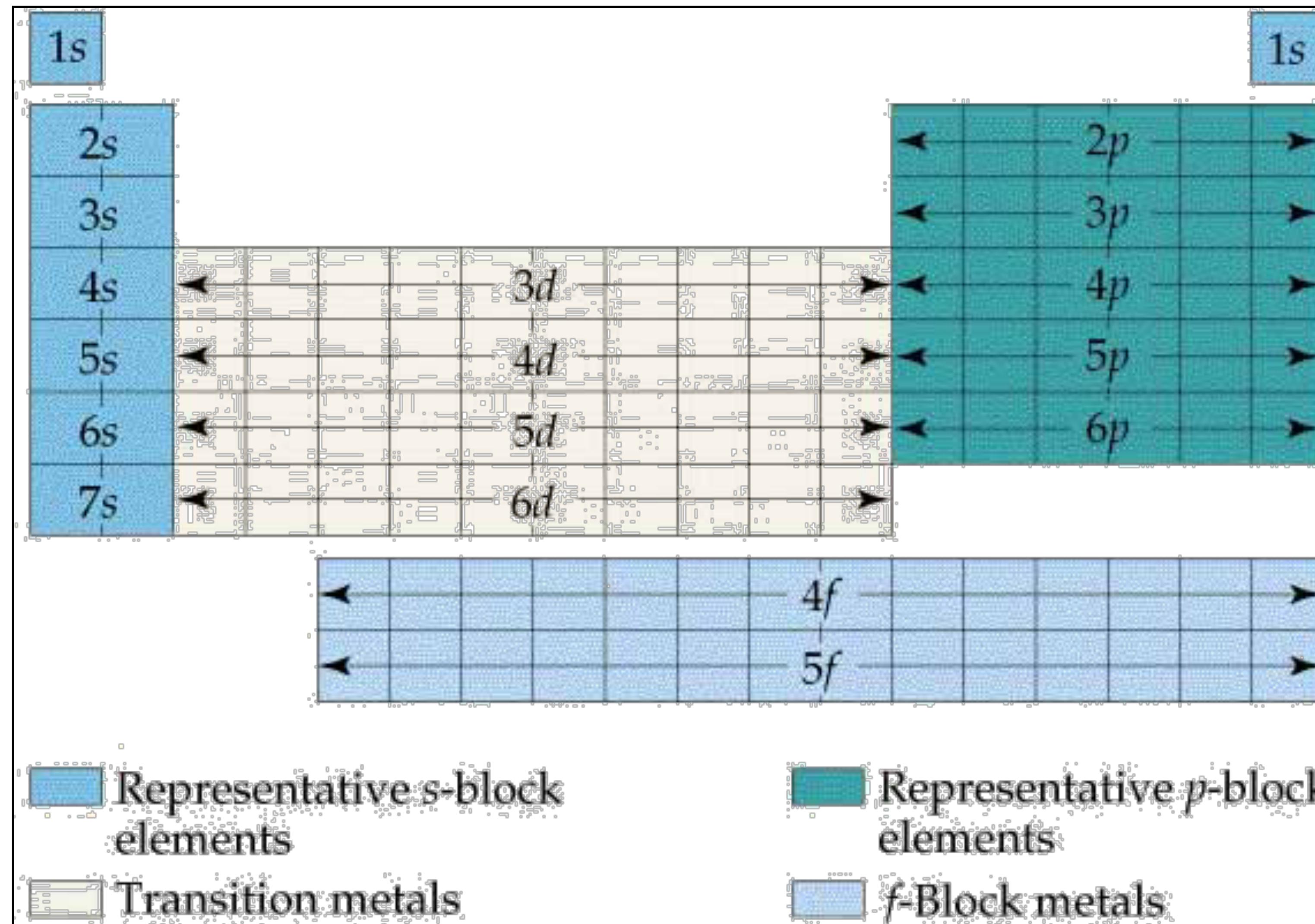


**Na**



Gli elettroni più esterni (di valenza) subiscono l'attrazione del nucleo schermato dagli elettroni più interni

# *Configurazione Elettronica e Tavola Periodica*



# *Configurazione Elettronica e Tavola Periodica*

- C'è una maniera abbreviata per scrivere le configurazioni elettroniche.
  - Si scrivono gli *elettroni interni*, corrispondenti alla configurazione di un gas nobile, mediante il simbolo del gas nobile tra parentesi quadre.
  - Si scrivono esplicitamente gli elettroni più esterni, quelli che sono detti gli *elettroni di valenza*.

Esempio, P:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$   
poiché il Ne è  $1s^2 2s^2 2p^6$   
Si scrive allora, P:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ .