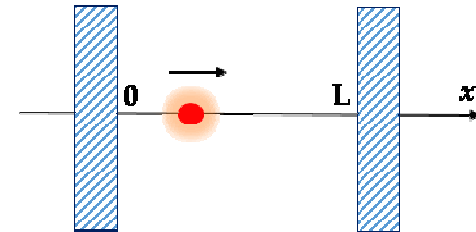


# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

**Erwin Schrödinger (1927):** ad una particella si può associare una *funzione d'onda*  $\psi(x,y,z)$  che consente di calcolare la *probabilità* di trovare la particella in una determinata regione di spazio.

Es. nel caso di una particella di massa ( $m$ ) che si muove in una sola dimensione ( $x$ ), confinata su una lunghezza  $L$  dall'effetto di un'energia potenziale  $V(x)$ , l'equazione di Schrödinger assume la forma

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \frac{d^2 \psi(x)}{dx^2} + V(x)\psi(x) = E\psi(x)$$



in cui la *funzione d'onda*  $\psi$  dipende solo da  $x$  e il suo quadrato  $\psi(x)^2$  esprime la *probabilità* di trovare l'elettrone nel punto di coordinata  $x$  (essendo  $0 \leq x \leq L$ )

Analogamente, nelle tre dimensioni:

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \left( \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dx^2} + \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dy^2} + \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dz^2} \right) + V(x,y,z)\psi(x,y,z) = E\psi(x,y,z)$$

## MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \left( \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dx^2} + \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dy^2} + \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dz^2} \right) + V(x,y,z)\psi(x,y,z) = E\psi(x,y,z)$$

Le incognite dell'equazione di Schrödinger sono le energie ( $E$ ) permesse per la particella e le corrispondenti funzioni d'onda  $\psi(x,y,z)$

### **Se la particella è confinata nello spazio:**

- l'equazione ha soluzioni solo quando  $E$  assume certi valori discreti (*autovalori*)
- le corrispondenti funzioni d'onda  $\psi$  (*autofunzioni*), che si annullano al di fuori della regione in cui la particella è confinata, descrivono gli *stati stazionari* consentiti per la particella
- $\psi^2$  descrive la *probabilità* di trovare la particella all'interno della regione di spazio in cui è confinata.

$E$  e  $\psi$  sono caratterizzate da numeri interi caratteristici (*numeri quantici*)

Vediamo un modo simbolico di scrivere l'equazione che esprime questi concetti nel caso in cui si abbia un solo numero quantico ( $n$ )

## MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \left( \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dx^2} + \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dy^2} + \frac{d^2 \psi(x,y,z)}{dz^2} \right) + V(x,y,z)\psi(x,y,z) = E\psi(x,y,z)$$

$$H \Psi_n(x,y,z) = E \Psi_n(x,y,z)$$

dove

$$H = \left[ \frac{-\hbar^2}{2m} \left( \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) + V(x, y, z) \right]$$

è l'**operatore Hamiltoniano** ed  $n$  è il numero quantico caratteristico che definisce gli autovalori ( $E_n$ ) e le autofunzioni ( $\Psi_n$ ) consentite

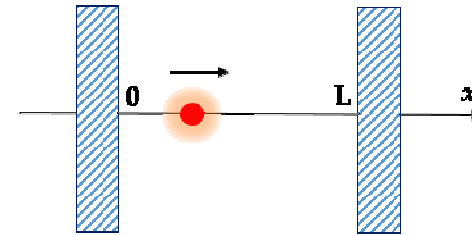
**N.B.**  $n$  scaturisce dalla soluzione dell'equazione

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *Particella in una scatola monodimensionale*

Nel caso di una particella di massa ( $m$ ) che si muove in una sola dimensione ( $x$ ), confinata in un segmento (di lunghezza  $L$ ) dall'effetto di un'energia potenziale  $V(x)$ , che vale zero dentro la scatola ( $0 \leq x \leq L$ ) e infinito fuori di essa ( $0 > x > L$ ) la soluzione dell'equazione di Schrödinger

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \frac{d^2 \psi(x)}{dx^2} + V(x)\psi(x) = E\psi(x)$$



fornisce i seguenti risultati:

AUTOVALORI

$$E_n = n^2 h^2 / 8mL^2$$

AUTOFUNZIONI

$$\Psi_n(x) = (2/L)^{1/2} \text{sen } (n\pi x/L)$$

con la condizione di quantizzazione:  $n=1,2,3 \dots \infty$  (N.B. non  $n=0$ )

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *Particella in una scatola monodimensionale*

**AUTOVALORI**

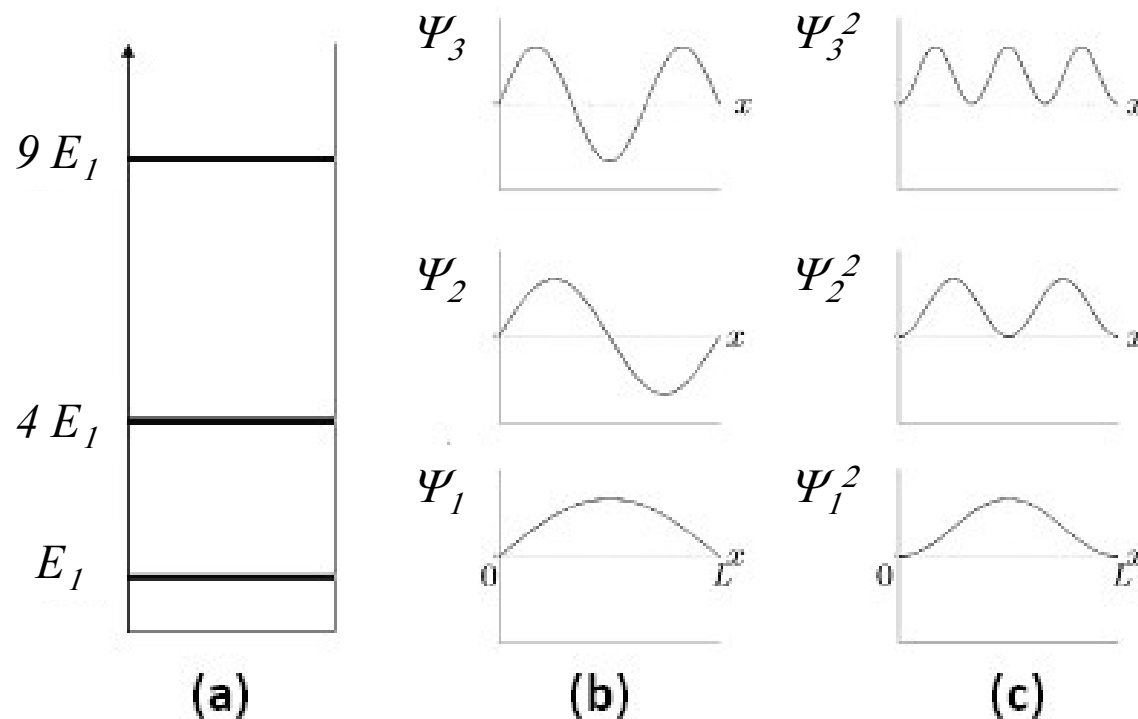
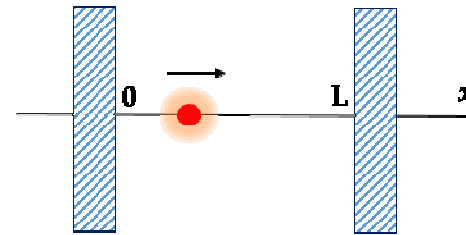
$$E_n = n^2 h^2 / 8mL^2$$

$$E_n = n^2 E_1$$

$n=1,2,3\dots\infty$  (N.B. non  $n=0$ )

**AUTOFUNZIONI**

$$\Psi_n(x) = (2/L)^{1/2} \text{sen}(n\pi x/L)$$



$L =$  lunghezza della scatola

- a) Livelli energetici consentiti  $E_n$  (autovalori)
- b) Funzioni d'onda  $\Psi_n(x)$  (autofunzioni)
- c) Densità di probabilità  $\Psi_n(x)^2$

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *Particella in una scatola monodimensionale*

**AUTOVALORI**

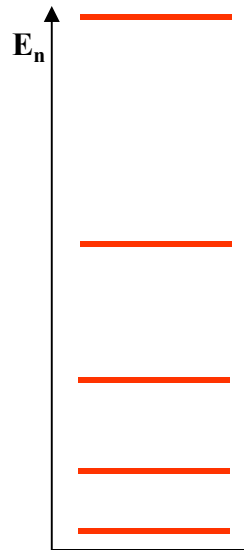
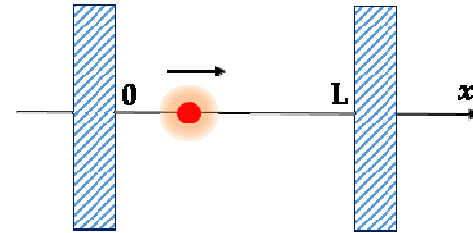
$$E_n = n^2 h^2 / 8mL^2$$

$$E_n = n^2 E_1$$

$n=1,2,3\dots\infty$  (N.B. non  $n=0$ )

**AUTOFUNZIONI**

$$\Psi_n(x) = (2/L)^{1/2} \text{sen}(n\pi x/L)$$



**Mondo nanoscopico**

$m_e$ (kg)	L (m)	n	$E_n$ (rel. u.)
9,11E-31	1E-10	1	0,60
9,11E-31	1E-10	2	2,41
9,11E-31	1E-10	3	5,42
9,11E-31	1E-10	4	9,64
9,11E-31	1E-10	5	15,06
9,11E-31	1E-10	6	21,69
9,11E-31	1E-10	7	29,52
9,11E-31	1E-10	8	38,56
9,11E-31	1E-10	9	48,80
9,11E-31	1E-10	10	60,24

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *Particella in una scatola monodimensionale*

**AUTOVALORI**

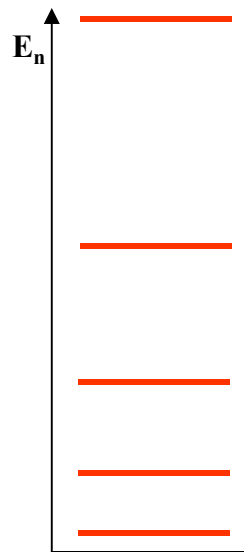
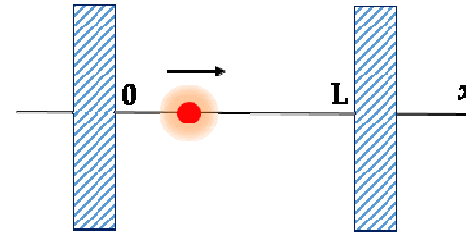
$$E_n = n^2 h^2 / 8mL^2$$

$$E_n = n^2 E_1$$

$n=1,2,3\dots\infty$  (N.B. non  $n=0$ )

**AUTOFUNZIONI**

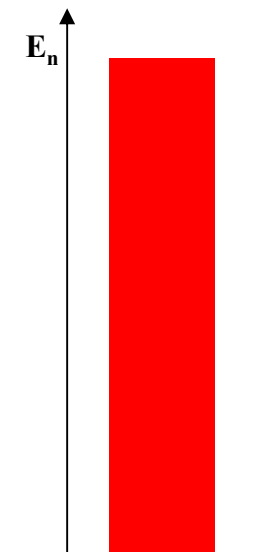
$$\Psi_n(x) = (2/L)^{1/2} \text{sen}(n\pi x/L)$$



**Mondo nanoscopico**

$m_e$ (kg)	L (m)	n	$E_n$ (rel. u.)		m (kg)	L (m)	n	$E_n$ (rel. u.)
9,11E-31	1E-10	1	0,60		1,00E-06	0,01	1	5,49E-41
9,11E-31	1E-10	2	2,41		1,00E-06	0,01	2	2,20E-40
9,11E-31	1E-10	3	5,42		1,00E-06	0,01	3	4,94E-40
9,11E-31	1E-10	4	9,64		1,00E-06	0,01	4	8,78E-40
9,11E-31	1E-10	5	15,06		1,00E-06	0,01	5	1,37E-39
9,11E-31	1E-10	6	21,69		1,00E-06	0,01	6	1,98E-39
9,11E-31	1E-10	7	29,52		1,00E-06	0,01	7	2,69E-39
9,11E-31	1E-10	8	38,56		1,00E-06	0,01	8	3,51E-39
9,11E-31	1E-10	9	48,80		1,00E-06	0,01	9	4,45E-39
9,11E-31	1E-10	10	60,24		1,00E-06	0,01	10	5,49E-39

**Mondo macroscopico**



# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *Particella in una scatola monodimensionale*

AUTOVALORI

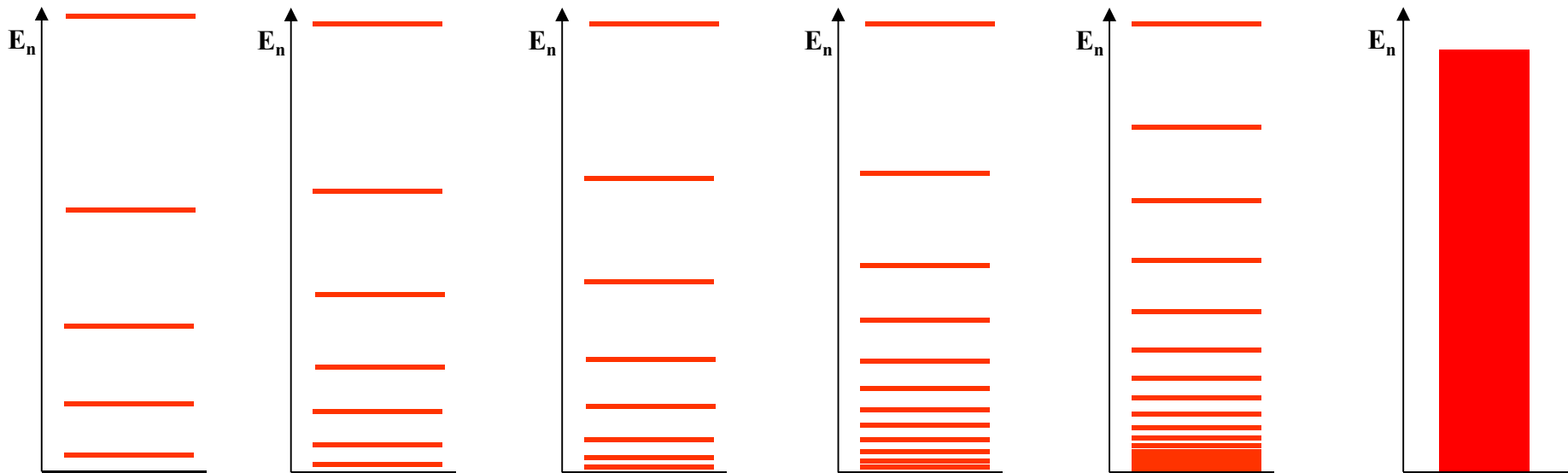
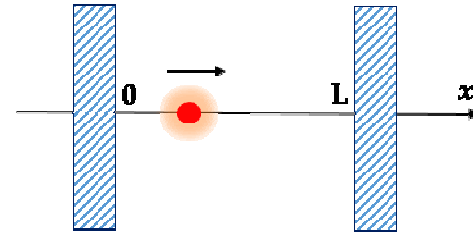
$$E_n = n^2 h^2 / 8mL^2$$

$$E_n = n^2 E_1$$

$n=1,2,3,\dots,\infty$  (N.B. non  $n=0$ )

AUTOFUNZIONI

$$\Psi_n(x) = (2/L)^{1/2} \text{sen}(n\pi x/L)$$



Aumenta  $m$  e/o  $L$



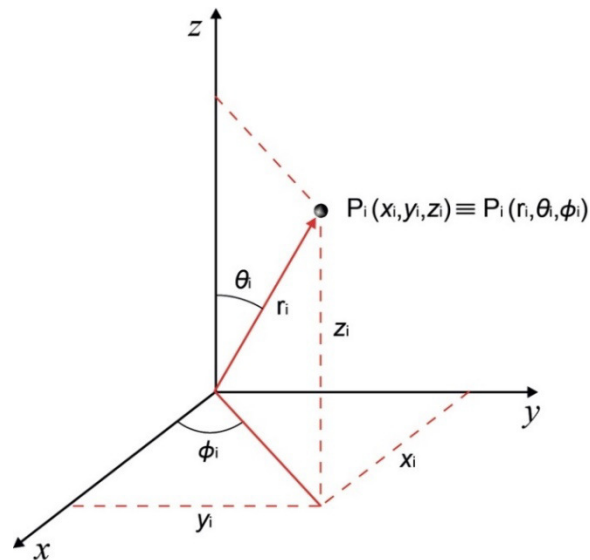
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici*

Per l'atomo di **idrogeno** (H) e per gli atomi **idrogenoidi** ( $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$ ...)  
l'equazione di Schrödinger

$$H \Psi_n(x,y,z) = E \Psi_n(x,y,z)$$

può essere risolta in modo esatto, fornendo tutti gli autovalori  $E_n$  e tutte le autofunzioni  $\Psi_n$  che descrivono completamente tutti gli stati stazionari dell'unico elettrone che si muove intorno al nucleo di carica  $Ze$  che genera un potenziale elettrostatico *sferico* espresso come  $V(r) = -Ze^2/(4\pi\epsilon_0 r^2)$



Coordinate sferiche polari  $r$ ,  $\theta$  e  $\phi$

Funzione d'onda  $\psi(r, \theta, \phi)$

Il suo quadrato  $\psi(r, \theta, \phi)^2$  esprime la densità di probabilità di trovare l'elettrone nel punto P di coordinate  $\mathbf{P}(r, \theta, \phi)$

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

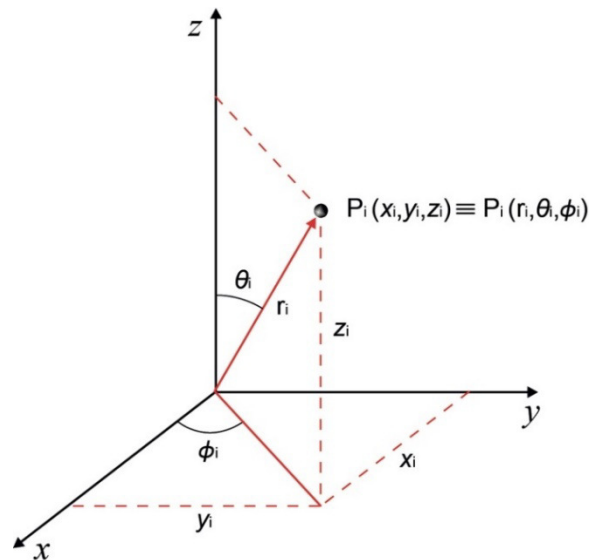
## *atomi monoelettronici*

Per l'atomo di **idrogeno** (H) e per gli atomi **idrogenoidi** ( $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$ ...) le **funzioni d'onda** (autofunzioni o **ORBITALI**) risultano come il prodotto di due funzioni

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

Funzione *radiale*, dipende solo da  $r$  e dai **numeri quantici**  $n$  e  $l$

Funzione *angolare*, dipende solo da  $\theta$  e  $\phi$  e dai **numeri quantici**  $l$  e  $m$



- Numero quantico principale  $n$   
 $n = 1, 2, 3, 4 \dots \infty$
- Numero quantico del momento angolare orbitale  $l$   
 $l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$  (per ogni  $n$ )
- Numero quantico magnetico  $m$   
 $m = -l \dots -2, -1, 0, 1, 2 \dots l$  (per ogni  $l$ )

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici*

Per l'atomo di **idrogeno** (H) e per gli atomi **idrogenoidi** (He<sup>+</sup>, Li<sup>2+</sup>, Be<sup>3+</sup>...) le **funzioni d'onda** (autofunzioni o **ORBITALI**) risultano come il prodotto di due funzioni

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

Funzione *radiale*, dipende solo da  $r$  e dai **numeri quantici**  $n$  e  $l$

Funzione *angolare*, dipende solo da  $\theta$  e  $\phi$  e dai **numeri quantici**  $l$  e  $m$

Ad ogni funzione d'onda (*orbitale*) corrisponde un valore dell'energia (*autovalore*) espressa come

$$E_n = -R_H \frac{Z^2}{n^2} \quad (\text{Bohr!})$$

**N.B.** dipende solo da  $n$

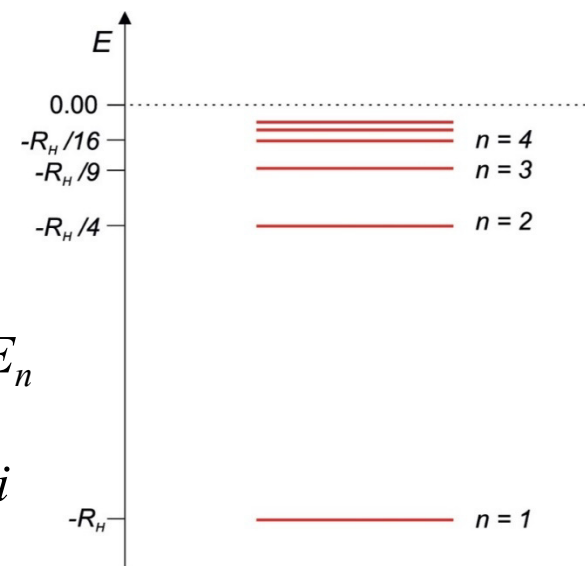
- Numero quantico principale  $n$   
 $n = 1, 2, 3, 4 \dots \infty$
- Numero quantico del momento angolare orbitale  $l$   
 $l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$  (per ogni  $n$ )
- Numero quantico magnetico  $m$   
 $m = -l \dots -2, -1, 0, 1, 2 \dots l$  (per ogni  $l$ )

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici*

Per l'atomo di **idrogeno** (H) e per gli atomi **idrogenoidi** ( $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$  ...) le **funzioni d'onda** (*orbitali*) risultano come il prodotto di due funzioni

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi) \quad E_n = -R_H \frac{Z^2}{n^2}$$



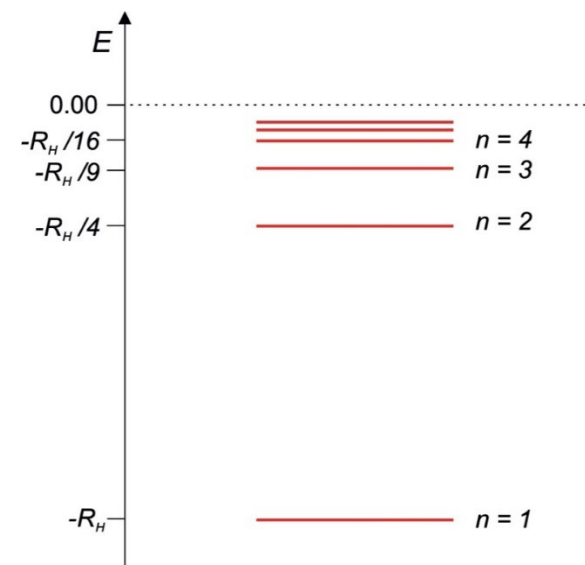
- Un *orbitale* è univocamente determinato da una terna di numeri quantici ( $n, l, m$ ) ed ha un'energia caratteristica  $E_n$
- Il *numero quantico principale* o *radiale* ( $n = 1, 2, 4 \dots \infty$ ) determina l'energia dello stato e identifica quindi i *livelli energetici* dell'atomo (*leggi dell'elettrone nell'atomo*)
- Poiché l'energia dipende solo da  $n$ , tutti gli stati ( $n, l, m$ ) con lo stesso valore di  $n$ , anche se aventi diversi valori di  $l$  e  $m$ , hanno la stessa energia ed appartengono quindi allo stesso *livello energetico*
- All'aumentare di  $n$  aumenta l'**energia**  $E_n$  del livello
- All'aumentare di  $n$  aumentano le **dimensioni** dell'orbitale; la regione di spazio in cui cade la massima probabilità di trovare l'elettrone si viene a trovare progressivamente più lontana dal nucleo (*vide infra*)

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici*

Per l'atomo di **idrogeno** (H) e per gli atomi **idrogenoidi** (He<sup>+</sup>, Li<sup>2+</sup>, Be<sup>3+</sup>...) le **funzioni d'onda** (*orbitali*) risultano come il prodotto di due funzioni

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi) \quad E_n = -R_H \frac{Z^2}{n^2}$$



- Il *numero quantico angolare* ( $l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$ , per ogni  $n$ ) determina la *forma spaziale* di un orbitale
- Per convenzione il valore di  $l$  di un certo stato è indicato con una lettera:

Valore di $l$ :	0	1	2	3	4
Orbitale tipo:	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>

- Il *numero quantico magnetico* ( $m = -l \dots -2, -1, 0, 1, 2 \dots l$ , per ogni  $l$ ) determina l'orientazione nello spazio di orbitali aventi lo stesso valore di  $l$

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici*

Valori permessi dei numeri quantici  $l$  e  $m$  per i valori di  $n$  compresi fra 1 e 4

Notare il *numero di orbitali* in ogni strato (o livello, o guscio) elettronico  $n$  (pari a  $n^2$ ) e in ogni sottostrato (o sottolivello) elettronico  $nl$  (pari a  $2l + 1$ )

$n$	N. di orbitali nello strato $n^2$	Valori permessi di $l$ $l=n-1$	Valori permessi di $m$ $m = -l+1, \dots, 0 \dots +l-1, +l$	N. di orbitali nel sottostrato	Nome sottostrato
1	1	0	0	1	1s
2	4	0	0	1	2s
		1	-1, 0, 1	3	2p
3	9	0	0	1	3s
		1	-1, 0, 1	3	3p
		2	-2, -1, 0, 1, 2	5	4p
4	16	0	0	1	4s
		1	-1, 0, 1	3	4p
		2	-2, -1, 0, 1, 2	5	4d
		3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	4f

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici*

Sequenza degli strati, sottostrati ed orbitali permessi per i livelli energetici da  $n = 1$  a  $n = 3$

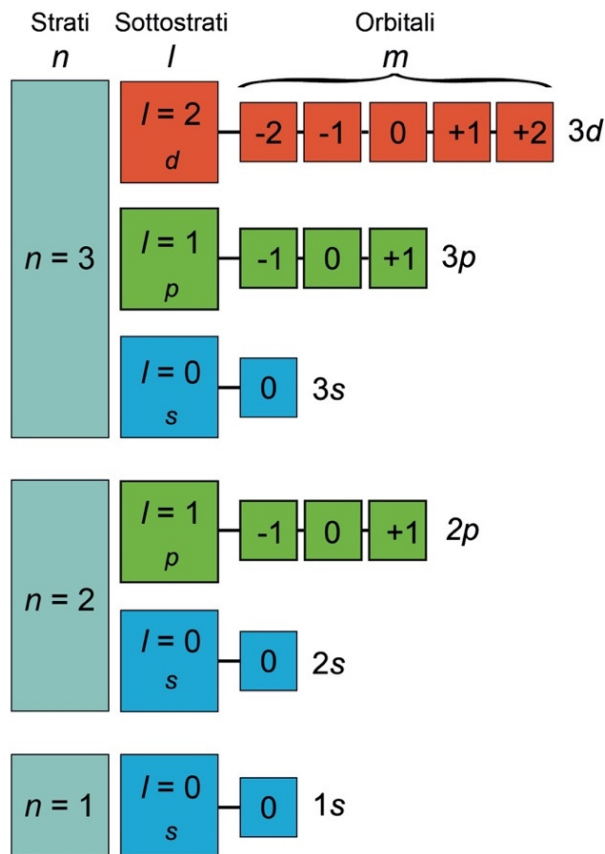
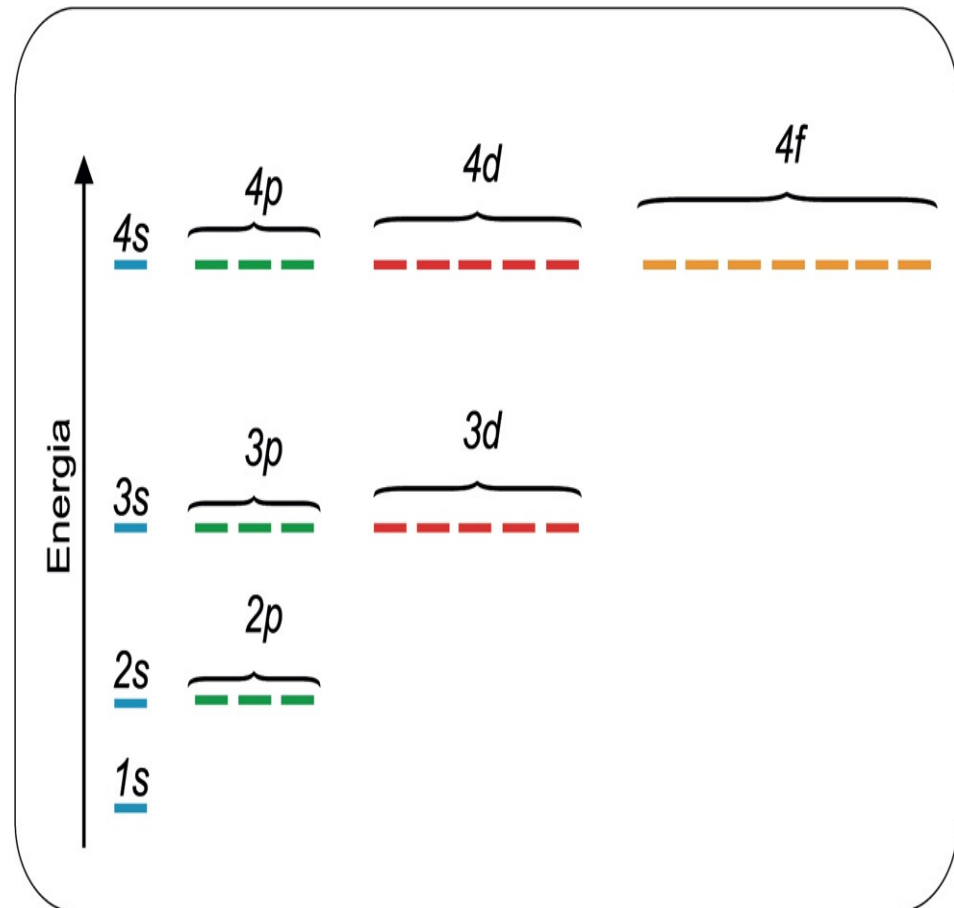


Diagramma energetico degli orbitali degli atomi monoelettronici (idrogeno e atomi idrogenoidi) da  $n = 1$  a  $n = 3$



# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici – rappresentazioni di dimensione e forma degli orbitali*

- Per ogni valore di  $n$ ,  $l$  e  $m$ , il quadrato della funzione d'onda (*orbitale*)  $\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi)$  rappresenta la probabilità di trovare l'elettrone nei punti di coordinate  $r$ ,  $\theta$  e  $\phi$  rispetto al nucleo (posto al centro di un sistema di assi cartesiani)
- Consideriamo separatamente la parte **radiale** e quella **angolare** dell'orbitale:

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

- Per la parte **radiale** si riporta la funzione  $R_{n,l}(r)$ , oppure il suo quadrato  $R_{n,l}(r)^2$ , il quale esprime la probabilità radiale (*dimensioni dell'orbitale*)
- Per la parte **angolare** si riporta la  $Y_{l,m}(\theta, \phi)$ , o il suo quadrato  $Y_{l,m}(\theta, \phi)^2$  in funzione di  $\theta$  a  $\phi$  costante, il quale esprime la probabilità angolare (*forma dell'orbitale*)
- **N.B.** Possono anche essere rappresentate le cosiddette *superfici di contorno*:
  - probabilità come «nuvola di punti»
  - identificazione di superfici di isodensità che definiscono volumi intorno al nucleo in cui è alta la probabilità di trovare l'elettrone (90%, 95% o 99%)



# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

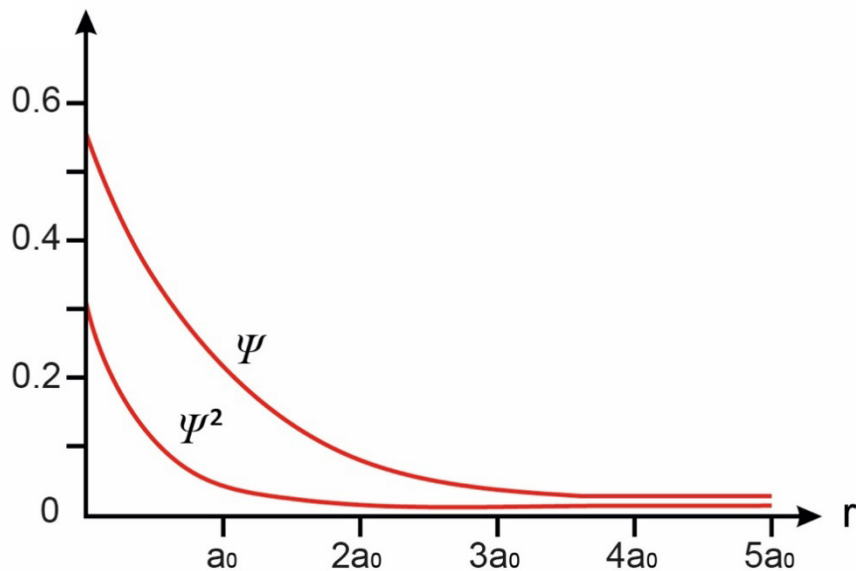
## *rappresentazione degli orbitali dell'atomo di idrogeno*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

**Orbitali di tipo s:** per gli orbitali di tipo s ( $l = 0; m = 0$ ), la parte angolare  $\Psi_{0,0}(\theta, \phi)$  non dipende da  $\theta$  e da  $\phi$  (orbitali a *simmetria sferica*), quindi conta solo la probabilità radiale  $R_{n,0}(r)^2$

Per l'orbitale  $1s$  si ha

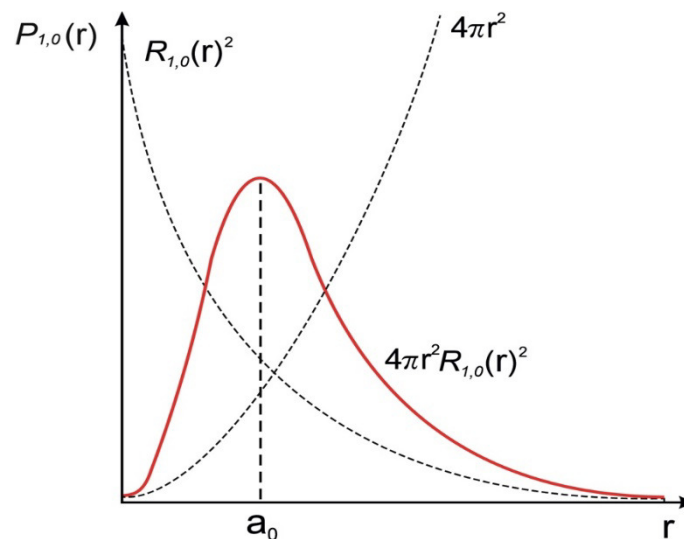
**Fig. a:** probabilità radiale  $R_{1,0}(r)^2$  lungo una direzione qualsiasi rispetto al nucleo



$a_0 =$  raggio di Bohr (pari a  $0.529 \text{ \AA}$ )

**Fig. b:** funzione di distribuzione radiale

$$P_{1,0}(r) = 4\pi r^2 R_{1,0}(r)^2$$



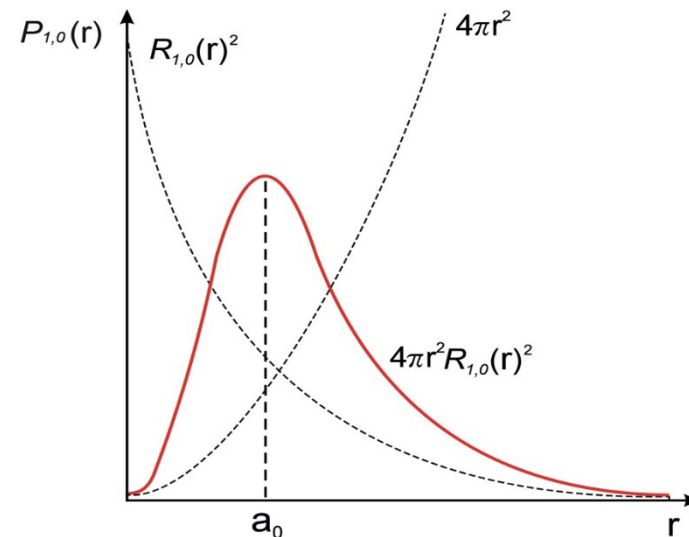
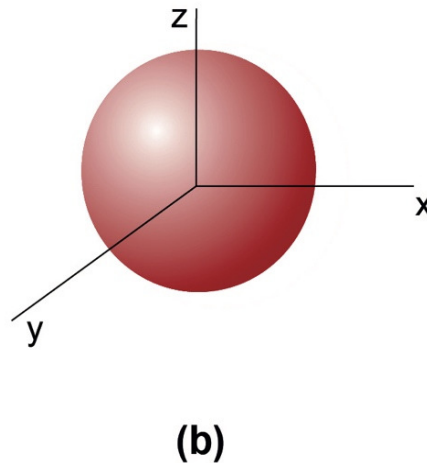
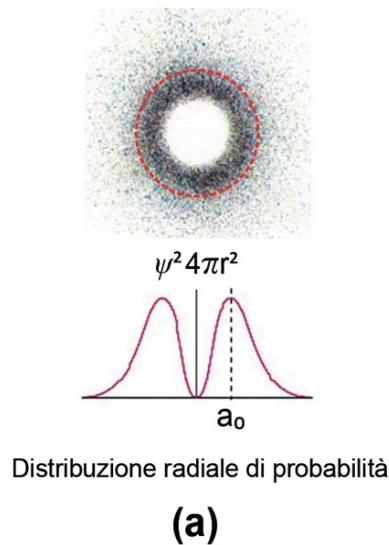
$4\pi r^2$  (volume della calotta sferica di spessore  $dr$ )

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *rappresentazione degli orbitali dell'atomo di idrogeno*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

- L'orbitale  $1s$  ha simmetria sferica, perciò può essere rappresentato da *superfici circolari di isodensità* in uno qualsiasi dei piani  $xy$ ,  $xz$  o  $yz$  (Fig. a), oppure da una sfera nello spazio  $xyz$  (Fig. b)
- Tali superfici delimitano la porzione di piano o di spazio contenente il 99% della probabilità di trovare l'elettrone (in quel piano o nello spazio tridimensionale)

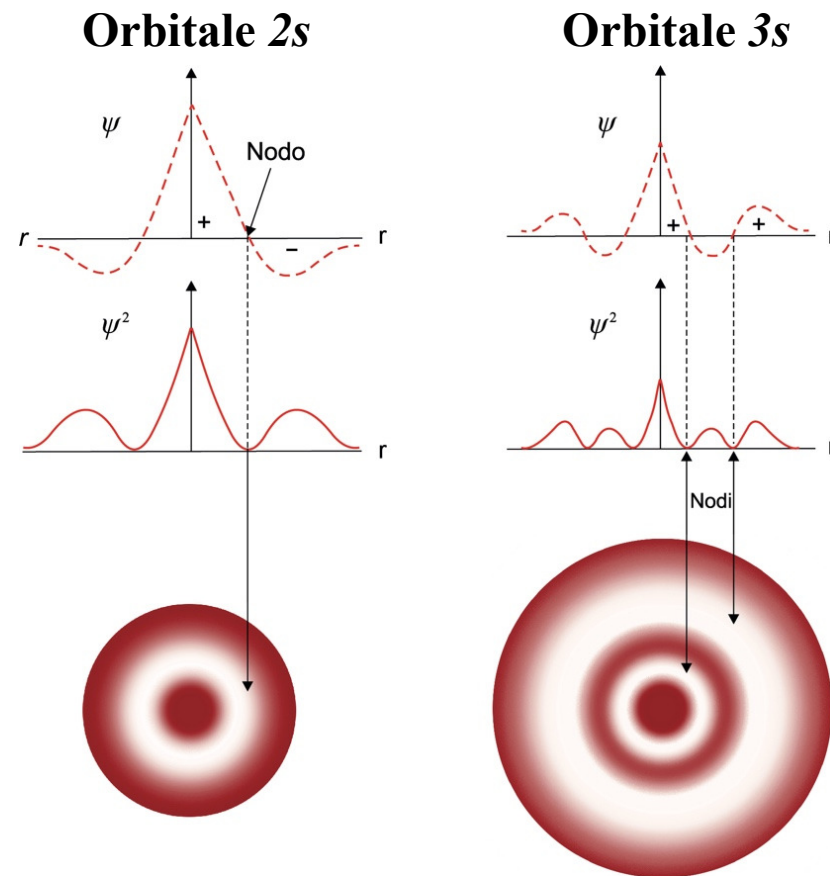


# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *rappresentazione degli orbitali dell'atomo di idrogeno*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

**Orbitali di tipo *ns*:** hanno tutti simmetria sferica, ma per  $n > 1$  presentano  $n - 1$  nodi (valori di  $r$  in cui la  $\Psi$ , e quindi anche  $\Psi^2$ , si annullano)



# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *rappresentazione degli orbitali dell'atomo di idrogeno*

$$\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

**Orbitali di tipo ns:** hanno tutti simmetria sferica, ma per  $n > 1$  presentano  $n - 1$  nodi (valori di  $r$  in cui la  $\Psi$ , e quindi anche  $\Psi^2$ , si annullano)



Orbitale 1s

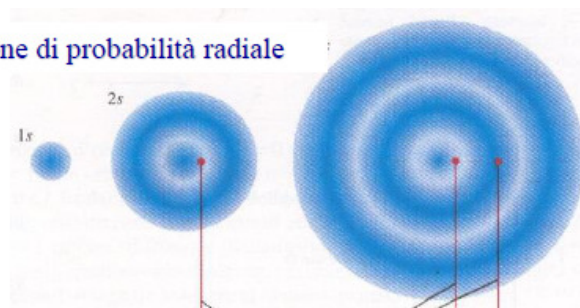
$$r = a_0 = 0.53 \text{ \AA}$$



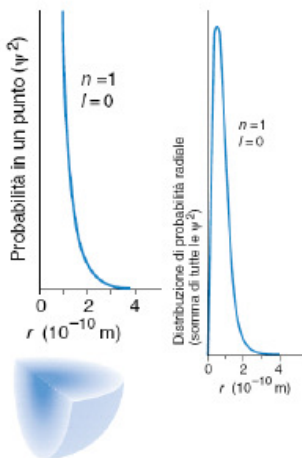
Orbitale 2s

$$r = 5,2 a_0 = 2.76$$

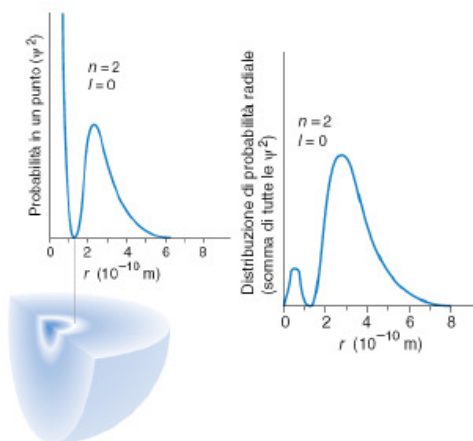
Distribuzione di probabilità radiale



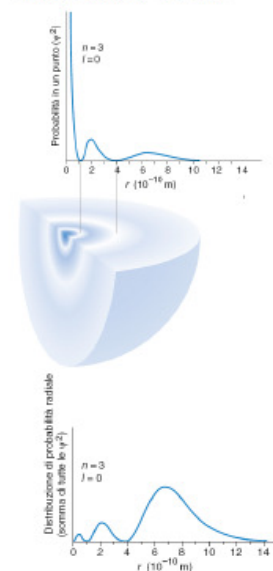
**ORBITALE 1s:** forma sferica con densità elettronica massima in corrispondenza del nucleo.



**ORBITALE 2s:** forma sferica con due regioni con densità elettronica alta, quella più lontana ( $2.76 \times 10^{-10} \text{ m}$ ) ha un valore maggiore di probabilità radiale. Nodo a  $1.3 \times 10^{-10}$ .



**ORBITALE 3s**

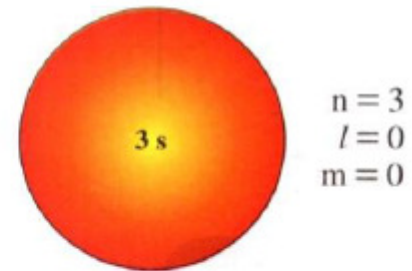
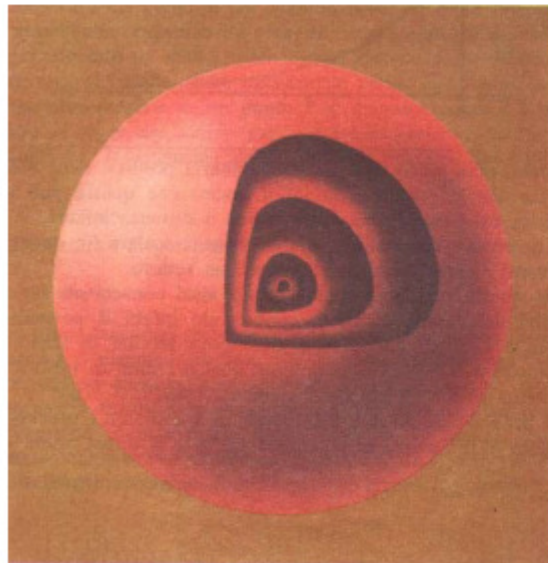
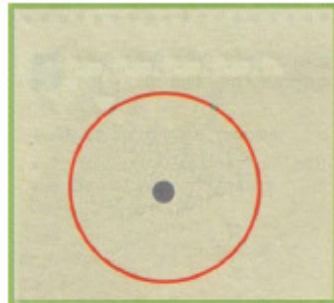


# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici – rappresentazioni di dimensione e forma degli orbitali*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

**Orbitali di tipo ns:** hanno tutti simmetria sferica, ma per  $n > 1$  presentano  $n - 1$  nodi (valori di  $r$  in cui la  $\Psi$ , e quindi anche  $\Psi^2$ , si annullano)



Orbitali 1 s, 2 s, 3 s.  
Le dimensioni riportate sono proporzionali a quelle reali e dipendono dal numero quantico principale  $n$ . Con l'aumentare di  $n$  aumenta il raggio dell'orbitale e l'energia dell'elettrone che lo descrive.

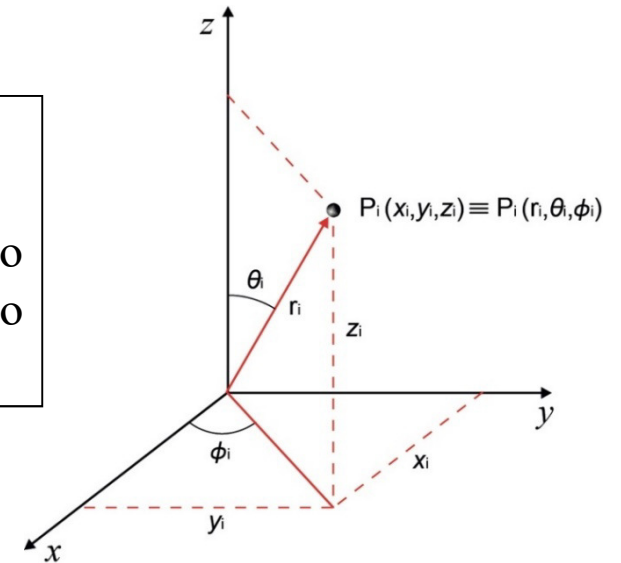
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## atomi monoelettronici – rappresentazioni di dimensione e forma degli orbitali

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

### Orbitali di tipo p

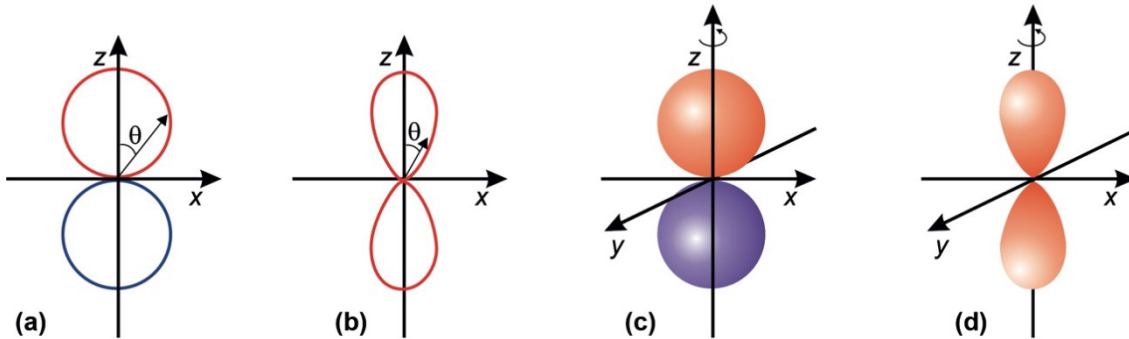
- ( $l = 1$ ) la funzione angolare ha tre componenti ( $m = -1, 0, +1$ )
- le tre funzioni  $Y_{l,-1}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,0}(\theta, \phi)$  e  $Y_{l,1}(\theta, \phi)$ : **non** hanno simmetria sferica (sono identiche fra loro e «orientate» lungo gli assi  $x$ ,  $y$ ,  $z$ )



Es. per l'*orbitale*  $p_z$ , curve di isodensità nel piano  $xz$  ( $\phi = 0$ ):

a)  $Y_{p,z}(\theta, \phi)$

b)  $Y_{p,z}(\theta, \phi)^2$



**N.B.**<sub>1</sub> rosso = valori positivi  
 blu = valori negativi

**N.B.**<sub>2</sub> la probabilità è massima lungo l'asse  $z$  e nulla nel piano nodale  $xy$

Dato che  $Y_{p,z}(\theta, \phi)$  **non** risulta dipendente da  $\phi$ , superfici di isodensità **nello spazio**:

c)  $Y_{p,z}(\theta, \phi)$

d)  $Y_{p,z}(\theta, \phi)^2$

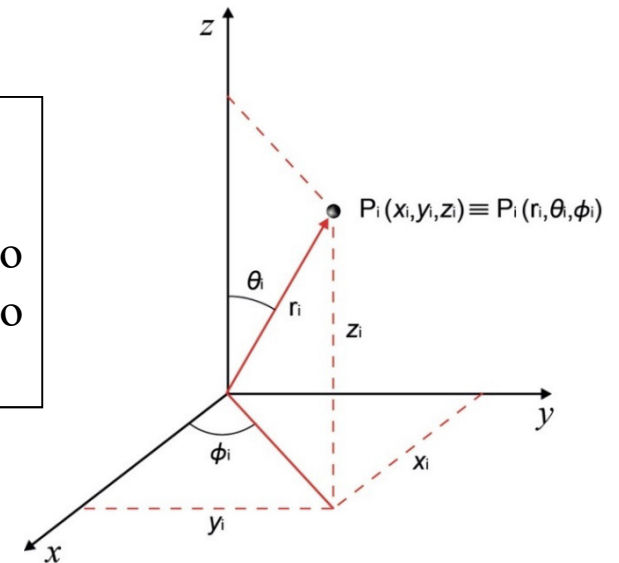
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici – rappresentazioni di dimensione e forma degli orbitali*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

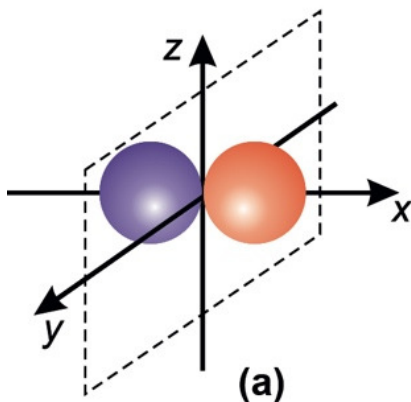
### **Orbitali di tipo p**

- ( $l = 1$ ) la funzione angolare ha tre componenti ( $m = -1, 0, +1$ )
- le tre funzioni  $Y_{l,-1}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,0}(\theta, \phi)$  e  $Y_{l,1}(\theta, \phi)$ : **non** hanno simmetria sferica (sono identiche fra loro e «orientate» lungo gli assi  $x$ ,  $y$ ,  $z$ )

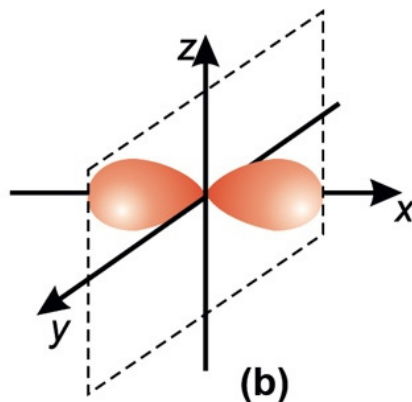


Analogamente, per gli **orbitali**  $p_x$  e  $p_y$  nello spazio tridimensionale risulta:

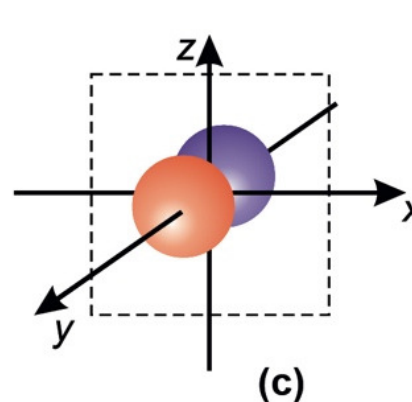
a)  $Y_{p,x}(\theta, \phi)$



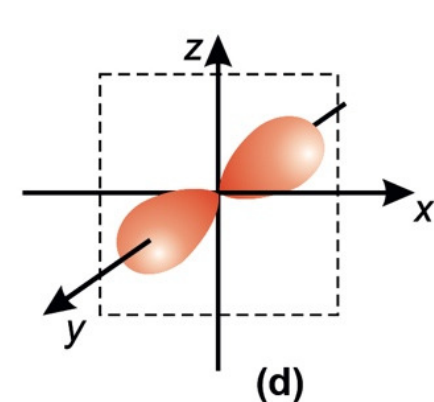
b)  $Y_{p,x}(\theta, \phi)^2$



c)  $Y_{p,y}(\theta, \phi)$



d)  $Y_{p,y}(\theta, \phi)^2$



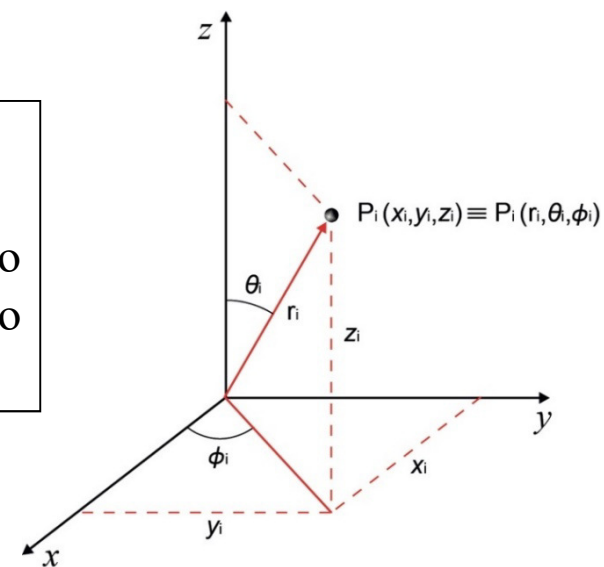
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici – rappresentazioni di dimensione e forma degli orbitali*

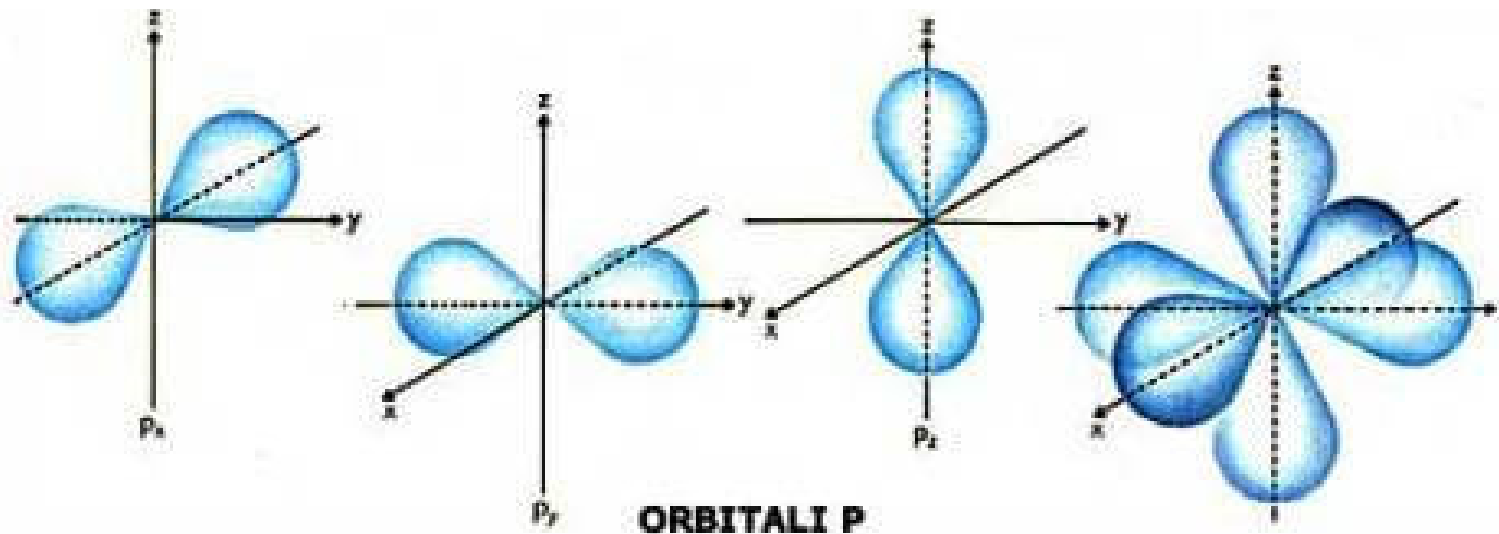
$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

### **Orbitali di tipo p**

- ( $l = 1$ ) la funzione angolare ha tre componenti ( $m = -1, 0, +1$ )
- le tre funzioni  $Y_{l,-1}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,0}(\theta, \phi)$  e  $Y_{l,1}(\theta, \phi)$ : **non** hanno simmetria sferica (sono identiche fra loro e «orientate» lungo gli assi  $x$ ,  $y$ ,  $z$ )



**Rappresentazione dei tre orbitali p rispetto al nucleo atomico posto all'origine degli assi**





# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## Atomi monoelettronici - funzioni d'onda per gli orbitali di tipo p

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

Tutti gli orbitali p ( $n \geq 2, l = 1, m = -1, 0, +1$ ) hanno la stessa parte angolare dell'orbitale 2p e possono quindi essere rappresentati da superfici di isodensità aventi la stessa forma bilobata.

ORBITALE						
PARTE RADIALE E PRODOTTO DELLE PARTI ANGOLARI DI O. ATOMICI PER ATOMI IDROGENOIDI						
$n$	$l$	$m$	$R(r)$	$\Theta(\vartheta)\Phi(\phi)$	livello	
1	0	0	$2 \left( \frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} \exp \left[ -\frac{Zr}{a_0} \right]$	$\left( \frac{1}{4\pi} \right)^{1/2}$	1s	
2	0	0	$\left( \frac{Z}{2a_0} \right)^{3/2} \left( 2 - \frac{Zr}{a_0} \right) \exp \left[ -\frac{Zr}{2a_0} \right]$	$\left( \frac{1}{4\pi} \right)^{1/2}$	2s	
2	1	0	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left( \frac{Z}{2a_0} \right)^{3/2} \left( \frac{Zr}{a_0} \right) \exp \left[ -\frac{Zr}{2a_0} \right]$	$\left( \frac{3}{4\pi} \right)^{1/2} \cos \vartheta$	2p <sub>z</sub>	
2	1	$\pm 1$	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left( \frac{Z}{2a_0} \right)^{3/2} \left( \frac{Zr}{a_0} \right) \exp \left[ -\frac{Zr}{2a_0} \right]$	$\left( \frac{3}{4\pi} \right)^{1/2} \sin \vartheta \cos \phi$	2p <sub>x</sub>	
2	1	$\pm 1$	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left( \frac{Z}{2a_0} \right)^{3/2} \left( \frac{Zr}{a_0} \right) \exp \left[ -\frac{Zr}{2a_0} \right]$	$\left( \frac{3}{4\pi} \right)^{1/2} \sin \vartheta \sin \phi$	2p <sub>y</sub>	

$$a_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2}$$

Tuttavia, all'aumentare di  $n$ , si riscontra un aumento delle *dimensioni* (e dell'*energia*) dell'orbitale, e quindi dell'estensione spaziale dei due lobi.

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## atomi monoelettronici – rappresentazioni di dimensione e forma degli orbitali

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

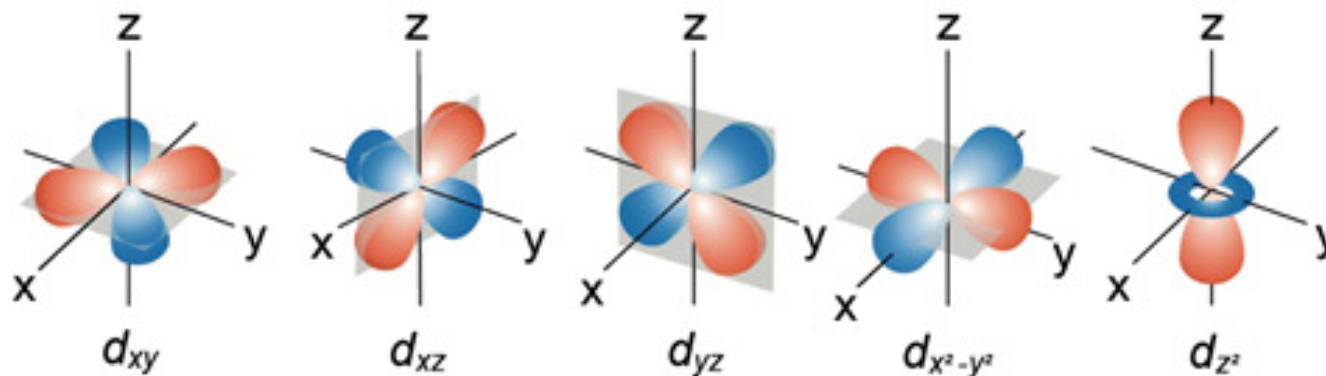
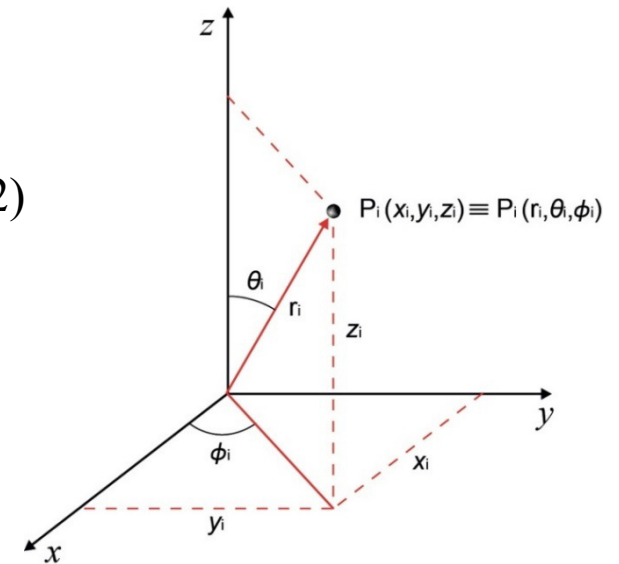
### Orbitali di tipo d

- ( $l \geq 2$ ) la funzione angolare ha 5 componenti ( $m = -2, -1, 0, +1, +2$ )
- le 5 funzioni  $Y_{l,-2}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,-1}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,0}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,1}(\theta, \phi)$  e  $Y_{l,2}(\theta, \phi)$  **non** hanno simmetria sferica

4 di questi orbitali sono *quadrilobati*, di cui:

- 3 hanno i lobi diretti lungo le bisettrici dei piani  $xy$  (orbitale  $d_{xy}$ ),  $xz$  (orbitale  $d_{xz}$ ) e  $yz$  (orbitale  $d_{yz}$ )
- il quarto ha i 4 lobi diretto e lungo gli assi  $x$  e  $y$  (orbitale  $d_{x^2-y^2}$ )

Il quinto ha invece due lobi diretti lungo l'asse  $z$ , con una piccola densità aggiuntiva toroidale nel piano  $xy$  (orbitale  $d_{z^2}$ )



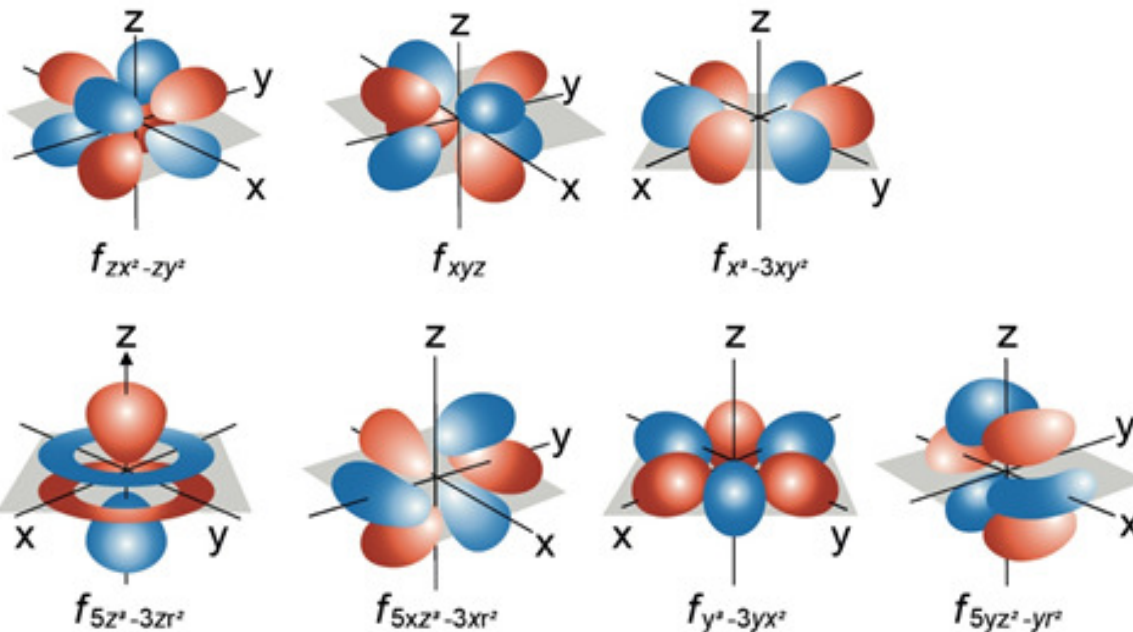
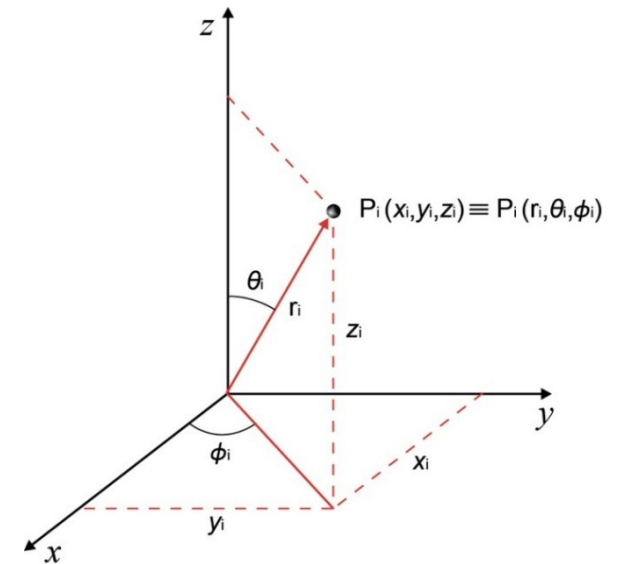
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi monoelettronici – rappresentazioni di dimensione e forma degli orbitali*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

### **Orbitali di tipo f**

- ( $l \geq 3$ ) la funzione angolare ha 7 componenti ( $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ )
- le 7 funzioni  $Y_{l,-3}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,-2}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,-1}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,0}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,1}(\theta, \phi)$ ,  $Y_{l,2}(\theta, \phi)$  e  $Y_{l,3}(\theta, \phi)$  **non** hanno simmetria sferica

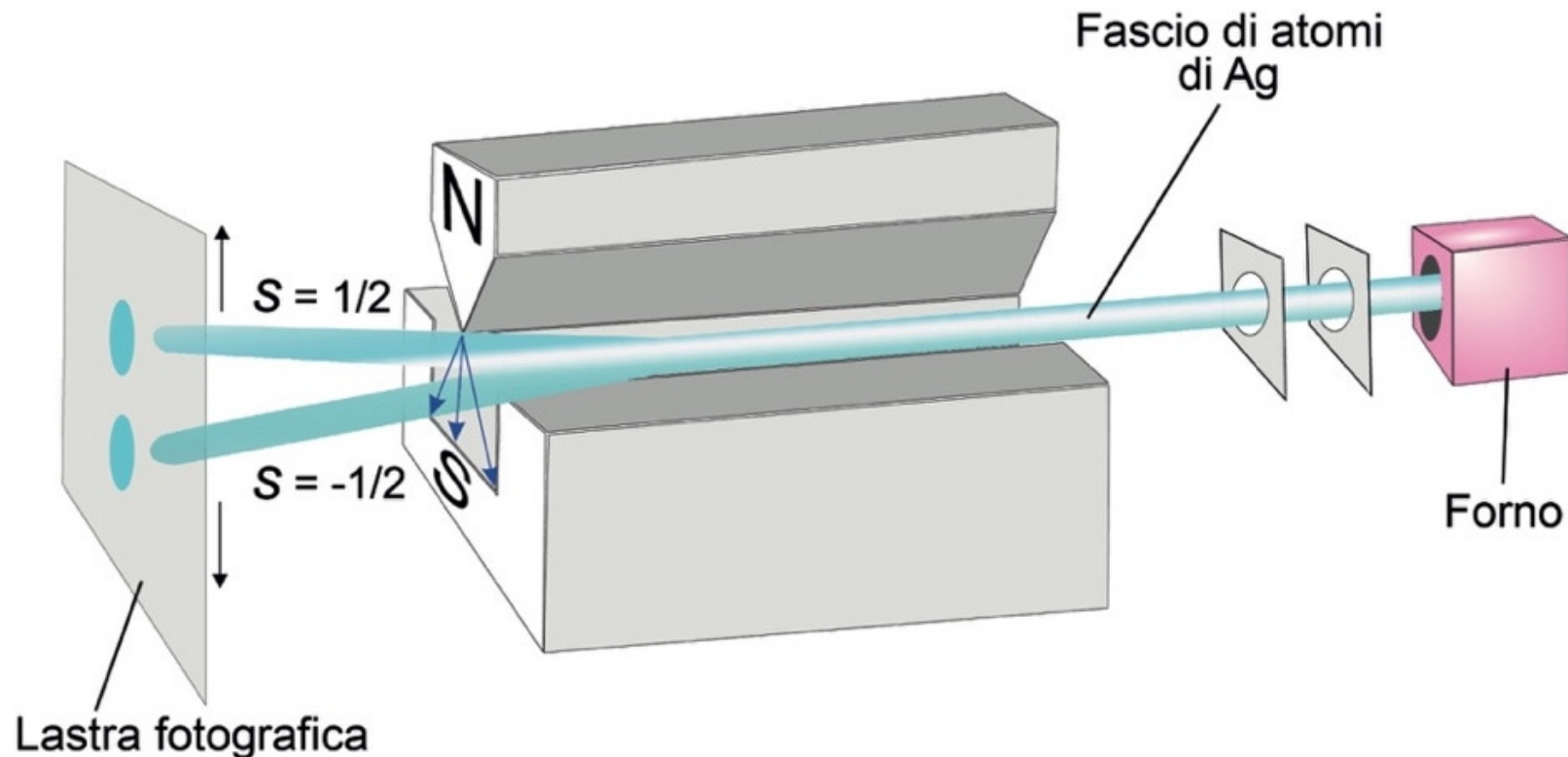


Hanno rilevanza solo nei lantanidi ( $57 \leq Z \leq 71$ ) e negli attinidi ( $89 \leq Z \leq 103$ )  
Ancora più marginale è il ruolo degli orbitali g ( $l \geq 4$ ) o superiori

# SPIN ELETTRONICO E NUMERO QUANTICO DI SPIN

L'equazione di Schrödinger non interpreta alcune evidenze sperimentali:

- ciascuna riga dello spettro dell'atomo di idrogeno è in realtà un *doppietto* (due righe molto vicine fra di loro) se analizzate ad alta risoluzione
- **Otto Stern e Walter Gerlach (1921)**: un fascio di atomi di argento, fatto passare in un opportuno campo magnetico, viene sdoppiato in due fasci distinti di uguale intensità

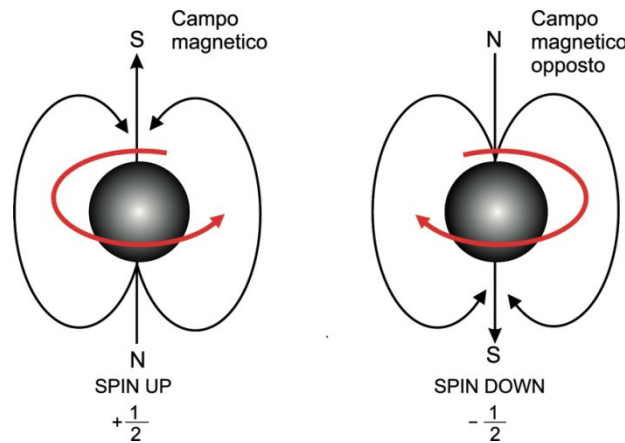


## SPIN ELETTRONICO E NUMERO QUANTICO DI SPIN

L'unico elettrone non accoppiato degli atomi di argento (l'elettrone nell'orbitale 5s) si comporta *come se fosse* una piccola sfera ruotante su sé stessa attorno ad un asse (*dipolo magnetico*) i cui poli nord e sud sono allineati all'asse di rotazione.

Il momento angolare intrinseco dell'elettrone è detto *spin*, dall'inglese *to spin* (ruotare) e costituisce il quarto numero quantico, *numero quantico di spin* ( $s$ ) associato all'elettrone

Può assumere solo due valori, convenzionalmente scelti pari a  $+1/2$ , detto spin su ( $\uparrow$ ), e  $-1/2$  detto spin giù ( $\downarrow$ )



Concludiamo dicendo che a ciascun elettrone della materia sono associati complessivamente 4 numeri quantici, tre dei quali ( $n, l, m$ ) associati al suo moto orbitale attorno al nucleo dell'atomo cui appartiene ed uno ( $s$ ) intrinseco ed associato al suo «moto» di spin.

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici*

- a) Negli atomi polielettronici, ciascun elettrone risente non solo dell'effetto attrattivo del nucleo, ma anche dell'effetto repulsivo degli altri elettroni
- b) L'equazione di Schrödinger deve tener conto di entrambi i contributi, ma ciò rende matematicamente impossibile la soluzione esatta dell'equazione
- c) Una soluzione *approssimata* del «moto» degli elettroni in un atomo polielettronico, si basa sul *metodo SCF* (Self-Consistent Field)
- d) Il metodo SCF assume che ogni elettrone si muove sottoposto ad un potenziale dovuto a due contributi; 1) l'attrazione esercitata dal nucleo e 2) la repulsione *media* esercitata da tutti gli altri elettroni
- e) Quindi, nell'equazione di Schrödinger il potenziale coulombiano di attrazione nucleare,  $V(r) = -Ze^2/(4\pi\epsilon_0 r^2)$ , è sostituito da un potenziale effettivo  $V_{\text{eff}}(r)$  che tiene conto di questi due fattori, *ma che mantiene ancora una simmetria sferica*
- f) Questo approccio permette di scrivere le soluzioni di tale equazione classificandole con gli stessi tre numeri quantici  $n$ ,  $l$  ed  $m$  visti per l'atomo di idrogeno
- g) Inoltre, gli orbitali di un atomo polielettronico possono ancora essere descritti come prodotto di una parte radiale e di una angolare, essendo in particolare quest'ultima esattamente identica a quella dell'atomo di idrogeno

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}^*(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici*

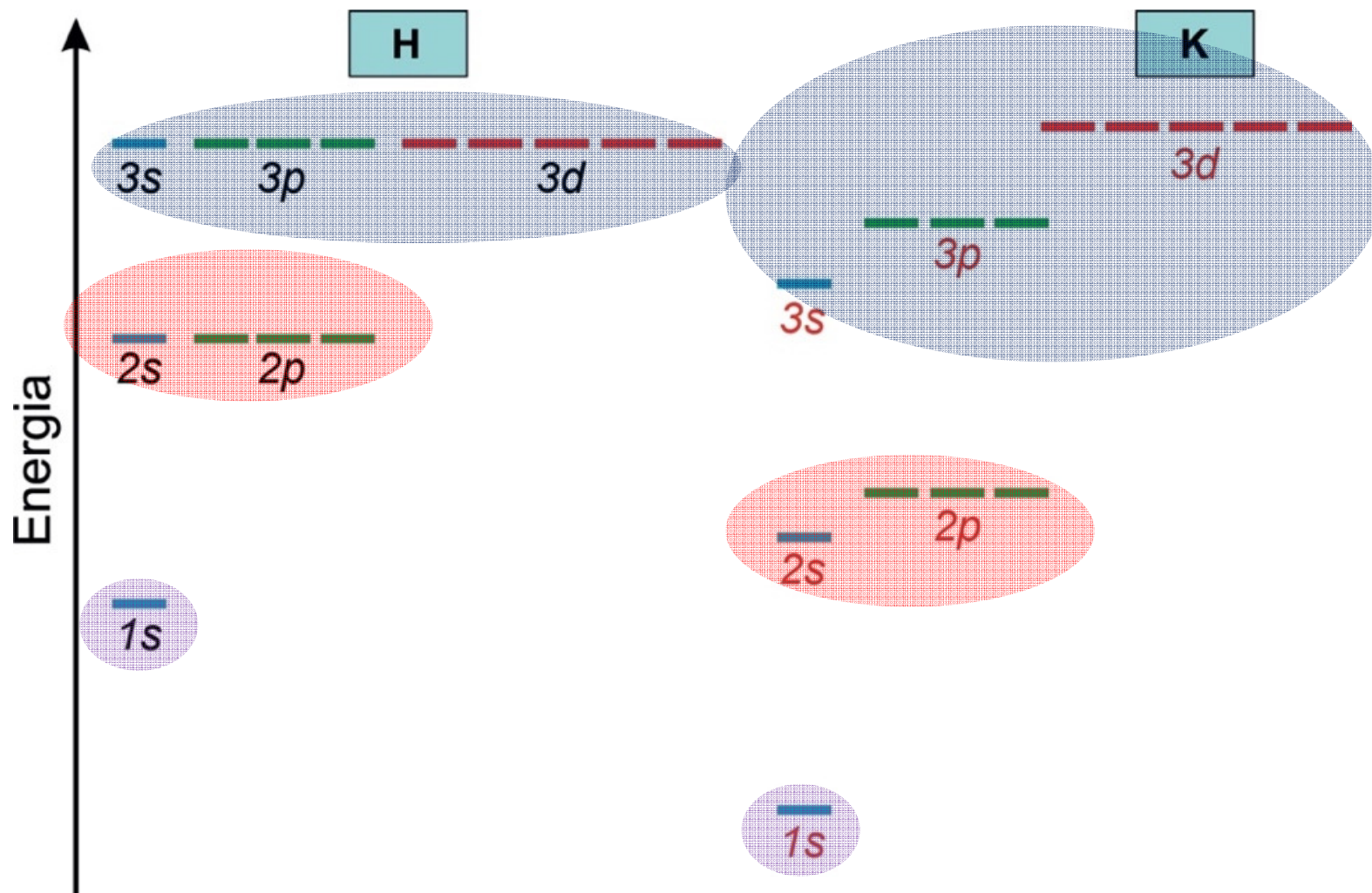
$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}^*(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

- 1) Pertanto, gli orbitali degli atomi polielettronici hanno la *stessa forma ed orientamento spaziale degli orbitali idrogenoidi* e possono quindi essere ancora classificati come orbitali di tipo *s, p, d, f, etc*
- 2) Tuttavia, a differenza degli atomi idrogenoidi, le parti *radiali*  $R_{n,l}^*(r)$ , sono diverse: **le dimensioni, la struttura interna e l'energia** degli orbitali degli atomi polielettronici dipendono, infatti, non solo dal numero quantico  $n$ , come negli atomi idrogenoidi, ma anche dal *numero quantico*  $l$
- 3) Di conseguenza, in un atomo polielettronico, i sottostrati ( $l$ ) di uno stesso livello ( $n$ ) hanno energie diverse (*non sono degeneri*)
- 4) In generale, in uno stesso livello  $n$ : a) l'energia dei sottostrati aumenta all'aumentare del numero quantico  $l$ ; b) tutti i  $2l + 1$  orbitali di un sottostrato con un dato valore di  $l$  restano invece degeneri (hanno quindi la stessa energia i tre orbitali  $p$ , i cinque orbitali  $d$  ed i sette orbitali  $f$  di uno stesso strato  $n$ )

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

*atomi polielettronici: livelli energetici – confronto fra idrogeno e potassio*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}^*(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$



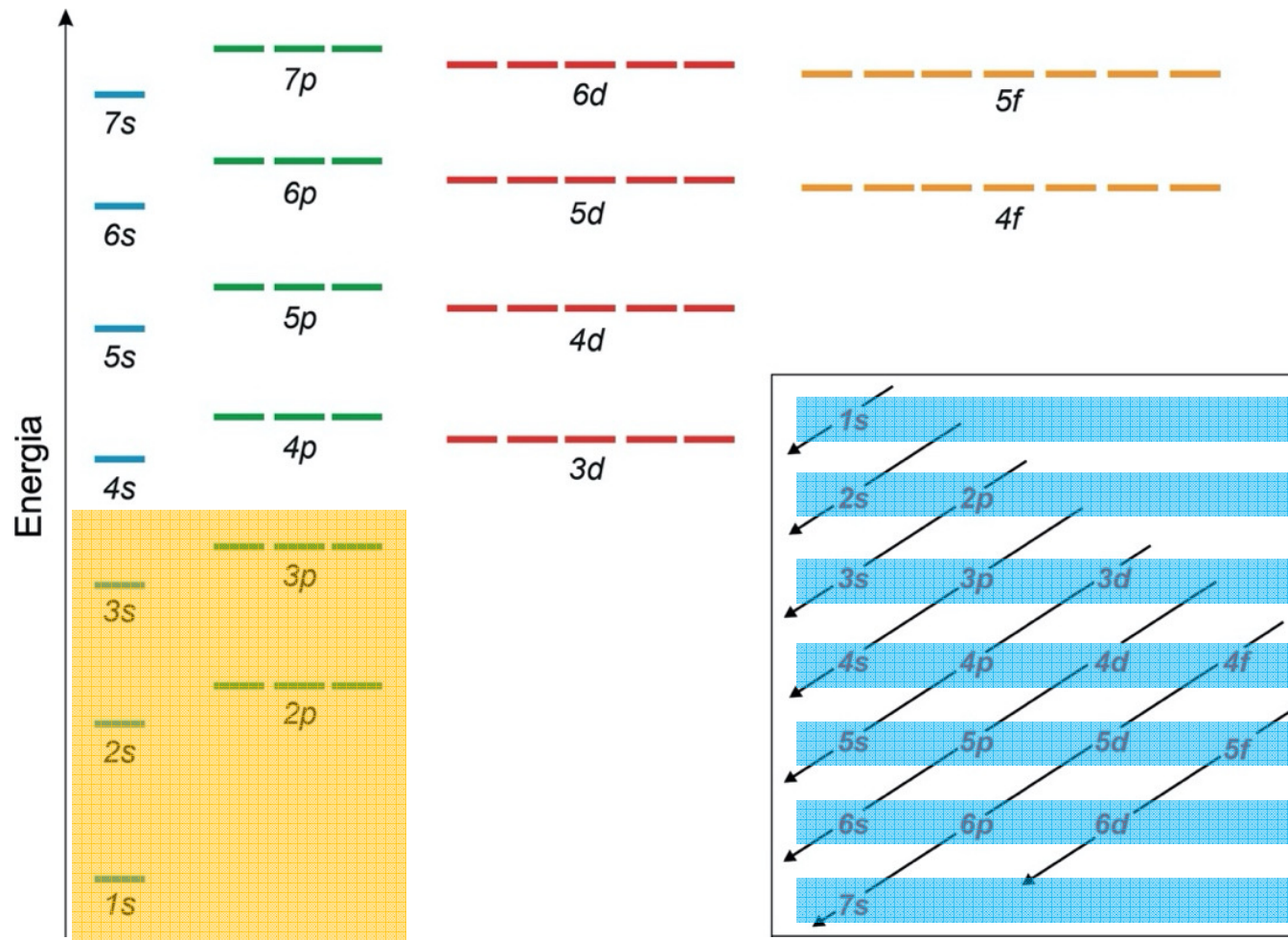


# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici: livelli energetici*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}^*(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

### ORDINE DI RIEMPIMENTO DEI SOTTOSTRATI NEGLI ATOMI POLIELETTRONICI

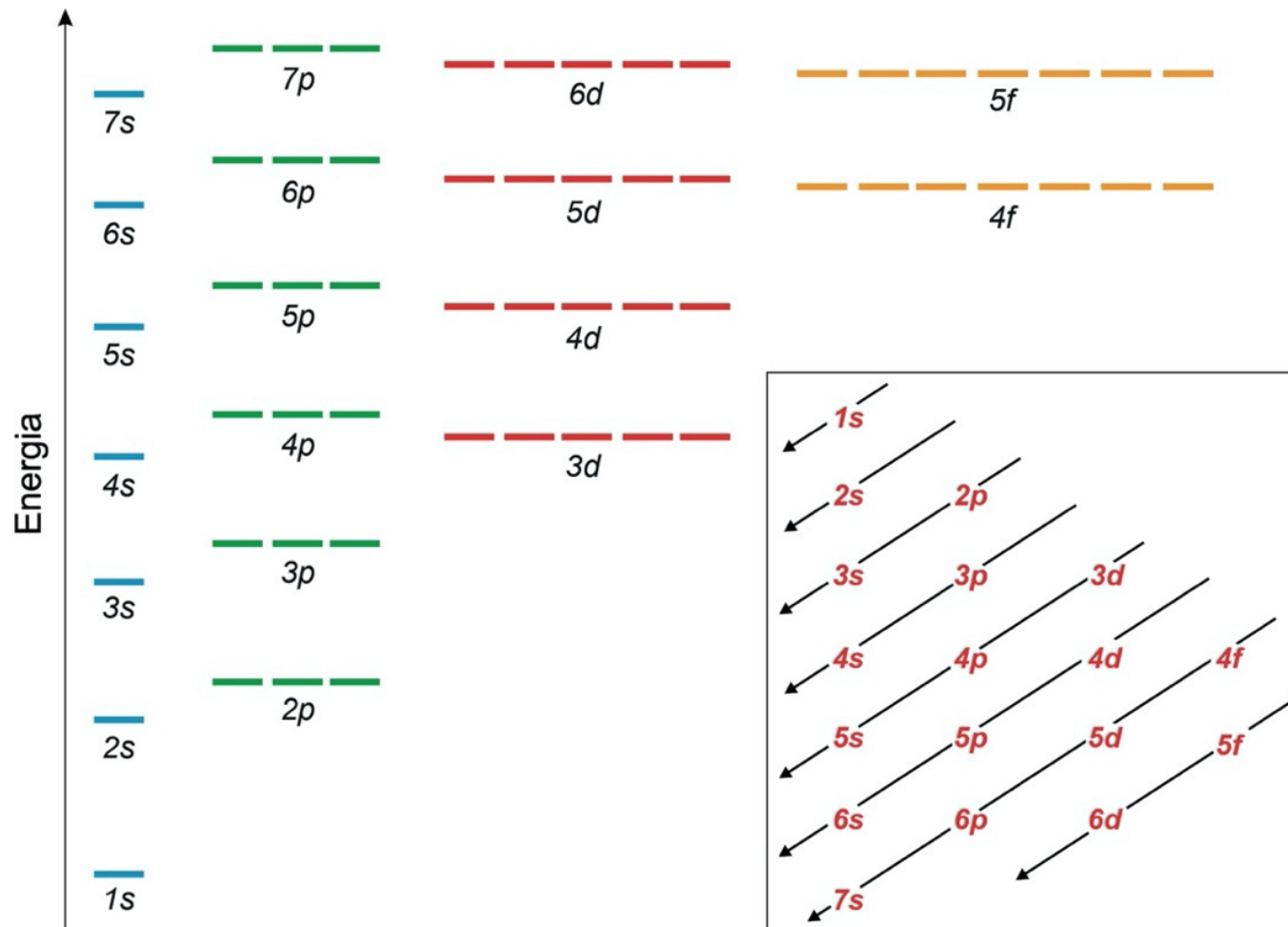


# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici: livelli energetici*

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}^*(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

### ORDINE DI RIEMPIMENTO DEI SOTTOSTRATI NEGLI ATOMI POLIELETTRONICI



# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici: configurazione elettronica*

- Per determinare la *struttura elettronica* di un atomo polielettronico si deve assegnare ogni elettrone ad uno degli orbitali atomici
- Lo stato (stazionario) di ciascun elettrone in un atomo è completamente determinato da quattro numeri quantici, tre dei quali ( $n, l, m$ ) individuano l'orbitale ed il quarto la componente intrinseca di spin ( $s$ ) dell'elettrone
- Wolfgang Pauli (1925) *principio di esclusione*: in un atomo non possono esistere elettroni descritti dagli stessi quattro numeri quantici  $n, l, m$  e  $s$
- Di conseguenza, ciascun orbitale ( $n, l, m$ ) può essere occupato al massimo da due elettroni, aventi spin opposto

Ad esempio, l'orbitale di più bassa energia,  $1s$ , può essere occupato al massimo da due elettroni descritti, rispettivamente, dai numeri quantici

$$n = 1, l = 0, m = 0, s = +1/2$$

$$n = 1, l = 0, m = 0, s = -1/2$$

Un terzo eventuale elettrone dovrà quindi necessariamente occupare un orbitale *più alto in energia*, quale il  $2s$  o successivi

La distribuzione degli elettroni fra i vari orbitali disponibili è detta *configurazione elettronica*

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici: configurazione elettronica*

La configurazione elettronica degli atomi viene descritta ordinando per energia i sottostrati occupati ed indicando ad apice il numero di elettroni presenti (1 o 2)

Ad esempio, per il litio ( $Z = 3$ ) neutro e allo *stato fondamentale* :  $1s^2 2s^1$

mentre un possibile *stato elettronicamente eccitato* del litio neutro è:  $1s^1 2s^1 2p^1$

### NUMERO MASSIMO DI ELETTRONI PER I VARI TIPI DI SOTTOSTRATI ATOMICI

Sottostrato	Valore di $l$	Numero di orbitali ( $2l+1$ )	Numero massimo di elettroni $2(2l+1)$
$s$	0	1	2
$p$	1	3	6
$d$	2	5	10
$f$	3	7	14

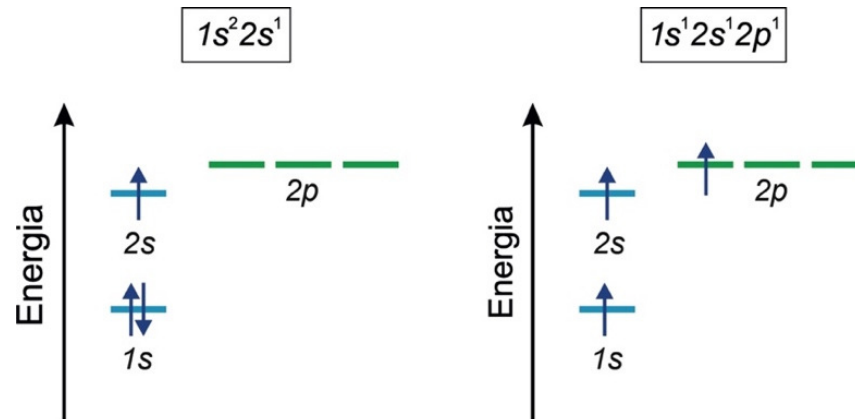
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici: configurazione elettronica (diagramma orbitalico)*

Gli orbitali sono rappresentati come linee orizzontali, quadratini o cerchi e gli elettroni come frecce dirette verso l'alto ( $s = +1/2$ ) o verso il basso ( $s = -1/2$ )

Gli orbitali possono essere inoltre disposti in una scala verticale di energia crescente dal basso verso l'alto, oppure in orizzontale, in ordine di energia crescente da sinistra verso destra

### DIAGRAMMI ORBITALICI PER LE CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEL LITIO VISTE NELLA PRECEDENTE DIAPOSITIVA



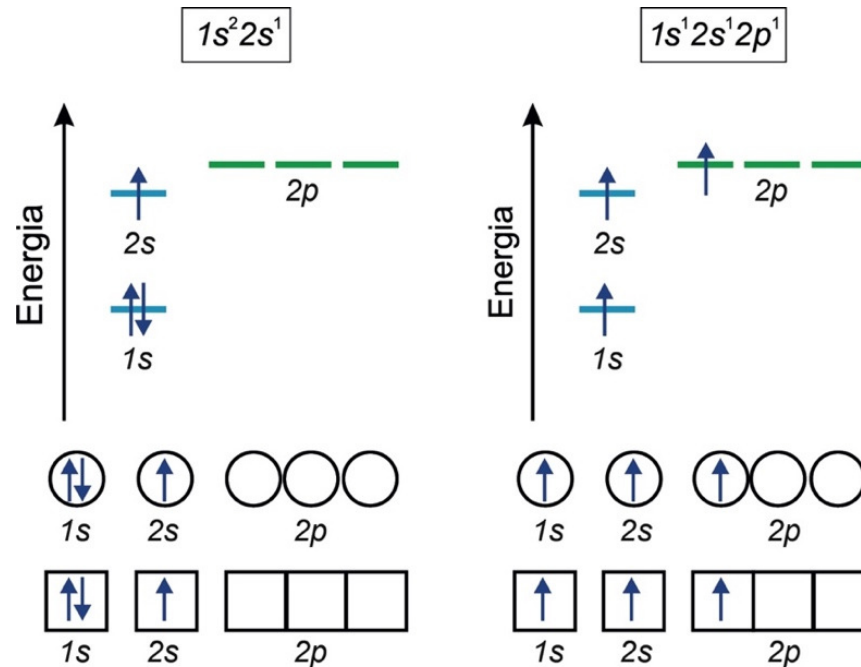
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

## *atomi polielettronici: configurazione elettronica (diagramma orbitalico)*

Gli orbitali sono rappresentati come linee orizzontali, quadratini o cerchi e gli elettroni come frecce dirette verso l'alto ( $s = +1/2$ ) o verso il basso ( $s = -1/2$ )

Gli orbitali possono essere inoltre disposti in una scala verticale di energia crescente dal basso verso l'alto o in orizzontale, in ordine di energia crescente da sinistra verso destra

### DIAGRAMMI ORBITALICI PER LE CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEL LITIO VISTE NELLA PRECEDENTE DIAPOSITIVA



**Stato fondamentale**

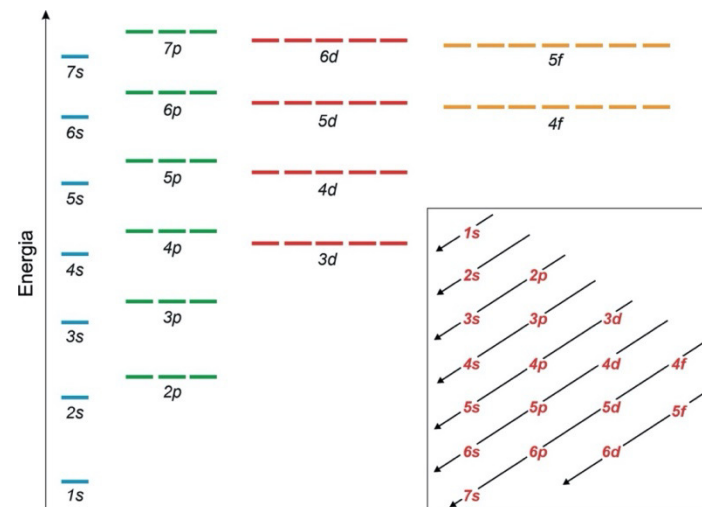
**Uno dei possibili stati eccitati**

# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

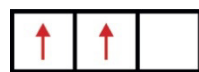
## *atomi polielettronici: configurazione elettronica (Le regole di Aufbau)*

*Configurazione elettronica dello stato fondamentale degli atomi: regole di Aufbau (costruire in tedesco)*

- 1) gli elettroni vengono assegnati ai vari sottostrati in ordine di energia degli orbitali crescente, partendo dall'orbitale  $1s$
- 2) ciascun orbitale può ospitare al massimo due elettroni aventi spin opposto o antiparallelo (*principio di esclusione di Pauli*)
- 3) dovendo occupare orbitali degeneri di un certo sottostrato, essi vengono riempiti così da avere il maggior numero possibile di elettroni con spin parallelo (*regola di Hund*)

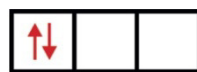


Ad esempio, per due elettroni da collocare sui tre orbitali  $2p$ , la configurazione energeticamente favorita è la (a)



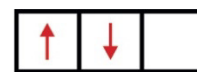
$2p$

(a)



$2p$

(b)



$2p$

(c)

## Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del primo ( $n = 1$ ) e secondo *periodo* ( $n = 2$ )

Atomo	Numero atomico $Z$	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico					
			1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>y</sub>	2p <sub>z</sub>	
H	1	1s <sup>1</sup>	↑					
He	2	1s <sup>2</sup>	↑↓					Guscio chiuso
Li	3	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	↑↓	↑				
Be	4	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	↑↓	↑↓				
B	5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	↑↓	↑↓	↑			
C	6	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	↑↓	↑↓	↑	↑		
N	7	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	
O	8	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	
F	9	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	↑↓	↑↓	↑↓	↓↑	↑	
Ne	10	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	↑↓	↑↓	↑↓	↓↑	↓↑	Guscio chiuso



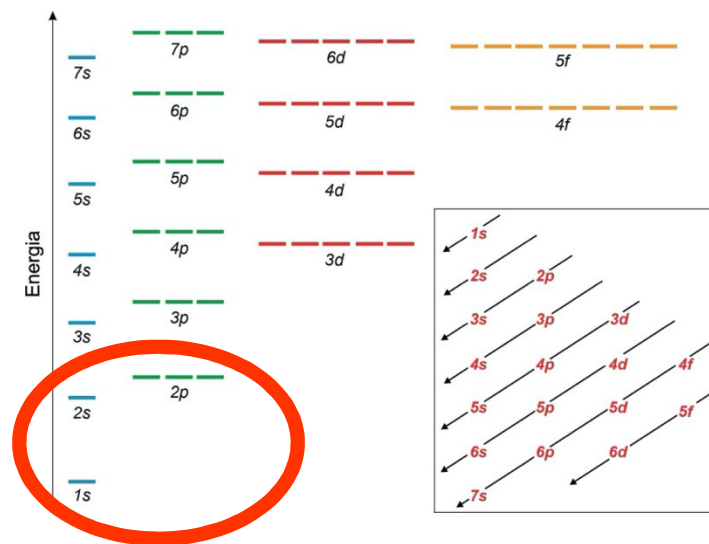
# TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

1 1.008 <b>H</b> Idrogeno	← PRIMO PERIODO →																2 4.003 <b>He</b> Elio															
3 6.941 <b>Li</b> Litio	4 9.012 <b>Be</b> Berillio	← SECONDO PERIODO →										5 10.81 <b>B</b> Boro	6 12.01 <b>C</b> Carbonio	7 14.01 <b>N</b> Azoto	8 16.00 <b>O</b> Ossigeno	9 19.00 <b>F</b> Fluoro	10 20.18 <b>Ne</b> Neo															
11 22.99 <b>Na</b> Sodio	12 24.31 <b>Mg</b> Magnesio	← TERZO PERIODO →										13 26.98 <b>Al</b> Alluminio	14 28.09 <b>Si</b> Silicio	15 30.97 <b>P</b> Fosforo	16 32.07 <b>S</b> Zolfo	17 35.45 <b>Cl</b> Cloro	18 39.95 <b>Ar</b> Argo															
19 39.10 <b>K</b> Potassio	20 40.08 <b>Ca</b> Calcio	21 44.96 <b>Sc</b> Scandio	22 47.87 <b>Ti</b> Titanio	23 50.94 <b>V</b> Vanadio	24 51.00 <b>Cr</b> Cromo	25 54.94 <b>Mn</b> Manganese	26 55.85 <b>Fe</b> Ferro	27 58.93 <b>Co</b> Cobalto	28 58.93 <b>Ni</b> Nichel	29 63.55 <b>Cu</b> Rame	30 65.39 <b>Zn</b> Zinco	31 69.72 <b>Ga</b> Gallio	32 72.59 <b>Ge</b> Germanio	33 74.92 <b>As</b> Arsenico	34 78.96 <b>Se</b> Selenio	35 79.90 <b>Br</b> Bromo	36 83.80 <b>Kr</b> Kripton															
37 85.47 <b>Rb</b> Rubidio	38 87.62 <b>Sr</b> Stronzio	39 88.91 <b>Y</b> Ittrio	40 91.22 <b>Zr</b> Zirconio	41 92.91 <b>Nb</b> Niobio	42 95.94 <b>Mo</b> Molibdeno	43 98.91 <b>Tc</b> Technecio	44 101.1 <b>Ru</b> Rutenio	45 102.9 <b>Rh</b> Rodio	46 106.4 <b>Pd</b> Palladio	47 107.9 <b>Ag</b> Argento	48 112.4 <b>Cd</b> Cadmio	49 114.8 <b>In</b> Indio	50 118.7 <b>Sn</b> Stagno	51 121.8 <b>Sb</b> Antimonio	52 127.6 <b>Te</b> Tellurio	53 126.9 <b>I</b> Iodio	54 131.3 <b>Xe</b> Xeno															
55 132.9 <b>Cs</b> Cesio	56 137.3 <b>Ba</b> Bario	57 138.9 <b>La</b> Lantanio	58 175.0 <b>Hf</b> Hafnio	59 178.5 <b>Ta</b> Tantalio	60 180.9 <b>Hf</b> Tungsteno	61 187.0 <b>Rf</b> Reniio	62 188.9 <b>Ra</b> Rafidio	63 190.2 <b>Ac</b> Actinio	64 195.1 <b>Th</b> Torio	65 197.0 <b>Pa</b> Protattinio	66 200.6 <b>U</b> Uranio	67 204.4 <b>Np</b> Neptunio	68 207.2 <b>Pu</b> Plutonio	69 208.0 <b>Am</b> Americio	70 210.0 <b>Cm</b> Curio	71 210 <b>Bk</b> Berkelio	72 210 <b>Cf</b> Californio	73 210 <b>Es</b> Einsteinio	74 210 <b>Fm</b> Fermio	75 210 <b>Md</b> Mendelevio	76 210 <b>No</b> Nobelio	77 210 <b>Lr</b> Lawrencio										
87 223 <b>Fr</b> Francio	88 226 <b>Ra</b> Raffaello	<b>PASSIAMO DAL Ne al Na (DAL SECONDO AL TERZO PERIODO)</b>																89 227 <b>Ac</b> Actinio	90 227 <b>Th</b> Torio	91 232 <b>Pa</b> Protattinio	92 238 <b>U</b> Uranio	93 238 <b>Np</b> Neptunio	94 238 <b>Pu</b> Plutonio	95 244 <b>Am</b> Americio	96 244 <b>Cm</b> Curio	97 247 <b>Bk</b> Berkelio	98 247 <b>Cf</b> Californio	99 251 <b>Es</b> Einsteinio	100 252 <b>Fm</b> Fermio	101 252 <b>Md</b> Mendelevio	102 252 <b>No</b> Nobelio	103 252 <b>Lr</b> Lawrencio

58 140.1 <b>Ce</b> Cesio	59 140.9 <b>Pr</b> Praseodimio	60 144.2 <b>Nd</b> Neodimio	61 144.9 <b>Pm</b> Promezio	62 150.4 <b>Sm</b> Samario	63 152.0 <b>Eu</b> Europio	64 157.3 <b>Gd</b> Gadolinio	65 158.9 <b>Tb</b> Terbio	66 162.5 <b>Dy</b> Dismidio	67 164.9 <b>Ho</b> Olio	68 167.3 <b>Er</b> Erbio	69 168.9 <b>Tm</b> Tulio	70 175.0 <b>Yb</b> Iterbio	71 175.0 <b>Lu</b> Lutetio
90 232.0 <b>Th</b> Torio	91 231.0 <b>Pa</b> Protattinio	92 238.2 <b>U</b> Uranio	93 237 <b>Np</b> Neptunio	94 239.1 <b>Pu</b> Plutonio	95 243 <b>Am</b> Americio	96 247 <b>Cm</b> Curio	97 247 <b>Bk</b> Berkelio	98 252 <b>Cf</b> Californio	99 252 <b>Es</b> Einsteinio	100 257 <b>Fm</b> Fermio	101 258 <b>Md</b> Mendelevio	102 259 <b>No</b> Nobelio	103 262 <b>Lr</b> Lawrencio

# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del terzo periodo ( $n = 3$ )

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico				
			Core	3s	3p <sub>x</sub>	3p <sub>y</sub>	3p <sub>z</sub>
Na	11	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>	[Ne]	↑			
Mg	12	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>	[Ne]	↓↑			
Al	13	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]	↓↑	↑		
Si	14	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]	↓↑	↑	↑	
P	15	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]	↓↑	↑	↑	↑
S	16	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]	↓↑	↓↑	↑	↑
Cl	17	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ne]	↓↑	↓↑	↓↑	↑
Ar	18	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	[Ne]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑



**Ar guscio chiuso**

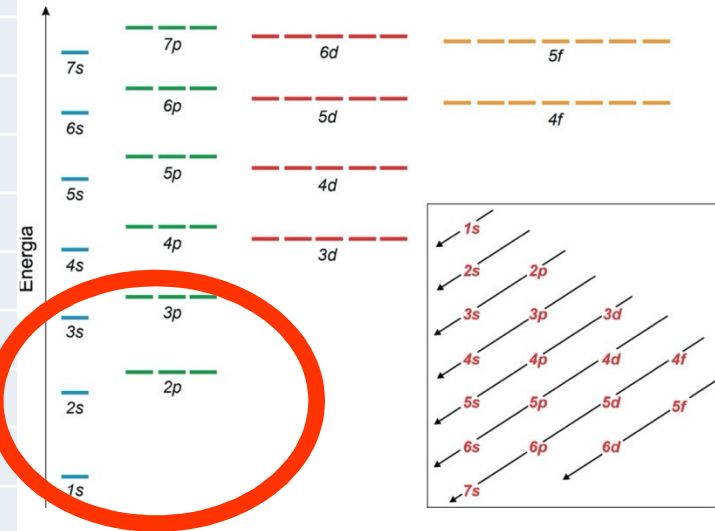
1 1.008 H Idrogeno	3 6.941 Li Litio	4 9.012 Be Berillio	<b>N.B.</b> Gli elettroni di <i>core</i> ( <i>elettroni interni</i> ), molto più bassi in energia rispetto a quelli <i>esterni</i> ( <i>elettroni di valenza</i> ), di norma <b>non partecipano alla reattività chimica dell'atomo</b>										8 16.00 O Ossigeno	9 18.998 F Fluoro	10 20.18 Ne Neo									
11 22.99 Na Sodio	12 24.31 Mg Magnesio	16 32.07 S Zolfo											17 35.45 Cl Cloro	18 39.948 Ar Argo										
19 39.10 K Potassio	20 40.08 Ca Calcio	24 52.00 Cr Cromo											25 54.94 Mn Manganese	26 55.85 Fe Ferro	27 58.93 Co Cobalto	28 58.69 Ni Nichel	29 63.55 Cu Rame	30 65.39 Zn Zinco	31 69.72 Ga Gallio	32 72.59 Ge Germanio	33 74.92 As Arsenico	34 78.96 Se Selenio	35 79.90 Br Bromo	36 83.80 Kr Kripto

**Ne guscio chiuso**



# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quarto periodo ( $n = 4$ )

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico											
			core	3d <sub>xy</sub>	3d <sub>xz</sub>	3d <sub>yz</sub>	3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>	3d <sub>z<sup>2</sup></sub>	4s	4p <sub>x</sub>	4p <sub>y</sub>	4p <sub>z</sub>		
K	19	[Ar]4s <sup>1</sup>	[Ar]								↑			
Ca	20	[Ar]4s <sup>2</sup>	[Ar]								↓↑			
Sc	21	[Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑							↓↑			
Ti	22	[Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑						↓↑			
V	23	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑	↑					↓↑			
Cr	24	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑	↑					
Mn	25	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Fe	26	[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Co	27	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Ni	28	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑		↓↑			
Cu	29	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑				
Zn	30	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑				
Ga	31	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑			
Ge	32	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑		
As	33	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	
Se	34	[Ar]3c	[Ar]											
Br	35	[Ar]3c	[Ar]											
Kr	36	[Ar]3c	[Ar]											



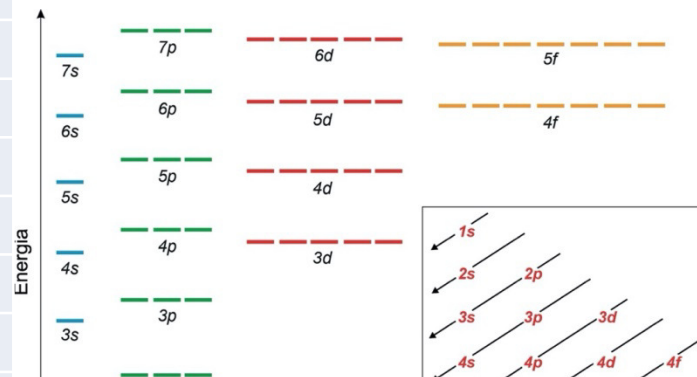
Ar guscio chiuso

Elementi (metalli) di transizione (I serie)

19 39.10	20 40.08	21 44.96	22 47.87	23 50.94	24 52.00	25 54.94	26 55.85	27 58.93	28 58.69	29 63.55	30 65.39	31 69.72	32 72.59	33 74.92	34 78.96	35 79.90	36 79.90
<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>
Potassio	Calcio	Scandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganese	Ferro	Cobalto	Nichel	Rame	Zinco	Gallio	Germanio	Arsenico	Selenio	Bromo	Kripta

# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quarto periodo ( $n = 4$ )

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico											
			core	3d <sub>xy</sub>	3d <sub>xz</sub>	3d <sub>yz</sub>	3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>	3d <sub>z<sup>2</sup></sub>	4s	4p <sub>x</sub>	4p <sub>y</sub>	4p <sub>z</sub>		
K	19	[Ar]4s <sup>1</sup>	[Ar]								↑			
Ca	20	[Ar]4s <sup>2</sup>	[Ar]								↓↑			
Sc	21	[Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑							↓↑			
Ti	22	[Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑						↓↑			
V	23	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑	↑					↓↑			
Cr	24	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑	↑					
Mn	25	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑			↓↑			
Fe	26	[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↑	↑	↑	↑			↓↑			
Co	27	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↑	↑	↑	↑	↑					
Ni	28	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↑	↑	↑	↑	↑					
Cu	29	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
Zn	30	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
Ga	31	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
Ge	32	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
As	33	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
Se	34	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
Br	35	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
Kr	36	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					



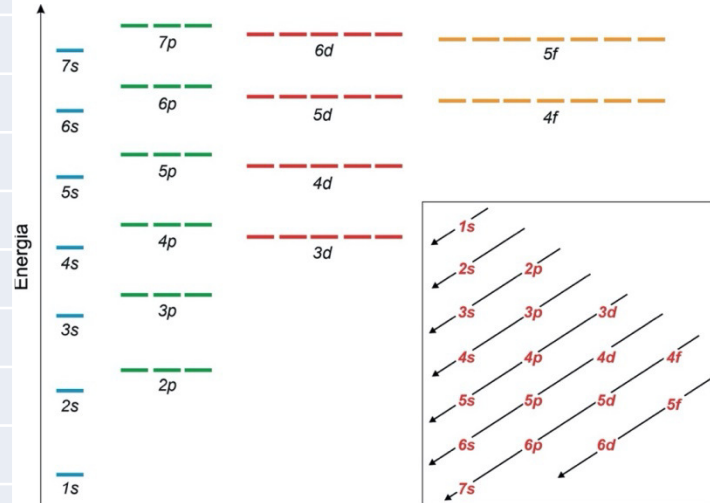
Per gli elementi dal Ga al Kr gli orbitali 3d (pieni) vengono notevolmente stabilizzati fino a trovarsi molto più bassi in energia rispetto agli orbitali 4s e 4p, cioè diventano elettroni di core per questi elementi, le cui proprietà chimiche sono determinate dagli elettroni (di valenza) 4s e 4p

Elementi (metalli) di transizione (I serie)

19	39.10	20	40.08	21	44.96	22	47.87	23	50.94	24	52.00	25	54.94	26	55.85	27	58.93	28	58.69	29	63.55	30	65.39	31	69.72	32	72.59	33	74.92	34	78.96	35	79.90	36	83.80
<b>K</b>		<b>Ca</b>		<b>Sc</b>		<b>Ti</b>		<b>V</b>		<b>Cr</b>		<b>Mn</b>		<b>Fe</b>		<b>Co</b>		<b>Ni</b>		<b>Cu</b>		<b>Zn</b>		<b>Ga</b>		<b>Ge</b>		<b>As</b>		<b>Se</b>		<b>Br</b>		<b>Kr</b>	
Potassio		Calcio		Scandio		Titanio		Vanadio		Cromo		Manganese		Ferro		Cobalto		Nichel		Rame		Zinco		Gallio		Germanio		Arsenico		Selenio		Bromo		Kripto	

# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quarto periodo ( $n = 4$ )

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico											
			core	3d <sub>xy</sub>	3d <sub>xz</sub>	3d <sub>yz</sub>	3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>	3d <sub>z<sup>2</sup></sub>	4s	4p <sub>x</sub>	4p <sub>y</sub>	4p <sub>z</sub>		
K	19	[Ar]4s <sup>1</sup>	[Ar]								↑			
Ca	20	[Ar]4s <sup>2</sup>	[Ar]								↓↑			
Sc	21	[Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑							↓↑			
Ti	22	[Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑						↓↑			
V	23	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑	↑					↓↑			
Cr	24	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑	↑					
Mn	25	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Fe	26	[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Co	27	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Ni	28	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑		↓↑			
Cu	29	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑				
Zn	30	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑				
Ga	31	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑			
Ge	32	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑		
As	33	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	
Se	34	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	
Br	35	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	
Kr	36	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	[Ar]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑



5	10.81	6	12.01	2 4.003	
B	Carbonio	Azoto	Ossigeno	Fluoro	Neo
Boro	Carbonio	Azoto	Ossigeno	Fluoro	Neo
13 26.98	14 28.09	15 30.97	16 32.07	17 35.45	18 39.95
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Alluminio	Silicio	Fosforo	Zolfo	Cloro	Argo
19 39.10	20 40.08	21 44.96	22 47.87	23 50.94	24 52.00
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr
Potassio	Calcio	Scandio	Titanio	Vanadio	Cromo
25 54.94	26 55.85	27 58.93	28 58.69	29 63.55	30 65.39
Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Manganese	Ferro	Cobalto	Nichel	Rame	Zinco
31 69.72	32 72.59	33 74.92	34 78.96	35 79.90	36 83.80
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Gallio	Germanio	Arsenico	Selenio	Bromo	Kripto

**Kr guscio chiuso**

# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quinto periodo ( $n = 5$ ): riempimento orbitali $5s$ , $4d$ , $5p$

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico										
			core	$4d_{xy}$	$4d_{xz}$	$4d_{yz}$	$4d_{x^2-y^2}$	$4d_z^2$	$5s$	$5p_x$	$5p_y$	$5p_z$	
Rb	37	[Kr]5s <sup>1</sup>	[Kr]							↑			
Sr	38	[Kr]4s <sup>2</sup>	[Kr]							↓↑			
Y	39	[Kr]4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑						↓↑			
Zr	40	[Kr]4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑	↑					↓↑			
Nb	41	[Kr]4d <sup>3</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑	↑	↑				↓↑			
Mo	42	[Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]	↑	↑	↑	↑	↑	↑				
Tc	43	[Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑	↑	↑	↑	↑	↓↑				
Ru	44	[Kr]4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	↑				
Rh	45	[Kr]4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑				
Pd	46	[Kr]4d <sup>10</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑				
Ag	47	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑			
Cd	48	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑			
In	49	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑		
Sn	50	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	
Sb	51	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑
Te	52	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑
I	53	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑
Xe	54	[Kr]4d <sup>11</sup>	[Kr]							↓↑			



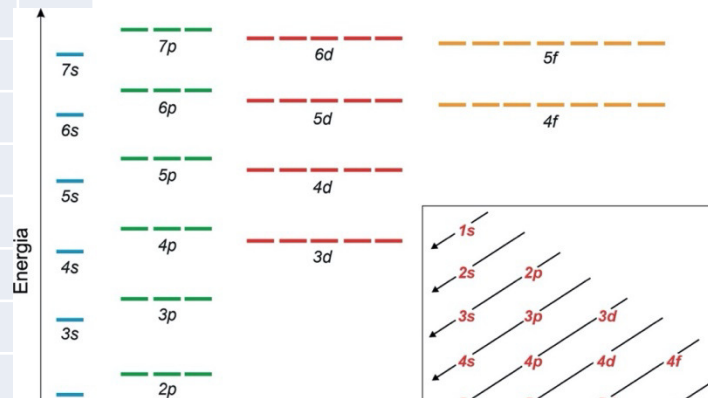
**Kr guscio chiuso**

**Elementi (metalli) di transizione (II serie)**

19 39.10 <b>K</b> Potassio	20 40.08 <b>Ca</b> Calcio											31 69.72 <b>Ga</b> Gallio	32 72.59 <b>Ge</b> Germanio	33 74.92 <b>As</b> Arsenico	34 78.96 <b>Se</b> Selenio	35 79.90 <b>Br</b> Bromo	36 83.80 <b>Kr</b> Kripton
37 85.47 <b>Rb</b> Rubidio	38 87.62 <b>Sr</b> Stronzio	<b>Y</b> Ittrio	<b>Zr</b> Zirconio	<b>Nb</b> Niobio	<b>Mo</b> Molibdèno	<b>Tc</b> Tecnezio	<b>Ru</b> Rutenio	<b>Rh</b> Rodio	<b>Pd</b> Palladio	<b>Ag</b> Argento	<b>Cd</b> Cadmio	49 114.8 <b>In</b> Indio	50 118.7 <b>Sn</b> Stagno	51 121.8 <b>Sb</b> Antimonio	52 127.6 <b>Te</b> Tellurio	53 126.9 <b>I</b> Iodio	54 127.6 <b>Xe</b> Xeno

# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quinto periodo ( $n = 5$ ): riempimento orbitali $5s$ , $4d$ , $5p$

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico										
			core	$4d_{xy}$	$4d_{xz}$	$4d_{yz}$	$4d_{x^2-y^2}$	$4d_z^2$	$5s$	$5p_x$	$5p_y$	$5p_z$	
Rb	37	[Kr]5s <sup>1</sup>	[Kr]							↑			
Sr	38	[Kr]4s <sup>2</sup>	[Kr]							↓↑			
Y	39	[Kr]4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑						↓↑			
Zr	40	[Kr]4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑	↑					↓↑			
Nb	41	[Kr]4d <sup>3</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑	↑	↑				↓↑			
Mo	42	[Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]	↑	↑	↑	↑	↑	↑				
Tc	43	[Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]	↑	↑	↑	↑	↑	↓↑				
Ru	44	[Kr]4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	↑				
Rh	45	[Kr]4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑				
Pd	46	[Kr]4d <sup>10</sup>	[Kr]	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
Ag	47	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	[Kr]										
Cd	48	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	[Kr]										
In	49	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	[Kr]										
Sn	50	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	[Kr]										
Sb	51	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	[Kr]										
Te	52	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	[Kr]										
I	53	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	[Kr]										
Xe	54	[Kr]4d <sup>11</sup>	[Kr]										



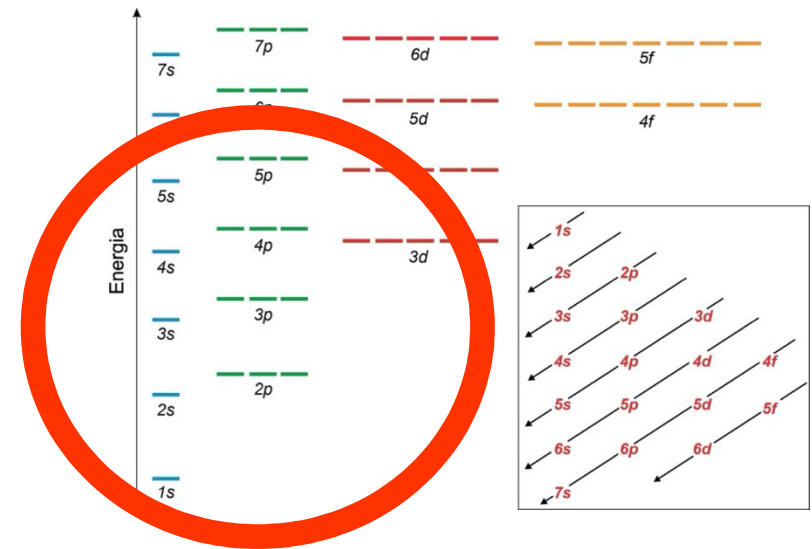
Per gli elementi dal In allo Xe gli orbitali  $4d$  (pieni) vengono notevolmente stabilizzati fino a trovarsi molto più bassi in energia rispetto agli orbitali  $5s$  e  $5p$ , cioè diventano elettroni di core per questi elementi, le cui proprietà chimiche sono determinate dagli elettroni (di valenza)  $5s$  e  $5p$

Elementi (metalli) di transizione (II serie)

19 39.10 <b>K</b> Potassio	20 40.08 <b>Ca</b> Calcio											31 69.72 <b>Ga</b> Gallio	32 72.59 <b>Ge</b> Germanio	33 74.92 <b>As</b> Arsenico	34 78.96 <b>Se</b> Selenio	35 79.90 <b>Br</b> Bromo	36 83.80 <b>Kr</b> Kripton
37 85.47 <b>Rb</b> Rubidio	38 87.62 <b>Sr</b> Stronzio	<b>Y</b> Ittrio	<b>Zr</b> Zirconio	<b>Nb</b> Niobio	<b>Mo</b> Molibdèno	<b>Tc</b> Tecnezio	<b>Ru</b> Rutenio	<b>Rh</b> Rodio	<b>Pd</b> Palladio	<b>Ag</b> Argento	<b>Cd</b> Cadmio	<b>In</b> Indio	<b>Sn</b> Stagno	<b>Sb</b> Antimonio	<b>Te</b> Tellurio	<b>I</b> Iodio	<b>Xe</b> Xeno



# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quinto periodo ( $n = 6$ ): riempimento orbitali $6s$ , $4f$ , $5d$ , $6p$

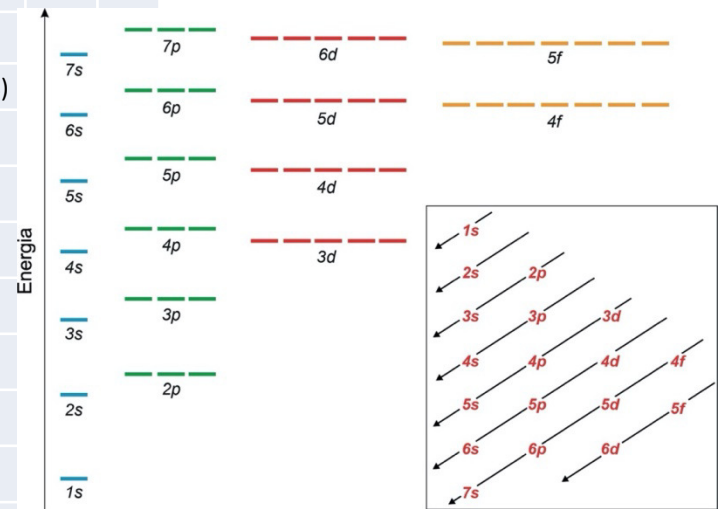


Xe guscio chiuso

37 85.47	38 87.62	39 88.90	40 91.22	41 92.91	42 95.94	43 98.91	44 101.1	45 102.9	46 106.4	47 107.9	48 112.4	49 114.8	50 118.7	51 121.8	52 127.6	53 126.9	54 131.3
<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>Y</b>	<b>Zr</b>	<b>Nb</b>	<b>Mo</b>	<b>Tc</b>	<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>	<b>Ag</b>	<b>Cd</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>
Rubidio	Stronzio	Ittrio	Zirconio	Niobio	Molibdèno	Tecnezio	Rutenio	Rodio	Palladio	Argento	Cadmio	Indio	Stagno	Antimonio	Tellurio	Iodio	Xenò
55 132.9	56 137.3	57 138.9	72 178.5	73 180.9	74 183.9	75 186.2	76 190.2	77 192.2	78 195.1	79 197.0	80 200.6	81 204.4	82 207.2	83 209.0	84 210.0	85 (210)	86 (222)
<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>La</b>	<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>
Cesio	Bario	Lantanio	Afnio	Tantalio	Tungsteno	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio	Tallio	Piomba	Bismuto	Polonio	Astato	Rado

# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quinto periodo ( $n = 6$ ): riempimento orbitali $6s$ , $4f$ , $5d$ , $6p$

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico											
			core	$5d_{xy}$	$5d_{xz}$	$5d_{yz}$	$5d_{x^2-y^2}$	$5d_z^2$	$6s$	$6p_x$	$6p_y$	$6p_z$		
Cs	55	[Xe]6s <sup>1</sup>	[Xe]								↑			
Ba	56	[Xe]6s <sup>2</sup>	[Xe]								↓↑			
La	57	[Xe]5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe]	↑							↓↑			
58-71 Riempimento progressivo degli orbitali 4f – LANTANIDI (vedi Tabella 2.8)														
Hf	72	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑						↓↑			
Ta	73	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑	↑					↓↑			
W	74	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑	↑	↑				↓↑			
Re	75	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑	↑	↑	↑			↓↑			
Os	76	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Ir	77	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Pt	78	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑		↑			
Au	79	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑		↑			
Hg	80	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑		↓↑			
Tl	81	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑				
Pb	82	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑			
Bi	83	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	↑		
Po	84	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑		
At	85	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑		
Rn	86	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑		



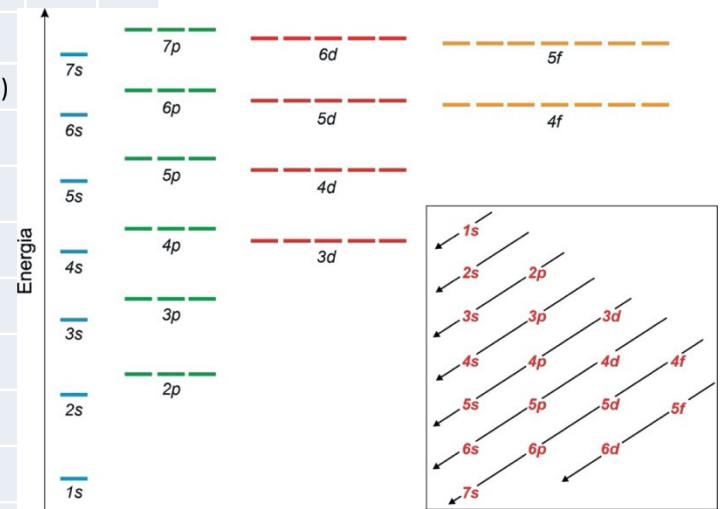
**Xe guscio chiuso**

55 132.9	56 137.3	57 138.9	72 178.5	73 180.9	74 183.9	75 186.2	76 190.2	77 192.2	78 195.1	79 197.0	80 200.6	81 204.4	82 207.2	83 209.0	84 210.0	85 (210)	86 (222)
<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>La</b>	<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>
Cesio	Bario	Lantanio	Afnio	Tantalio	Tungsteno	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio	Tallio	Piombo	Bismuto	Polonio	Astato	Rado



# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quinto periodo ( $n = 6$ ): riempimento orbitali $6s$ , $4f$ , $5d$ , $6p$

Atomo	Numero atomico Z	Configurazione elettronica	Diagramma orbitalico											
			core	$5d_{xy}$	$5d_{xz}$	$5d_{yz}$	$5d_{x^2-y^2}$	$5d_z^2$	$6s$	$6p_x$	$6p_y$	$6p_z$		
Cs	55	[Xe]6s <sup>1</sup>	[Xe]								↑			
Ba	56	[Xe]6s <sup>2</sup>	[Xe]								↓↑			
La	57	[Xe]5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe]	↑							↓↑			
58-71		Riempimento progressivo degli orbitali 4f – LANTANIDI (vedi Tabella 2.8)												
Hf	72	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑						↓↑			
Ta	73	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑	↑					↓↑			
W	74	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑	↑	↑				↓↑			
Re	75	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↑	↑	↑	↑	↑			↓↑			
Os	76	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Ir	77	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	↑		↓↑			
Pt	78	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑		↑			
Au	79	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑		↑			
Hg	80	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑		↓↑			
Tl	81	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑			
Pb	82	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑			
Bi	83	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	[Xe] 4f <sup>14</sup>	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑			
Po	84	[Xe]4f <sup>14</sup>									↑	↑		
At	85	[Xe]4f <sup>14</sup>									↓↑	↑		
Rn	86	[Xe]4f <sup>14</sup>									↓↑	↓↑		



**Elementi (metalli) di transizione (III serie)**

**Rn guscio chiuso**

55 132.9	56 137.3	57 138.9	72 178.5	73 180.9	74 183.9	75 186.2	76 190.2	77 192.2	78 195.1	79 197.0	80 200.6	81 204.4	82 207.2	83 209.0	84 210.0	85 (210)	86 (222)
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Xe
Cesio	Bario	Lantanio	Afnio	Tantalio	Tungsteno	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio	Tallio	Piombo	Bismuto	Polonio	Astato	Xeno

# Configurazione elettronica e diagrammi orbitalici degli elementi del quinto periodo ( $n = 7$ ): riempimento orbitali $7s$ , $5f$ , $6d$ , $7p$

1 1.008 <b>H</b> Idrogeno																	2 4.003 <b>He</b> Elio				
3 6.941 <b>Li</b> Litio	4 9.012 <b>Be</b> Berillio															5 10.81 <b>B</b> Boro	6 12.01 <b>C</b> Carbonio	7 14.01 <b>N</b> Azoto	8 16.00 <b>O</b> Ossigeno	9 19.00 <b>F</b> Fluoro	10 20.18 <b>Ne</b> Neo
11 22.99 <b>Na</b> Sodio	12 24.31 <b>Mg</b> Magnesio															13 26.98 <b>Al</b> Alluminio	14 28.09 <b>Si</b> Silicio	15 30.97 <b>P</b> Fosforo	16 32.07 <b>S</b> Zolfo	17 35.45 <b>Cl</b> Cloro	18 39.95 <b>Ar</b> Argo
19 39.10 <b>K</b> Potassio	20 40.08 <b>Ca</b> Calcio	21 44.96 <b>Sc</b> Scandio	22 47.87 <b>Ti</b> Titanio	23 50.94 <b>V</b> Vanadio	24 52.00 <b>Cr</b> Cromo	25 54.94 <b>Mn</b> Manganese	26 55.85 <b>Fe</b> Ferro	27 58.93 <b>Co</b> Cobalto	28 58.69 <b>Ni</b> Nichel	29 63.55 <b>Cu</b> Rame	30 65.39 <b>Zn</b> Zinco	31 69.72 <b>Ga</b> Gallio	32 72.59 <b>Ge</b> Germanio	33 74.92 <b>As</b> Arsenico	34 78.96 <b>Se</b> Selenio	35 79.90 <b>Br</b> Bromo	36 83.80 <b>Kr</b> Kripto				
37 85.47 <b>Rb</b> Rubidio	38 87.62 <b>Sr</b> Stronzio	39 88.90 <b>Y</b> Ittrio	40 91.22 <b>Zr</b> Zirconio	41 92.91 <b>Nb</b> Niobio	42 95.94 <b>Mo</b> Molibdeno	43 98.91 <b>Tc</b> Tecnezio	44 101.1 <b>Ru</b> Rutenio	45 102.9 <b>Rh</b> Rodio	46 106.4 <b>Pd</b> Palladio	47 107.9 <b>Ag</b> Argento	48 112.4 <b>Cd</b> Cadmio	49 114.8 <b>In</b> Indio	50 118.7 <b>Sn</b> Stagno	51 121.8 <b>Sb</b> Antimonio	52 127.6 <b>Te</b> Tellurio	53 126.9 <b>I</b> Iodio	54 131.3 <b>Xe</b> Xeno				
55 132.9 <b>Cs</b> Cesio	56 137.3 <b>Ba</b> Bario	57 138.9 <b>La</b> Lantanio	72 178.5 <b>Hf</b> Afnio	73 180.9 <b>Ta</b> Tantalio	74 183.9 <b>W</b> Tungsteno	75 186.2 <b>Re</b> Renio	76 190.2 <b>Os</b> Osmio	77 192.2 <b>Ir</b> Iridio	78 195.1 <b>Pt</b> Platino	79 197.0 <b>Au</b> Oro	80 200.6 <b>Hg</b> Mercurio	81 204.4 <b>Tl</b> Tallio	82 207.2 <b>Pb</b> Piombo	83 209.0 <b>Bi</b> Bismuto	84 210.0 <b>Po</b> Polonio	85 (210) <b>At</b> Astatio	86 (222) <b>Rn</b> Rado				
87 (223) <b>Fr</b> Francio	88 (226) <b>Ra</b> Radio	89 (227) <b>Ac</b> Attinio	104 (261) <b>Rf</b> Rutherfordio	105 (262) <b>Db</b> Dubnio	106 (266) <b>Sg</b> Seaborgio	107 (272) <b>Bh</b> Bohrio	108 (265) <b>Hs</b> Hassio	109 (265) <b>Mt</b> Meitnerio	110 (261) <b>Ds</b> Darmstadio	111 (272) <b>Rg</b> Roentgenio	112 (277) <b>Cn</b> Copernicio	113 - <b>Nh</b> Nihonio	114 (289) <b>Fl</b> Flerovio	115 (288) <b>Mc</b> Moscovia	116 (289) <b>Lv</b> Livermorio	117 - <b>Ts</b> Tennessino	118 (293) <b>Og</b> Oganesso				

58 140.1 <b>Ce</b> Cerio	59 140.9 <b>Pr</b> Praseodimio	60 144.2 <b>Nd</b> Neodimio	61 144.9 <b>Pm</b> Promezio	62 150.4 <b>Sm</b> Samario	63 152.0 <b>Eu</b> Europio	64 157.3 <b>Gd</b> Gadolinio	65 158.9 <b>Tb</b> Terbio	66 162.5 <b>Dy</b> Dismidio	67 164.9 <b>Ho</b> Olimio	68 167.3 <b>Er</b> Erbio	68 168.9 <b>Tm</b> Terzio	70 173.0 <b>Yb</b> Itrbio	71 175.0 <b>Lu</b> Lutetio
90 232.0 <b>Th</b> Torio	91 231.0 <b>Pa</b> Protoattinio	92 238.2 <b>U</b> Uranio	93 (237) <b>Np</b> Nettunio	94 239.1 <b>Pu</b> Plutonio	95 (243) <b>Am</b> Americio	96 (247) <b>Cm</b> Curio	97 (247) <b>Bk</b> Berchelio	98 (252) <b>Cf</b> Californio	99 (252) <b>Es</b> Einstenio	100 (257) <b>Fm</b> Fermio	100 (258) <b>Md</b> Mendelevio	102 (259) <b>No</b> Nobelio	103 (262) <b>Lr</b> Laurenzio

ATTINIDI

# TAVOLA PERIODICA

*Dmitrij Mendeleev (circa 1870)*

18 colonne (*gruppi*): simili proprietà atomiche  
7 righe (*periodi*): variazioni simili delle proprietà atomiche

Riflettono la similitudine delle configurazioni elettroniche esterne nei vari gruppi

1 1.008 <b>H</b> Idrogeno																	2 4.003 <b>He</b> Elio				
3 6.941 <b>Li</b> Litio	4 9.012 <b>Be</b> Berillio															5 10.81 <b>B</b> Boro	6 12.01 <b>C</b> Carbonio	7 14.01 <b>N</b> Azoto	8 16.00 <b>O</b> Ossigeno	9 19.00 <b>F</b> Fluoro	10 20.18 <b>Ne</b> Neo
11 22.99 <b>Na</b> Sodio	12 24.31 <b>Mg</b> Magnesio															13 26.98 <b>Al</b> Alluminio	14 28.09 <b>Si</b> Silicio	15 30.97 <b>P</b> Fosforo	16 32.07 <b>S</b> Zolfo	17 35.45 <b>Cl</b> Cloro	18 39.95 <b>Ar</b> Argo
19 39.10 <b>K</b> Potassio	20 40.08 <b>Ca</b> Calcio	21 44.96 <b>Sc</b> Scandio	22 47.87 <b>Ti</b> Titanio	23 50.94 <b>V</b> Vanadio	24 52.00 <b>Cr</b> Cromo	25 54.94 <b>Mn</b> Manganese	26 55.85 <b>Fe</b> Ferro	27 58.93 <b>Co</b> Cobalto	28 58.69 <b>Ni</b> Nichel	29 63.55 <b>Cu</b> Rame	30 65.39 <b>Zn</b> Zinco	31 69.72 <b>Ga</b> Gallio	32 72.59 <b>Ge</b> Germanio	33 74.92 <b>As</b> Arsenico	34 78.96 <b>Se</b> Selenio	35 79.90 <b>Br</b> Bromo	36 83.80 <b>Kr</b> Kripto				
37 85.47 <b>Rb</b> Rubidio	38 87.62 <b>Sr</b> Stronzio	39 88.90 <b>Y</b> Ittrio	40 91.22 <b>Zr</b> Zirconio	41 92.91 <b>Nb</b> Niobio	42 95.94 <b>Mo</b> Molibdeno	43 98.91 <b>Tc</b> Tecnezio	44 101.1 <b>Ru</b> Rutenio	45 102.9 <b>Rh</b> Rodio	46 106.4 <b>Pd</b> Palladio	47 107.9 <b>Ag</b> Argento	48 112.4 <b>Cd</b> Cadmio	49 114.8 <b>In</b> Indio	50 118.7 <b>Sn</b> Stagno	51 121.8 <b>Sb</b> Antimonio	52 127.6 <b>Te</b> Tellurio	53 126.9 <b>I</b> Iodio	54 131.3 <b>Xe</b> Xeno				
55 132.9 <b>Cs</b> Cesio	56 137.3 <b>Ba</b> Bario	57 138.9 <b>La</b> Lantanio	72 178.5 <b>Hf</b> Afnio	73 180.9 <b>Ta</b> Tantalio	74 183.9 <b>W</b> Tungsteno	75 186.2 <b>Re</b> Renio	76 190.2 <b>Os</b> Osmio	77 192.2 <b>Ir</b> Iridio	78 195.1 <b>Pt</b> Platino	79 197.0 <b>Au</b> Oro	80 200.6 <b>Hg</b> Mercurio	81 204.4 <b>Tl</b> Tallio	82 207.2 <b>Pb</b> Piombo	83 209.0 <b>Bi</b> Bismuto	84 210.0 <b>Po</b> Polonio	85 (210) <b>At</b> Astatio	86 (222) <b>Rn</b> Rado				
87 (223) <b>Fr</b> Francio	88 (226) <b>Ra</b> Radio	89 (227) <b>Ac</b> Attinio	104 (261) <b>Rf</b> Rutherfordio	105 (262) <b>Db</b> Dubnio	106 (266) <b>Sg</b> Seaborgio	107 (272) <b>Bh</b> Bohrio	108 (265) <b>Hs</b> Hassio	109 (265) <b>Mt</b> Meitnerio	110 (261) <b>Ds</b> Darmstadio	111 (272) <b>Rg</b> Roentgenio	112 (277) <b>Cn</b> Copernicio	113 - <b>Nh</b> Nihonio	114 (289) <b>Fl</b> Flerovio	115 (288) <b>Mc</b> Moscovio	116 (289) <b>Lv</b> Livermorio	117 - <b>Ts</b> Tennessino	118 (293) <b>Og</b> Oganesso				

58 140.1 <b>Ce</b> Cerio	59 140.9 <b>Pr</b> Praseodimio	60 144.2 <b>Nd</b> Neodimio	61 144.9 <b>Pm</b> Promezio	62 150.4 <b>Sm</b> Samario	63 152.0 <b>Eu</b> Europio	64 157.3 <b>Gd</b> Gadolinio	65 158.9 <b>Tb</b> Terbio	66 162.5 <b>Dy</b> Disprozio	67 164.9 <b>Ho</b> Olmio	68 167.3 <b>Er</b> Erbio	68 168.9 <b>Tm</b> Tulio	70 173.0 <b>Yb</b> Itterbio	71 175.0 <b>Lu</b> Lutezio
90 232.0 <b>Th</b> Torio	91 231.0 <b>Pa</b> Protoattinio	92 238.2 <b>U</b> Uranio	93 (237) <b>Np</b> Nettunio	94 239.1 <b>Pu</b> Plutonio	95 (243) <b>Am</b> Americio	96 (247) <b>Cm</b> Curio	97 (247) <b>Bk</b> Berchelio	98 (252) <b>Cf</b> Californio	99 (252) <b>Es</b> Einstenio	100 (257) <b>Fm</b> Fermio	100 (258) <b>Md</b> Mendelevio	102 (259) <b>No</b> Nobelio	103 (262) <b>Lr</b> Laurenzio



# TAVOLA PERIODICA

Gruppo 1 (**metalli alcalini**): configurazione elettronica esterna  $ns^1$ . Perdono facilmente l'elettrone esterno. Sono metalli teneri e molto reattivi, che formano esclusivamente composti ionici in cui compaiono come monocationi  $M^+$  (**N.B.** no H).

Gruppo 2 (**metalli alcalino-terrosi**): configurazione elettronica esterna  $ns^2$ . Sono metalli relativamente teneri e reattivi, che formano quasi esclusivamente composti ionici in cui compaiono come dicazioni  $M^{2+}$ .

Gruppo 18 (**gas nobili**): configurazione elettronica esterna  $ns^2np^6$  (per l'elio  $1s^2$ ) con energia molto minore di  $(n+1)s$ , quindi molto poco reattivi.

Gruppi dal 3 al 12 (**metalli di transizione**): config. elettroniche da  $ns^2(n-1)d^1$  a  $ns^2(n-1)d^{10}$  ed essendo  $n = 4-7$ . Simili proprietà fra loro.

1 1.008 H Idrogeno	2 4.003 He Elio																
3 6.941 Li Litio	4 9.012 Be Berillio																
11 22.99 Na Sodio	12 24.31 Mg Magnesio																
19 39.10 K Potassio	20 40.08 Ca Calcio	21 44.96 Sc Scandio	22 47.87 Ti Titanio	23 50.94 V Vanadio	24 52.00 Cr Cromo	25 54.94 Mn Manganese	26 55.85 Fe Ferro	27 58.93 Co Cobalto	28 58.69 Ni Nichel	29 63.55 Cu Rame	30 65.39 Zn Zinco	31 69.72 Ga Gallio	32 72.59 Ge Germanio	33 74.92 As Arsenico	34 78.96 Se Selenio	35 79.90 Br Bromo	36 83.80 Kr Kripton
37 85.47 Rb Rubidio	38 87.62 Sr Stronzio	39 88.90 Y Ittrio	40 91.22 Zr Zirconio	41 92.91 Nb Niobio	42 95.94 Mo Molibdeno	43 98.91 Tc Tecnecio	44 101.1 Ru Rutenio	45 102.9 Rh Rodio	46 106.4 Pd Palladio	47 107.9 Ag Argento	48 112.4 Cd Cadmio	49 114.8 In Indio	50 118.7 Sn Stagno	51 121.8 Sb Antimonio	52 127.6 Te Tellurio	53 126.9 I Iodio	54 131.3 Xe Xeno
55 132.9 Cs Cesio	56 137.3 Ba Bario	57 138.9 La Lantanio	58 140.1 Ce Cerio	59 140.9 Pr Praseodimio	60 144.2 Nd Neodimio	61 144.9 Pm Promezio	62 150.4 Sm Samario	63 152.0 Eu Europio	64 157.3 Gd Gadolinio	65 158.9 Tb Terbio	66 162.5 Dy Disprozio	67 164.9 Ho Olmio	68 167.3 Er Erbio	69 173.0 Tm Terbiumo	70 175.0 Yb Itterbio	71 175.0 Lu Lutezio	
87 223 Fr Francio	88 226 Ra Radio	89 227 Ac Attinio	90 232.0 Th Torio	91 231.0 Pa Protoattinio	92 238.2 U Uranio	93 237 Np Nettunio	94 239.1 Pu Plutonio	95 243 Am Americio	96 247 Cm Curio	97 247 Bk Berchelio	98 252 Cf Californio	99 252 Es Einstenio	100 257 Fm Fermio	101 258 Md Mendelevio	102 259 No Nobelio	103 262 Lr Laurenzio	



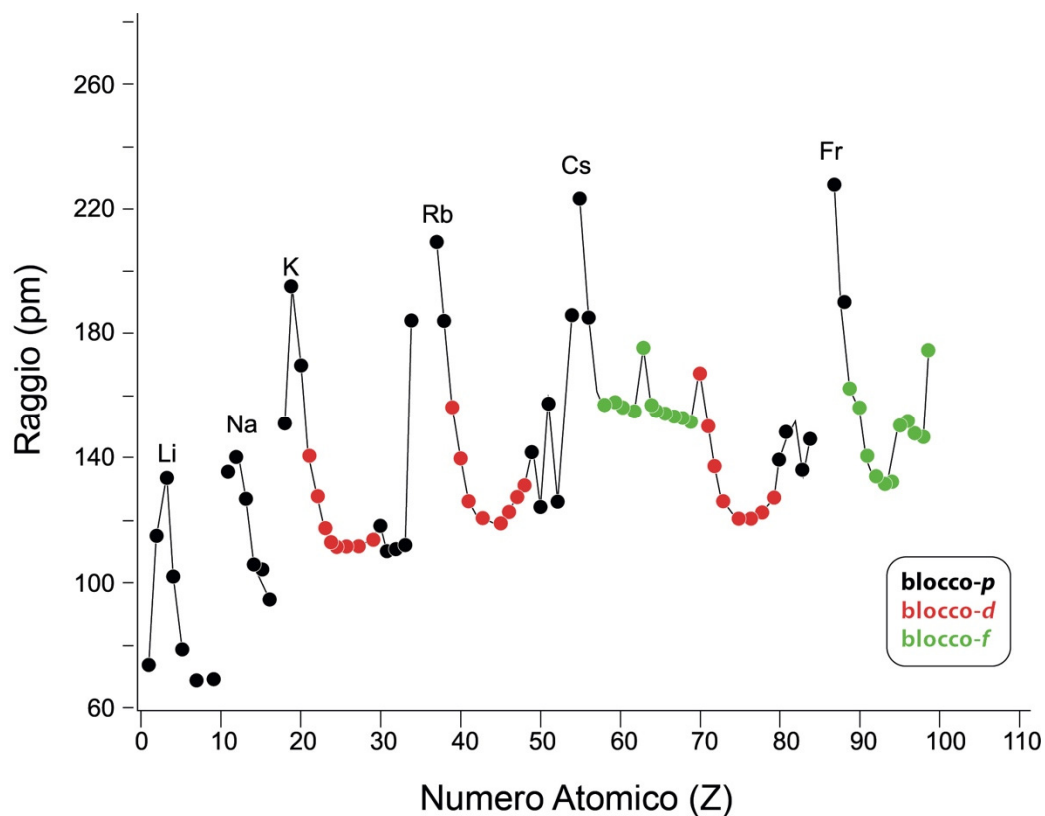
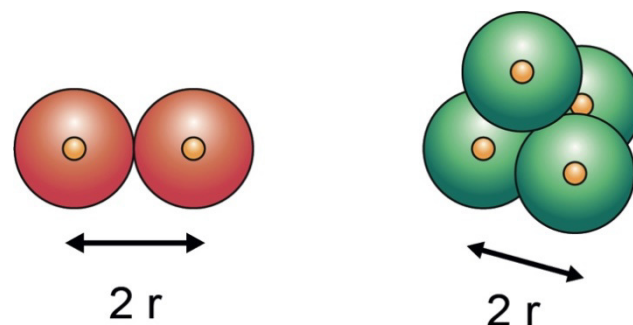
# MECCANICA QUANTISTICA ED EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER

UN  
MODELLO  
È UN  
MODELLO



# PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

1) **Dimensioni atomiche:** sono ricavate misurando la distanza ( $r$ ) fra i nuclei di due atomi adiacenti in un campione dell'elemento (*raggio covalente*).



I metalli del gruppo 1 mostrano i valori più alti mentre i gas nobili presentano i valori più bassi

L'aumento di  $Z_{\text{eff}}$  lungo un periodo giustifica la parallela diminuzione delle dimensioni degli atomi

# PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

1) **Dimensioni atomiche:** sono ricavate misurando la distanza ( $r$ ) fra i nuclei di due atomi adiacenti in un campione dell'elemento (raggio covalente).

1	2	13	14	15	16	17
Li 152	Be 111	B 88	C 77	N 72	O 66	F 64
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99
K 231	Ca 197	Ga 126	Ge 122	As 121	Se 116	Br 115
Rb 244	Sr 215	In 162	Sn 145	Sb 141	Te 137	I 133
Cs 262	Ba 217	Tl 171	Pb 154	Bi 146	Po 142	At 140

Raggi atomici (pm) degli elementi dei gruppi principali riportati come cerchi in scala (metalli in azzurro, non metalli in rosso, semimetalli in viola)

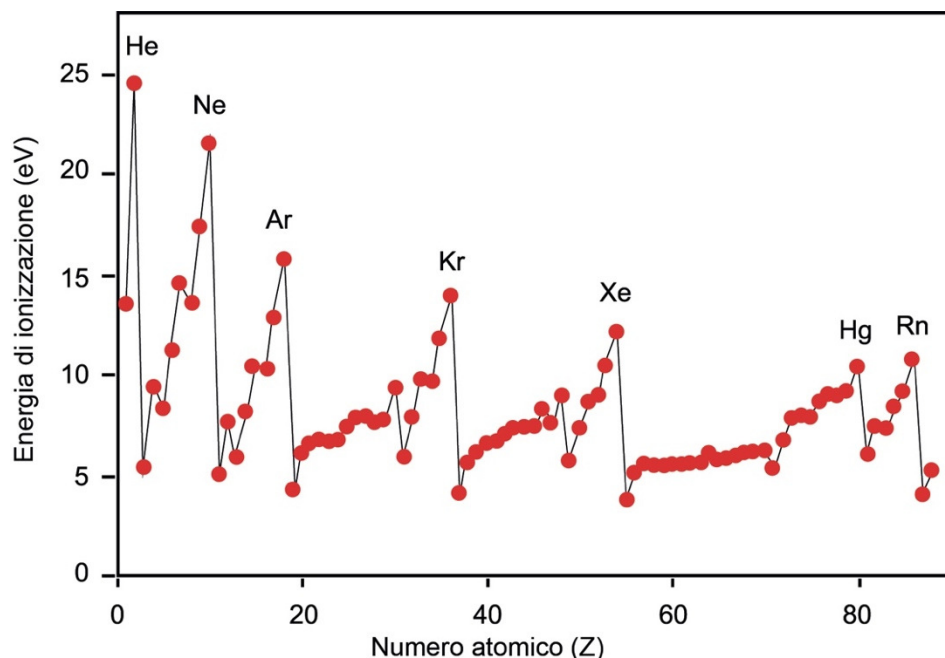
Due andamenti generali:

- 1) lungo ciascun gruppo, il raggio atomico aumenta con il numero del periodo ( $n$ )
- 2) lungo ciascun periodo, il raggio atomico diminuisce all'aumentare del numero atomico ( $Z_{eff}$ )

Invece nelle serie di transizione il raggio atomico varia molto meno (si riempiono gli orbitali  $d$  che sono «quasi di core» ( $Z_{eff}$  quasi costante nella serie))

# PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

2) **Energia di ionizzazione:** è l'energia minima per rimuovere l'elettrone più esterno da un atomo neutro in fase gassosa e formare uno ione positivo secondo il processo:  $A_{(g)} \rightarrow A^+_{(g)} + e^-$   
(N.B. è espressa in  $J \text{ mol}^{-1}$ )



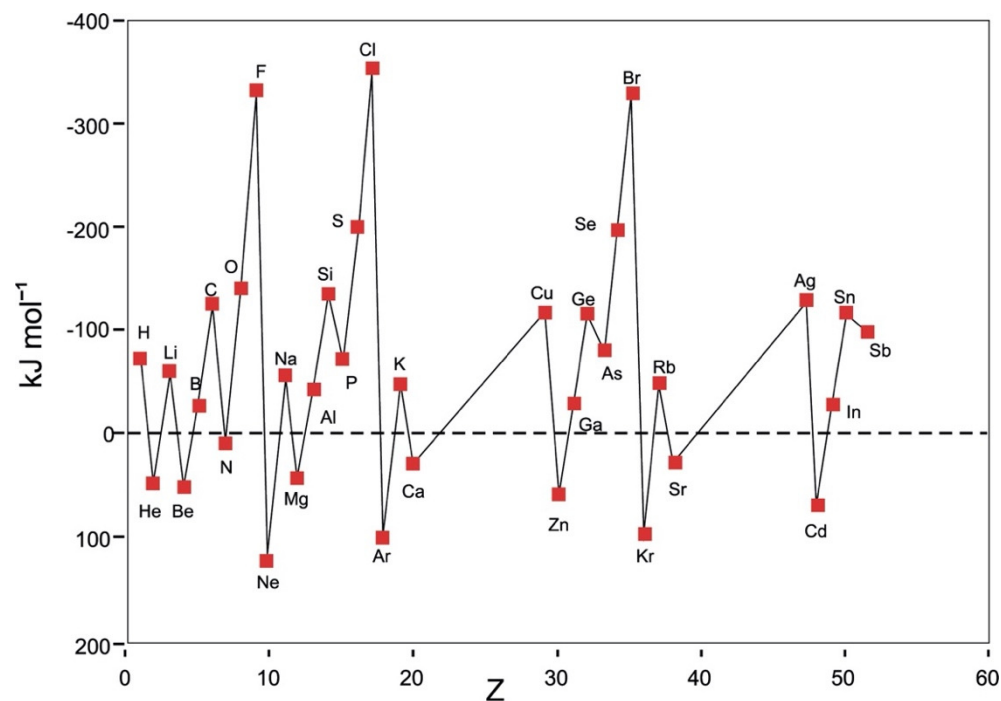
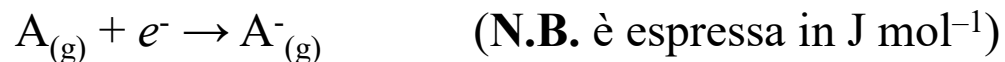
Lungo un gruppo, l'energia di ionizzazione generalmente diminuisce all'aumentare del numero atomico (aumenta  $n$ ) e la distanza dell'elettrone  $ns^1$  dal nucleo (è meno trattenuto)

Andando da sinistra a destra lungo un periodo non cambia  $n$ , il numero quantico principale dell'orbitale occupato più esterno non cambia; tuttavia aumenta  $Z_{eff}$  di cui risente l'elettrone più esterno (è più trattenuto)

I metalli del gruppo 1 mostrano i valori minori mentre i gas nobili presentano i valori più elevati

# PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

2) **Affinità elettronica:** è la variazione di energia (positiva o negativa) che accompagna il processo in cui un atomo neutro in fase gassosa acquista un elettrone, collocandolo nell'orbitale disponibile più stabile, per formare uno ione negativo:



La maggior parte degli atomi ha affinità elettronica negativa (libera energia)  $-10^1 \div -10^2$  kJ mol<sup>-1</sup> (gli alogeni, gruppo 17, liberano più energia, seguiti dagli elementi del gruppo 16)

Valori positivi risultano  $\approx 10^1$  kJ mol<sup>-1</sup> (gas nobili e metalli alcalino-terrosi)

L'affinità elettronica non varia di molto nel gruppo, mentre diventa via via più negativa lungo il periodo con *anomalie* nei passaggi del 2° e 15° gruppo (rispettivamente sottostrato  $ns^2$  completo e sottostrato  $np^3$  semicompleto)

# METALLI, NON METALLI E SEMIMETALLI

I **metalli** sono solidi duttili e malleabili, dalla caratteristica lucentezza e presentano una elevata conducibilità termica ed elettrica. Tendono a perdere elettroni (formano *cationi*).

I **non metalli** sono invece per lo più solidi friabili o gas e non conducono elettricità e calore. Tendono ad acquisire elettroni (formano *anioni*).

I **semimetalli** presentano caratteristiche intermedie.

## TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

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
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

## STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

L'atomo neutro di un qualsiasi elemento E si trova nello *stato di ossidazione zero*.

Togliendo o aggiungendo uno o più elettroni all'atomo neutro, questo diventa uno *ione*.

Togliendo 1, 2, 3... elettroni si ottengono i *cationi*  $E^+$ ,  $E^{2+}$ ,  $E^{3+}$ ..., per i quali lo *stato di ossidazione* è +1, +2, +3....

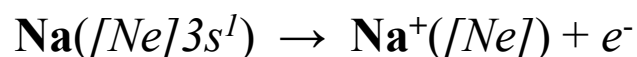
Se invece aggiungiamo 1, 2, 3... elettroni si ottengono gli *anioni*  $E^-$ ,  $E^{2-}$ ,  $E^{3-}$ ..., per i quali lo *stato di ossidazione* è -1, -2, -3....

**Quindi, per le specie monoatomiche lo stato di ossidazione coincide con la loro carica.**

Gli ioni più stabili sono quelli che presentano una configurazione elettronica a guscio chiuso.

### *Cationi*

**Metalli del blocco s (gruppi 1 e 2):** hanno configurazione elettronica esterna  $ns^1$  e  $ns^2$ . Perdono facilmente 1 e 2 elettroni di valenza, rispettivamente, *raggiungendo così la configurazione elettronica a guscio chiuso del gas nobile che li precede* (la carica del catione coincide con il numero del gruppo):



# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

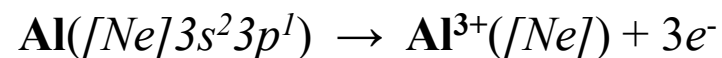
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

METALLI
  SEMIMETALLI
  NON METALLI

## *Cationi*

**Elementi metallichi dei gruppi del blocco *p* (in basso dal gruppo 13 al 15).**

Tutti i metalli del gruppo 13 possono perdere i tre elettroni di valenza. Ad esempio per Al:





# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

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
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

## *Cationi*

### Elementi metallici dei gruppi del blocco *p* (in basso dal gruppo 13 al 15)

Se i metalli Sn e Pb (gruppo 14) oppure Sb e Bi (gruppo 15) perdessero tutti gli elettroni di valenza genererebbero cationi con carica molto elevata (instabili):



Quindi questi elementi tendono piuttosto a *condividere* gli elettroni di valenza con gli atomi con cui si legano (*legami covalenti polari*).

# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

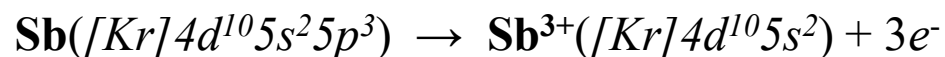
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

*Cationi*

**Elementi metallici dei gruppi del blocco *p* (in basso dal gruppo 13 al 15)**

Dal *quinto periodo* in poi, gli elementi metallici dei gruppi dal 13 al 15 *possono* inoltre limitarsi a *perdere* i soli elettroni negli orbitali *np*, mantenendo così due elettroni nell'orbitale *ns*.

Ad esempio, per gli elementi del quinto periodo si ha:



# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

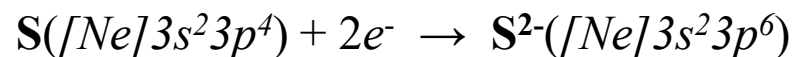
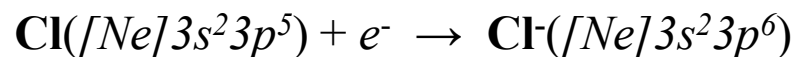
**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

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
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

*Anioni*

## Elementi dei gruppi 17 e 16

Sono tutti non metalli, *acquistano* 1 e 2 elettroni, rispettivamente, per dare i corrispondenti anioni di carica  $-1$  e  $-2$ , che sono particolarmente stabili, in quanto possiedono la configurazione elettronica del gas nobile che li segue:



# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

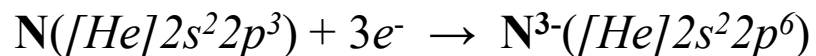
**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

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
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

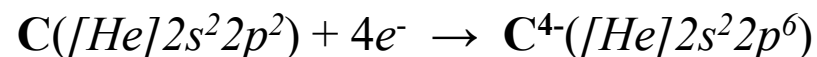
*Anioni*

## Elementi dei gruppi 15 e 14

Lo stesso comportamento è più raro per i non metalli dei gruppi 15 e (soprattutto) 14. Di fatto si trova che l'azoto e (in misura minore) il fosforo, possono formare anioni di carica -3:



mentre per il C (gruppo 14) lo stato di ossidazione -4 è stabilizzato solo dai metalli alcalini



# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

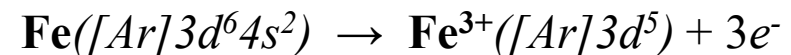
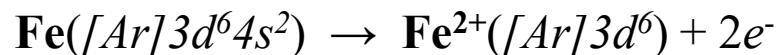
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

## *Ioni dei metalli di transizione*

I metalli di transizione possono formare cationi  $M^{n+}$  perdendo da uno fino a cinque elettroni sia da orbitali di tipo  $ns$  (*meno stabili*) che da orbitali di tipo  $(n-1)d$  (*più stabili*).

Quindi si perdono prima gli elettroni nell'orbitale  $ns$  (formando in genere cationi  $M^{2+}$ ), che poi possono eventualmente perdere ulteriori elettroni  $(n-1)d$  per dare ioni di carica maggiore.

Ad esempio, per il ferro:



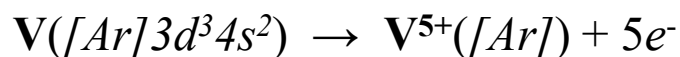
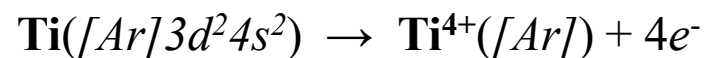
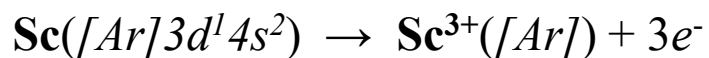
# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

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
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	TC	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

## *Ioni dei metalli di transizione*

Solo gli elementi del **gruppo 3**, ed in parte dei **gruppi 4 e 5**, perdono tutti gli elettroni *nd* così da raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile che li precede. Ad esempio:



Tuttavia i cationi dei **gruppi 4 e 5** con cariche +4 e +5 non sono stabili come tali e tendono a formare composti con legami a carattere *covalente polare*.

# STATI DI OSSIDAZIONE E CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE DEGLI IONI

**TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI**

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
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	

*Ioni dei metalli di transizione*

Gli elementi del **gruppo 11** hanno configurazione elettronica  $(n-1)d^{10}ns^1$  e perdono l'unico elettrone nell'orbitale  $ns$  per dare ioni  $M^+$  stabili.

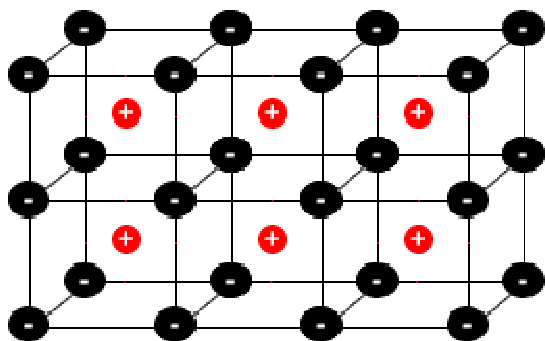
Possono anche perdere uno o due ulteriori elettroni dagli orbitali  $nd$  per dare ioni  $M^{2+}$  e  $M^{3+}$ .

Gli elementi del **gruppo 12** hanno configurazione elettronica  $(n-1)d^{10}ns^2$  e perdono esclusivamente i due elettroni dell'orbitale  $ns$  per dare ioni  $M^{2+}$  (la configurazione  $(n-1)d^{10}$ , con il sottostrato  $d$  completo, conferisce a questi cationi una particolare stabilità).

# PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

4) **Raggi ionici:** le dimensioni degli ioni si ottengono misurando la distanza fra i nuclei di due ioni adiacenti di carica opposta in un cristallo ionico.

**N.B.** è spesso espressa in Angstrom ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ )



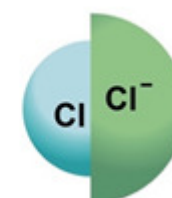
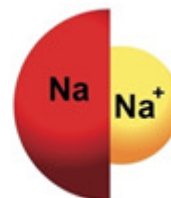
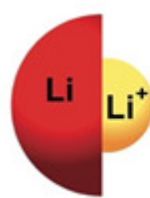
WWW.ANDREAMININI.ORG

Raggi ionici (in pm) degli ioni dei gruppi principali

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

L'andamento periodico dei *raggi ionici* è simile a quello osservato per i *raggi atomici* (per le stesse ragioni)

Il raggio dei cationi (anioni) è sempre minore (maggiore) di quello degli atomi neutri corrispondenti





## PROPRIETA' MAGNETICHE

Le proprietà magnetiche di una sostanza riflettono la configurazione elettronica degli elementi di cui questa è costituita, in quanto lo *spin* di ciascun elettrone genera un suo proprio campo magnetico.

- 1) Le sostanze *diamagnetiche* risultano debolmente respinte da un campo magnetico esterno (generano un piccolo momento magnetico diretto in verso opposto al campo applicato). Sono costituite da atomi o molecole che non hanno un momento magnetico proprio.
- 2) Le sostanze *paramagnetiche* e *ferromagnetiche* sono invece costituite da atomi o molecole che presentano un momento magnetico proprio. In presenza di un campo magnetico esterno, i singoli momenti magnetici atomici tendono ad allinearsi lungo la direzione del campo applicato, rinforzandolo (debolmente per le sostanze paramagnetiche, fortemente per quelle ferromagnetiche). Di conseguenza, queste sostanze sono attratte da un campo magnetico applicato.
- 3) Se due elettroni occupano uno stesso orbitale con spin antiparalleli, i loro momenti magnetici si elidono. Quando invece un elettrone occupa singolarmente un orbitale, esso genera un momento magnetico diverso da zero.
- 4) Ne consegue che una sostanza in cui tutti gli elettroni sono accoppiati sarà diamagnetica, mentre una sostanza in cui uno o più elettroni sono spaiati sarà paramagnetica o ferromagnetica.