Tavola Mendeleev

Row	Group I — R_2O	Group II — RO	Group III — R_2O_3	Group IV RH_4 RO_2	Group V RH_3 R_2O_5	Group VI RH_2 RO_3	Group VII RH R_2O_7	Group VIII — RO_4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	____ = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	____ = 68	____ = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 83	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	____ = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140				
9								
10			?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		

Quando gli elementi vengono riportati secondo un ordine di peso atomico crescente, le proprietà degli elementi si ripetono ad intervalli regolari

Gruppo I A	→	Metalli Alcalini
Gruppo II A	→	Metalli Alcalini-Terrosi
Gruppo IIV A	→	Alogeni
Gruppo 0	→	Gas Nobili

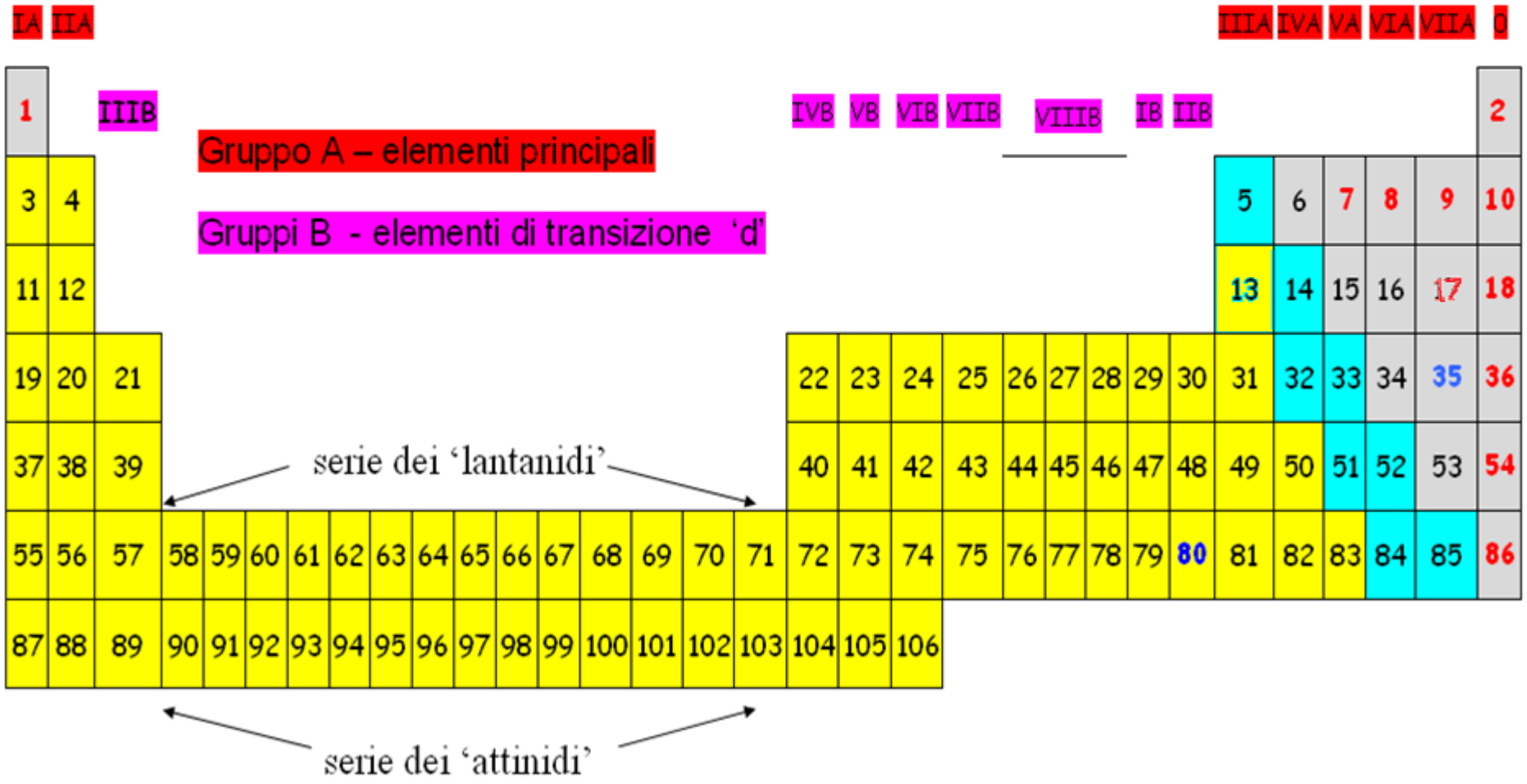
Caratteristiche Fisiche

Metalli → Lucidi, duttili, malleabili, condutt. elettrici

Semimetalli → intermedie tra Metalli e non metalli

non-metalli → Non Lucidi, fragili, isolanti elettrici

nero = **solido** blu = **liquido** rosso = gas



Gruppo A – elementi principali

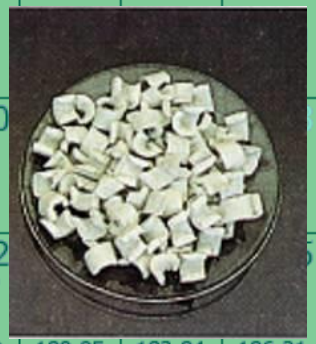
Gruppi B - elementi di transizione ‘d’

IA	IIA										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
1		IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB		VIIIB		IB	IIB					2
3	4										5	6	7	8	9	10
11	12										13	14	15	16	17	18
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
87	88	89															

serie dei ‘lantanidi’

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103

serie dei ‘attinidi’

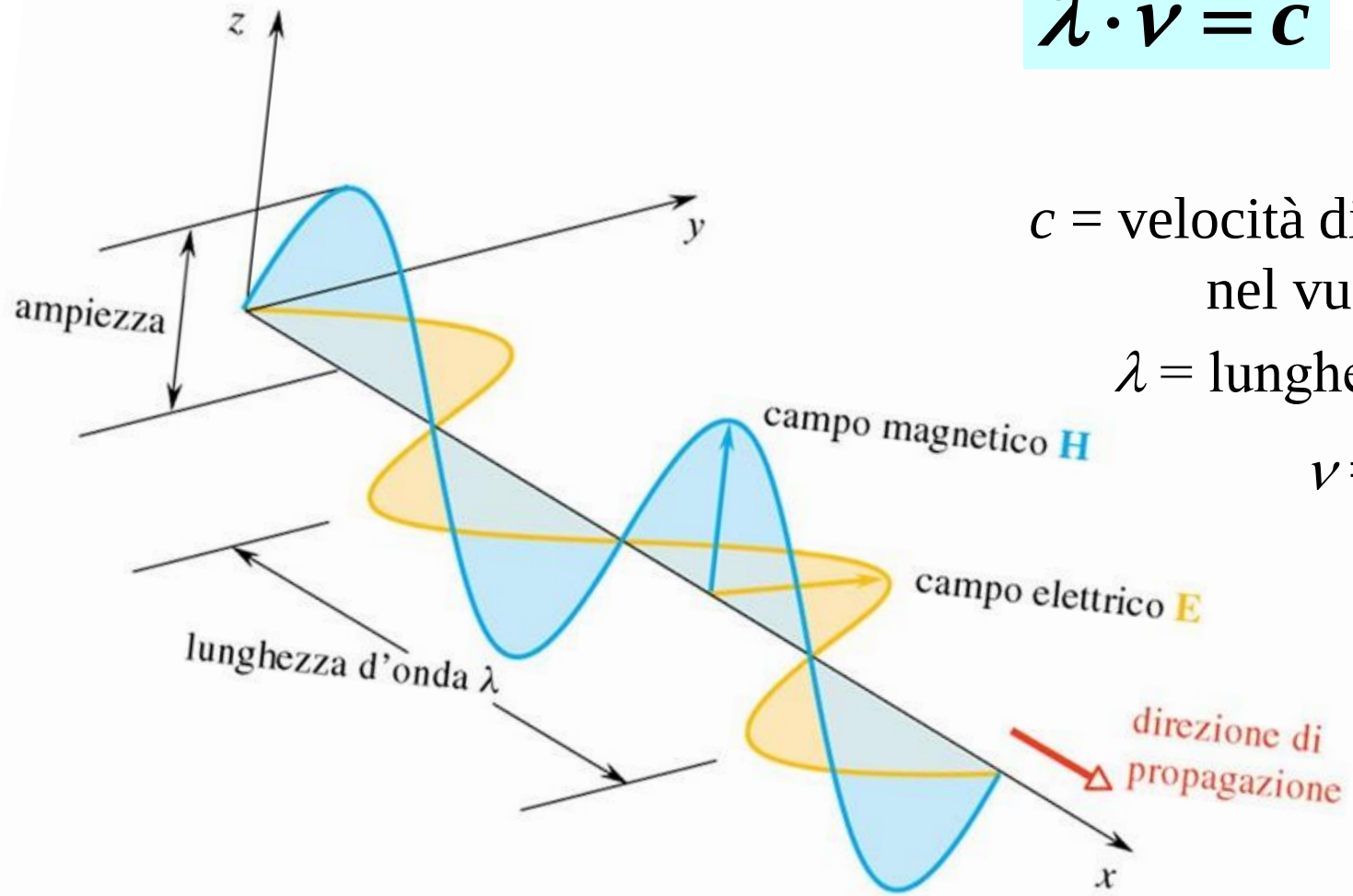


1																	18
1 H 1.01	2											13	14	15	16	17	2 He 4.00
3 Li 6.94	4 Be 9.01													7 N 4.01	8 O 15.99	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 25.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23	24	25	Fe 55.8	8	29 Cu 63.55	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22				Ru 101.0	6	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf 178.49	180.95	183.84	186.21	Os 190.2	8	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
			104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	10 Hs (270)	Mt (268)	Ds (281)	111 Rg (272)							

			58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.97	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	D 162					70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
			90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	C (251)	(252)	(257)	(258)	102 No (259)	103 Lr (262)	

$$\lambda \cdot \nu = c$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$



c = velocità di propagazione nel vuoto = $3 \cdot 10^8$ m/s

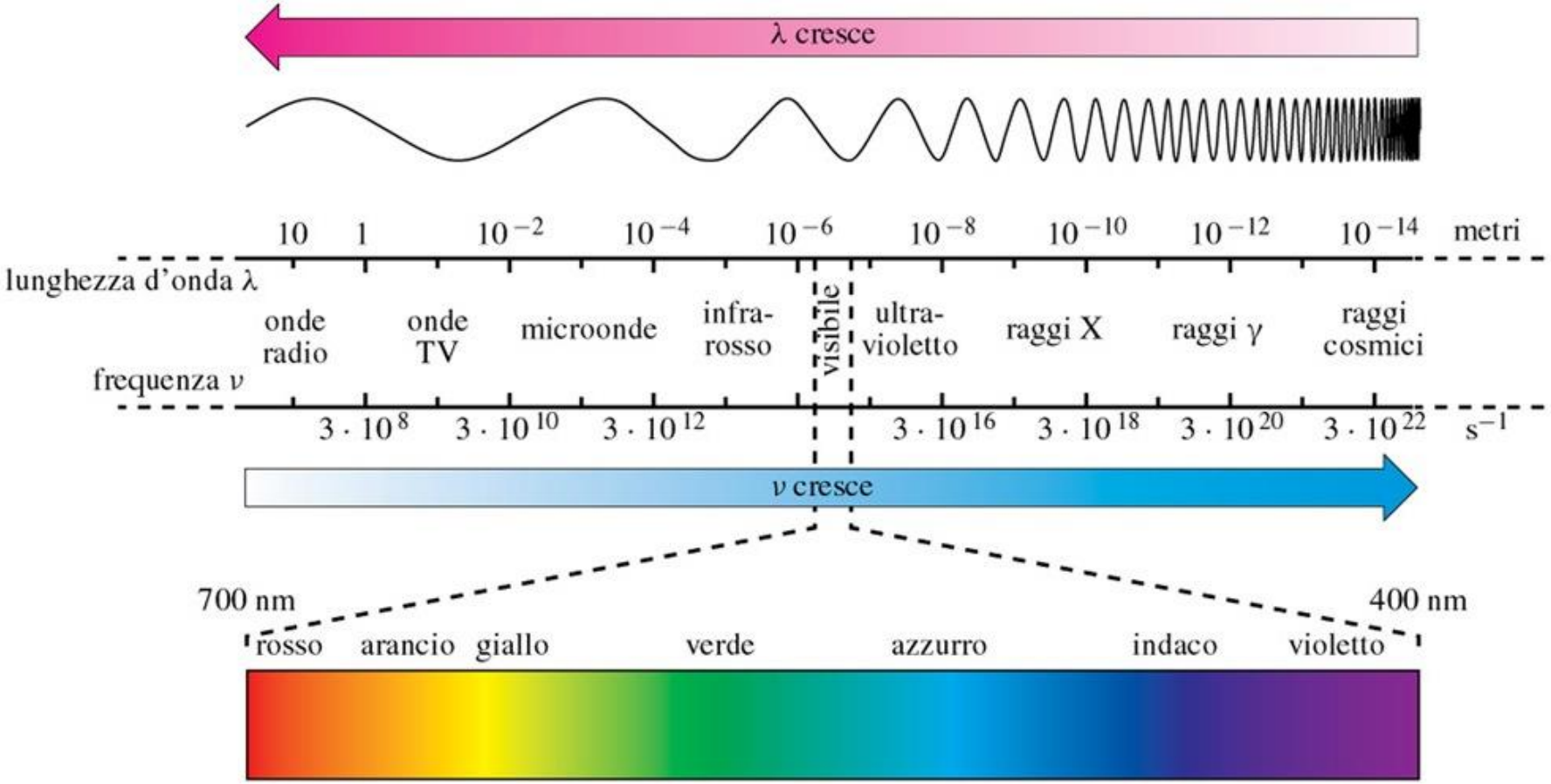
λ = lunghezza d'onda [cm]

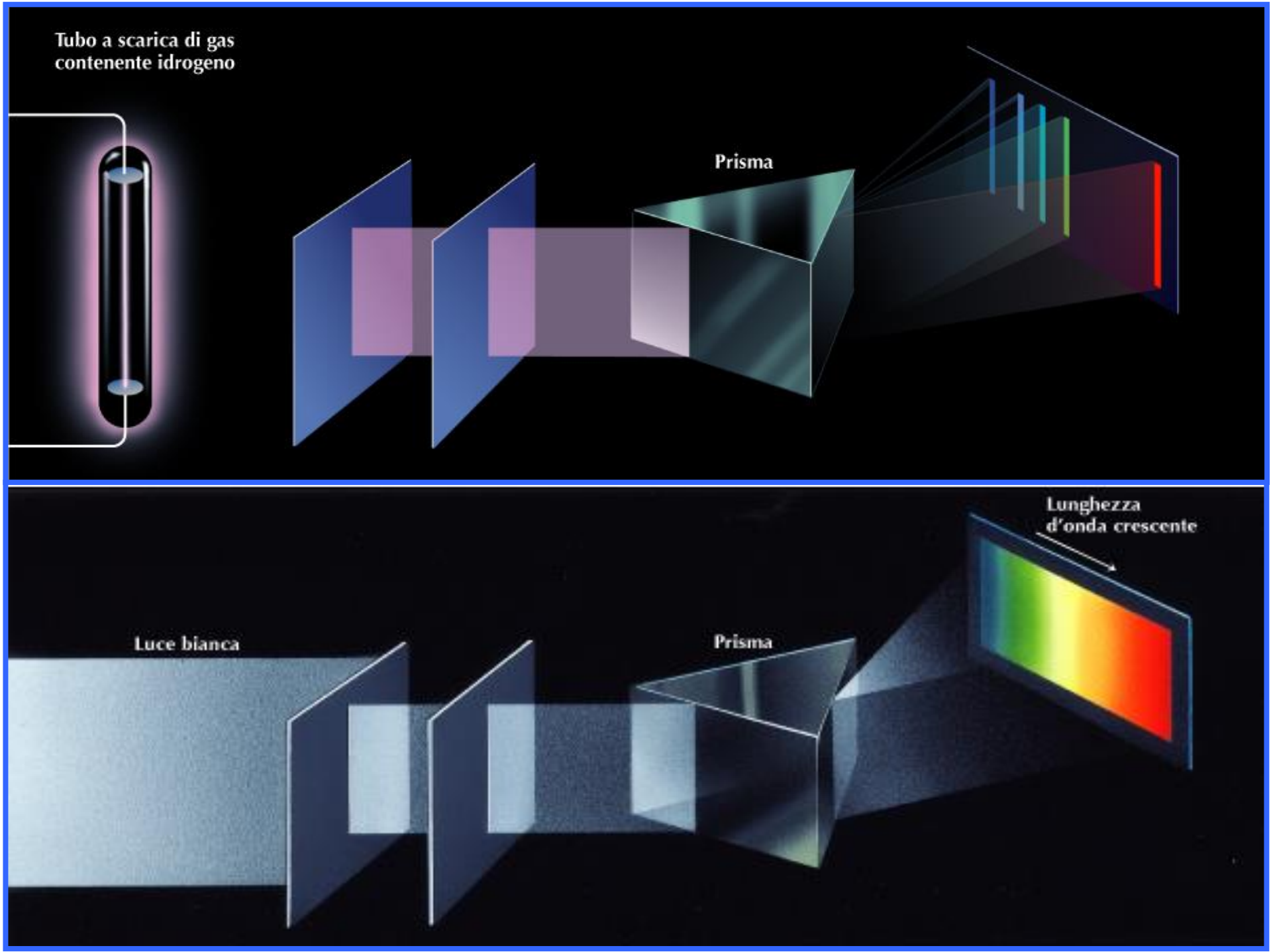
ν = frequenza [1/s]

Le onde elettromagnetiche sono quantizzate

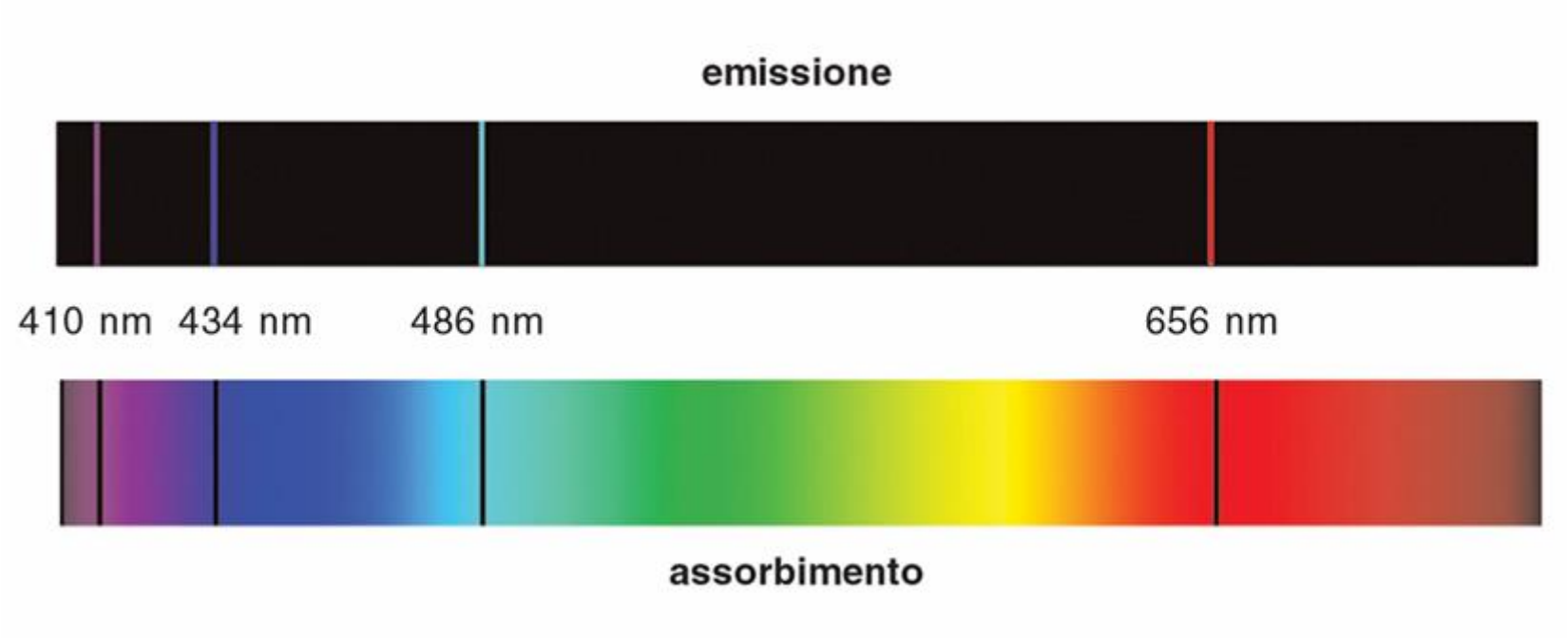
$$E = h \cdot \nu = h \frac{c}{\lambda}$$

h = costante di Planck = $6.6 \cdot 10^{-34}$ J·s


λ cresce
10
1
10 −2
10 −4
10 −6
10 −8
10 −10
10 −12
10 −14
metri
lunghezza d'onda λ
onde radio
onde TV
microonde
infra-rosso
visibile
ultra-violetto
raggi X
raggi γ
raggi cosmici
frequenza ν
3 · 10 8
3 · 10 10
3 · 10 12
3 · 10 16
3 · 10 18
3 · 10 20
3 · 10 22
s −1
ν cresce
700 nm
400 nm
rosso
arancio
giallo
verde
azzurro
indaco
violetto


Tubo a scarica di gas
contenente idrogeno
Prisma
Luce bianca
Prisma
Lunghezza
d'onda crescente

Spettro dell'atomo di Idrogeno



Johannes Rydberg

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

R_H = Costante di Ryberg = $1.0967 \cdot 10^7$ m^{-1}

n_1 ed n_2 = numeri interi

Il modello atomico di Rutherford non è in grado di descrivere questo comportamento.

Modello atomo di Bohr (1913)

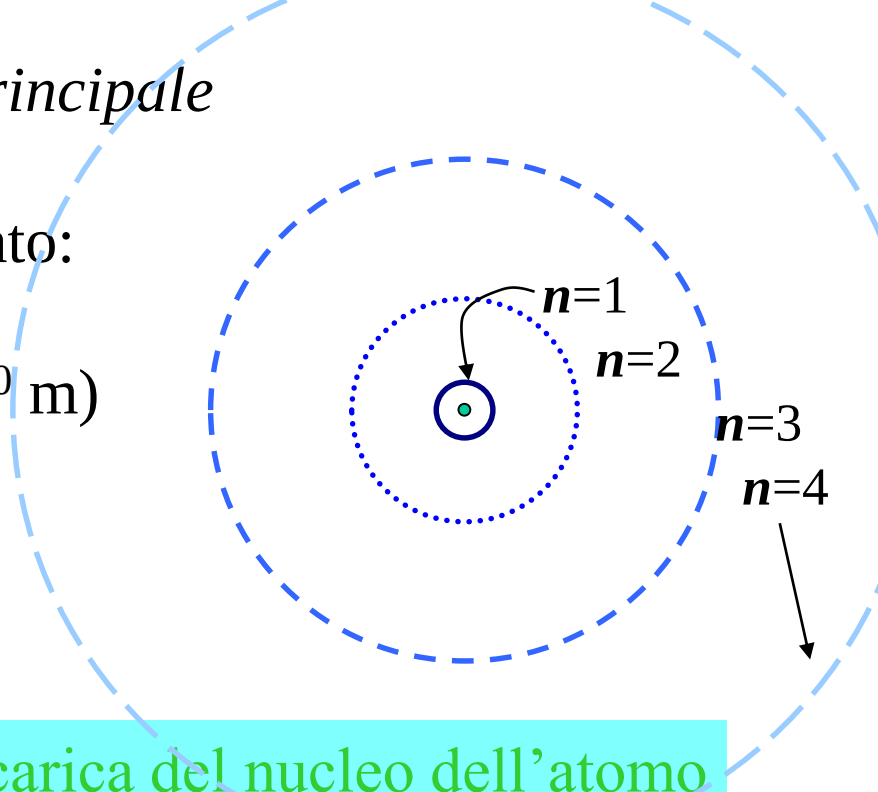
- L'elettrone si muove attorno al nucleo solo su determinate orbite circolari a ciascuna delle quali corrisponde un valore costante dell'energia *(stato stazionario);*
- Finché l'elettrone rimane in uno stato stazionario non assorbe e non cede energia;
- Il momento angolare (o della quantità di moto) dell'elettrone, $m \cdot v \cdot r$, è quantizzato.

$$\boldsymbol{m \cdot v \cdot r = n \cdot h /(2\pi)} \qquad \boldsymbol{n}= 1, 2, 3, \ldots, \infty$$

n viene chiamato *numero quantico principale*

ne consegue che ***r*** è quantizzato:

$r = a_0 \cdot n^2 \qquad (a_0 = 0.529 \cdot 10^{-10}\ \mathrm{m})$



e l'*energia totale* risulta:

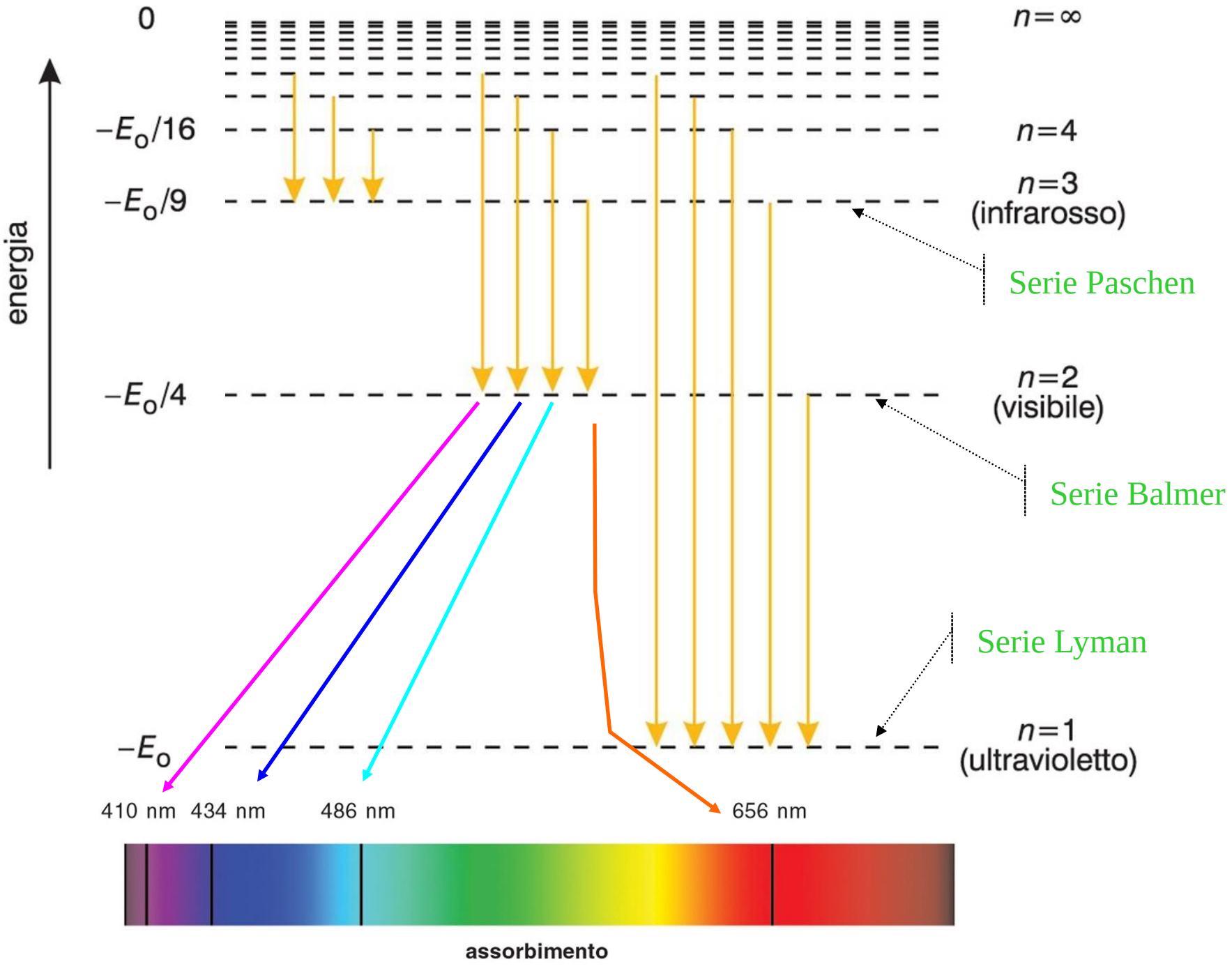
$$E = -E_0 \cdot \frac{Z^2}{n^2}$$

Z è la carica del nucleo dell'atomo idrogenoide.

Johannes Rydberg

$$\Delta E = h \cdot \nu = E_0 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$


0
$n=\infty$
$-E_o/16$
$n=4$
$-E_o/9$
$n=3$
(infrarosso)
energia
Serie Paschen
$-E_o/4$
$n=2$
(visibile)
Serie Balmer
Serie Lyman
$-E_o$
$n=1$
(ultravioletto)
410 nm
434 nm
486 nm
656 nm
assorbimento

Meccanica quantistica o ondulatoria

Le onde elettromagnetiche hanno un comportamento *duale* (onda-particella)

De Broglie (1924) ipotizza un comportamento *duale* (onda-particella) anche per la **materia**

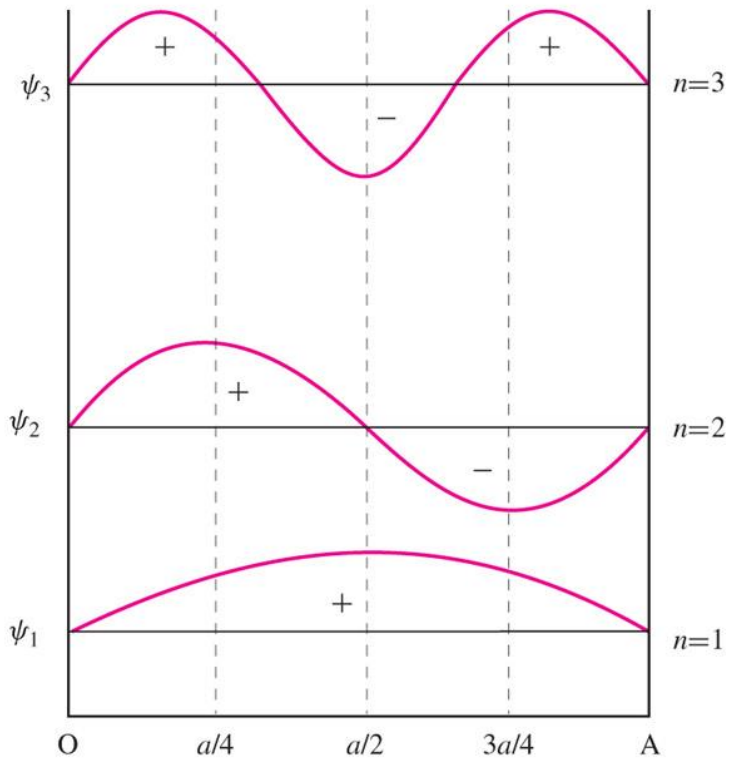
Tabella 3.1 Le lunghezze d'onda di alcuni corpi

Corpo	Massa (kg)	Velocità (m/s)	λ (m)
Elettrone veloce	$9{,}11 \cdot 10^{-31}$	$2{,}18 \cdot 10^{6}$	$3{,}34 \cdot 10^{-10}$
Palla da tennis	0,200	50,0	$6{,}63 \cdot 10^{-35}$
Automobile	1000,0	28,0	$2{,}37 \cdot 10^{-38}$

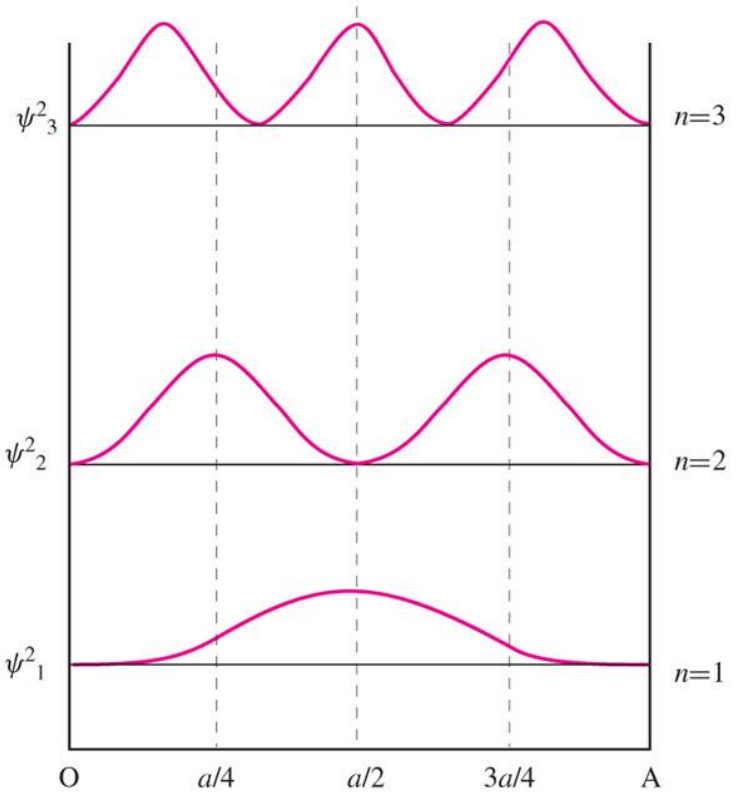
$$\lambda = \frac{h}{m \cdot \mathrm{v}}$$

Principio di indeterminazione di **Heisenberg (1927)**

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



Funzione d'onda



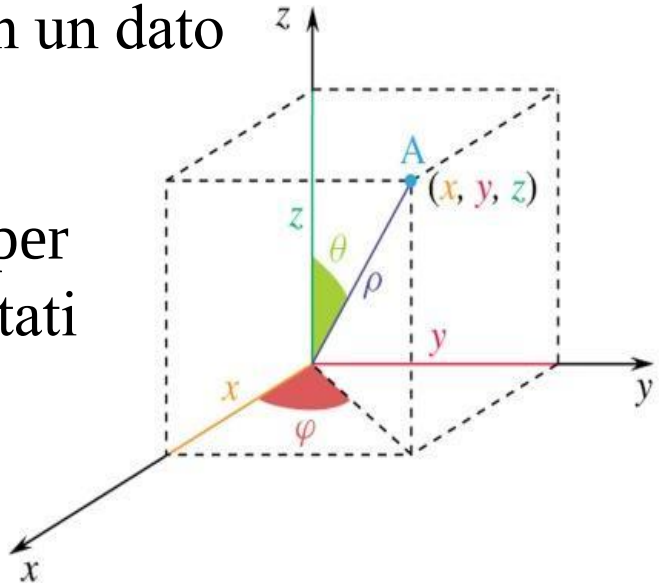
Probabilità

necessita di introdurre una nuova equazione per descrivere il comportamento ondulatorio della materia

Equazione di **Schrödinger**

Le cui soluzioni rappresentano *funzioni d'onda* (Ψ)

Ψ^2 (x,y,z), il quadrato della *funzioni d'onda* rappresenta la *densità (di probabilità)* di trovare l'elettrone in un dato punto (x,y,z).



La soluzione dell'equazione di **Schrödinger** per l'atomo di Idrogeno evidenzia l'esistenza di stati stazionari (o orbitali elettronici) caratterizzati da 3 numeri quantici

n = numero quantico principale
l = numero quantico angolare (o secondario)
m = numero quantico magnetico

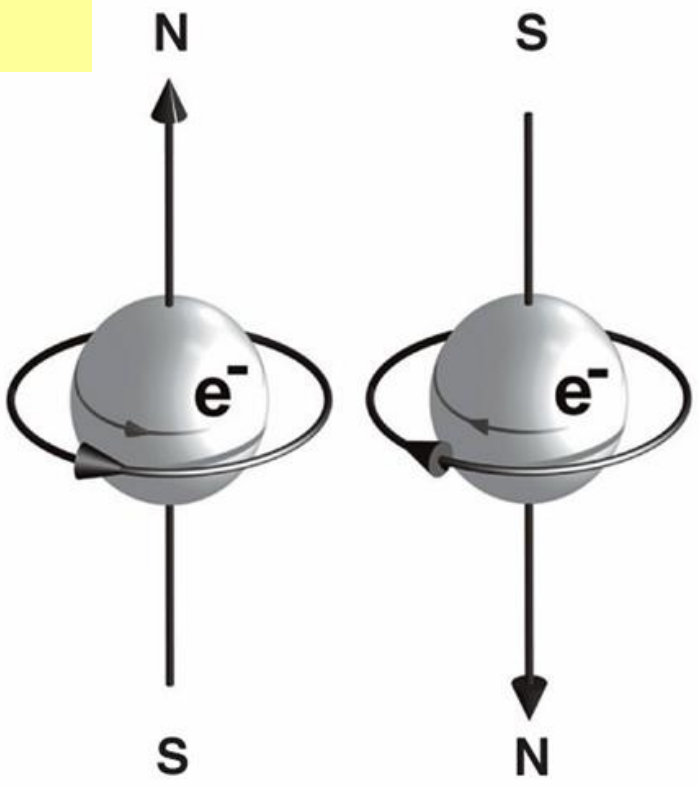
$$E = -E_0 \cdot \frac{Z^2}{n^2}$$

$n = 1, 2, 3, \ldots, \infty$

$l = 0, 1, 2, \ldots, (n\text{-}1)$

$m = -l, -(l-1), -(l-2), \ldots, 0, \ldots, +(l-2), +(l-1), +l$

$m_s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$



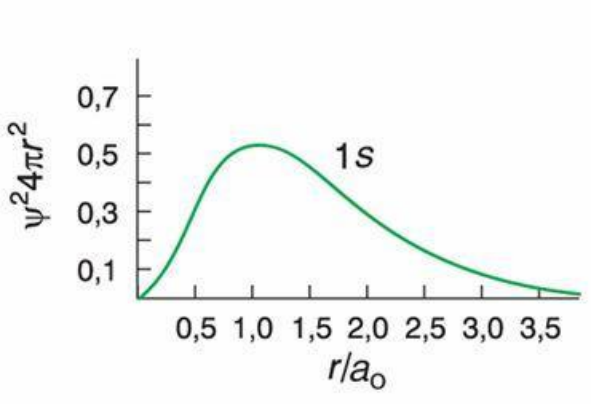
Allo spin elettronico «quantizzato» sono associati numeri quantici di spin

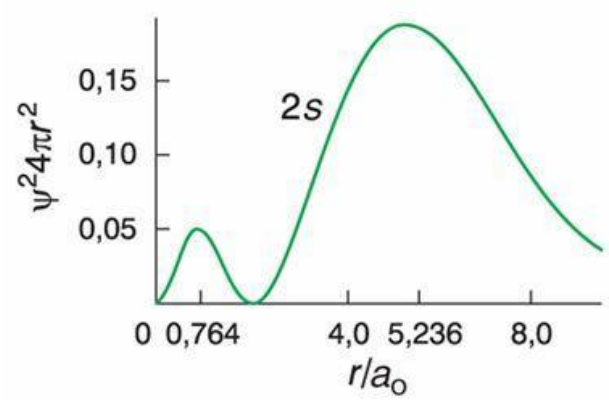
$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ e } m_s = -\frac{1}{2}$$

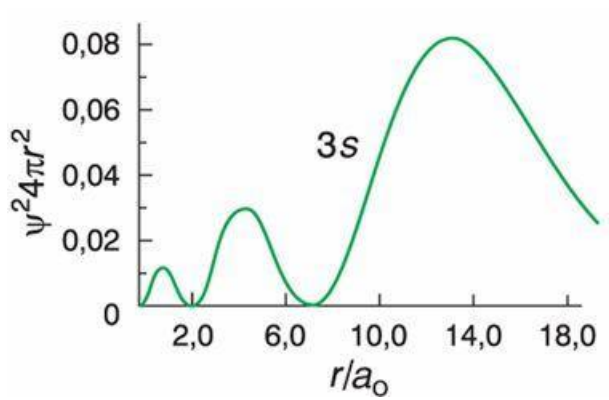
ogni orbitale viene indicato con un numero corrispondente ad ***n*** ed un simbolo (*s*, *p*, *d*, *f*) in base al numero quantico angolare (***l***)

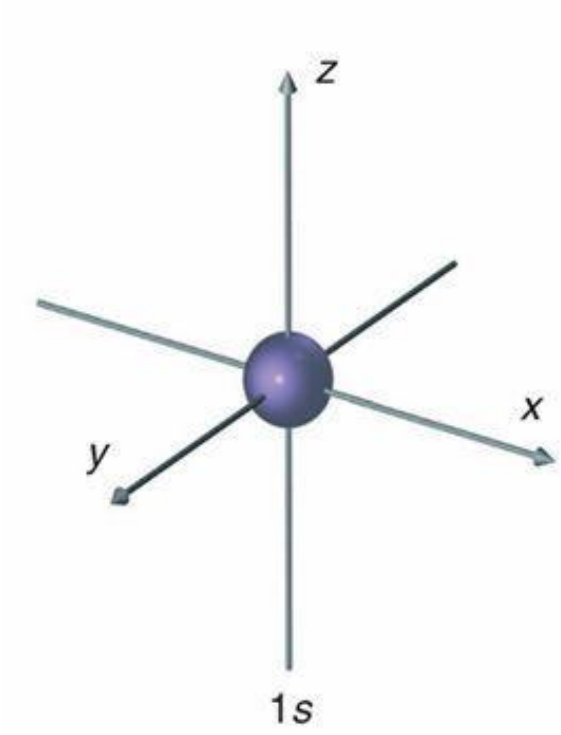
l	0	1	2	3
Simbolo	*s*	*p*	*d*	*f*

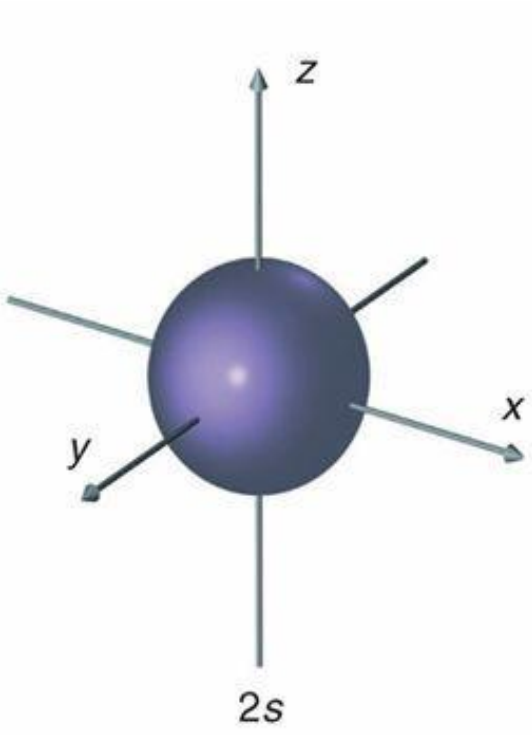
n	*l*	*m*	orbitali	simbolo orbitali	n. totale orbitali
1	0	0	$\Psi_{1,0,0}$	1*s*	1
2	0	0	$\Psi_{2,0,0}$	2*s*	4
	1	+1, 0, −1	$\Psi_{2,1,1}$, $\Psi_{2,1,0}$, $\Psi_{2,1,-1}$	2*p*	
3	0	0	$\Psi_{3,0,0}$	3*s*	
	1	+1, 0, −1	$\Psi_{3,1,1}$, $\Psi_{3,1,0}$, $\Psi_{3,1,-1}$	3*p*	9
	2	+2, +1, 0, −1, −2	$\Psi_{3,2,2}$, $\Psi_{3,2,1}$, $\Psi_{3,2,0}$, $\Psi_{3,2,-1}$, $\Psi_{3,2,-2}$	3*d*	
4	0	0	$\Psi_{4,0,0}$	4*s*	
	1	+1, 0, −1	$\Psi_{4,1,1}$, $\Psi_{4,1,0}$, $\Psi_{4,1,-1}$	4*p*	16
	2	+2, +1, 0, −1, −2	$\Psi_{4,2,2}$, $\Psi_{4,2,1}$, $\Psi_{4,2,0}$, $\Psi_{4,2,-1}$, $\Psi_{4,2,-2}$	4*d*	
	3	+3, +2, +1, 0, −1, −2, −3	$\Psi_{4,3,3}$, $\Psi_{4,3,2}$, $\Psi_{4,3,1}$, $\Psi_{4,3,0}$, $\Psi_{4,3,-1}$, $\Psi_{4,3,-2}$, $\Psi_{4,3,-3}$	4*f*	

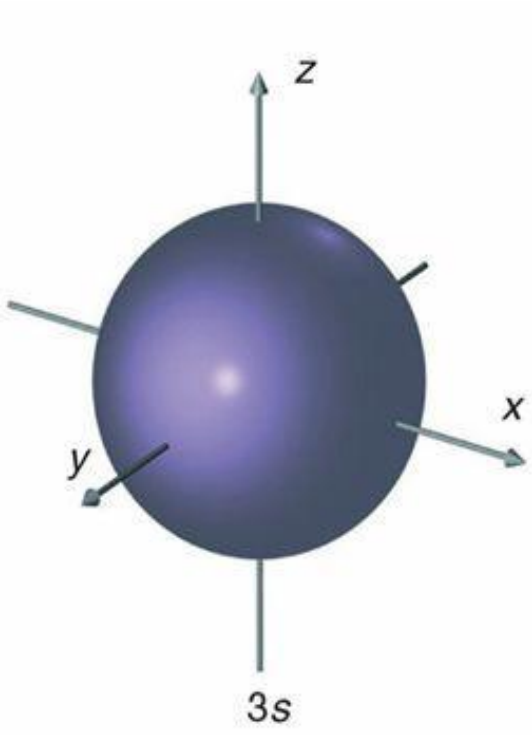

0,7
0,5
0,3
0,1
$\psi^2 4\pi r^2$
1s
0,5 1,0 1,5 2,0 2,5 3,0 3,5
r/a_o

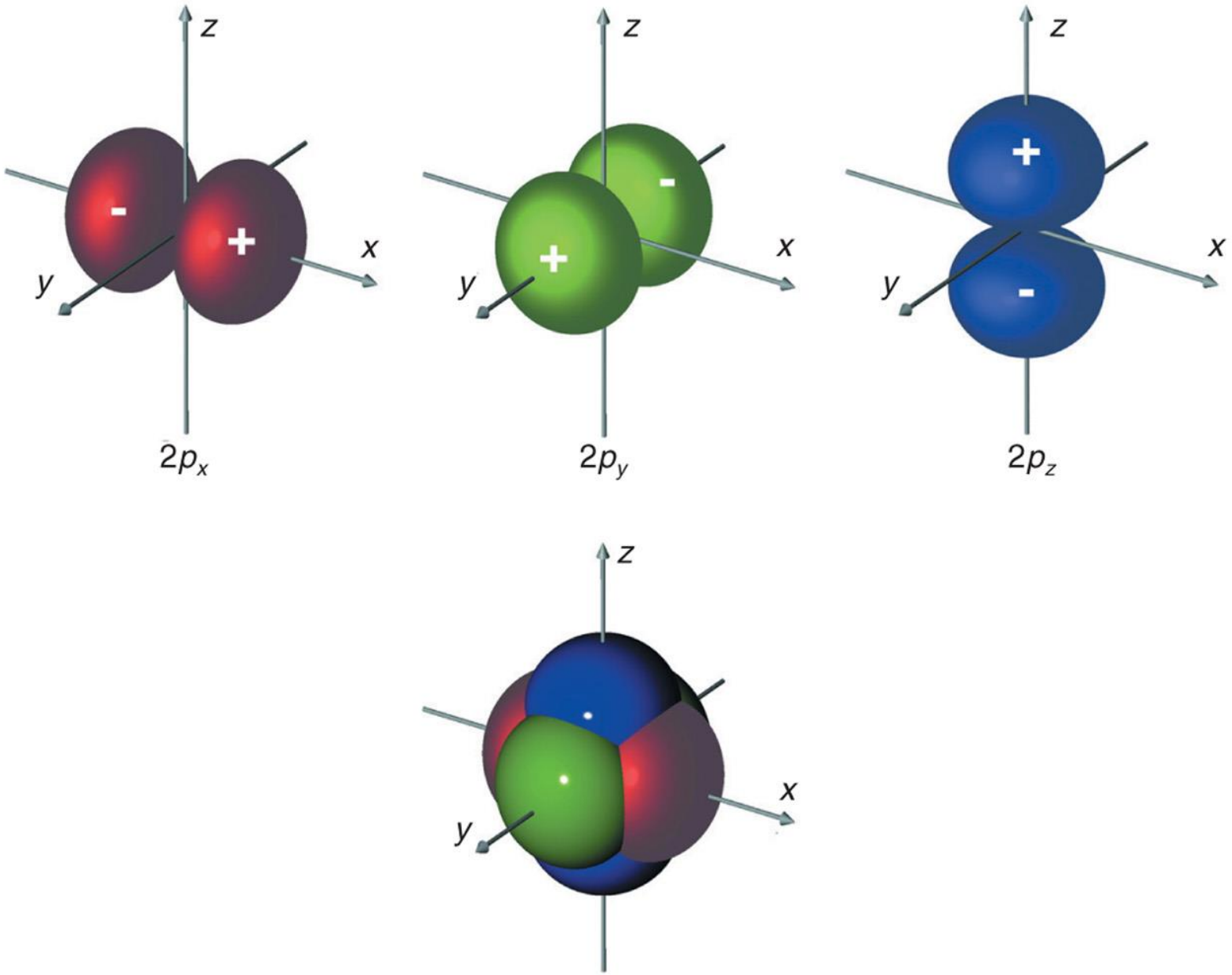

0,15
0,10
0,05
$\psi^2 4\pi r^2$
2s
0 0,764 4,0 5,236 8,0
r/a_o


0,08
0,06
0,04
0,02
0
$\psi^2 4\pi r^2$
3s
2,0 6,0 10,0 14,0 18,0
r/a_o

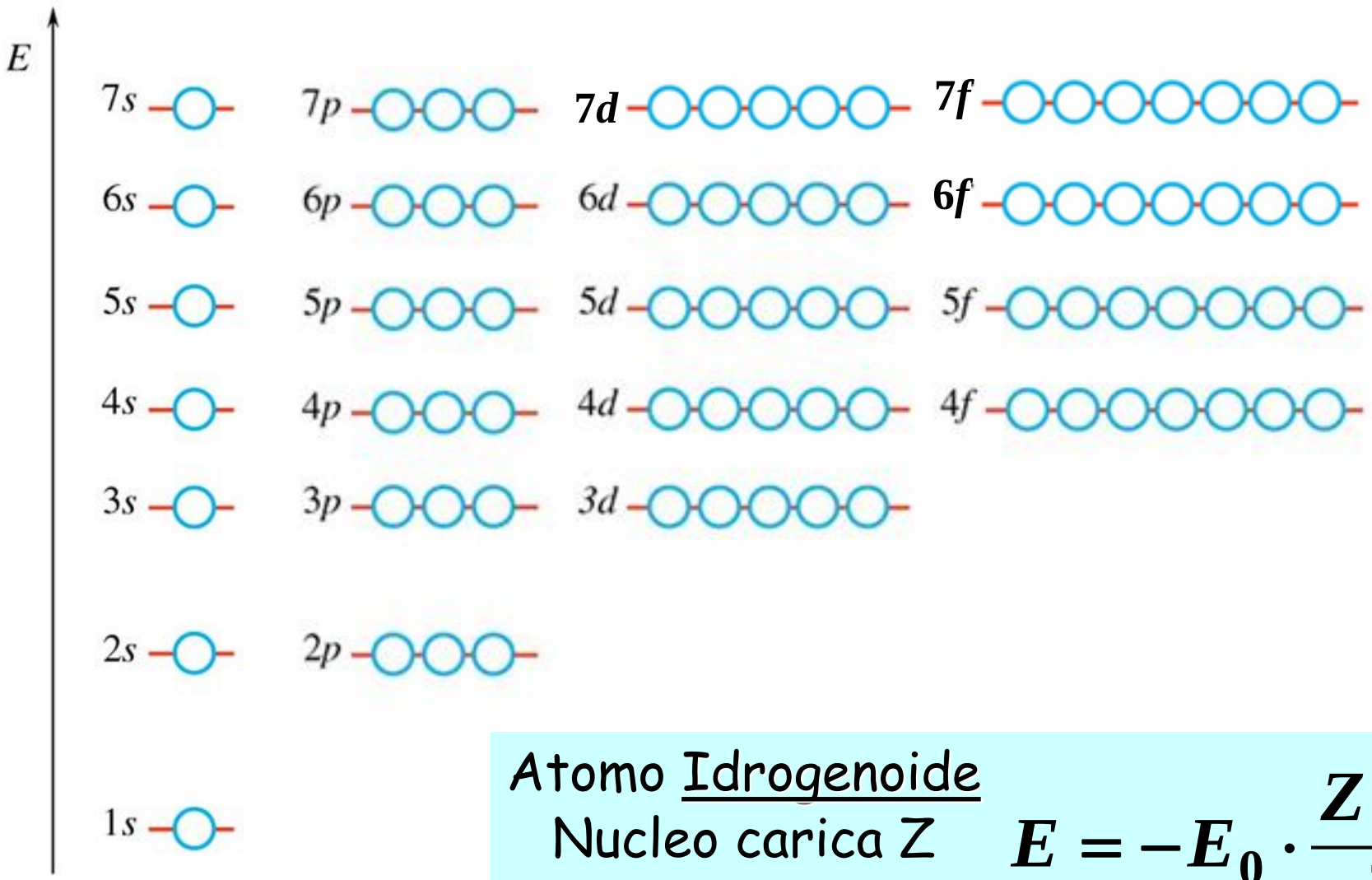

z
x
y
1s


z
x
y
2s


z
x
y
3s

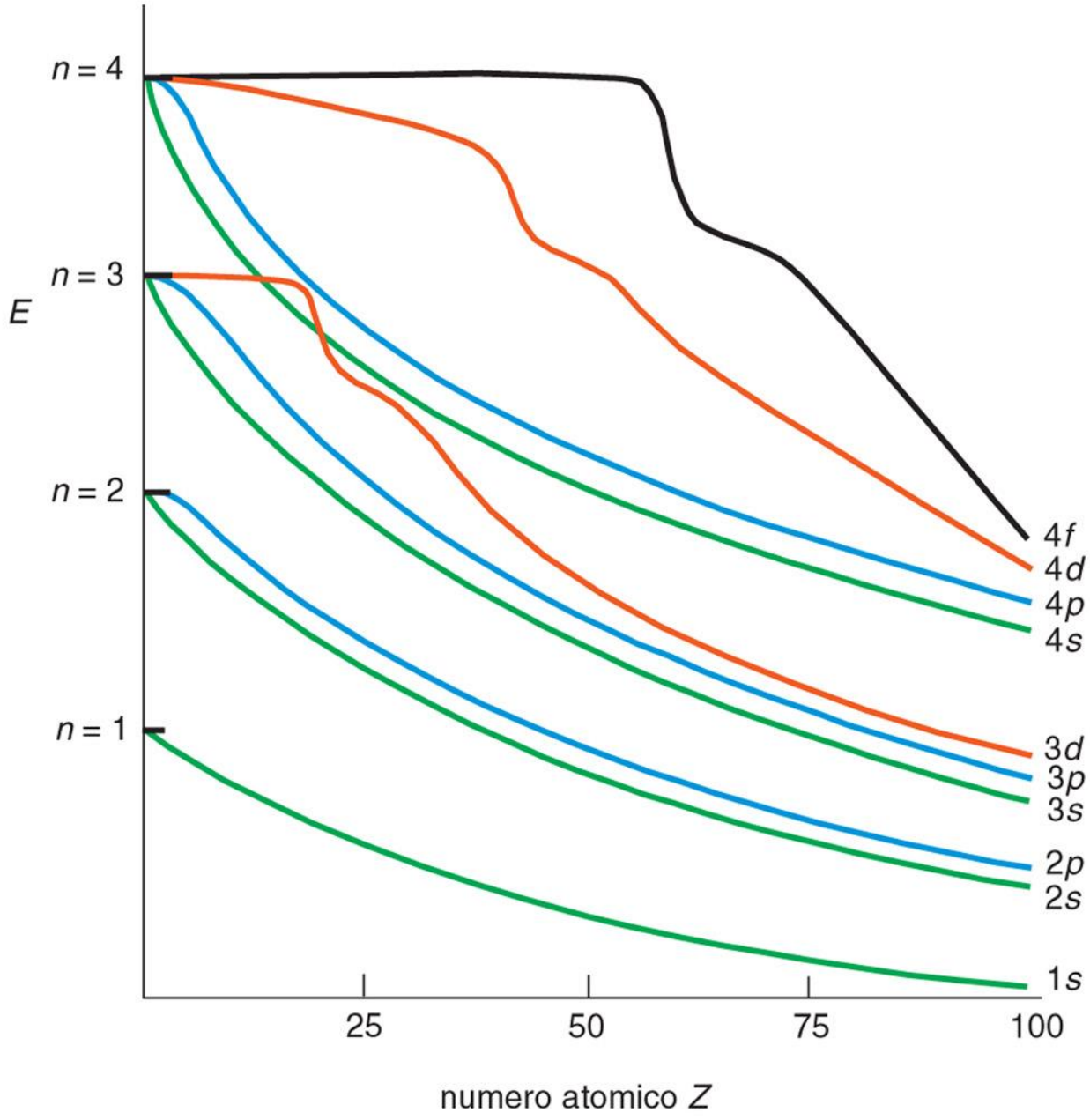

z
x
y
-
+
$2p_x$
z
x
y
+
-
$2p_y$
z
x
y
+
-
$2p_z$
z
x
y

Livelli energetici



Atomo Idrogenoide
Nucleo carica Z
Un solo elettrone

$$E = -E_0 \cdot \frac{Z^2}{n^2}$$


n = 4
n = 3
n = 2
n = 1
E
4f
4d
4p
4s
3d
3p
3s
2p
2s
1s
25
50
75
100
numero atomico Z

La configurazione degli atomi poli-elettronici la si determina con un «meccanismo fittizio» chiamato *Aufbau* (dal tedesco, costruzione). Consiste nell'inserire gli elettroni uno ad uno negli orbitali di più bassa energia rispettando il

Principio di esclusione di Pauli:

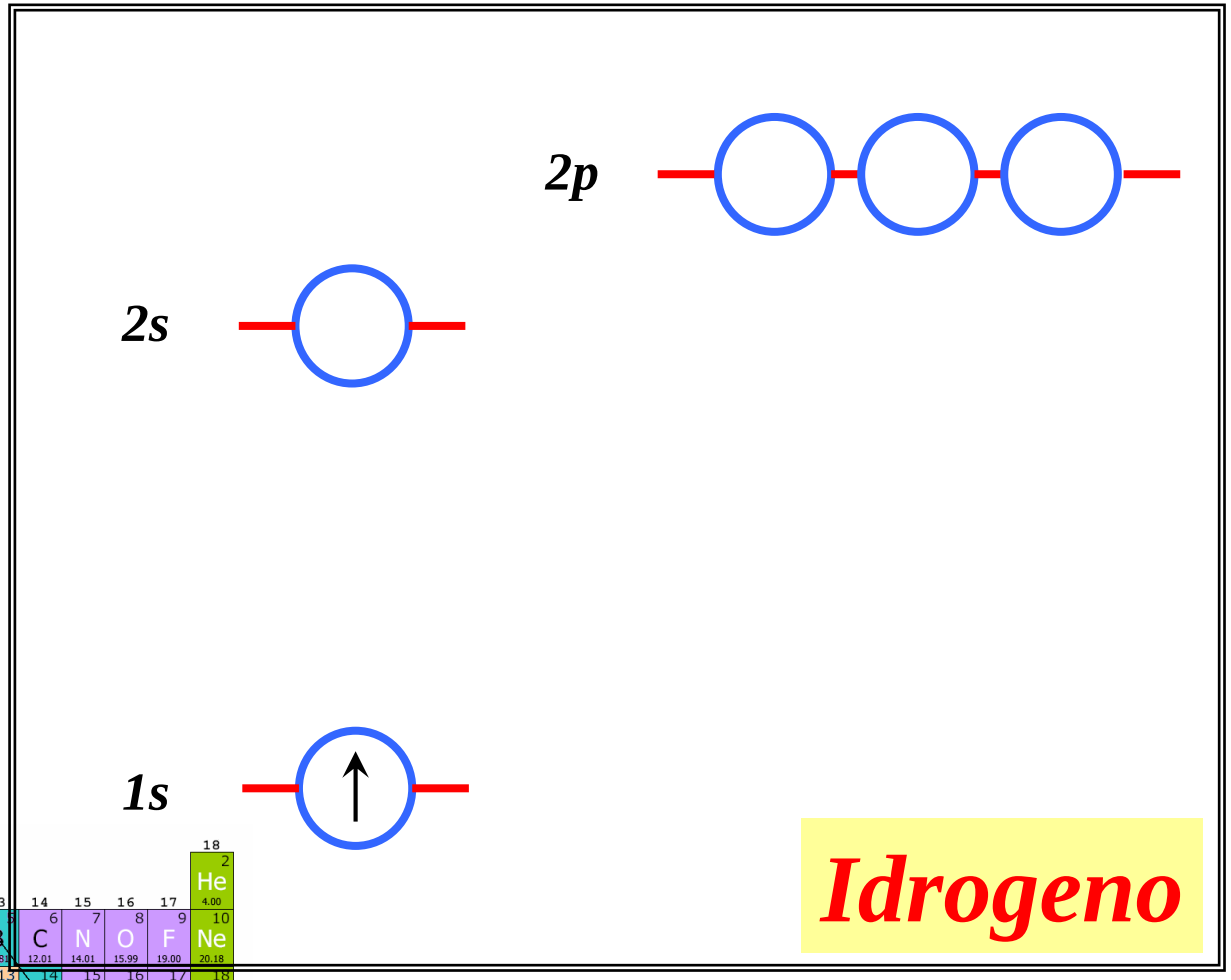
"*in un atomo non vi possono essere due (o più) elettroni con tutti i quattro numeri quantici, n, l, m ed* m_s*, uguali*"

e la

Regola di Hund:

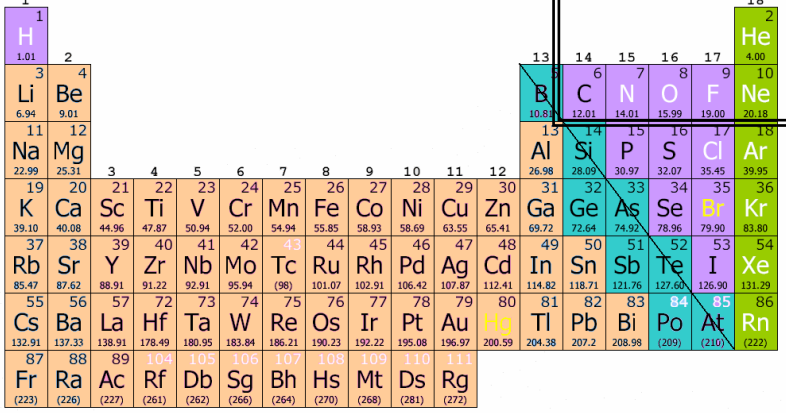
"*gli orbitali degeneri vengono dapprima occupati tutti singolarmente da elettroni con spin parallelo e solo successivamente da altri elettroni che si accoppiano con i precedenti*"

$Z = 1 \rightarrow$ un elettrone

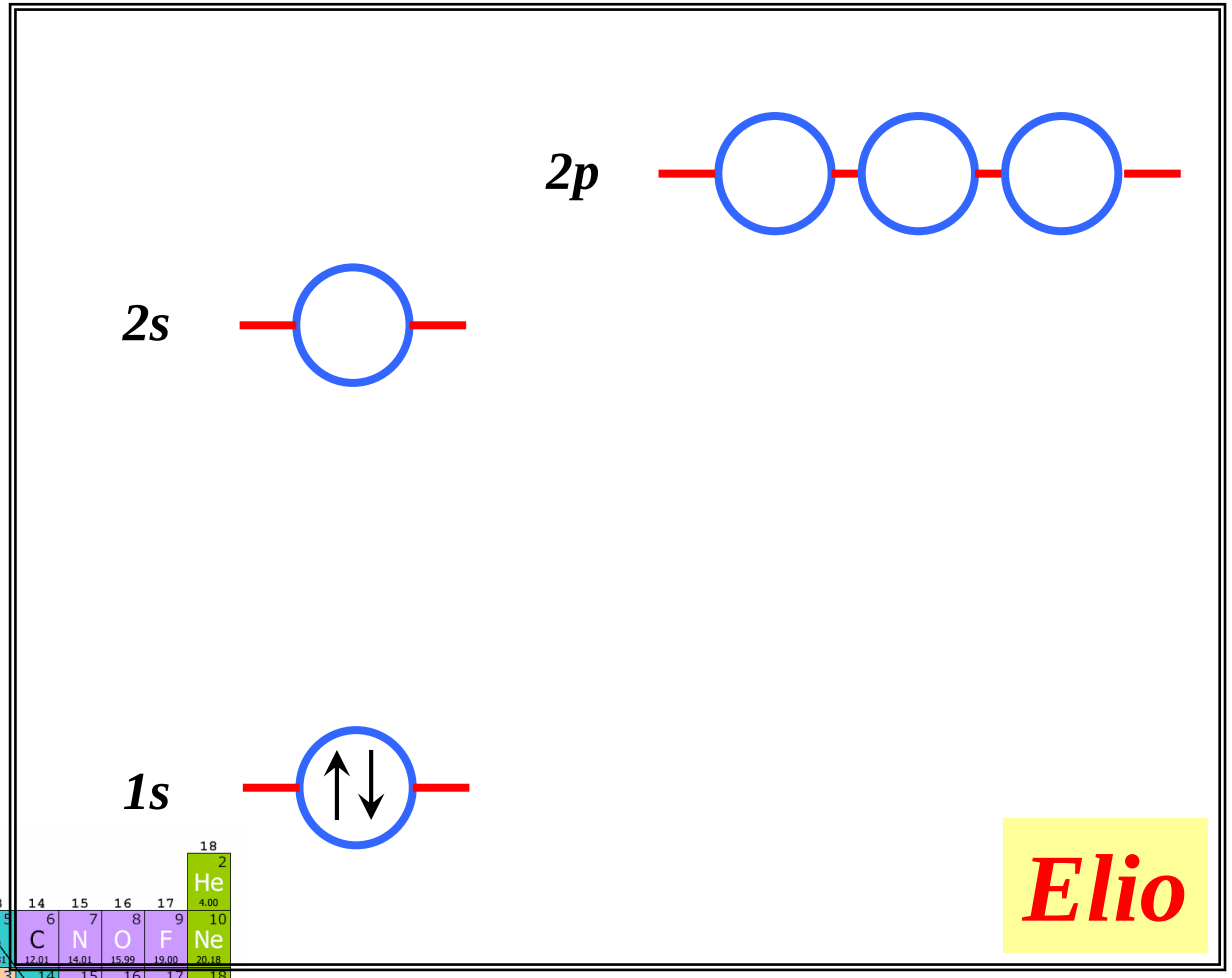


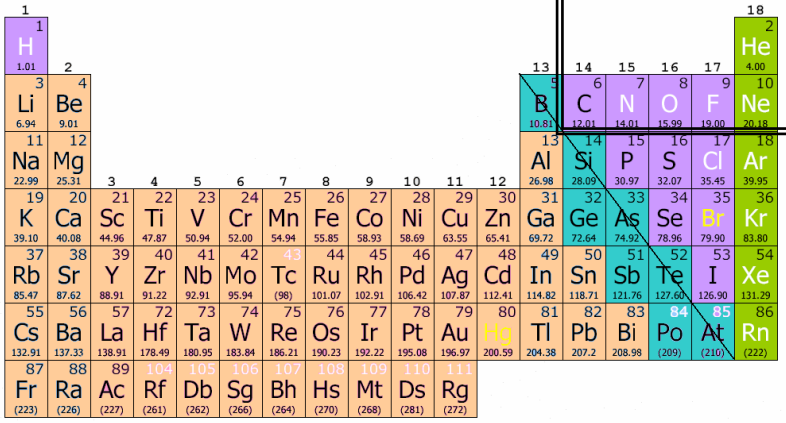
Idrogeno

$1s^1 = [H]$



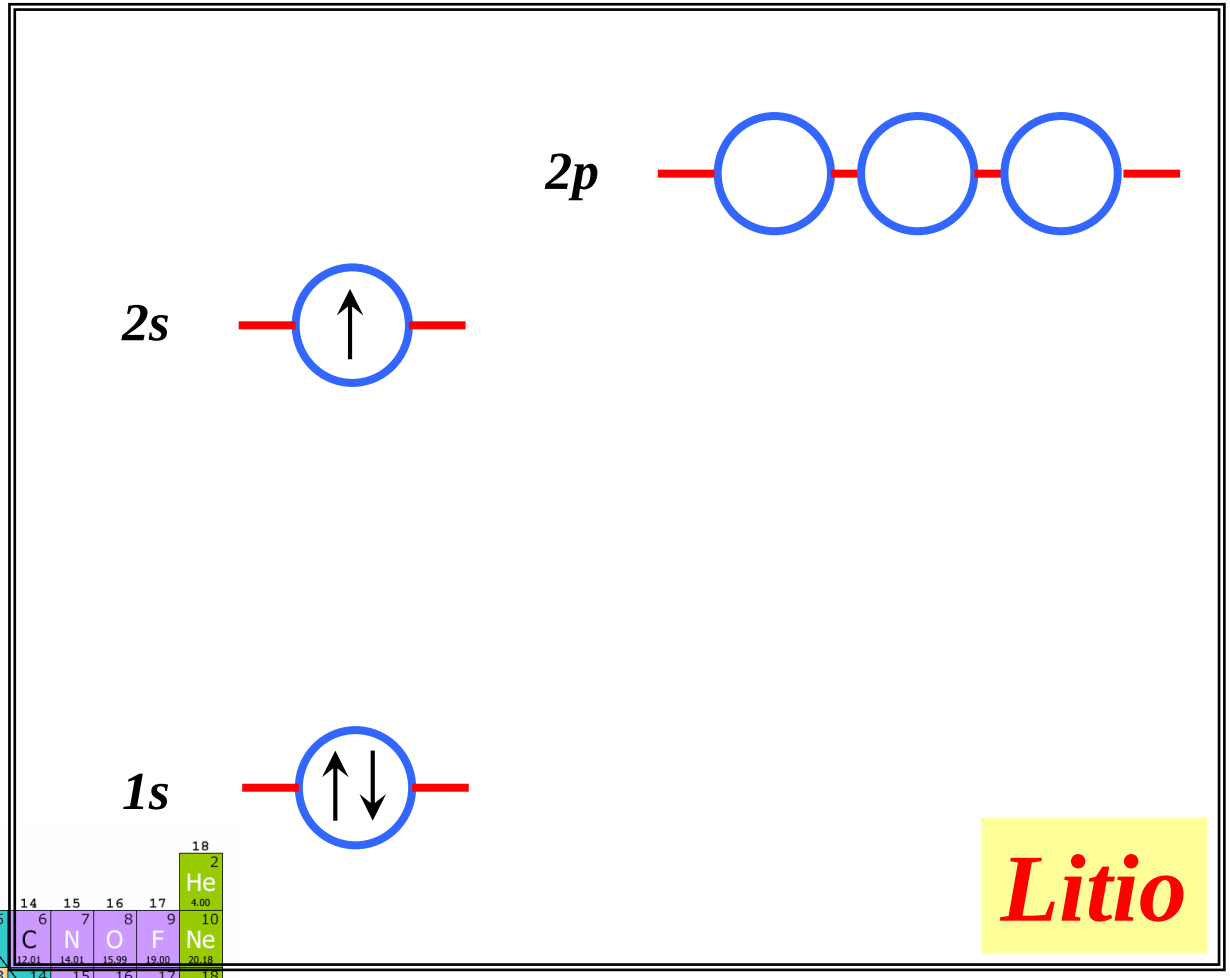
$Z = 2 \rightarrow$ due elettroni



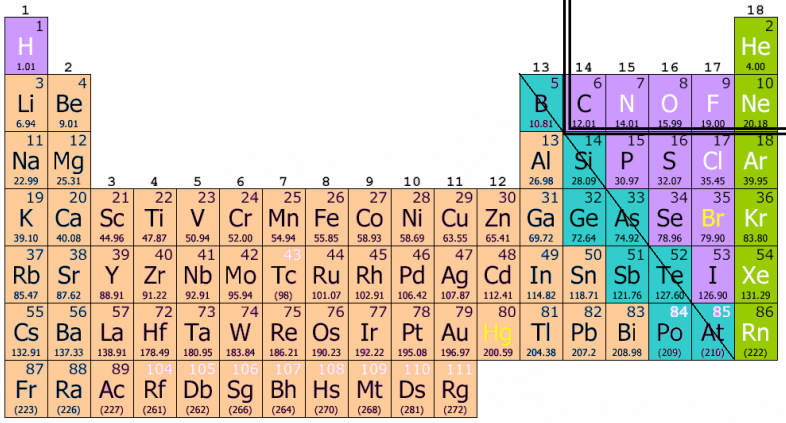


$1s^2 = [He]$

$Z = 3 \rightarrow$ tre elettroni

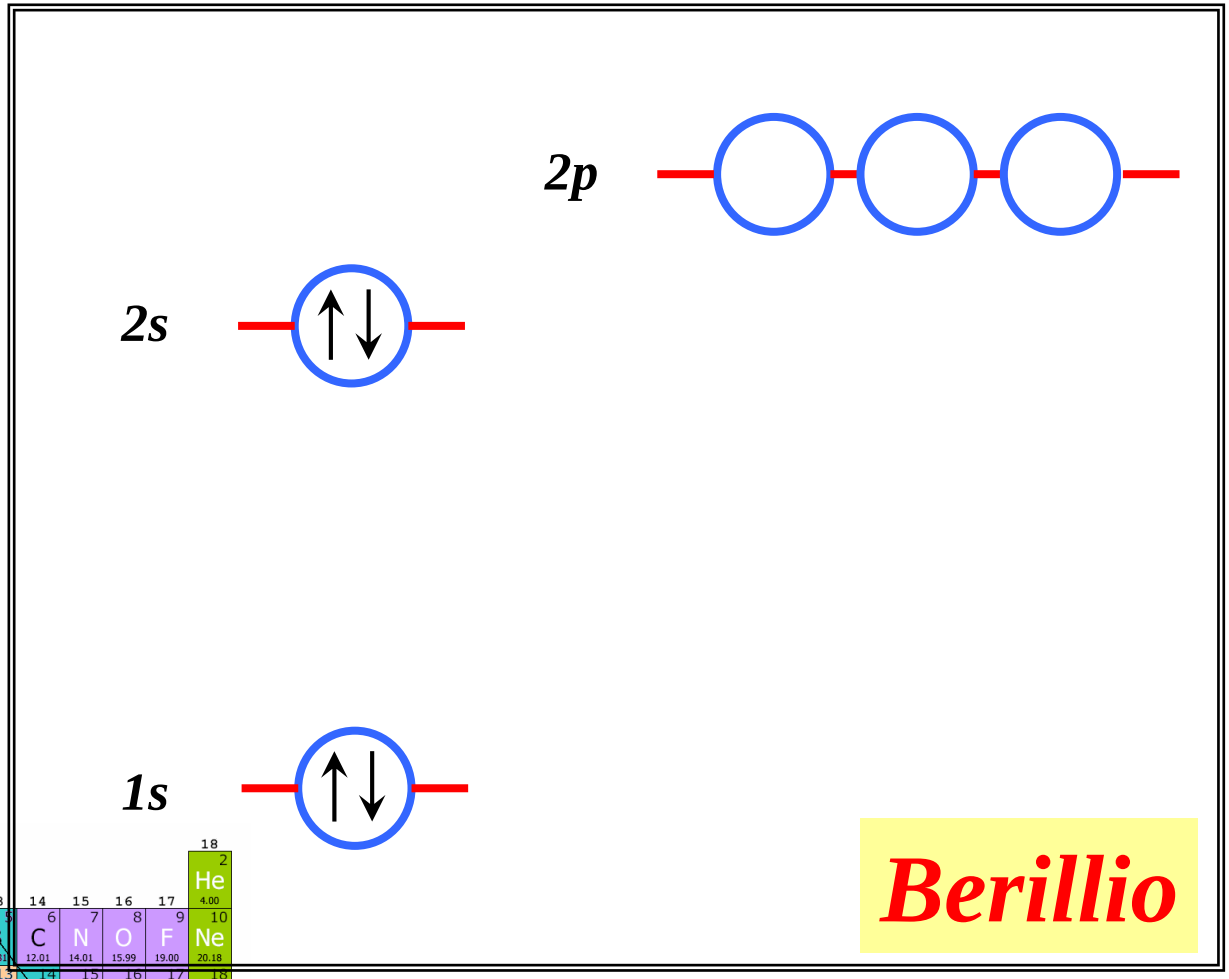


Litio



$1s^2 2s^1 = [He]2s^1$

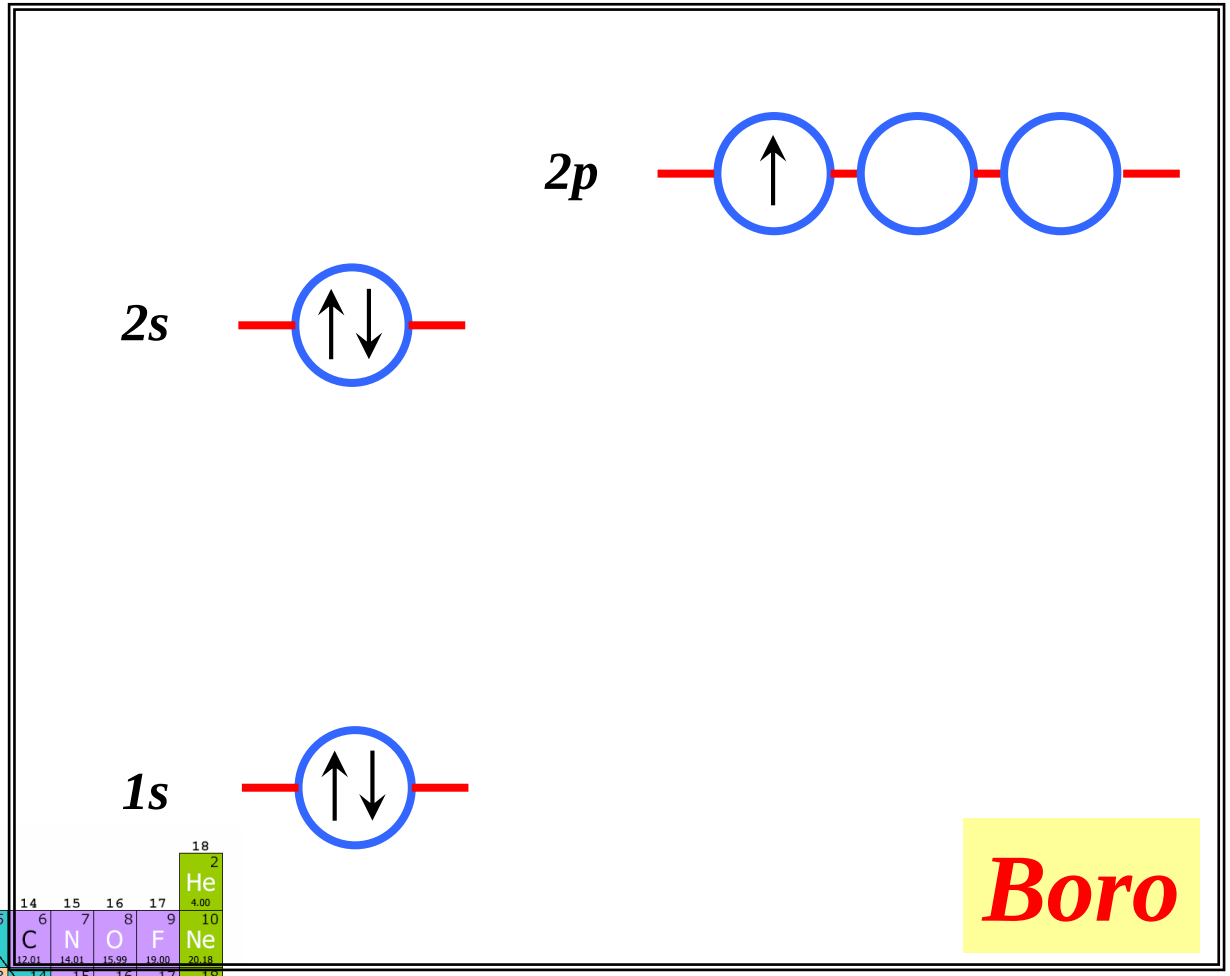
$Z = 4 \rightarrow$ quattro elettroni

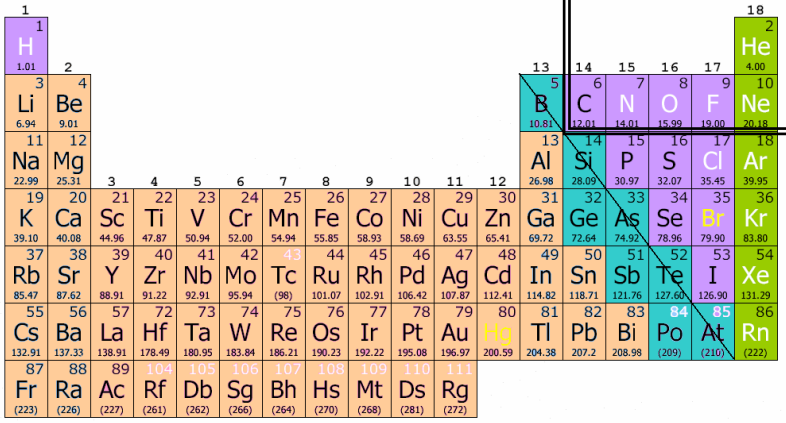


Berillio

$1s^2 2s^2 = [He]2s^2$

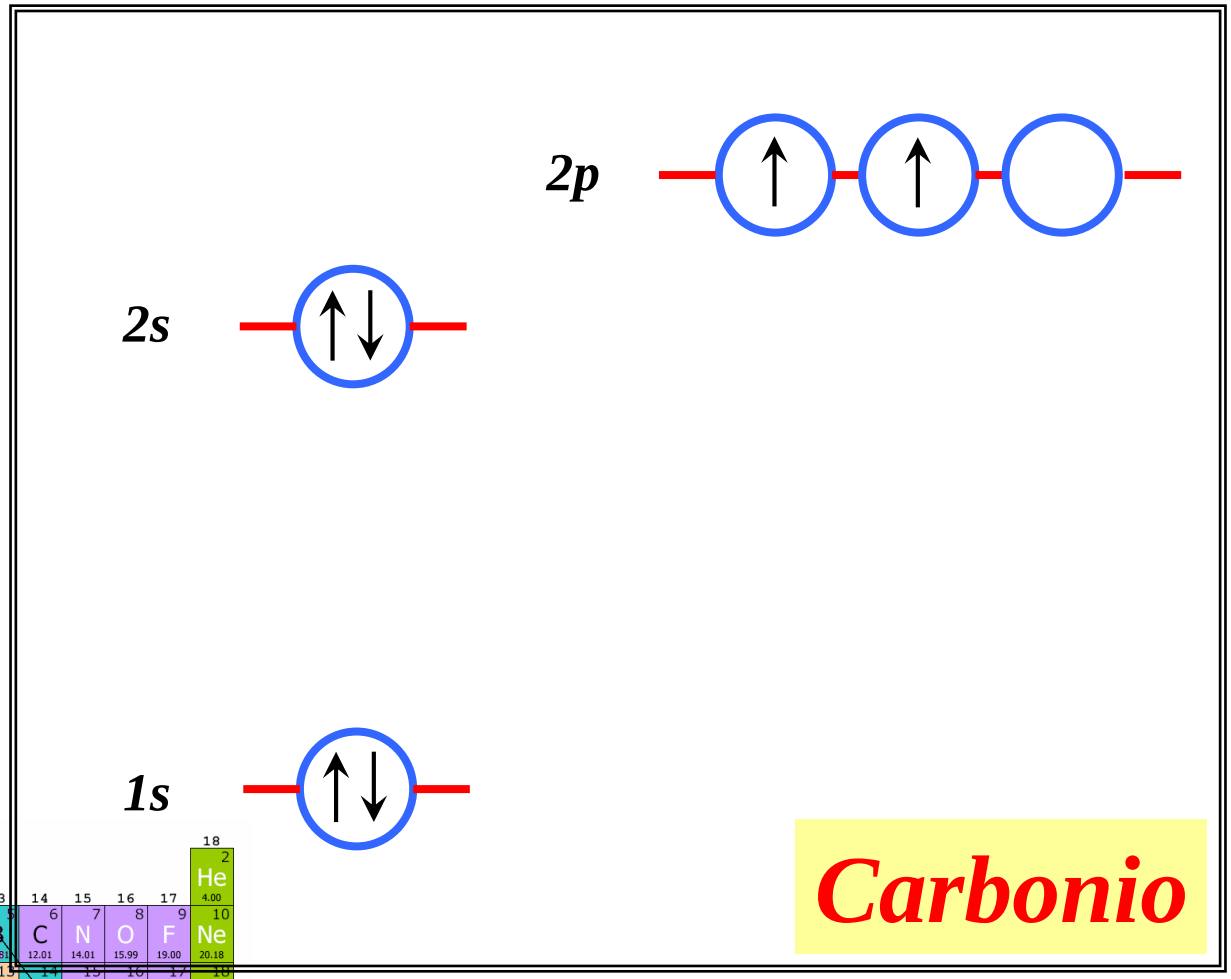
$Z = 5 \rightarrow$ cinque elettroni





$1s^2 2s^2 2p^1 = [\mathrm{He}]2s^2 2p^1$

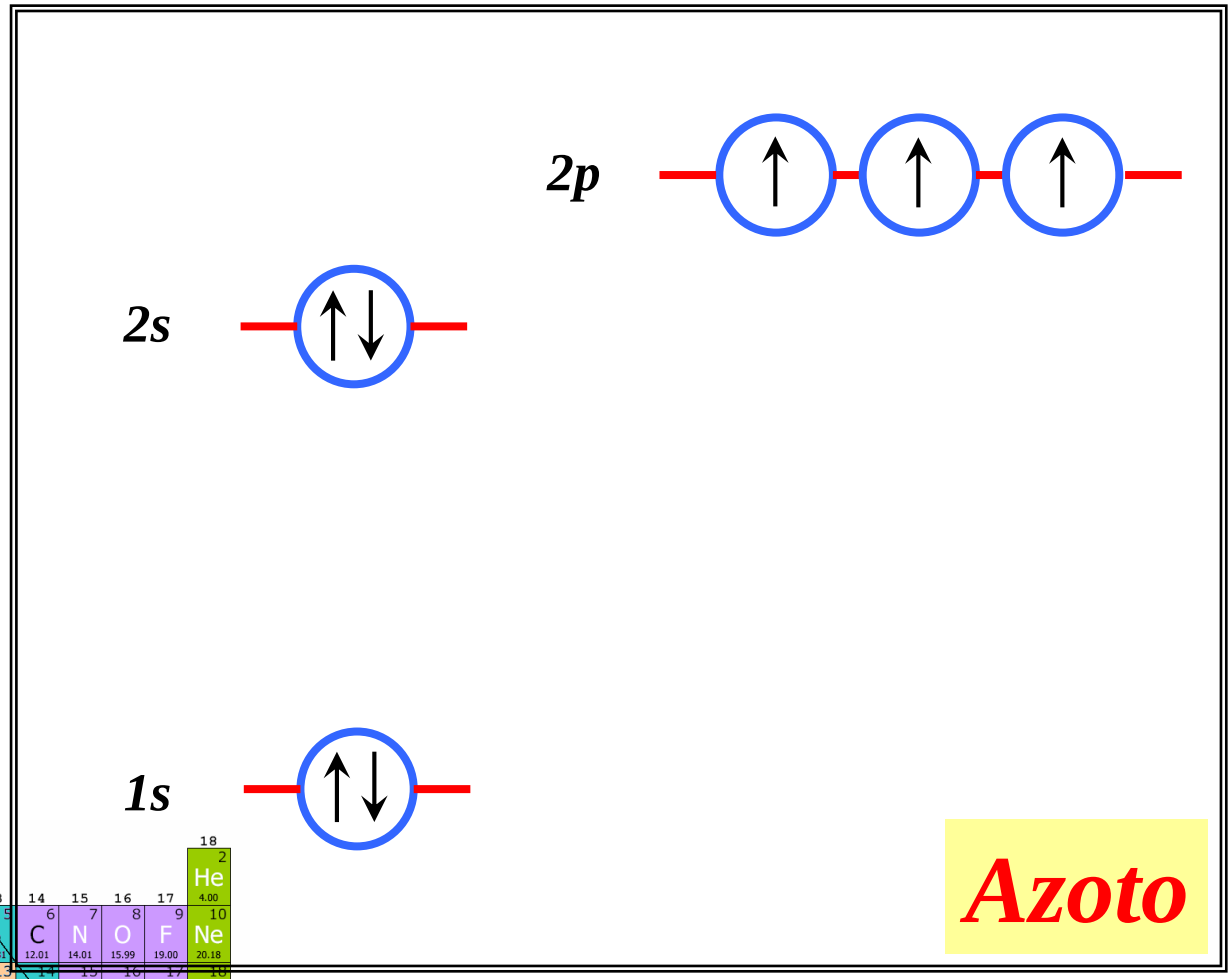
$Z = 6 \rightarrow$ sei elettroni

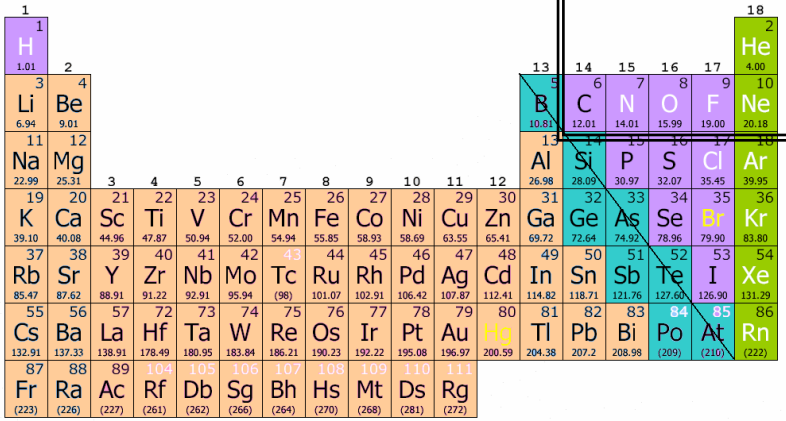


Carbonio

$1s^2 2s^2 2p^2 = [He]2s^2 2p^2$

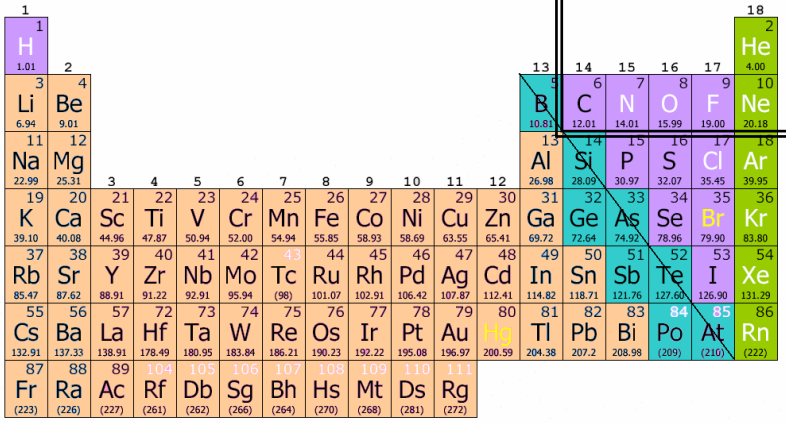
$Z = 7 \rightarrow$ sette elettroni

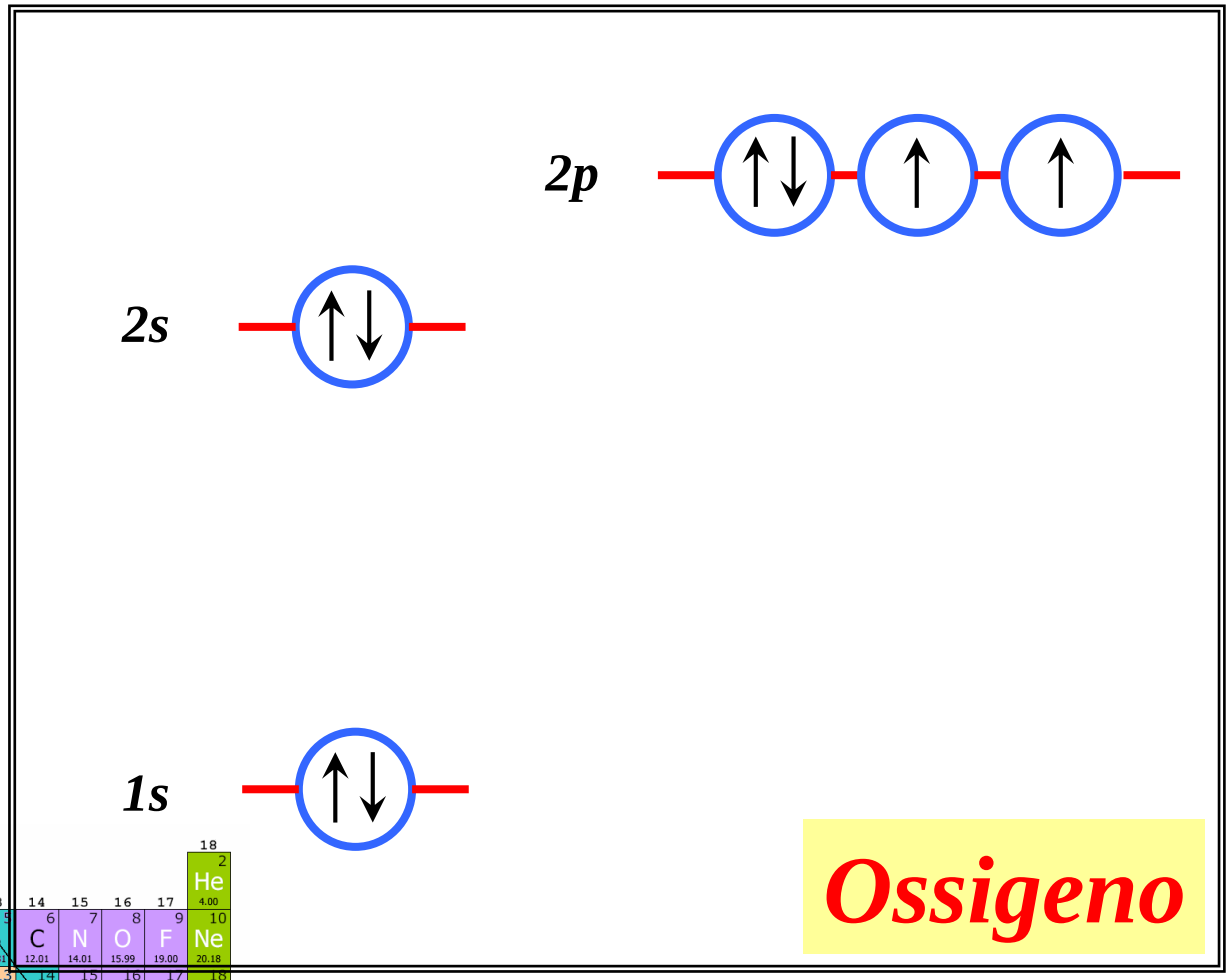




$1s^2 2s^2 2p^3 = [\mathrm{He}]2s^2 2p^3$

$Z = 8 \rightarrow$ otto elettroni

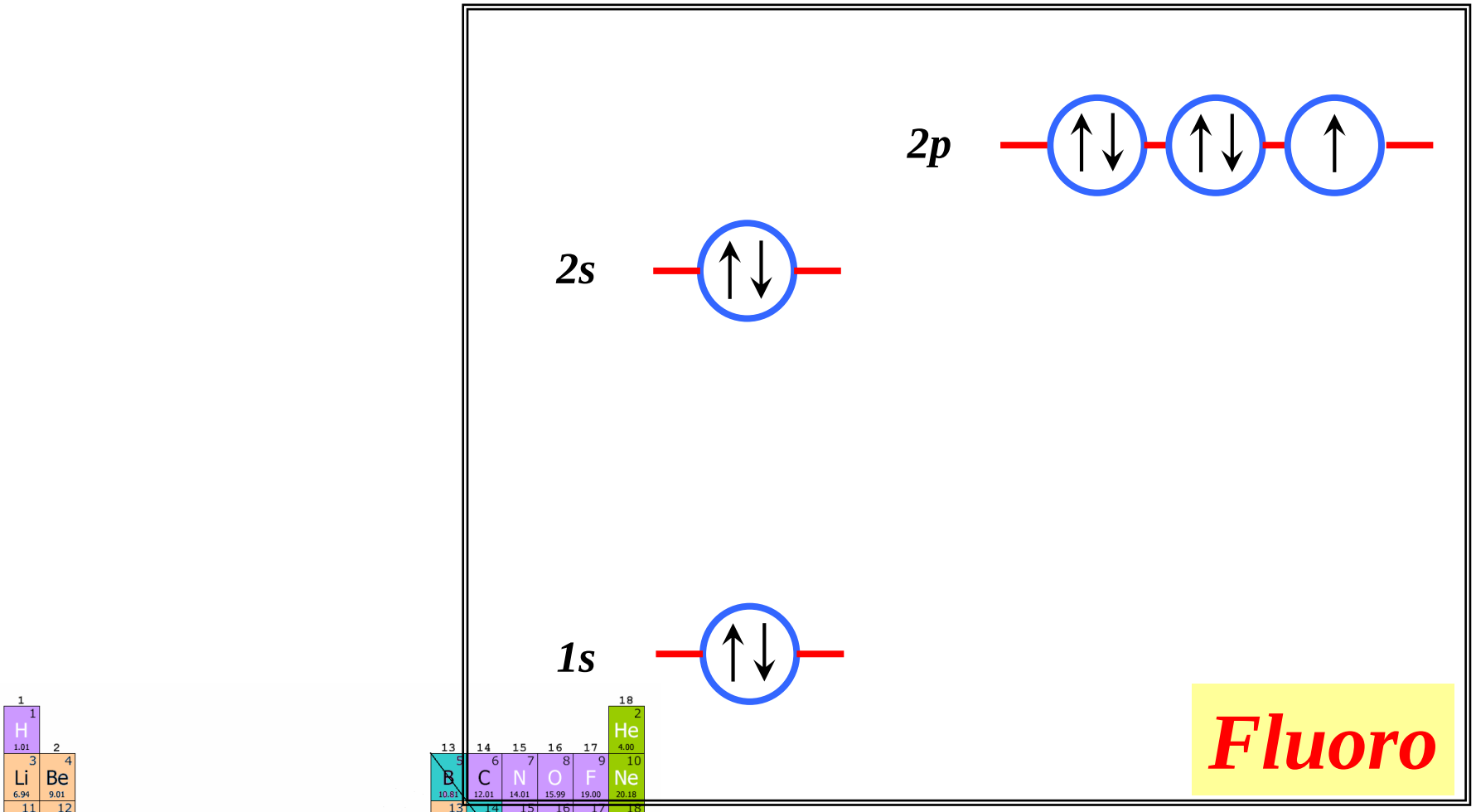




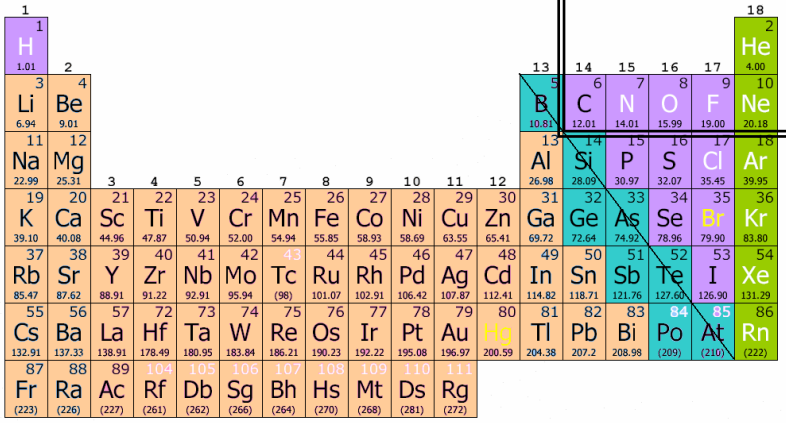
Ossigeno

$1s^2 2s^2 2p^4 = [\mathrm{He}]2s^2 2p^4$

$Z = 9 \rightarrow$ nove elettroni

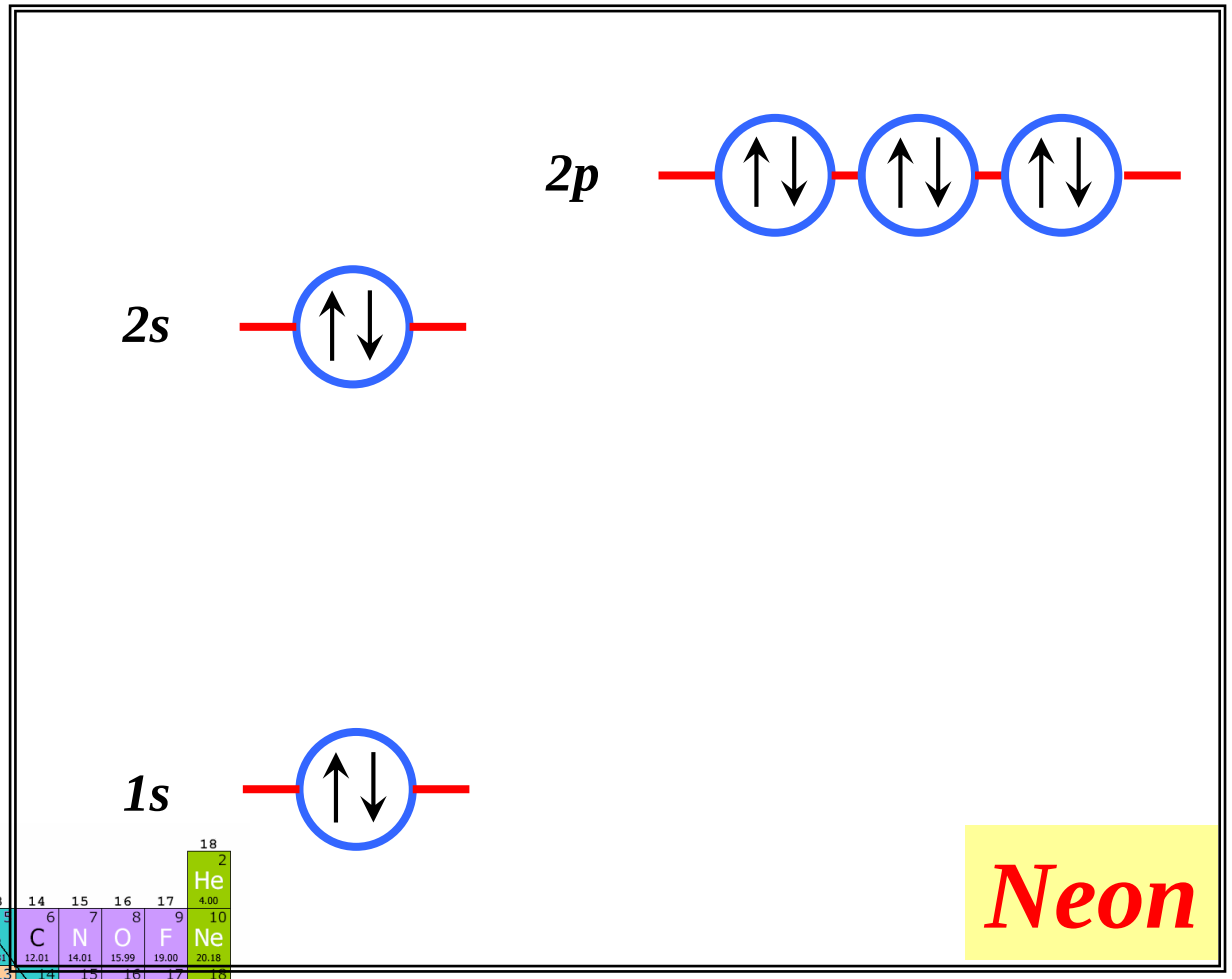


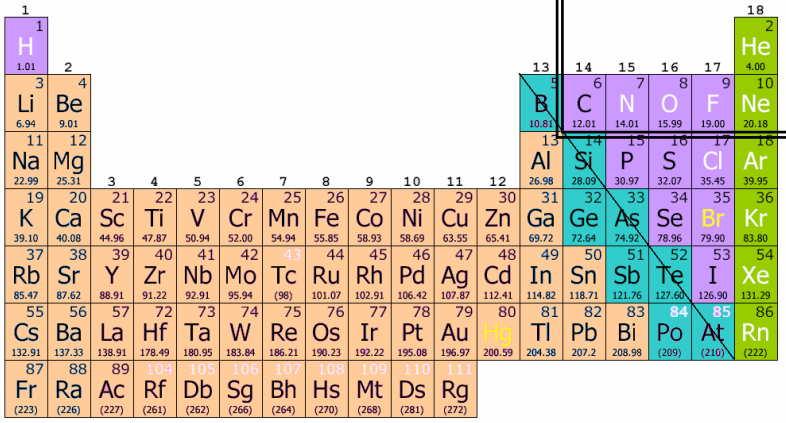
Fluoro



$1s^2 2s^2 2p^5 = [\mathrm{He}]2s^2 2p^5$

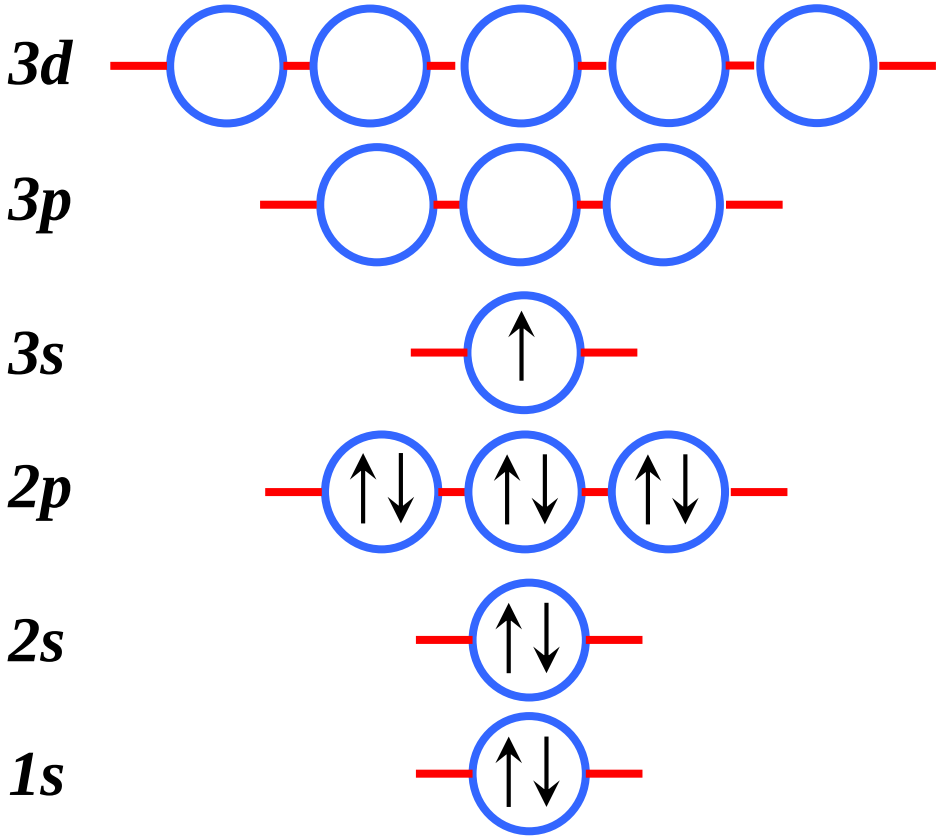
$Z = 10 \rightarrow$ dieci elettroni





$1s^2 2s^2 2p^6 = [\mathrm{He}]2s^2 2p^6$

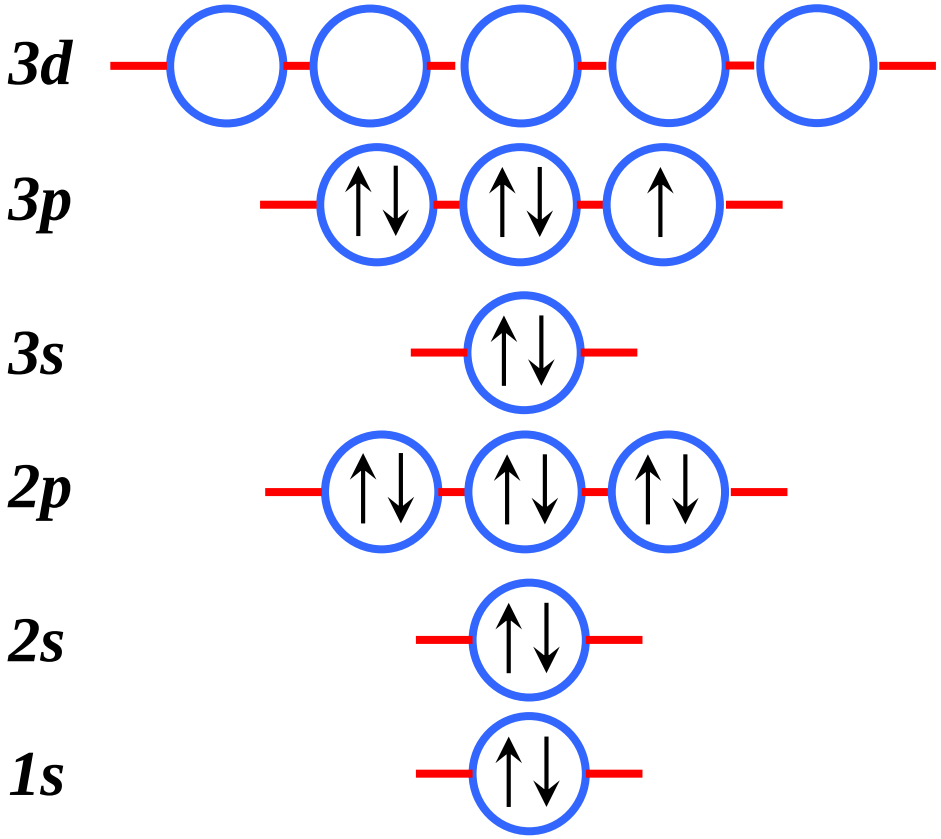
$Z = 11 \rightarrow$ 11 elettroni



Z = 11 Na

$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s = [Ne]3s$

Z = 17 → 17 elettroni



Z = 17 Cl

$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5 = [Ne] 3s^2 3p^5$

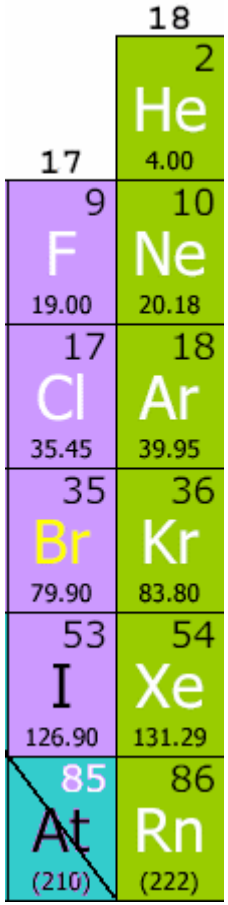
$1s^2 2s^2 2p^5 = [He]2s^2 2p^5$

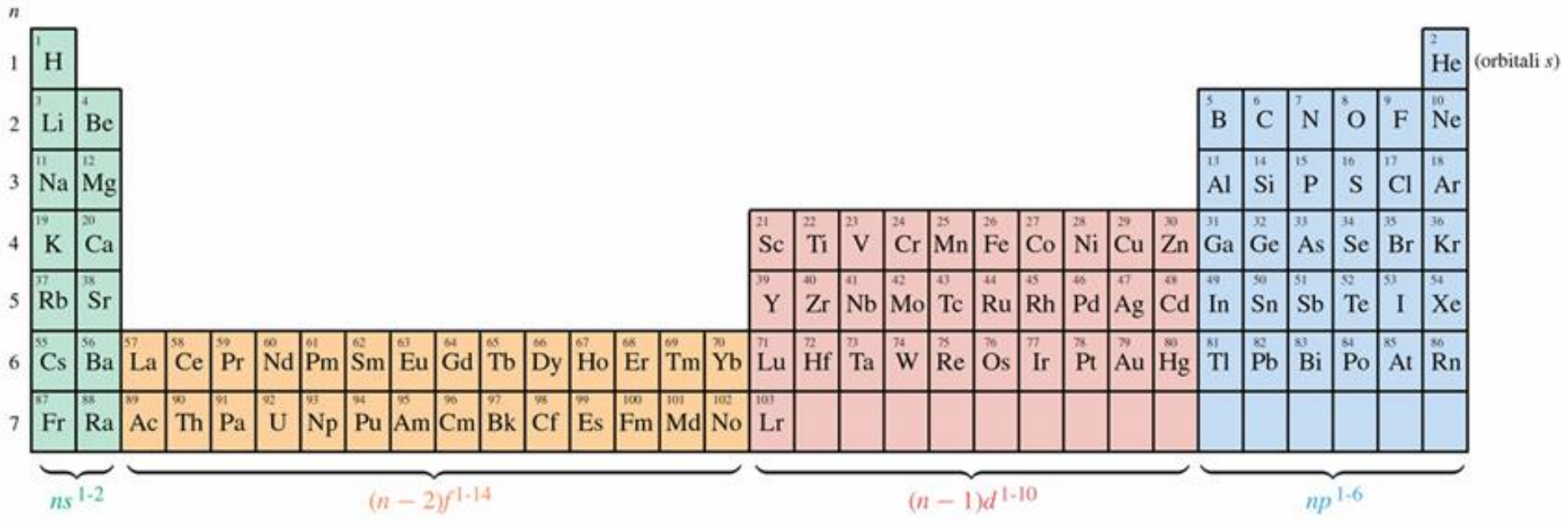
$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5 = [Ne]3s^2 3p^5$

$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 = [Ar]4s^2 4p^5$

$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5 = [Kr]5s^2 5p^5$

$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5 = [Xe]6s^2 6p^5$




n
1 H He (orbitali s)
2 Li Be B C N O F Ne
3 Na Mg Al Si P S Cl Ar
4 K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
5 Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
6 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 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

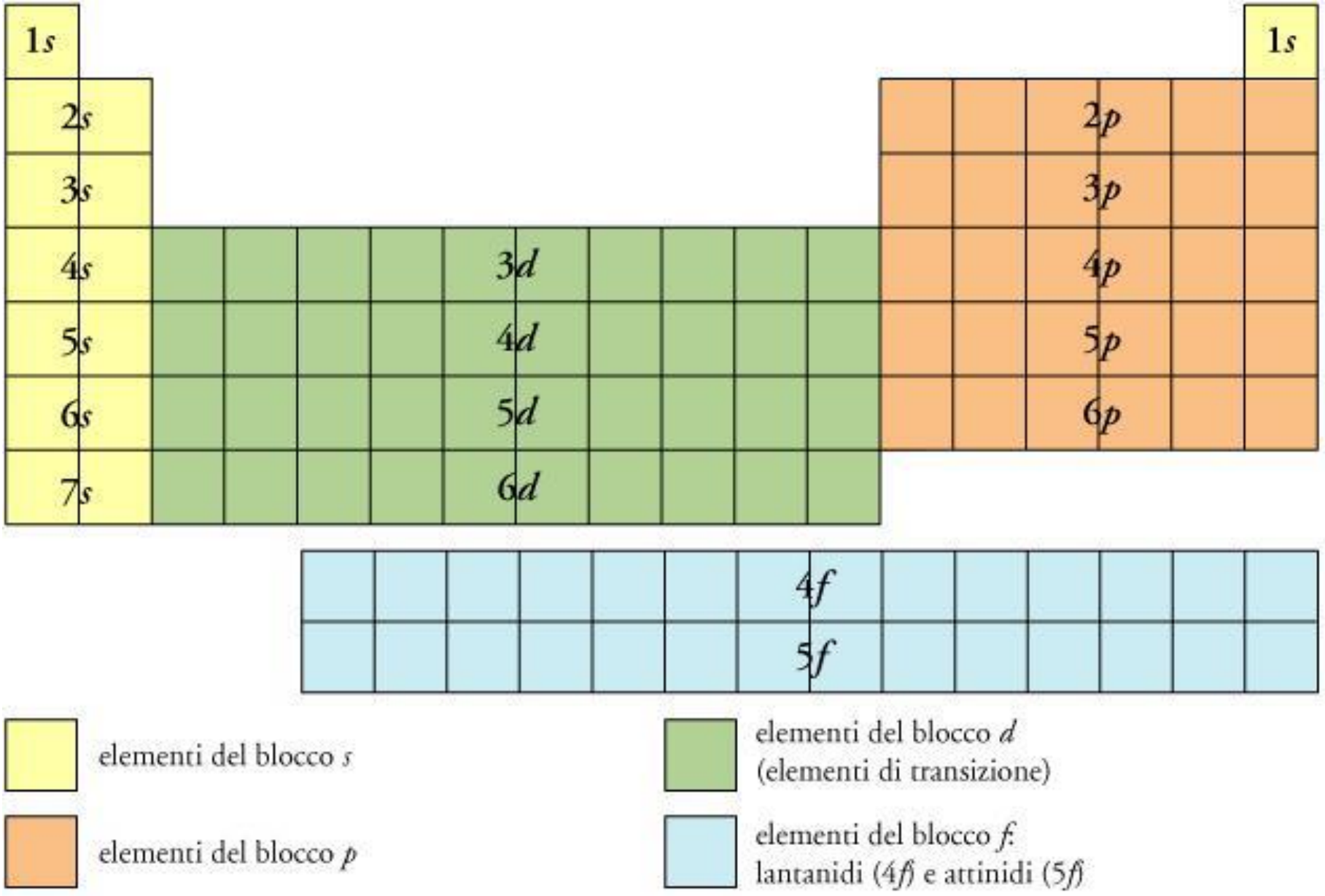
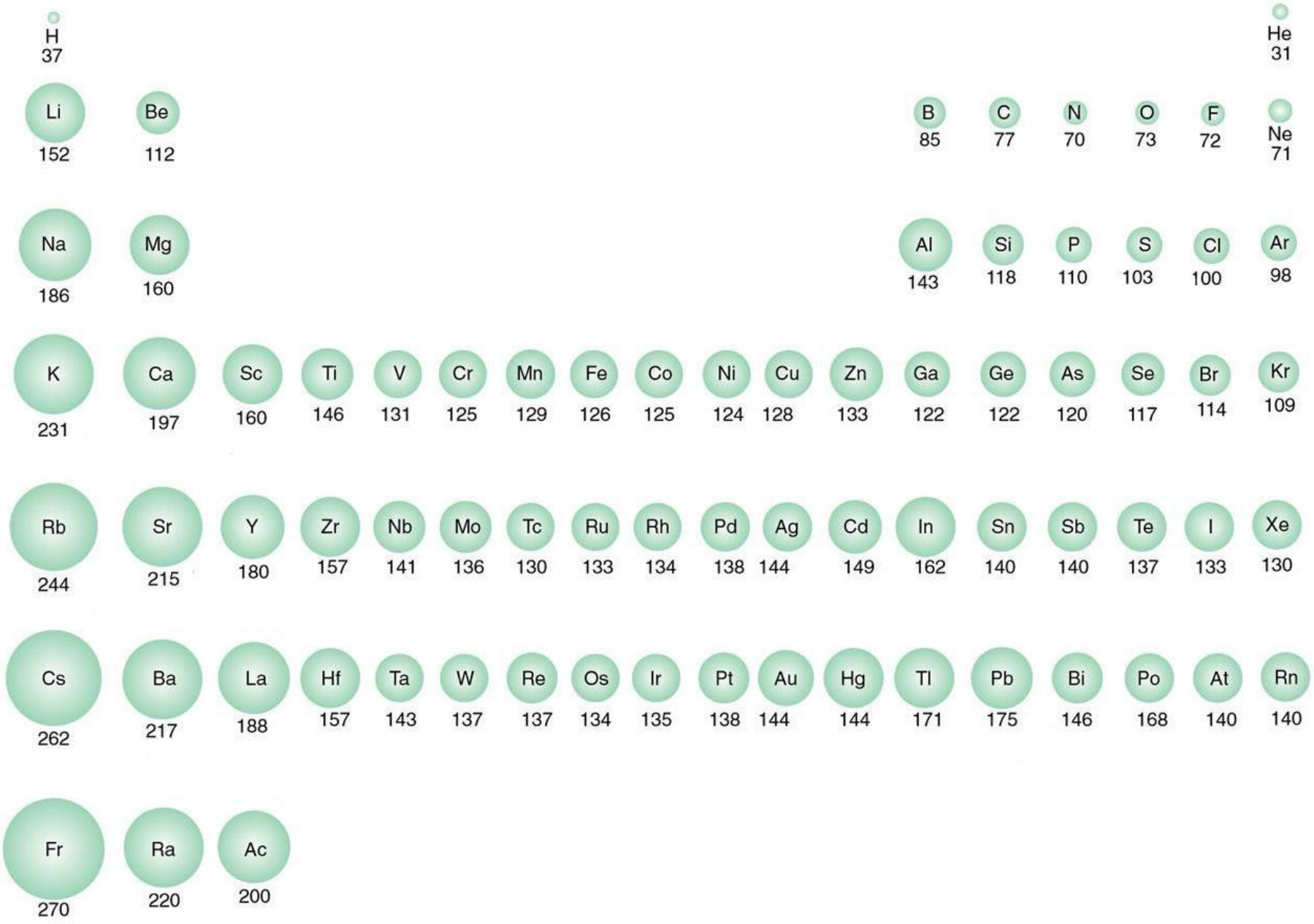

1s
1s
2s
2p
3s
3p
4s
3d
4p
5s
4d
5p
6s
5d
6p
7s
6d
4f
5f
elementi del blocco s
elementi del blocco d
(elementi di transizione)
elementi del blocco p
elementi del blocco f:
lantanidi (4f) e attinidi (5f)

Tabella 3.3 Gli elementi e la loro configurazione elettronica

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

1	2	13	14	15	16	17	18
H							*He*
37							(31)
Li	*Be*	*B*	*C*	*N*	*O*	*F*	*Ne*
152	113	83	77	75	73	71	(71)
Na	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*	*Cl*	*Ar*
183	160	143	117	110	102	99	(97)
K	*Ca*	*Ga*	*Ge*	*As*	*Se*	*Br*	*Kr*
227	197	125	122	121	117	114	(110)
Rb	*Sr*	*In*	*Sn*	*Sb*	*Te*	*I*	*Xe*
247	215	163	140	141	143	133	(130)
Cs	*Ba*	*Tl*	*Pb*	*Bi*			
265	217	170	175	155			

Raggi atomici (metallici o covalenti), in picometri (pm), degli elementi dei gruppi principali.


H 37
He 31
Li 152
Be 112
B 85
C 77
N 70
O 73
F 72
Ne 71
Na 186
Mg 160
Al 143
Si 118
P 110
S 103
Cl 100
Ar 98
K 231
Ca 197
Sc 160
Ti 146
V 131
Cr 125
Mn 129
Fe 126
Co 125
Ni 124
Cu 128
Zn 133
Ga 122
Ge 122
As 120
Se 117
Br 114
Kr 109
Rb 244
Sr 215
Y 180
Zr 157
Nb 141
Mo 136
Tc 130
Ru 133
Rh 134
Pd 138
Ag 144
Cd 149
In 162
Sn 140
Sb 140
Te 137
I 133
Xe 130
Cs 262
Ba 217
La 188
Hf 157
Ta 143
W 137
Re 137
Os 134
Ir 135
Pt 138
Au 144
Hg 144
Tl 171
Pb 175
Bi 146
Po 168
At 140
Rn 140
Fr 270
Ra 220
Ac 200

Li^+	Be^{2+}		N^{3-}	O^{2-}	F^-
76	34		171	140	133
Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}		S^{2-}	Cl^-
102	72	54		184	181
K^+	Ca^{2+}	Ga^{3+}		Se^{2-}	Br^-
138	100	62		198	196
Rb^+	Sr^{2+}	In^{3+}		Te^{2-}	I^-
149	126	80		207	220
Cs^+	Ba^{2+}	Tl^{3+}			
174	142	89			

Raggi ionici, in picometri (pm), di alcuni ioni.

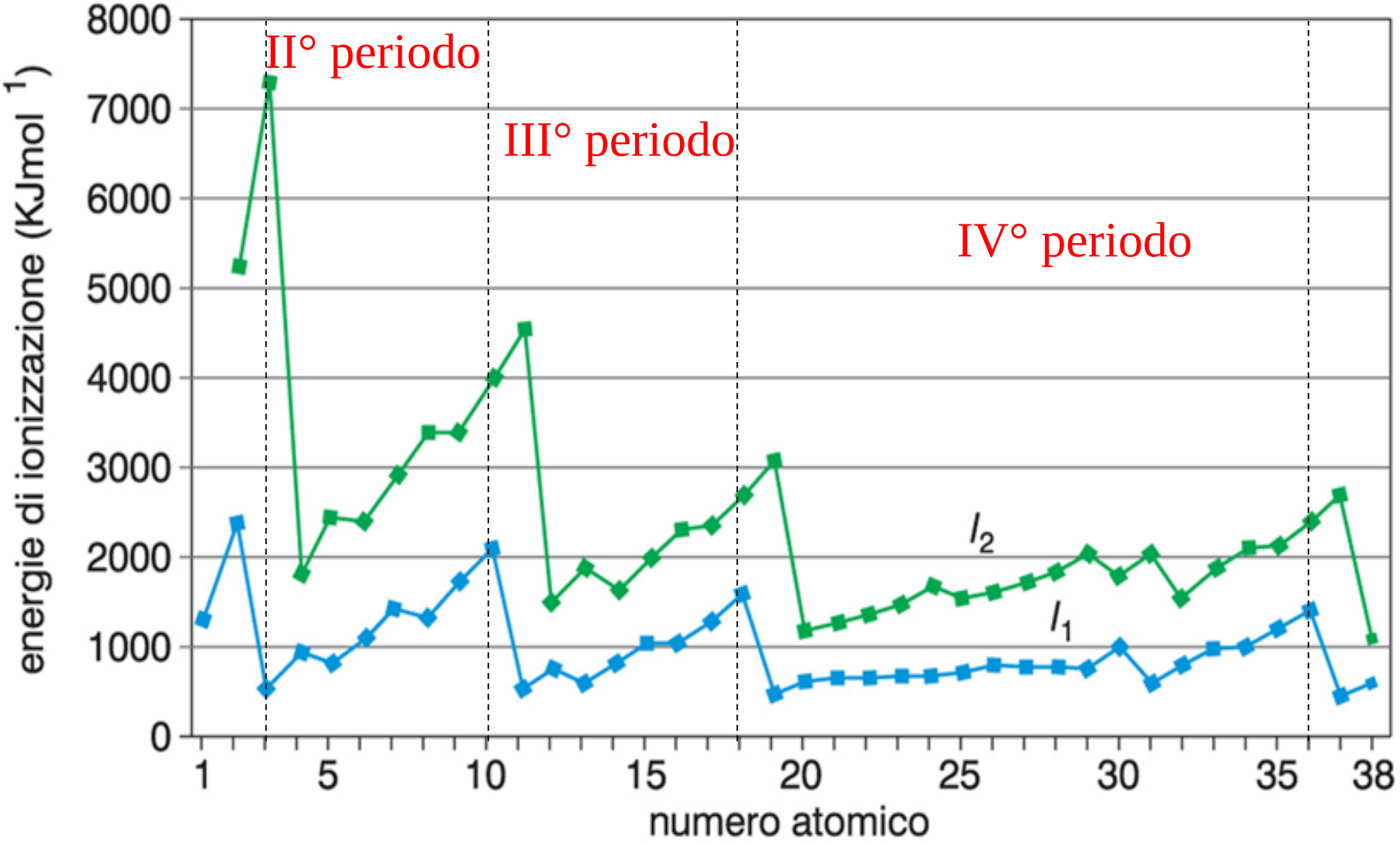
Energia di ionizzazione

L'energia di prima ionizzazione ($\boldsymbol{I_1}$), è l'energia che occorre fornire ad un atomo gassoso isolato nel suo stato fondamentale, $\boldsymbol{M(g)}$, affinché perda un elettrone e si trasformi in uno ione mono positivo, $\boldsymbol{M^+(g)}$, gassoso isolato:

$$\boldsymbol{M(g) + I_1 = M^+(g) + e^-}$$

L'energia di seconda ionizzazione ($\boldsymbol{I_2}$), rappresenta l'energia necessaria per allontanare un elettrone da uno ione gassoso mono positivo, $\boldsymbol{M^+(g)}$, gassoso e trasformarlo in uno ione bi-positivo isolato:

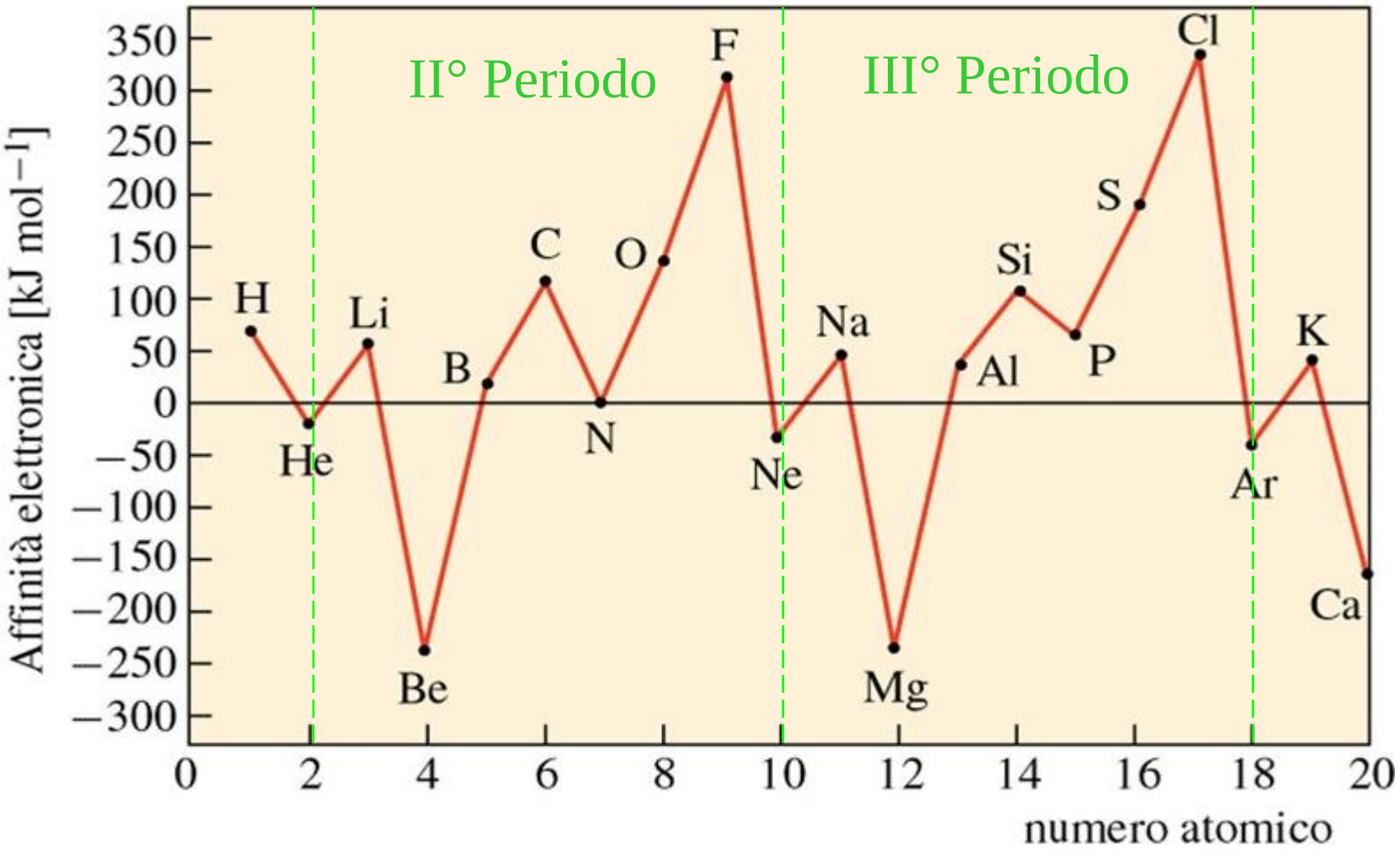
$$\boldsymbol{M^+(g) + I_2 = M^{2+}(g) + e^-}$$


II° periodo
III° periodo
IV° periodo
I_2
I_1
energie di ionizzazione (KJmol $^{-1}$)
numero atomico
8000
7000
6000
5000
4000
3000
2000
1000
0
1
5
10
15
20
25
30
35
38

Affinità elettronica: A_e è l'energia che viene liberata da un atomo neutro isolato nel suo stato fondamentale quando acquista un elettrone per dare luogo ad uno ione negativo isolato.

$$X(g) + e^- = X^-(g) + A_e$$

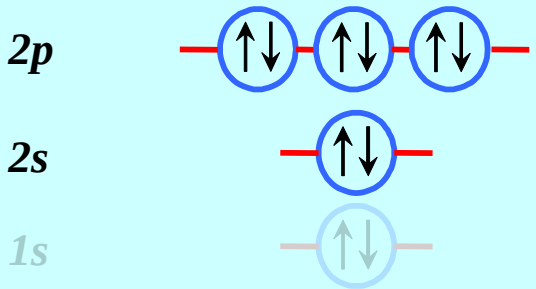
Per convenzione, l'energia liberata ha segno positivo.



Dai *potenziali di ionizzazione* e dalle *affinità elettroniche* si evidenzia che i sistemi con *gusci elettronici* **chiusi** sono i più stabili.

Elementi con gusci (shell) di elettroni aperti tendono più facilmente a perdere o acquisire elettroni per ottenere una configurazione elettronica con guscio chiuso

Regola dell'ottetto (W. Kossel; 1916).
L'aggruppamento di otto elettroni s^2p^6 prende il nome di *ottetto* ed è una configurazione di grande stabilità; … gli atomi, nella formazione dei legami, tendono a realizzare una tale configurazione elettronica esterna, cedendo, acquistando o mettendo in comune elettroni con altri atomi. (da: P. Silvestroni, 'Fondamenti di chimica', Ed. Veschi)



Simboli di Lewis