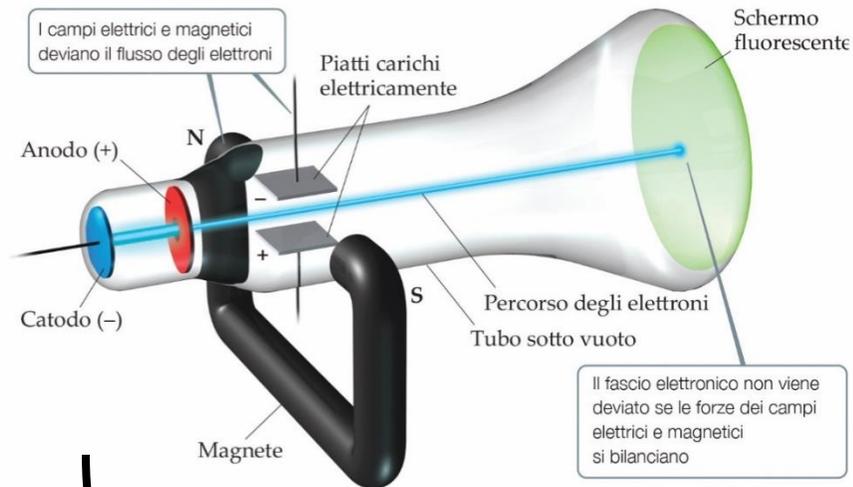
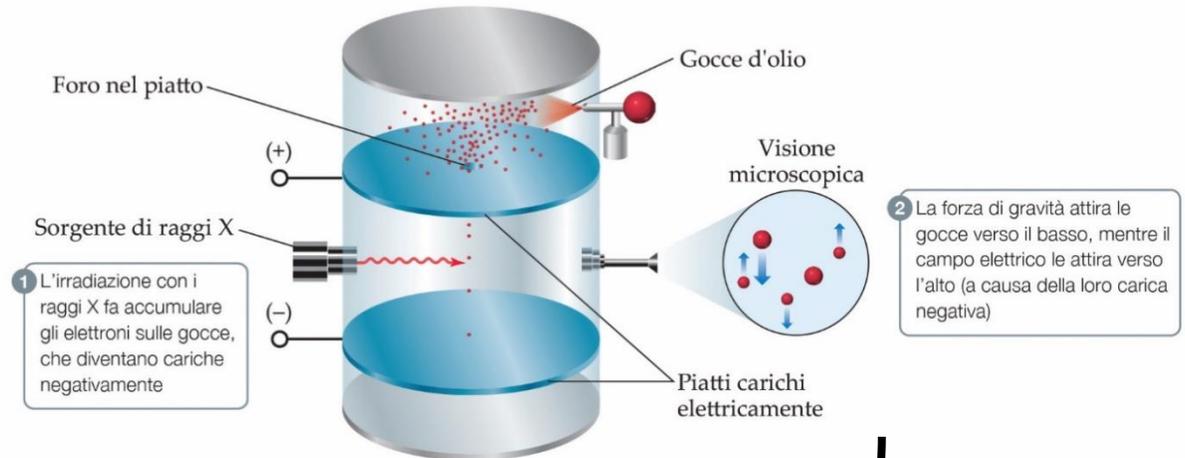


# Carattere particellare dell'elettrone

## 1897, esperimento di Thomson sui raggi catodici

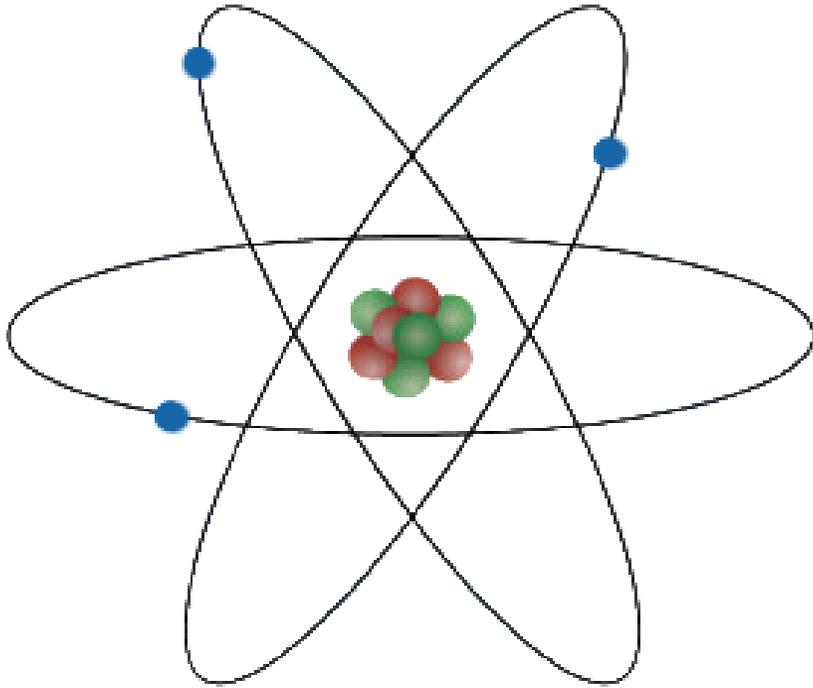


## 1909, esperimento di Millikan della goccia d'olio



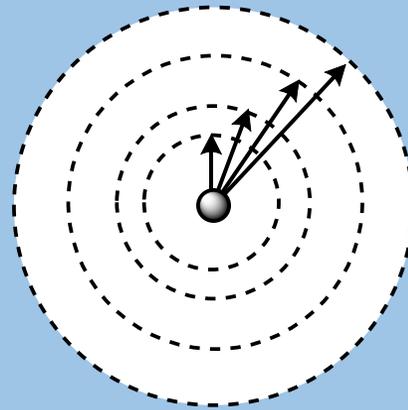
L'elettrone è una PARTICELLA con una massa ( $9.1 \times 10^{-31}$  kg) e una carica ( $1.6 \times 10^{-19}$  C)

# Descrizione del moto dell'elettrone/particella in un atomo

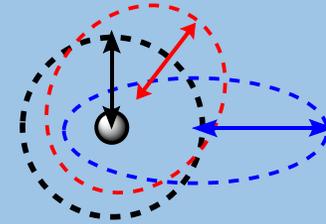


**1912, Atomo planetario di Rutherford**

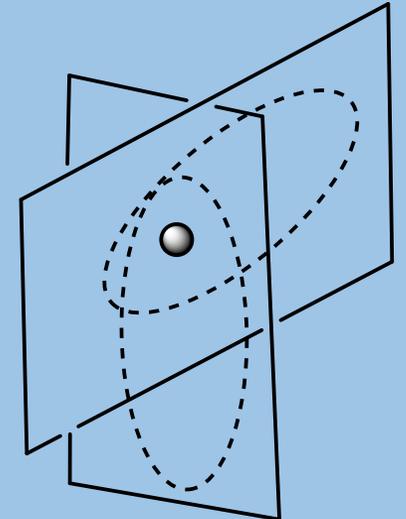
## Descrizione classica di un corpo orbitante



**distanza**

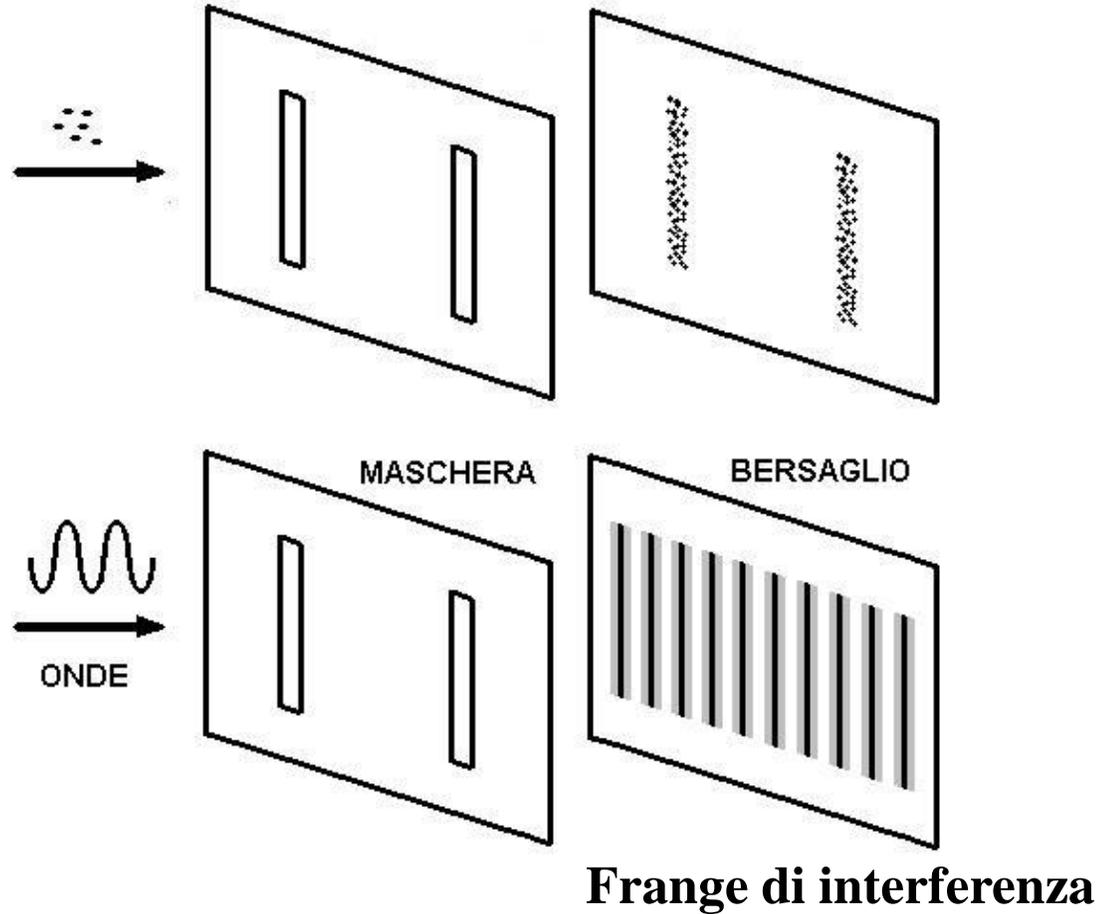


**forma**

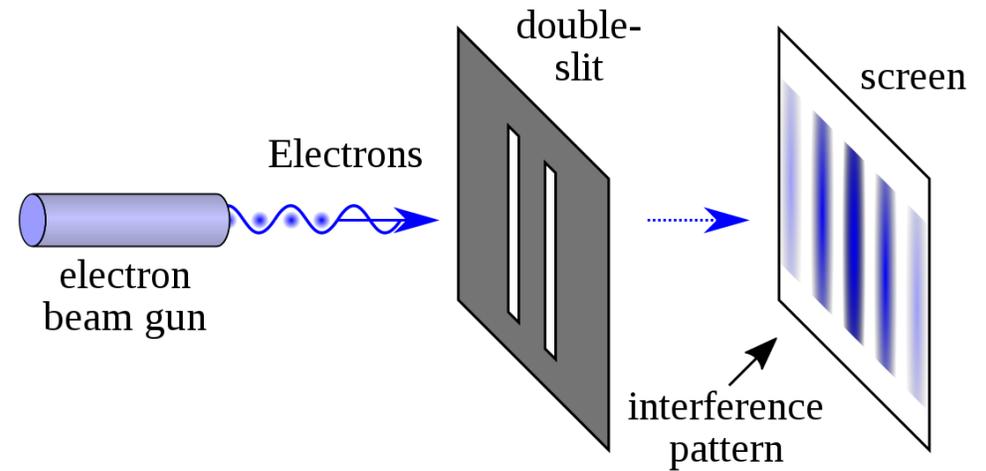


**orientazione**

# Carattere ondulatorio dell'elettrone

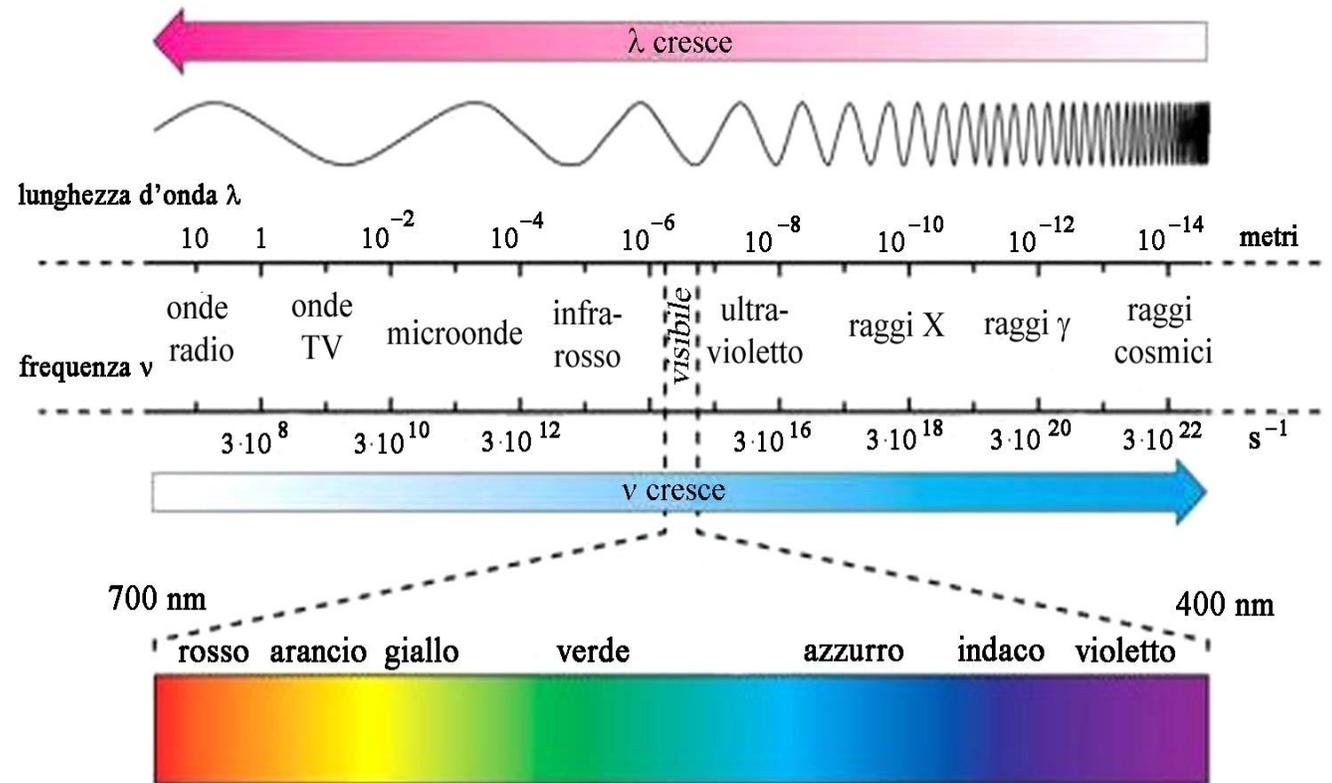
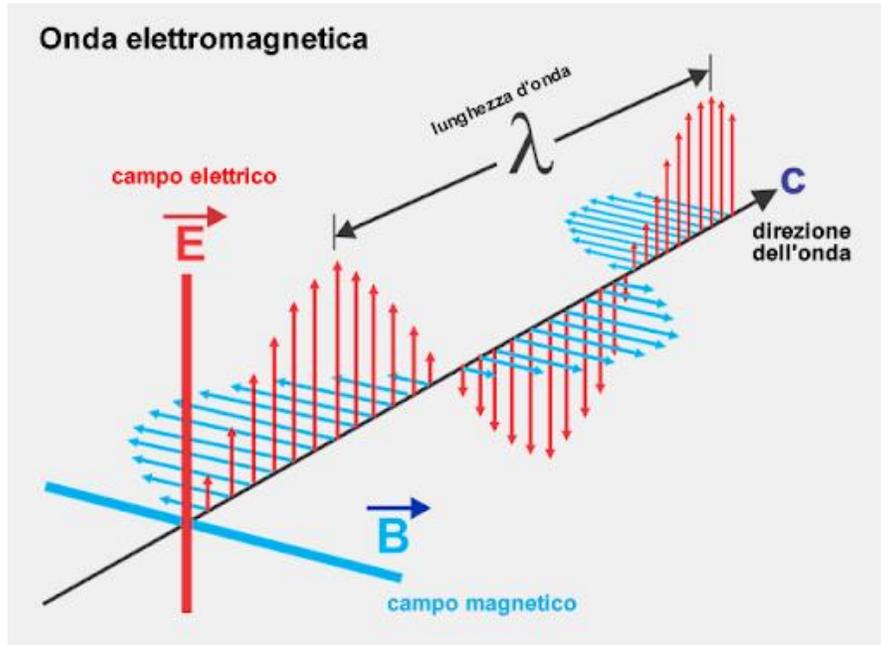


1927, esperimento di Davisson e Germer



<https://www.youtube.com/watch?v=LXf35oISYcw>  
<https://www.youtube.com/watch?v=PGrVJUUA61E>

# Onde elettromagnetiche



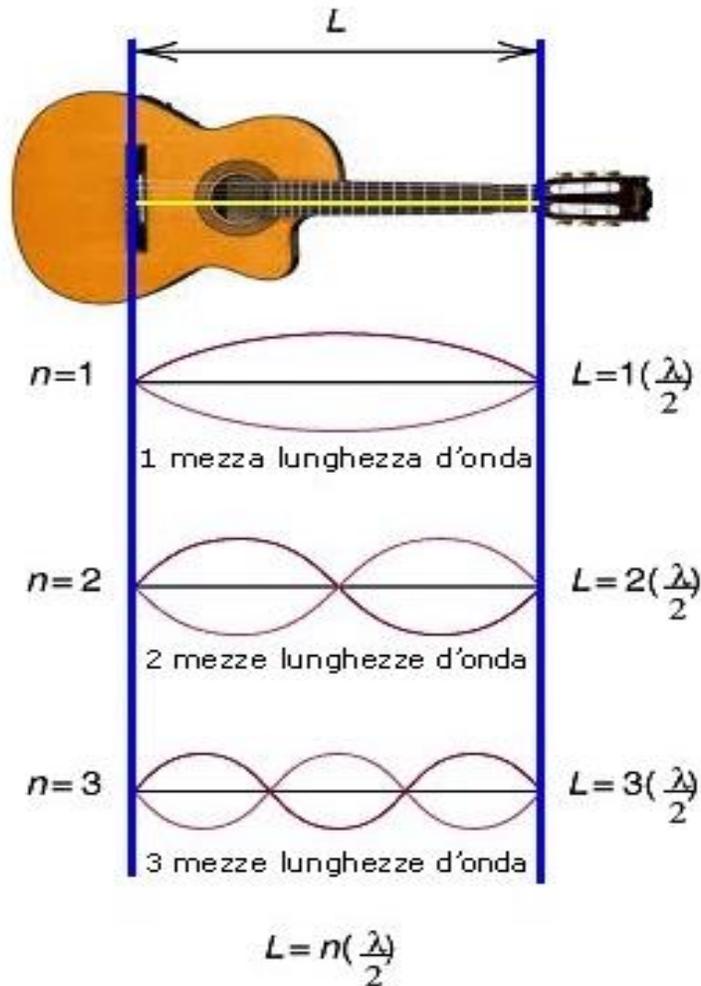
$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$
 frequenza (Hz)  $\nu$

$c$ 
 velocità della luce  
 (300 milioni di m/s)

$\lambda$ 
 lunghezza d'onda  
 (m)

# Descrizione del moto dell'elettrone/onda in un atomo

Elettrone in una scatola  
monodimensionale



L'unica vibrazione che può descrivere un elettrone stabile è un'onda stazionaria, cioè una vibrazione che non si smorza nel tempo (l'elettrone non si auto disintegra!)

Solo le vibrazioni con lunghezza d'onda pari a  
 $\lambda = 2L/n$   
sono onde stazionarie.

In altri termini l'esistenza dell'elettrone è legata ad un numero intero  $n$ .

Estendendo questo risultato a vibrazioni tridimensionali (elettrone nello spazio) emergono i tre numeri quantici introdotti dal modello di Bohr-Sommerfeld come naturale conseguenza della natura ondulatoria dell'elettrone!

# Natura dualistica degli elettroni

de Broglie

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

*1924. se una particella di massa  $m$  si muove libera con velocità  $v$  allora possiamo visualizzare la particella in moto come se fosse una vibrazione del campo elettromagnetico di lunghezza d'onda  $\lambda$  secondo la relazione di de Broglie.*

**Tabella 7.1** Le lunghezze d'onda di de Broglie di alcuni corpi

Corpo	Massa (g)	Velocità (m/s)	$\lambda$ (m)
Elettrone lento	$9 \times 10^{-28}$	1,0	$7 \times 10^{-4}$
Elettrone veloce	$9 \times 10^{-28}$	$5,9 \times 10^6$	$1 \times 10^{-10}$
Particella $\alpha$	$6,6 \times 10^{-24}$	$1,5 \times 10^7$	$7 \times 10^{-15}$
Massa di 1 g	1,0	0,01	$7 \times 10^{-29}$
Palla da baseball	142	25,0	$2 \times 10^{-34}$
Terra	$6,0 \times 10^{27}$	$3,0 \times 10^4$	$4 \times 10^{-63}$

# Meccanica quantistica

*1925. Nasce ad opera di Schrödinger con la sua «meccanica ondulatoria» e di Heisenberg con la sua «meccanica delle matrici».*

*Il moto dell'elettrone è descritto*

*in termini di distanza, forma e orientazione come per una particella orbitante,*

*ma distanza forma e orientazione sono quantizzate come per un'onda in una scatola.*

*Nasce la funzione d'onda  $\Psi$*

# Restrizioni quantistiche

Distanza ed energia quantizzate dal numero quantico principale  $n$

$$d = a_0 \cdot n^2$$

Forme sono quantizzate dal numero quantico secondario o azimutale  $l$

$$0 < l < n-1$$

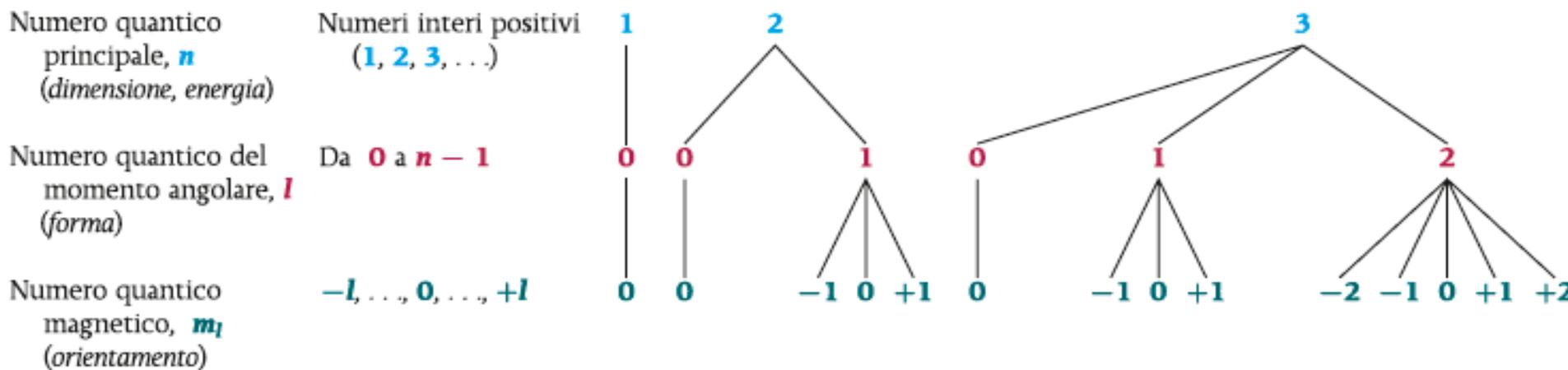
Orientazione quantizzata dal numero quantico magnetico  $m$

$$-l < m < l$$

Tutti gli elettroni con uguale  $n$  si muovono nel medesimo **GUSCIO**

Tutti gli elettroni con uguale  $l$  si muovono nel medesimo **SOTTOGUSCIO**

Orientazione quantizzata dal numero quantico magnetico  $m$



# l'atomo di idrogeno

L'elettrone è descritto da una funzione d'onda ( $\Psi$ )

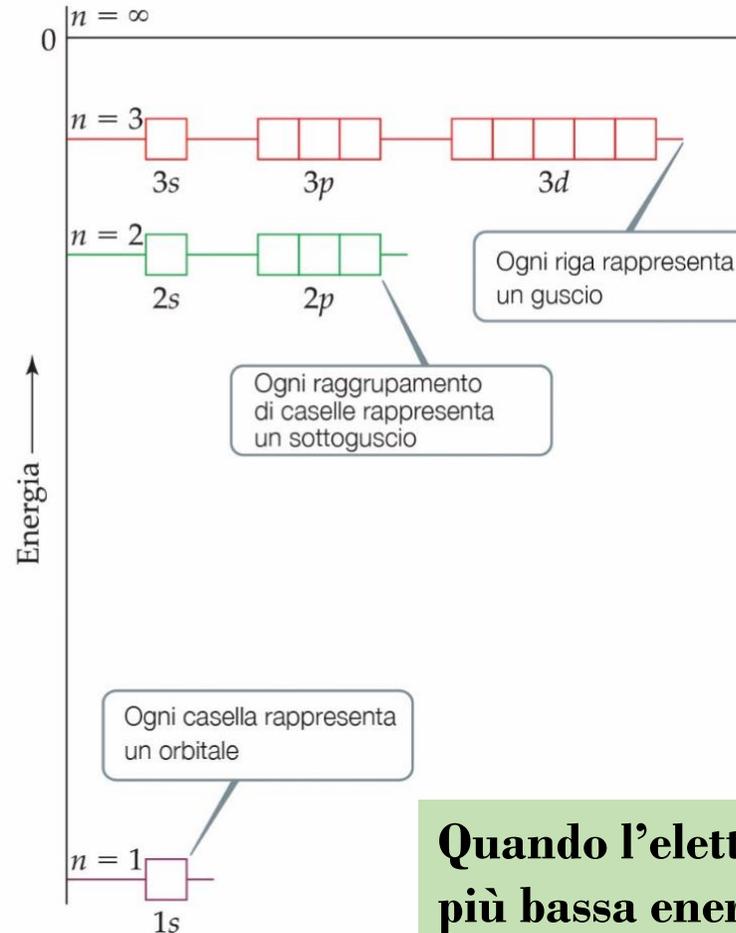
Le funzioni d'onda ( $\Psi$ ) derivano dalla risoluzione della equazione di Schrödinger e dipendono dai numeri quantici  $n$ ,  $l$ ,  $m$ .

La funzione d'onda definita dai tre numeri quantici prende il nome di *orbitale atomico*

Per  $l$  si preferisce usare una lettera in sostituzione del numero:

$l =$	0	1	2	3
	s	p	d	f

L'energia dell'elettrone NON dipende dalla forma, né dall'orientazione



## Esempi

Orbitale  $\psi(1,0,0) = 1s$

Orbitale  $\psi(2,0,0) = 2s$

Orbitale  $\psi(2,1,1) = 2p_1$

Orbitale  $\psi(2,1,-1) = 2p_{-1}$

Orbitale  $\psi(2,1,0) = 2p_0$

Orbitale  $\psi(3,0,0) = 3s$

Orbitale  $\psi(3,1,1) = 3p_1$

Orbitale  $\psi(3,1,-1) = 3p_{-1}$

Orbitale  $\psi(3,1,0) = 3p_0$

Quando l'elettrone è descritto dall'orbitale a più bassa energia si dice che l'atomo è nel suo *stato fondamentale*, quando l'elettrone è descritto da uno degli altri orbitali si dice che l'atomo è in uno *stato eccitato*

# Come raffigurare gli orbitali?

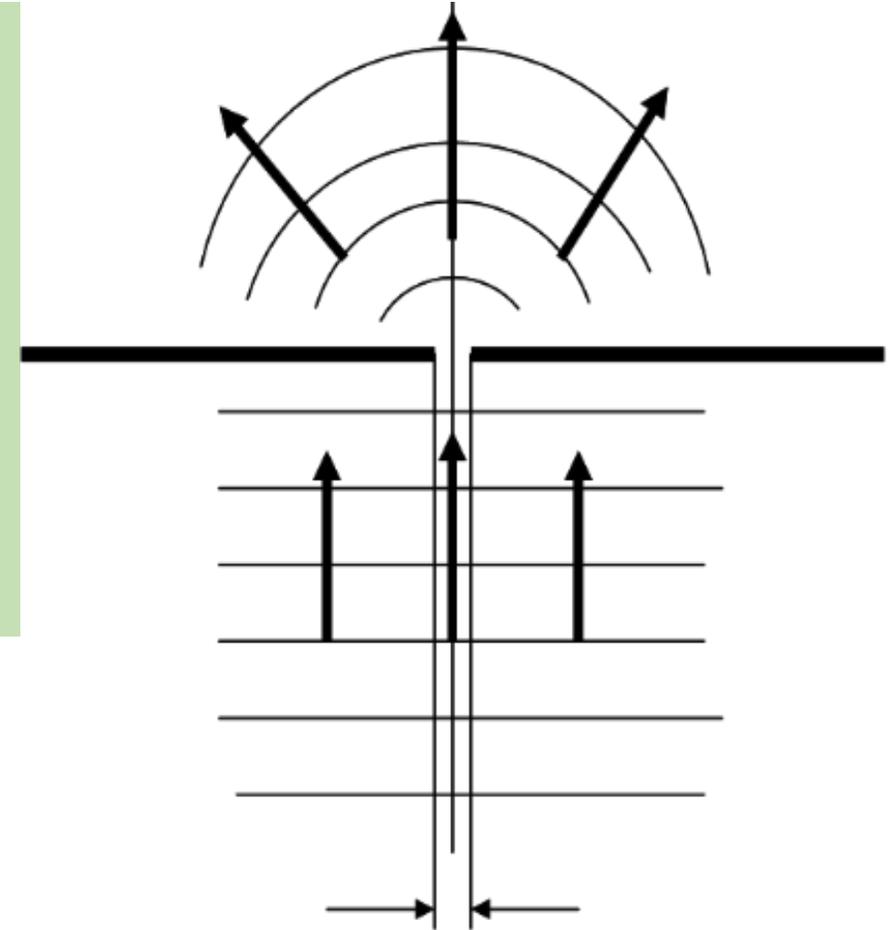
**1927. Principio di indeterminazione di Heisenberg.**  
Non è possibile conoscere simultaneamente la posizione e la velocità di una particella con una precisione maggiore di  $h/4m\pi$ .

Non è possibile quindi descrivere la *traiettoria* di un elettrone!!

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$$

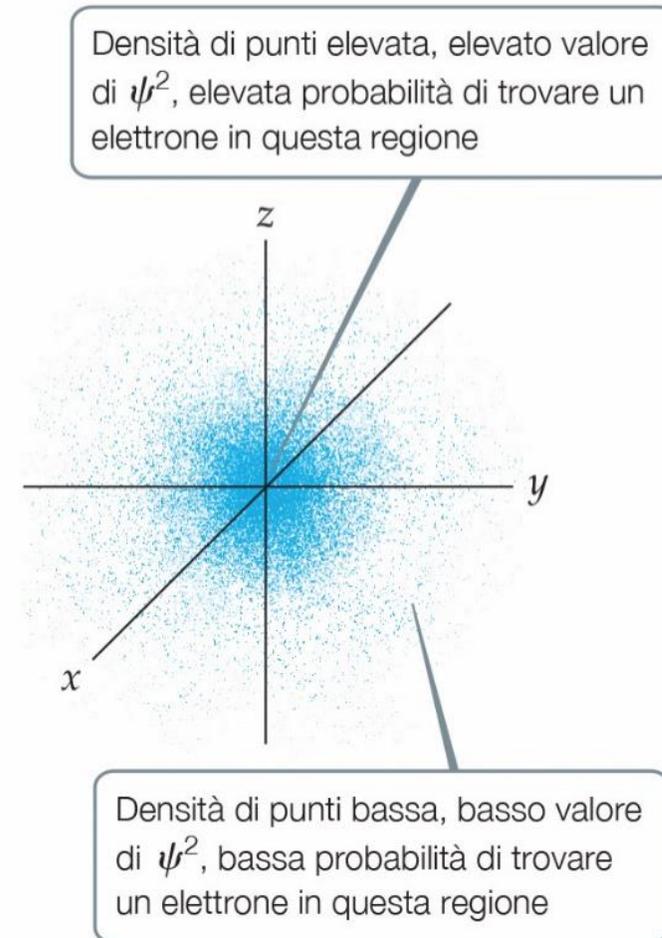
Scompare l'idea di orbita classica.

Che significato fisico ha, allora, la funzione d'onda?

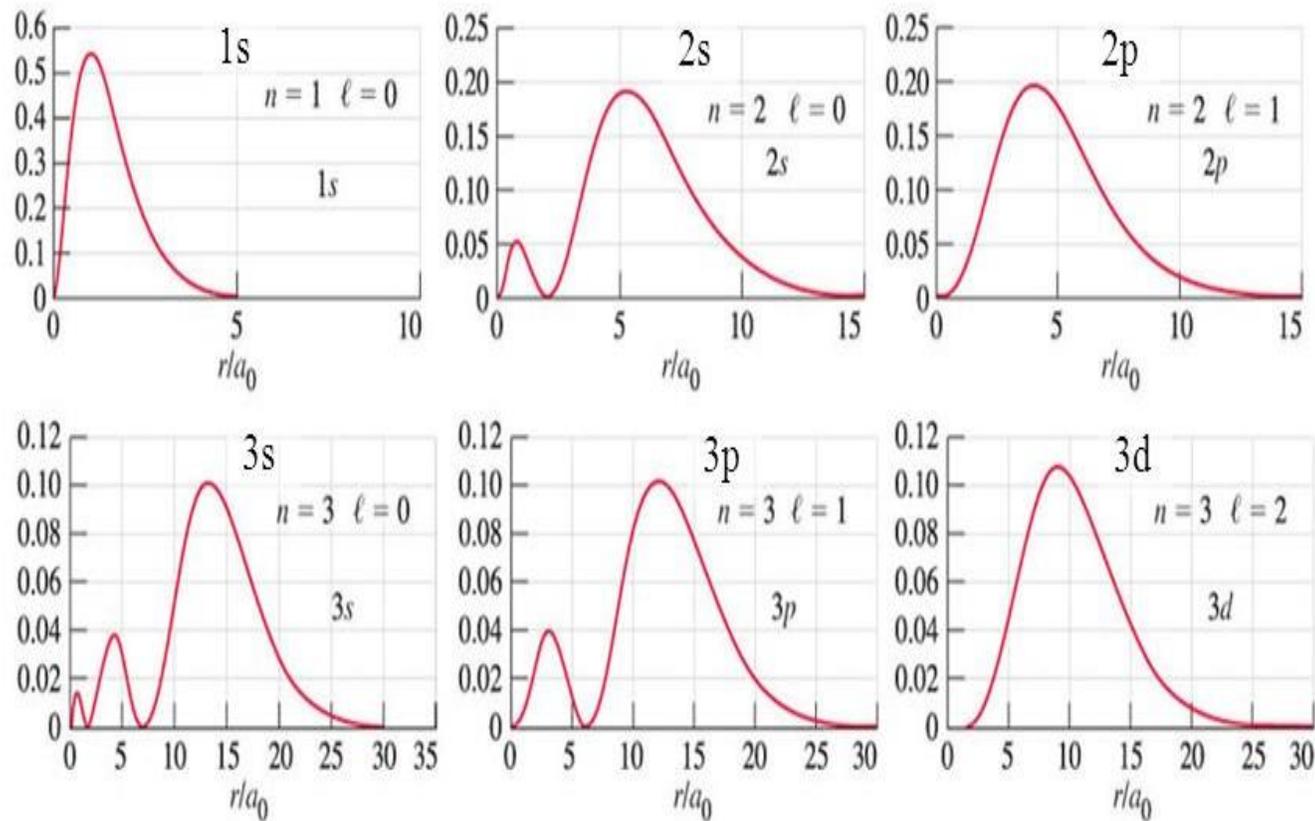


# Come raffigurare gli orbitali?

**Il quadrato del valore delle funzioni d'onda ( $\psi^2$ ) è legato alla probabilità di trovare l'elettrone in un punto dello spazio**



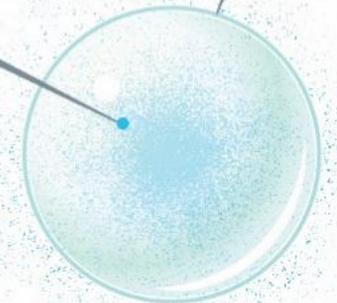
# La distanza degli orbitali: distribuzione radiale di probabilità



**Probabilità di trovare  
l'elettrone su una superficie  
sferica ad una distanza r dal  
nucleo**

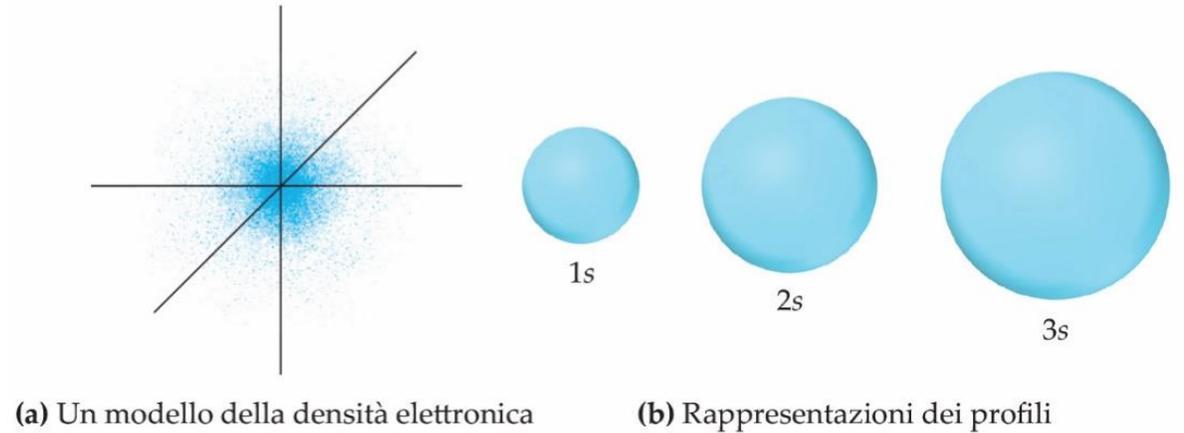
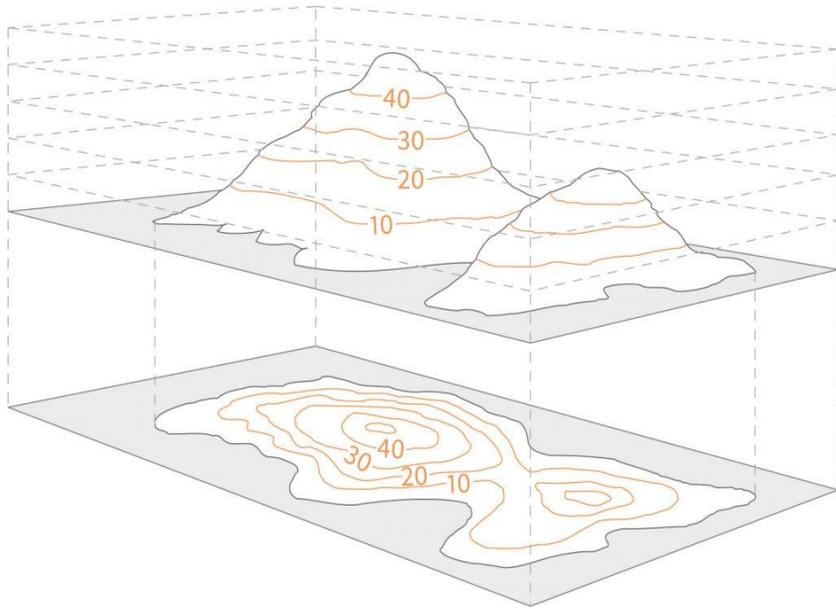
$r^2[R(r)]^2$  è la funzione di  
probabilità radiale = somma di tutte  
le  $[\psi(r)]^2$  per un dato valore di r

$[\psi(r)]^2$  è la densità di  
probabilità in un dato punto



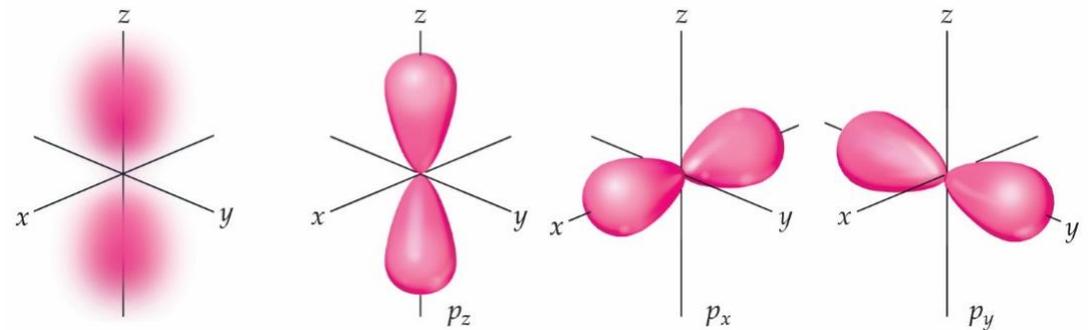
# La forma e le orientazioni degli orbitali: superfici di isodensità

## Linee di livello altimetriche

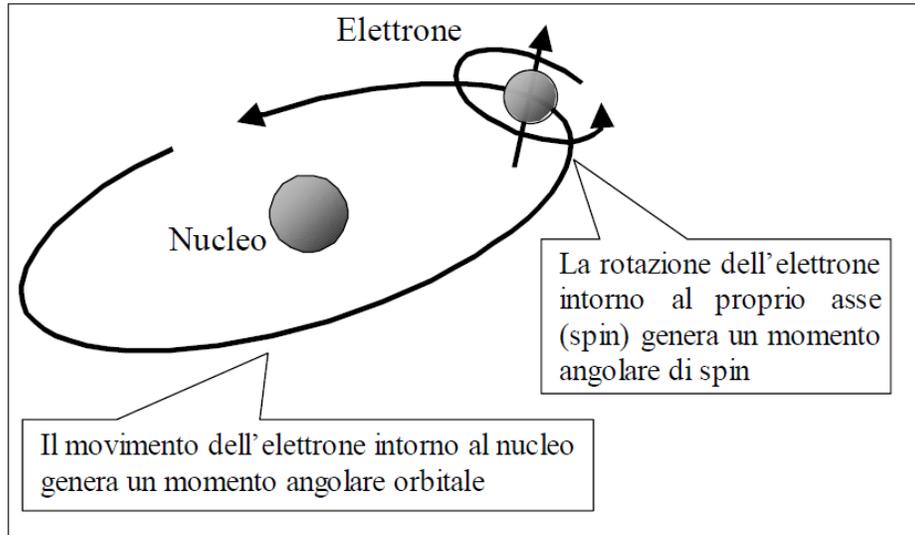


<https://winter.group.shef.ac.uk/orbitron/>

Al seguente link è possibile per ogni orbitale dell'idrogeno, visualizzare le superfici di isodensità, la densità a punti, e la distribuzione radiale e la formula matematica in maniera interattiva

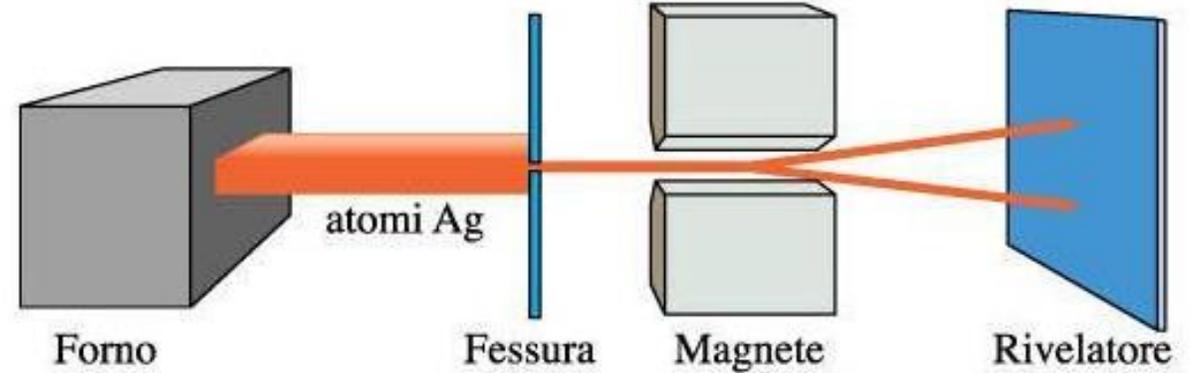


# Nuova proprietà dell'elettrone: lo spin

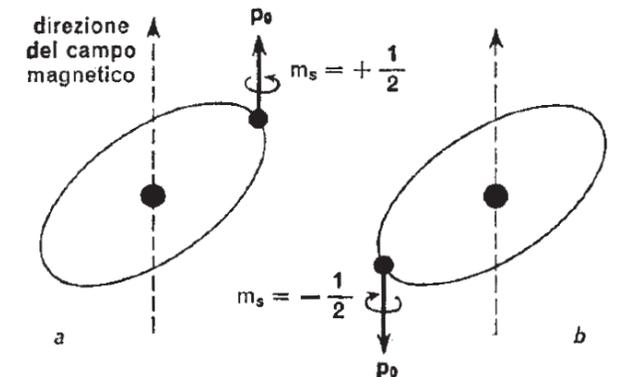


**L'elettrone possiede un momento magnetico intrinseco, «come se» girasse su se stesso (spin)**

## 1924. Esperimento di Stern-Gerlach



**L'orientazione del momento magnetico è quantizzata e può assumere solo due valori.**



**Si definisce un quarto numero quantico associato all'elettrone: numero quantico magnetico di spin,  $m_s$**

# La configurazione elettronica degli atomi polielettronici

L'insieme delle quaterne di numeri quantici relative a tutti gli elettroni dell'atomo definisce la *configurazione elettronica*

Tra tutte le configurazioni elettroniche possibili, quella che determina l'energia minima di un atomo definisce lo *stato fondamentale* dell'atomo. Le altre si riferiscono agli *stati eccitati*

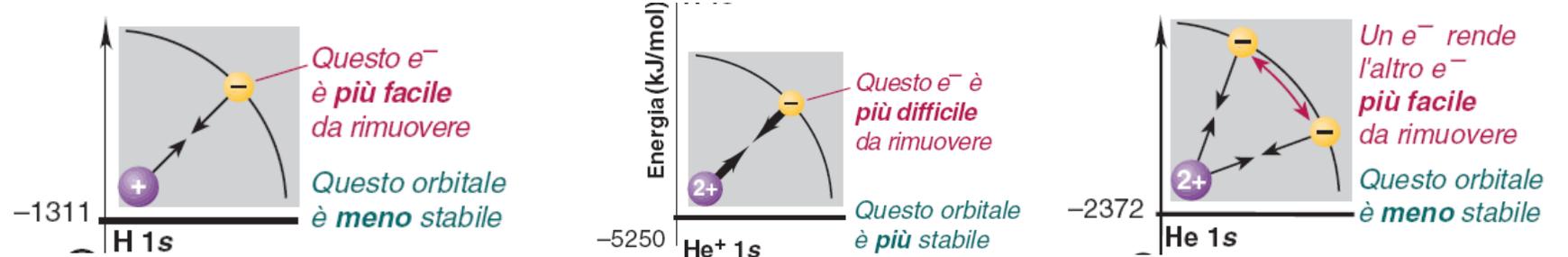
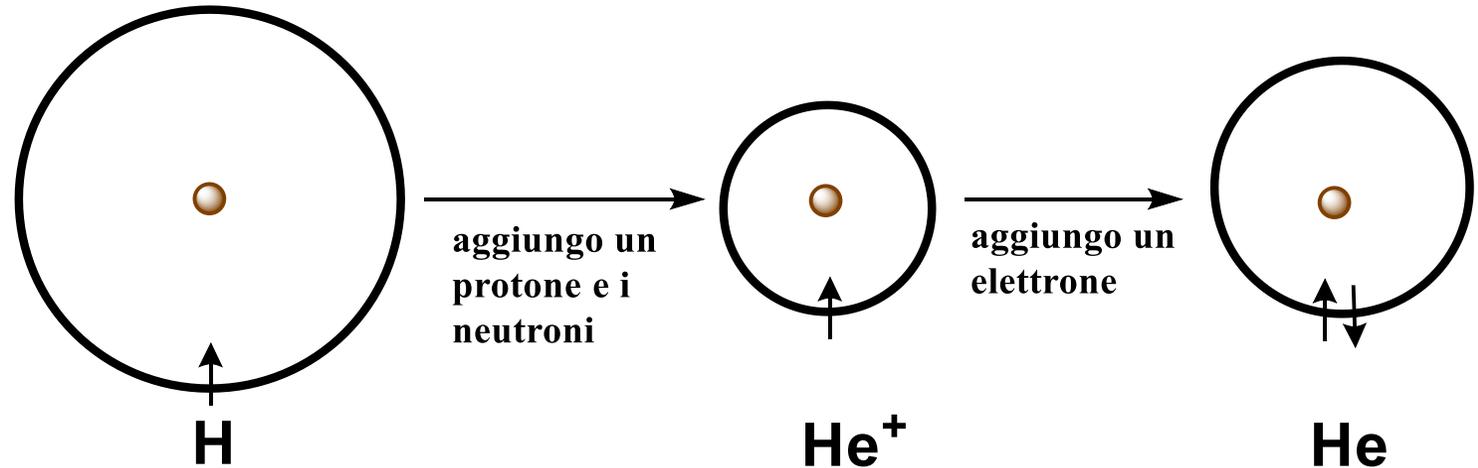
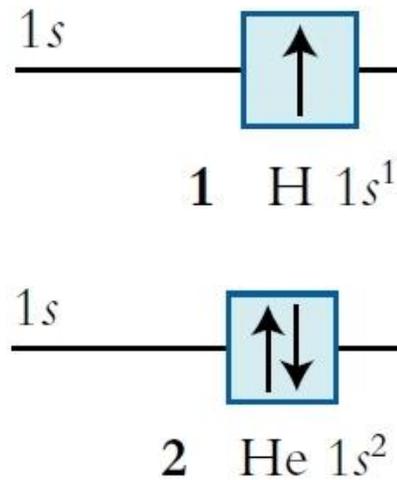
Qual è la distribuzione elettronica che realizza la configurazione di minima energia?



**Processo AUFBAU**

Si costruisce la configurazione elettronica di un atomo partendo da quella dell'atomo precedente. Aggiungendo prima un protone (e gli eventuali neutroni), si vede cosa succede e poi aggiungendo un elettrone, si vede cosa succede al fine di ottenere lo stato fondamentale

# AUFBAU: idrogeno e elio

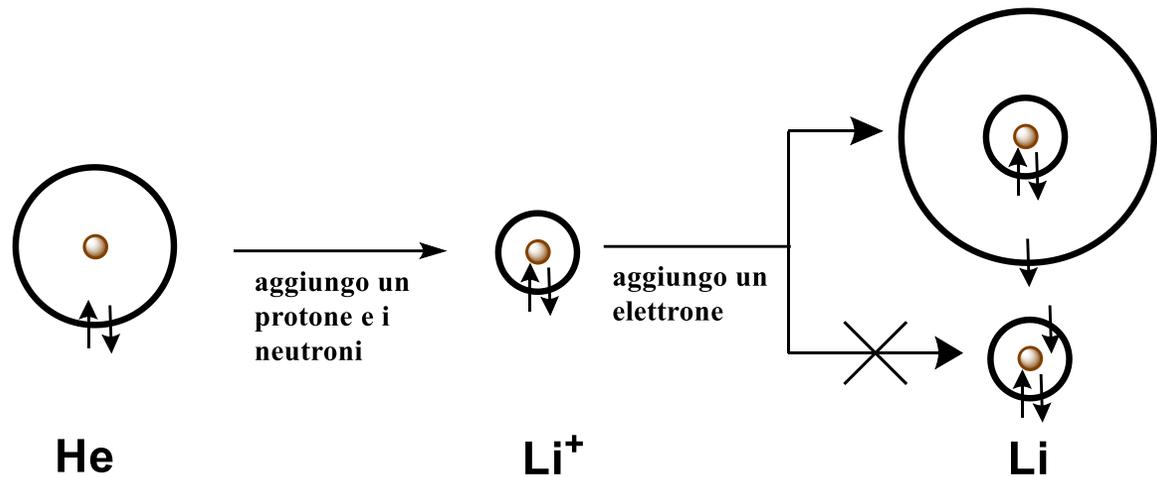


**principio di esclusione di Pauli, 1925:** due elettroni, in un atomo non possono possedere tutti e quattro i numeri quantici uguali.

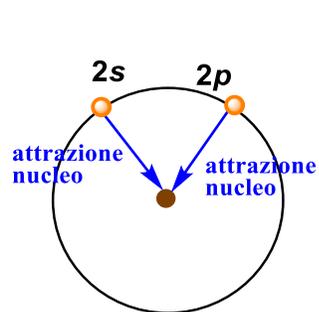
*Effetto della carica nucleare*

*Effetto di schermo degli elettroni prossimi (stesso n)*

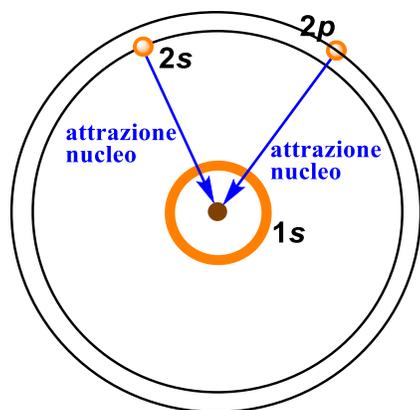
# AUFBAU: litio



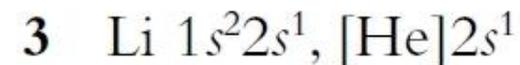
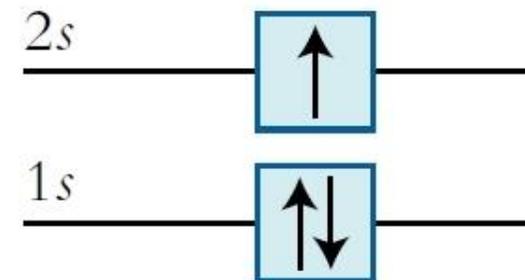
*A causa del principio di esclusione di Pauli il terzo elettrone NON può essere descritto dall'orbitale 1s. Si dovrà collocare nel secondo guscio (per  $n = 2$ )*



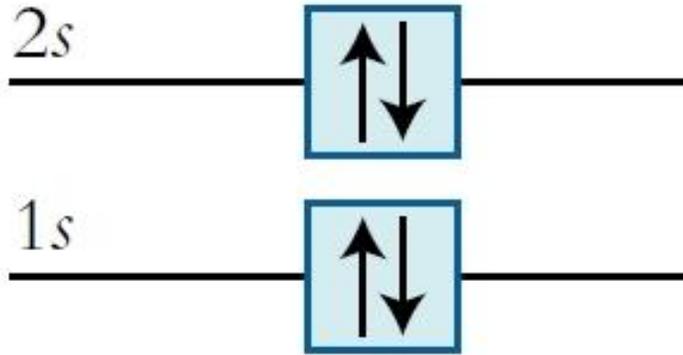
se non ci fossero gli elettroni 1s, gli elettroni 2s e 2p avrebbero la stessa energia di interazione con il nucleo



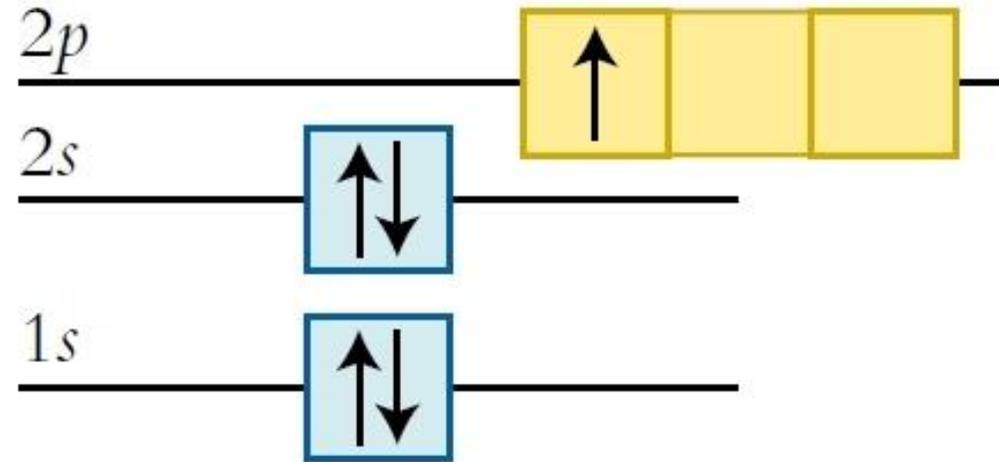
la presenza degli elettroni 1s ha l'effetto di schermare la carica nucleare sentita dagli elettroni del guscio 2, allontanandoli. L'elettrone 2s è schermato meno dell'elettrone 2p



# AUFBAU: berillio e boro

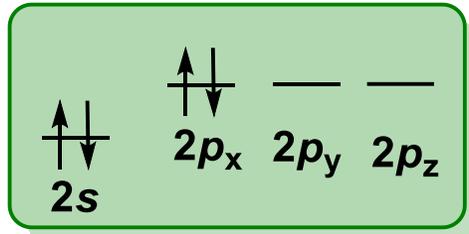


4 Be  $1s^2 2s^2$ , [He] $2s^2$

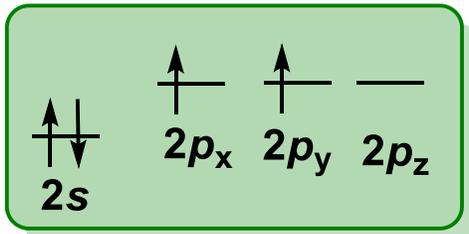


5 B  $1s^2 2s^2 2p^1$ , [He] $2s^2 2p^1$

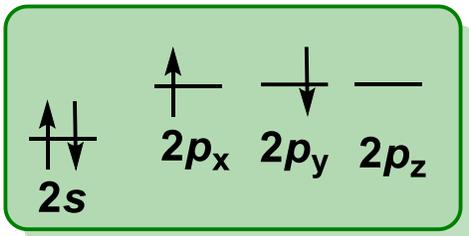
# AUFBAU: carbonio



oppure

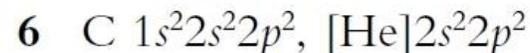
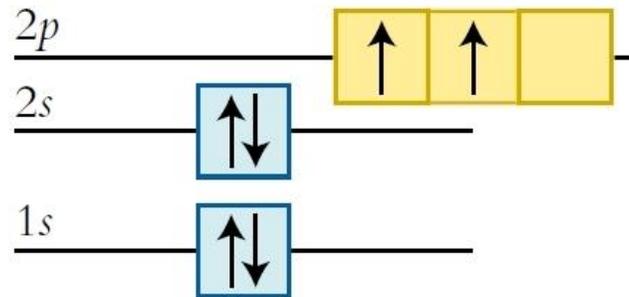


oppure

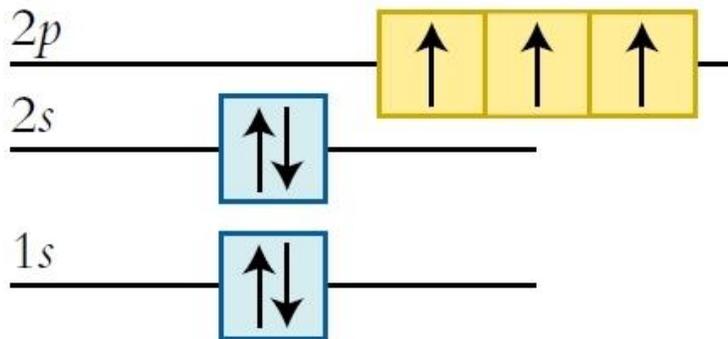


il secondo elettrone  $p$  può essere descritto dallo stesso orbitale in maniera antiparallela ( $1s^2 2s^2 2p_x^2$ ), oppure il secondo elettrone  $p$  può essere descritto da un diverso orbitale  $p$  del secondo guscio ( $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ ) e in tal caso potrà avere o lo spin parallelo oppure antiparallelo al primo elettrone  $p$ .

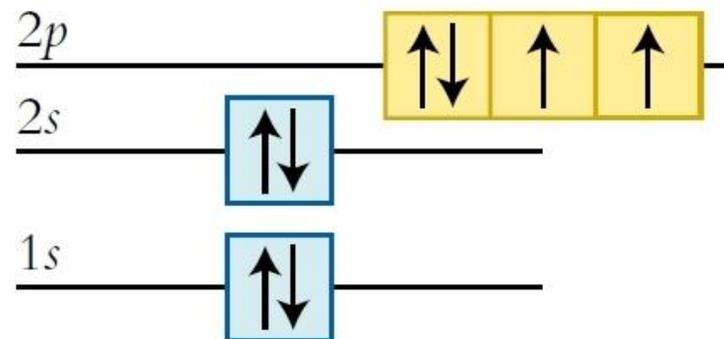
**regola di Hund: quando sono disponibili più orbitali degeneri in energia, gli elettroni verranno descritti da orbitali diversi e con spin paralleli.**



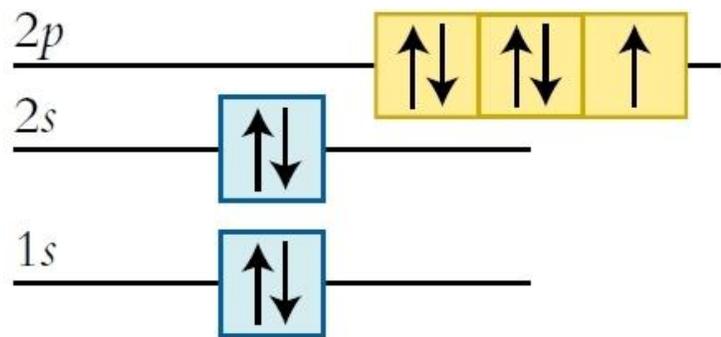
# AUFBAU: azoto, ossigeno, fluoro, neon



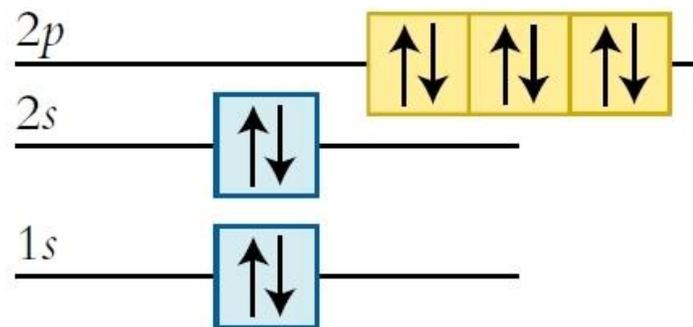
7 N  $1s^2 2s^2 2p^3$ , [He] $2s^2 2p^3$



8 O  $1s^2 2s^2 2p^4$ , [He] $2s^2 2p^4$



9 F  $1s^2 2s^2 2p^5$ , [He] $2s^2 2p^5$



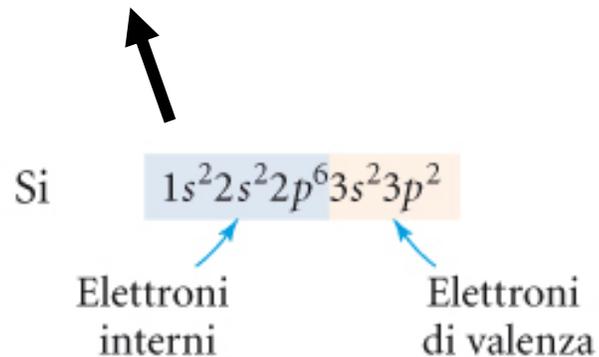
10 Ne  $1s^2 2s^2 2p^6$ , [He] $2s^2 2p^6$

# AUFBAU: primi tre periodi

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

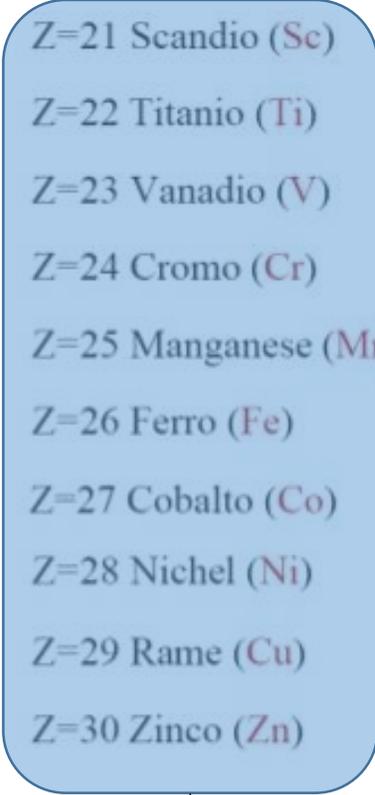
Gli elettroni del guscio esterno vengono definiti elettroni di **VALENZA**

Gli elettroni dei gusci interni vengono definiti elettroni interni o di **CORE**

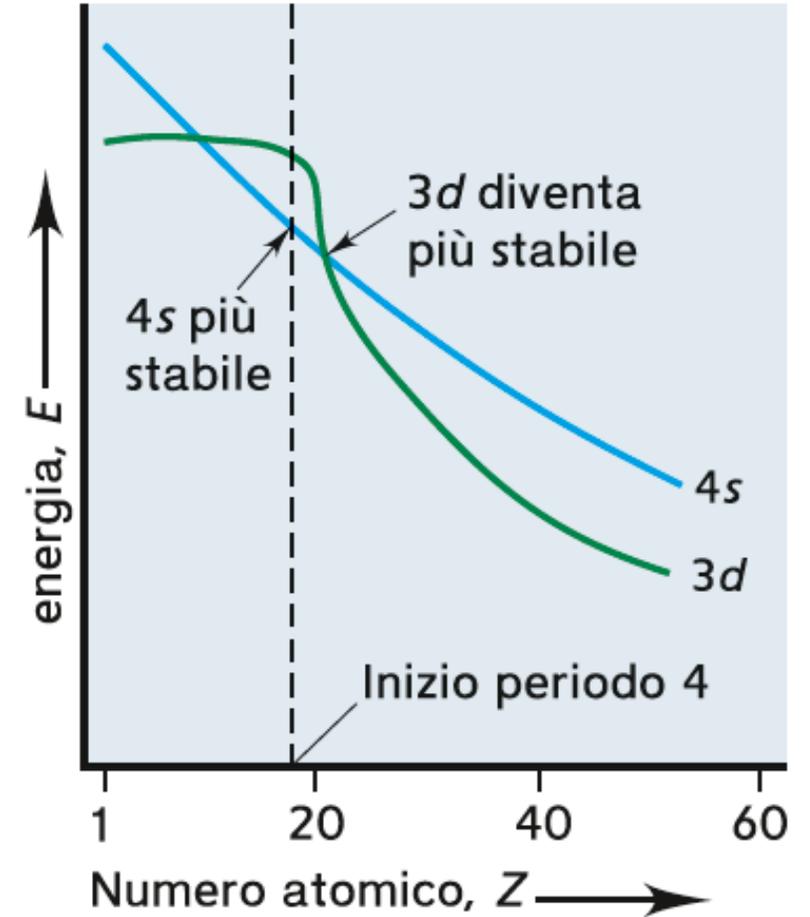


# AUFBAU: quarto periodo

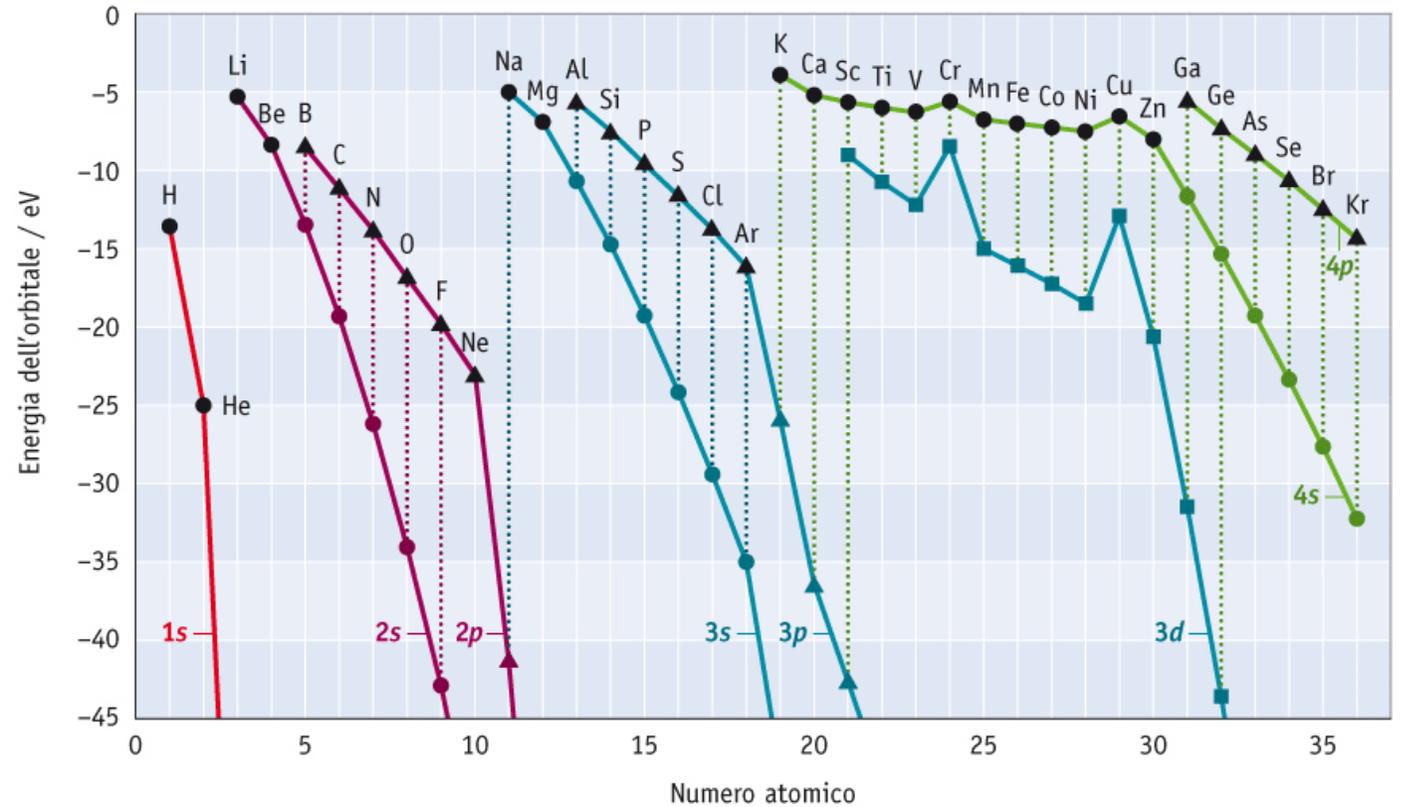
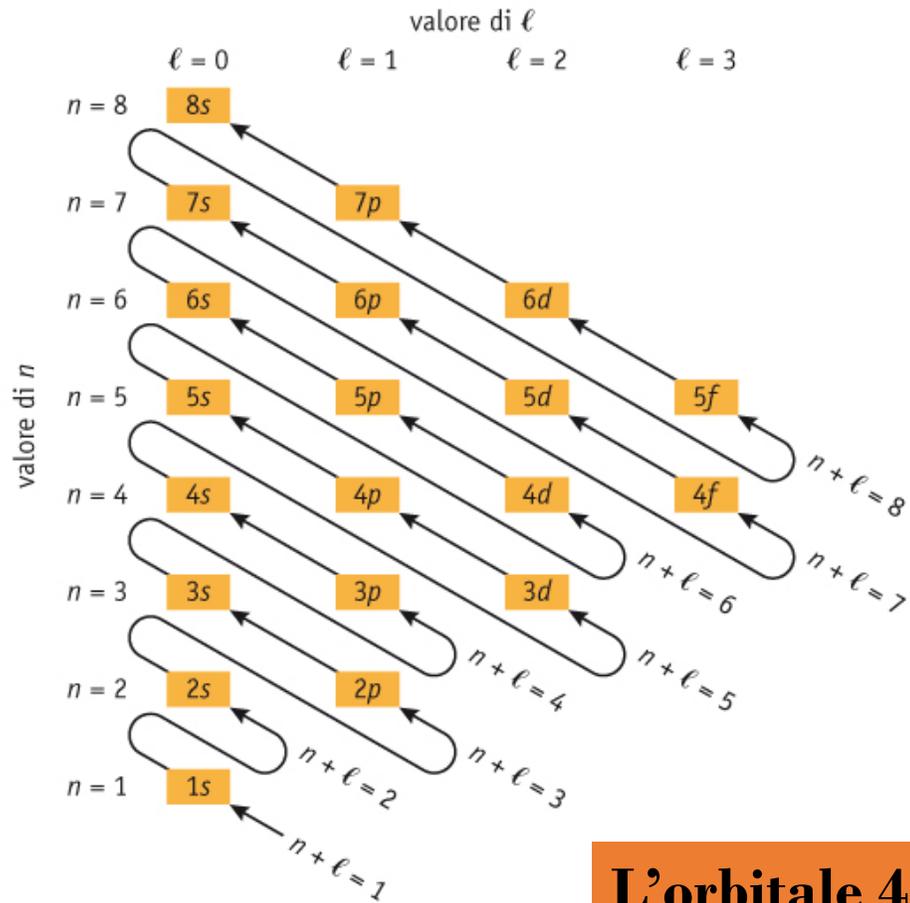
Z=19 Potassio (K)	[Ar]4s <sup>1</sup>		↑
Z=20 Calcio (Ca)	[Ar]4s <sup>2</sup>		↑↓
Z=21 Scandio (Sc)	[Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	↑	↑↓
Z=22 Titanio (Ti)	[Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	↑ ↑	↑↓
Z=23 Vanadio (V)	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	↑ ↑ ↑	↑↓
Z=24 Cromo (Cr)	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	↑
Z=25 Manganese (Mn)	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓
Z=26 Ferro (Fe)	[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓
Z=27 Cobalto (Co)	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	↑↓
Z=28 Nichel (Ni)	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	↑↓
Z=29 Rame (Cu)	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑
Z=30 Zinco (Zn)	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓



**Metalli di transizione**



# Ordine di «riempimento» degli orbitali



**L'orbitale 4s viene «riempito» prima dei 3d (K e Ca), ma quando si «riempiono» i 3d (dallo Sc allo Zn) i 4s hanno sempre una energia più alta dei 3d!!**

# Spiegazione della periodicità nella tavola degli elementi

Concetto di orbitale  $\Psi(n,l,m)$

Concetto di spin e Principio di esclusione di Pauli

Regola di Hund

Insieme, permettono la definizione della configurazione elettronica dello stato fondamentale

atomi con la stessa distribuzione del guscio di valenza ( $l$  e  $m$  uguali) appartengono allo stesso gruppo

Le proprietà chimiche degli elementi dipendono dalla configurazione elettronica dello strato di valenza!!!!

# Configurazione elettronica equivoca: 3d, più interni!

	1A 1											8A 18						
	<b>1</b> <b>H</b> $1s^1$											<b>2</b> <b>He</b> $1s^2$						
	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17		
Elettroni interni	<b>3</b> <b>Li</b> $2s^1$	<b>4</b> <b>Be</b> $2s^2$											<b>5</b> <b>B</b> $2s^2 2p^1$	<b>6</b> <b>C</b> $2s^2 2p^2$	<b>7</b> <b>N</b> $2s^2 2p^3$	<b>8</b> <b>O</b> $2s^2 2p^4$	<b>9</b> <b>F</b> $2s^2 2p^5$	<b>10</b> <b>Ne</b> $2s^2 2p^6$
[He]																		
	<b>11</b> <b>Na</b> $3s^1$	<b>12</b> <b>Mg</b> $3s^2$	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8	9	10	11B 11	12B 12	<b>13</b> <b>Al</b> $3s^2 3p^1$	<b>14</b> <b>Si</b> $3s^2 3p^2$	<b>15</b> <b>P</b> $3s^2 3p^3$	<b>16</b> <b>S</b> $3s^2 3p^4$	<b>17</b> <b>Cl</b> $3s^2 3p^5$	<b>18</b> <b>Ar</b> $3s^2 3p^6$
[Ne]																		
	<b>19</b> <b>K</b> $4s^1$	<b>20</b> <b>Ca</b> $4s^2$	<b>21</b> <b>Sc</b> $4s^2 3d^1$	<b>22</b> <b>Ti</b> $4s^2 3d^2$	<b>23</b> <b>V</b> $4s^2 3d^3$	<b>24</b> <b>Cr</b> $4s^1 3d^5$	<b>25</b> <b>Mn</b> $4s^2 3d^5$	<b>26</b> <b>Fe</b> $4s^2 3d^6$	<b>27</b> <b>Co</b> $4s^2 3d^7$	<b>28</b> <b>Ni</b> $4s^2 3d^8$	<b>29</b> <b>Cu</b> $4s^1 3d^{10}$	<b>30</b> <b>Zn</b> $4s^2 3d^{10}$	<b>31</b> <b>Ga</b> $4s^2 3d^{10} 4p^1$	<b>32</b> <b>Ge</b> $4s^2 3d^{10} 4p^2$	<b>33</b> <b>As</b> $4s^2 3d^{10} 4p^3$	<b>34</b> <b>Se</b> $4s^2 3d^{10} 4p^4$	<b>35</b> <b>Br</b> $4s^2 3d^{10} 4p^5$	<b>36</b> <b>Kr</b> $4s^2 3d^{10} 4p^6$
[Ar]																		
	<b>37</b> <b>Rb</b> $5s^1$	<b>38</b> <b>Sr</b> $5s^2$	<b>39</b> <b>Y</b> $5s^2 4d^1$	<b>40</b> <b>Zr</b> $5s^2 4d^2$	<b>41</b> <b>Nb</b> $5s^2 4d^3$	<b>42</b> <b>Mo</b> $5s^1 4d^5$	<b>43</b> <b>Tc</b> $5s^2 4d^5$	<b>44</b> <b>Ru</b> $5s^1 4d^7$	<b>45</b> <b>Rh</b> $5s^1 4d^8$	<b>46</b> <b>Pd</b> $4d^{10}$	<b>47</b> <b>Ag</b> $5s^1 4d^{10}$	<b>48</b> <b>Cd</b> $5s^2 4d^{10}$	<b>49</b> <b>In</b> $5s^2 4d^{10} 5p^1$	<b>50</b> <b>Sn</b> $5s^2 4d^{10} 5p^2$	<b>51</b> <b>Sb</b> $5s^2 4d^{10} 5p^3$	<b>52</b> <b>Te</b> $5s^2 4d^{10} 5p^4$	<b>53</b> <b>I</b> $5s^2 4d^{10} 5p^5$	<b>54</b> <b>Xe</b> $5s^2 4d^{10} 5p^6$
[Kr]																		
	<b>55</b> <b>Cs</b> $6s^1$	<b>56</b> <b>Ba</b> $6s^2$	<b>71</b> <b>Lu</b> $6s^2 4f^{14} 5d^1$	<b>72</b> <b>Hf</b> $6s^2 4f^{14} 5d^2$	<b>73</b> <b>Ta</b> $6s^2 4f^{14} 5d^3$	<b>74</b> <b>W</b> $6s^2 4f^{14} 5d^4$	<b>75</b> <b>Re</b> $6s^2 4f^{14} 5d^5$	<b>76</b> <b>Os</b> $6s^2 4f^{14} 5d^6$	<b>77</b> <b>Ir</b> $6s^2 4f^{14} 5d^7$	<b>78</b> <b>Pt</b> $6s^1 4f^{14} 5d^9$	<b>79</b> <b>Au</b> $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	<b>80</b> <b>Hg</b> $6s^2 4f^{14} 5d^{10}$	<b>81</b> <b>Tl</b> $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$	<b>82</b> <b>Pb</b> $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$	<b>83</b> <b>Bi</b> $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$	<b>84</b> <b>Po</b> $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$	<b>85</b> <b>At</b> $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$	<b>86</b> <b>Rn</b> $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$
[Xe]																		
	<b>87</b> <b>Fr</b> $7s^1$	<b>88</b> <b>Ra</b> $7s^2$	<b>103</b> <b>Lr</b> $7s^2 5f^{14} 6d^1$	<b>104</b> <b>Rf</b> $7s^2 5f^{14} 6d^2$	<b>105</b> <b>Db</b> $7s^2 5f^{14} 6d^3$	<b>106</b> <b>Sg</b> $7s^2 5f^{14} 6d^4$	<b>107</b> <b>Bh</b> $7s^2 5f^{14} 6d^5$	<b>108</b> <b>Hs</b> $7s^2 5f^{14} 6d^6$	<b>109</b> <b>Mt</b> $7s^2 5f^{14} 6d^7$	<b>110</b> <b>Ds</b> $7s^2 5f^{14} 6d^8$	<b>111</b> <b>Rg</b> $7s^2 5f^{14} 6d^9$	<b>112</b> <b>Cn</b> $7s^2 5f^{14} 6d^{10}$	<b>113</b> <b>Nh</b> $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^1$	<b>114</b> <b>Fl</b> $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^2$	<b>115</b> <b>Mc</b> $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^3$	<b>116</b> <b>Lv</b> $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^4$	<b>117</b> <b>Ts</b> $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^5$	<b>118</b> <b>Og</b> $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$
[Rn]																		

Serie dei lantanidi

<b>57</b> <b>La</b> $6s^2 5d^1$	<b>58</b> <b>Ce</b> $6s^2 4f^1 5d^1$	<b>59</b> <b>Pr</b> $6s^2 4f^3$	<b>60</b> <b>Nd</b> $6s^2 4f^4$	<b>61</b> <b>Pm</b> $6s^2 4f^5$	<b>62</b> <b>Sm</b> $6s^2 4f^6$	<b>63</b> <b>Eu</b> $6s^2 4f^7$	<b>64</b> <b>Gd</b> $6s^2 4f^7 5d^1$	<b>65</b> <b>Tb</b> $6s^2 4f^9$	<b>66</b> <b>Dy</b> $6s^2 4f^{10}$	<b>67</b> <b>Ho</b> $6s^2 4f^{11}$	<b>68</b> <b>Er</b> $6s^2 4f^{12}$	<b>69</b> <b>Tm</b> $6s^2 4f^{13}$	<b>70</b> <b>Yb</b> $6s^2 4f^{14}$
---------------------------------------	--	---------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	--	---------------------------------------	--	--	--	--	--

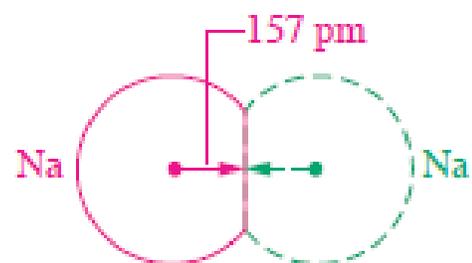
Serie degli attinidi

<b>89</b> <b>Ac</b> $7s^2 6d^1$	<b>90</b> <b>Th</b> $7s^2 6d^2$	<b>91</b> <b>Pa</b> $7s^2 5f^2 6d^1$	<b>92</b> <b>U</b> $7s^2 5f^3 6d^1$	<b>93</b> <b>Np</b> $7s^2 5f^4 6d^1$	<b>94</b> <b>Pu</b> $7s^2 5f^6$	<b>95</b> <b>Am</b> $7s^2 5f^7$	<b>96</b> <b>Cm</b> $7s^2 5f^7 6d^1$	<b>97</b> <b>Bk</b> $7s^2 5f^9$	<b>98</b> <b>Cf</b> $7s^2 5f^{10}$	<b>99</b> <b>Es</b> $7s^2 5f^{11}$	<b>100</b> <b>Fm</b> $7s^2 5f^{12}$	<b>101</b> <b>Md</b> $7s^2 5f^{13}$	<b>102</b> <b>No</b> $7s^2 5f^{14}$
---------------------------------------	---------------------------------------	--	---	--	---------------------------------------	---------------------------------------	--	---------------------------------------	--	--	---	---	---

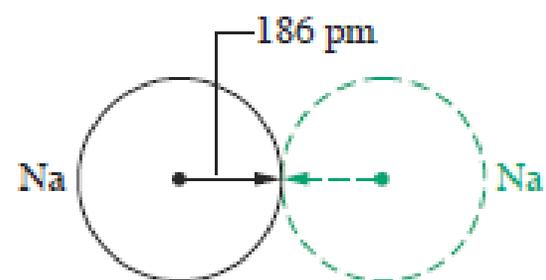
# Tavola periodica in forma estesa (Z crescente)

<i>n</i>																																	
1	1																																2
	H																																He
2	3	4																								5	6	7	8	9	10		
	Li	Be																								B	C	N	O	F	Ne		
3	11	12																								13	14	15	16	17	18		
	Na	Mg																								Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	19	20														21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
	K	Ca														Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	37	38														39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54		
	Rb	Sr														Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103																
	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																
	$ns^{1-2}$		$(n-2)f^{1-14}$														$(n-1)d^{1-10}$										$np^{1-6}$						

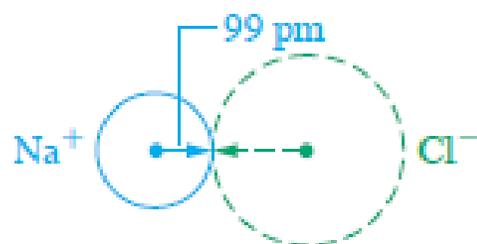
Raggio covalente:



Raggio metallico:

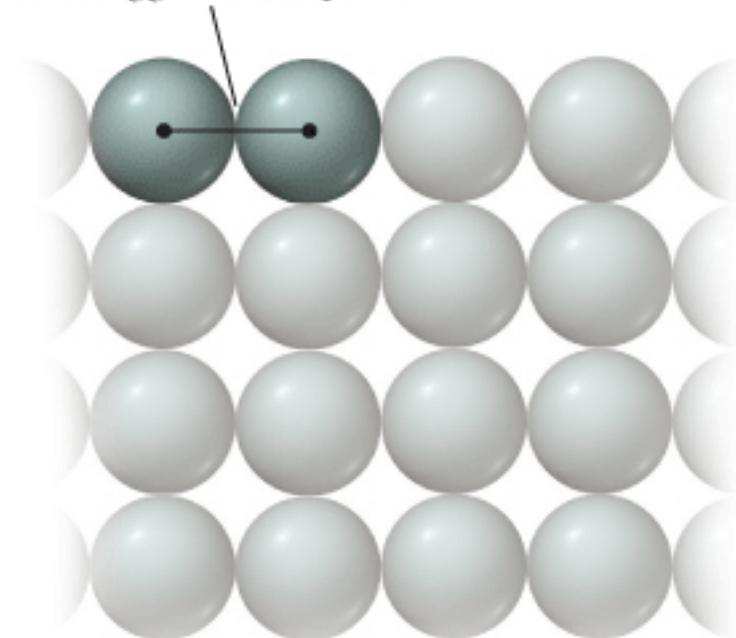


Raggio ionico:



Raggio di van der Waals

$2 \times$  raggio del kripton

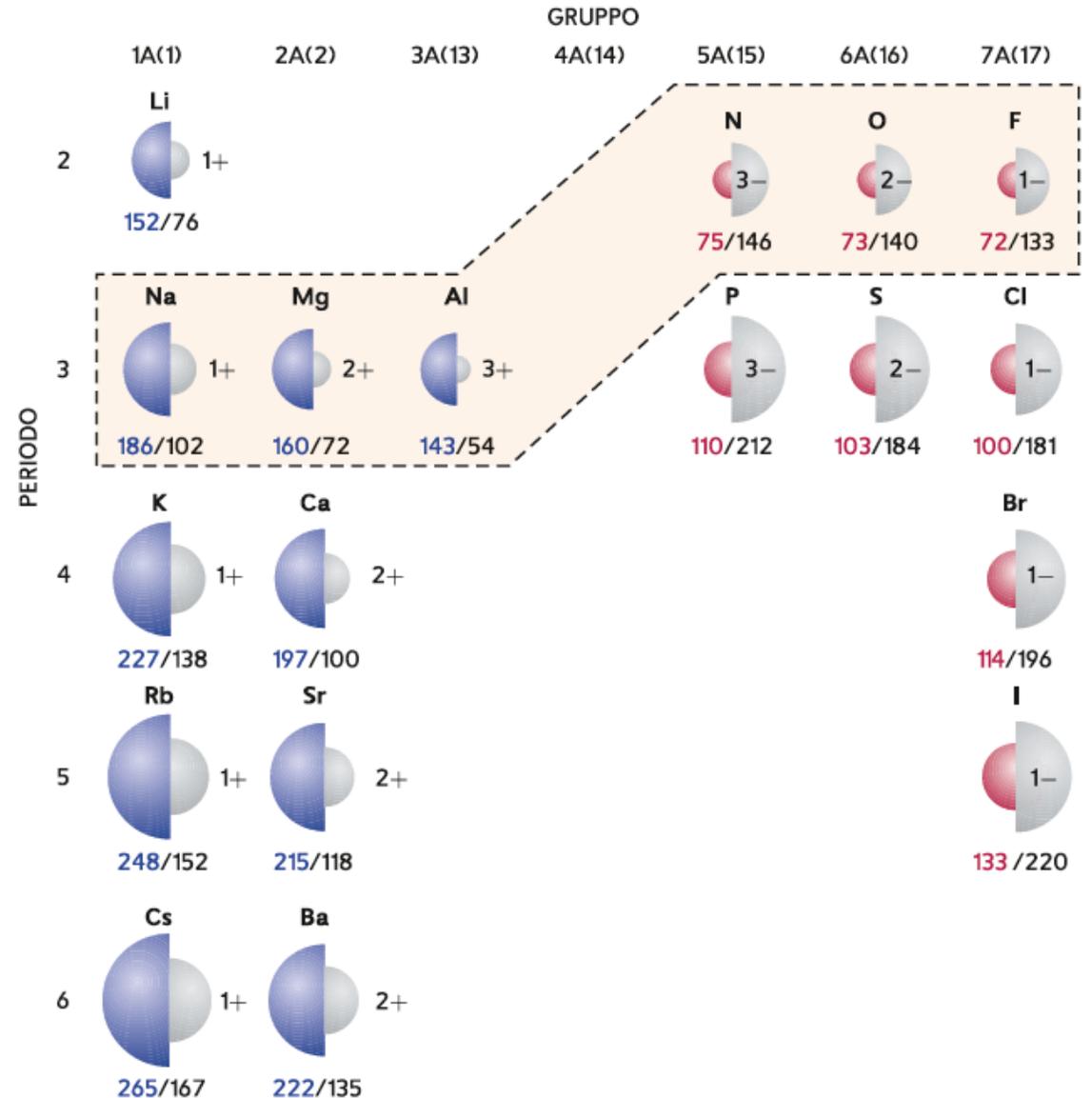


kripton solido

▲ Il raggio di van der Waals di un atomo corrisponde alla metà della distanza fra nuclei adiacenti nel solido atomico.

# Dimensioni atomiche e ioniche

Periodo	1A (1)		3A (13) - 7A (17)					8A (18)
	Elemento	Massa Atomica	Elemento	Massa Atomica	Elemento	Massa Atomica	Elemento	Massa Atomica
1	H 37							He 31
2	Li 152	Be 12	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
3	Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
4	K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
5	Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
6	Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140



# Energia di prima ionizzazione



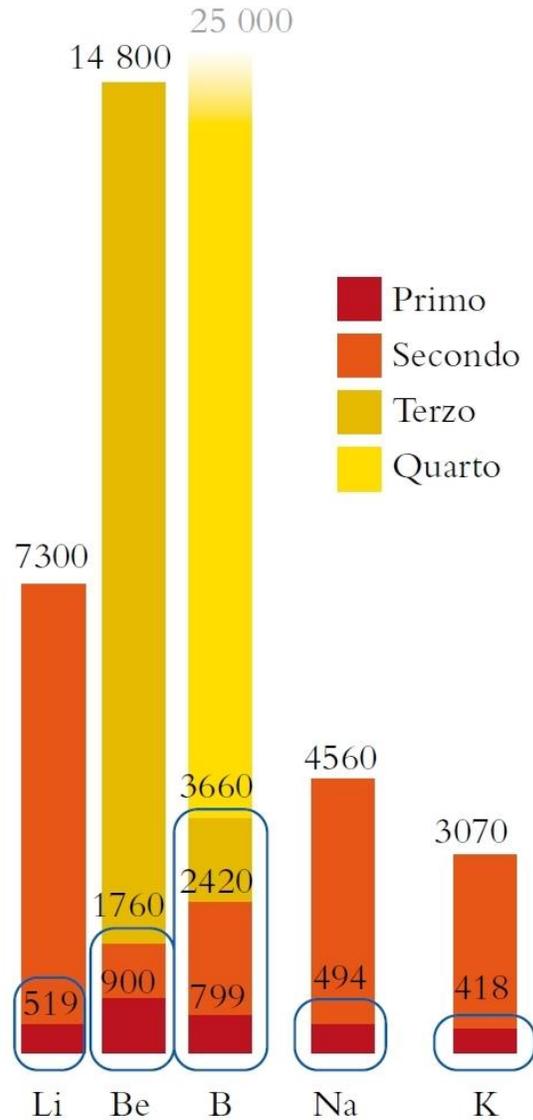
	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
				H 1310				He 2370
2	Li 519	Be 900	B 799	C 1090	N 1400	O 1310	F 1680	Ne 2080
3	Na 494	Mg 736	Al 577	Si 786	P 1011	S 1000	Cl 1255	Ar 1520
4	K 418	Ca 590	Ga 577	Ge 784	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1350
5	Rb 402	Sr 548	In 556	Sn 707	Sb 834	Te 870	I 1008	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 502	Tl 590	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 1037	Rn 1036

**PRIMA ECCEZIONE** passando dal secondo al terzo gruppo: diminuzione della energia di ionizzazione. A parità di guscio, strappare un elettrone *p* è più facile che strappare un elettrone *s*

**SECONDA ECCEZIONE** passando dal quinto al sesto gruppo: gli elettroni *p* cominciano ad appaiarsi. In questo caso a destabilizzare il sistema è la repulsione tra elettroni che condividono il medesimo orbitale *p*

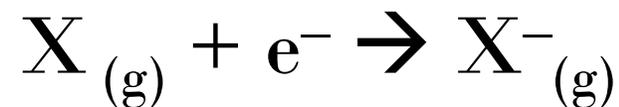
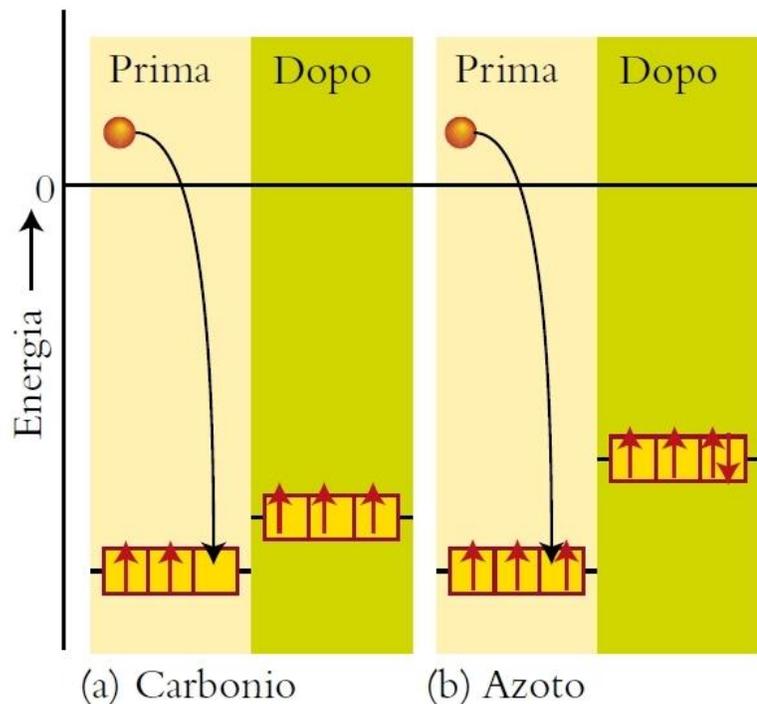
**Il carattere metallico è legato alla facilità di movimento degli elettroni di valenza ed è, quindi, correlato all'energia di prima ionizzazione**

# Energie di ionizzazione e cationi



**Ecco perché gli ioni dei metalli alcalini sono sempre +1 e gli ioni dei metalli alcalino terrosi sono sempre +2**

# Affinità elettronica



1A (1)						8A (18)	
H -72,8						He (0,0)	
Li -59,6	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	
Be (+18)	B -26,7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)	
Na -52,9	Mg (+21)	Al -42,5	Si -134	P -72,0	S -200	Cl -349	
Ar (+35)	K -48,4	Ca (+186)	Ga -28,9	Ge -119	As -78,2	Se -195	Br -325
Kr (+39)	Rb -46,9	Sr (+146)	In -28,9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295
Xe (+41)	Cs -45,5	Ba (+46)	Tl -19,3	Pb -35,1	Bi -91,3	Po -183	At -270
Rn (+41)							

**Ecco perché gli ioni degli alogeni sono sempre -1**

# Sommario proprietà periodiche

