

CHIMICA GENERALE

Corso A

Anno Accademico 2024-2025

Docente: Prof. Francesco Pineider

Email: francesco.pineider@unipi.it

*Indirizzo: Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale
Via Moruzzi 13*

La Struttura Elettronica degli Atomi

Capitolo 7



La Struttura Elettronica degli Atomi

*Perché i diversi elementi hanno **proprietà chimiche e fisiche così differenti**?*

*Perché esistono i **legami chimici**?*

*Perché ogni elemento forma composti con **formule caratteristiche**?*

*Perché atomi di diversi elementi emettono o assorbono luce solo di **ben precisi colori**?*

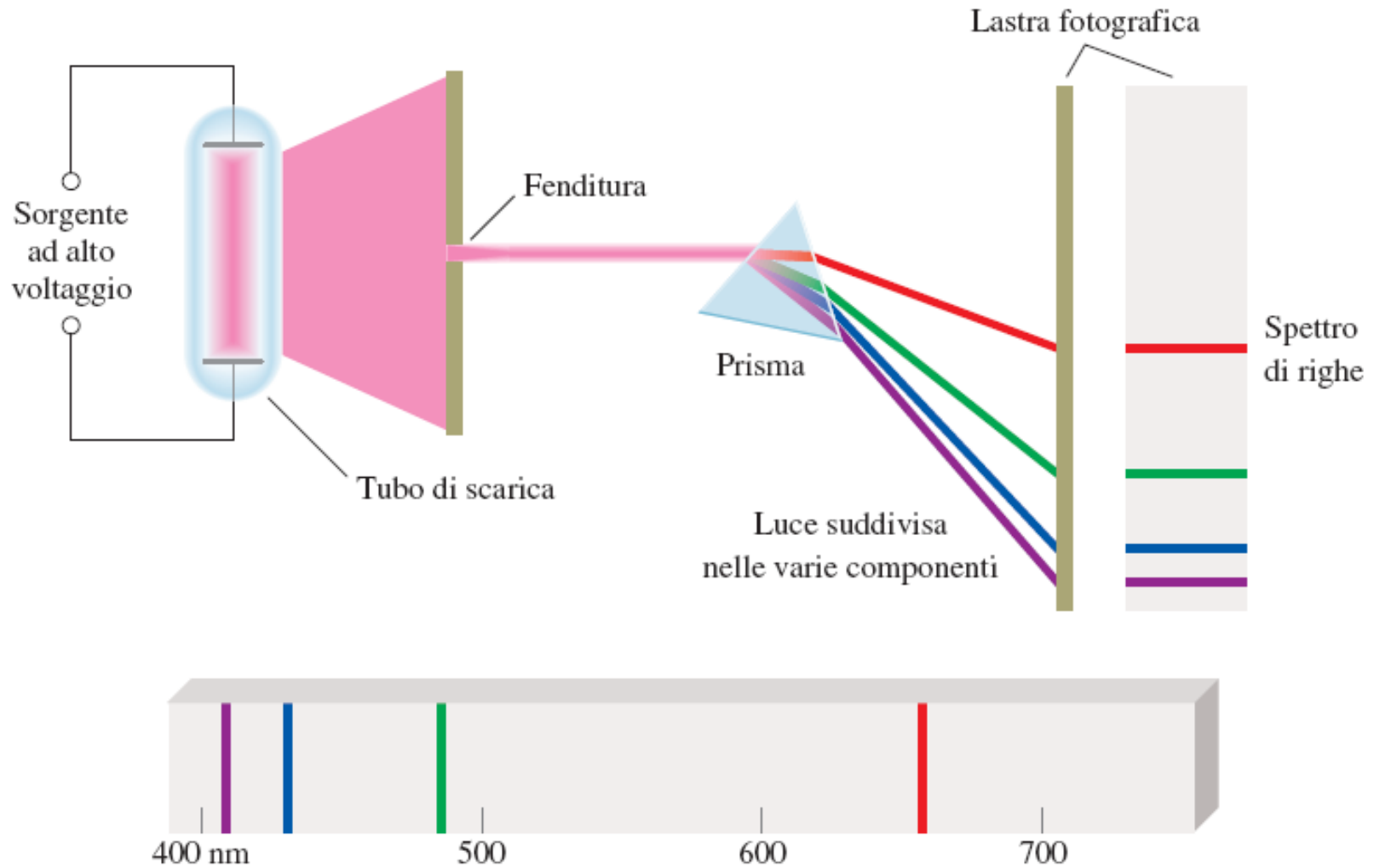


***Determinazione della configurazione elettronica**
Visione quantomeccanica degli atomi*

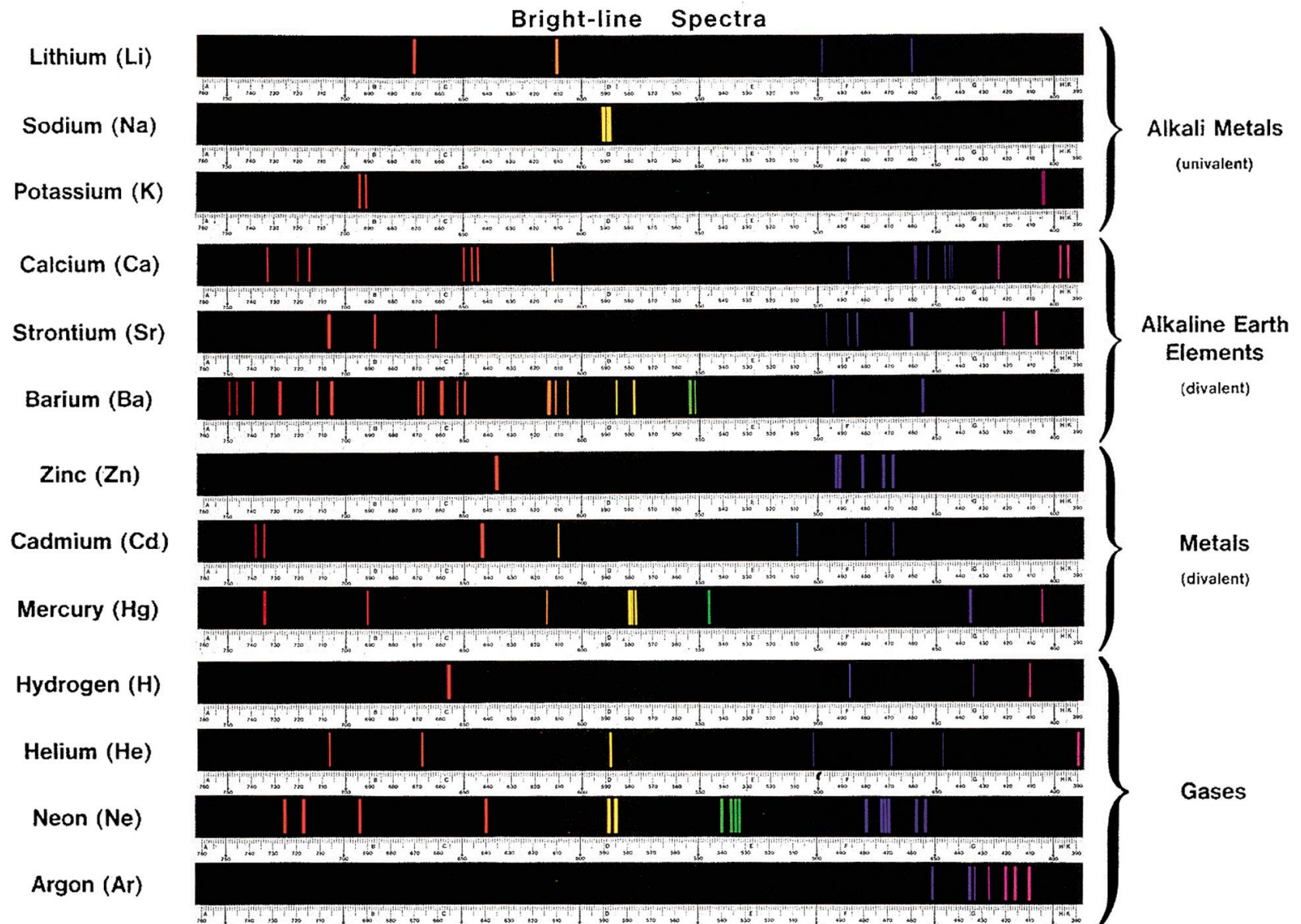
Gli Spettri di Emissione Atomica

Spettro di emissione: luce emessa dalle specie atomiche quando sono fortemente riscaldate

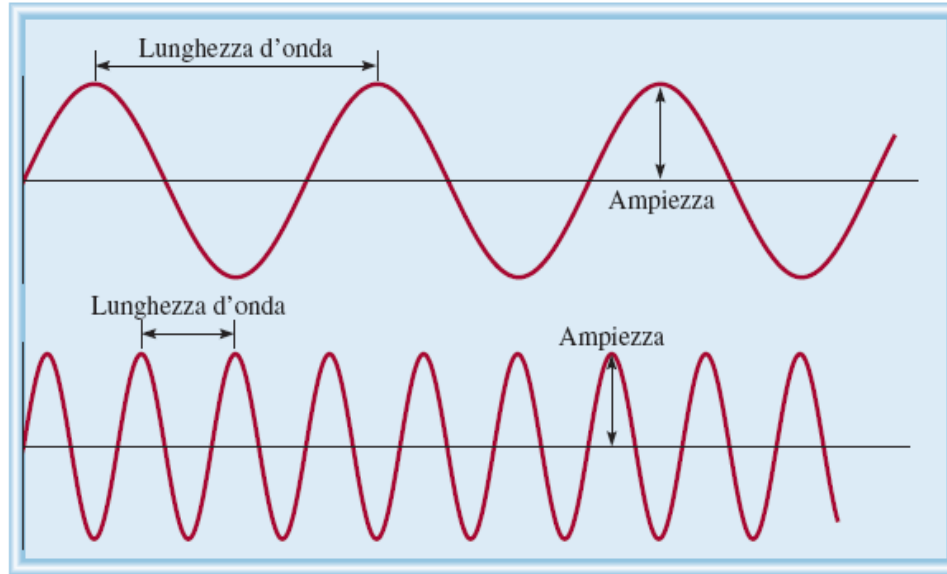
Gli spettri emessi da **solidi** sono **continui**, mentre gli spettri emessi dagli **atomi** sono **discreti**



Gli Spettri di Emissione Atomica



La Luce come Radiazione Elettromagnetica



Lunghezza d'onda (λ) = distanza tra due punti identici su due onde successive

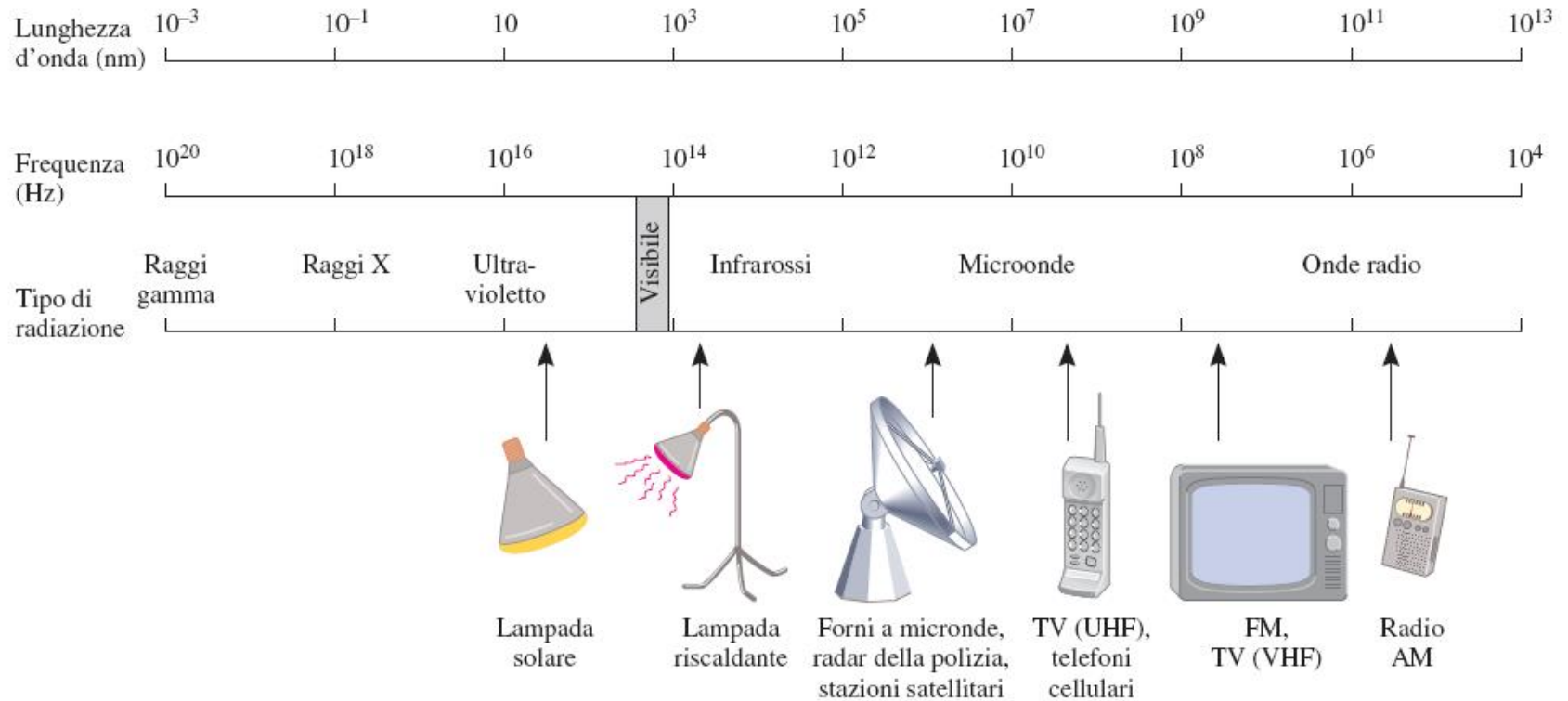
Frequenza (ν) = numero di onde che passano attraverso un particolare punto in un secondo (Hz = 1 ciclo/s)

Ampiezza = la distanza verticale esistente tra la linea mediana dell'onda ed il suo punto di picco

Velocità della luce (c) nel vuoto = 3.00×10^8 m/s

Per tutte le radiazioni elettromagnetiche nel vuoto: $\lambda \times \nu = c$

La Luce come Radiazione Elettromagnetica



(a)



(b)

Le proprietà dell'Elettrone

EFFETTO FOTOELETTRICO

La radiazione luminosa mostra una duplice natura: una **ondulatoria** e una **corpuscolare**

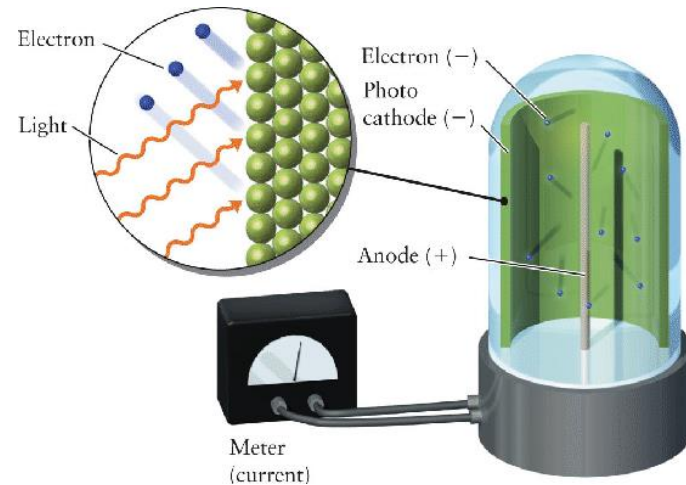
MODELLO ATOMICO DI BOHR (1913)

1. L' elettrone può assumere solo dei **determinati valori di energia** (quantizzati)
2. La **luce** viene emessa quando l'elettrone passa da un livello ad energia più **alta** ad un livello ad energia più **bassa**

IPOTESI DI DE BROGLIE (1925)

Dal momento che le **onde luminose** possono comportarsi come fasci di **particelle** (fotoni), **particelle molto piccole** (elettroni) possono mostrare proprietà **ondulatorie**
Una particella di massa **m** e velocità **v**,
ha una lunghezza d'onda ad essa associata pari a $\lambda = \frac{h}{mv}$

Einstein 1905



La Visione Quantomeccanica dell'Atomo

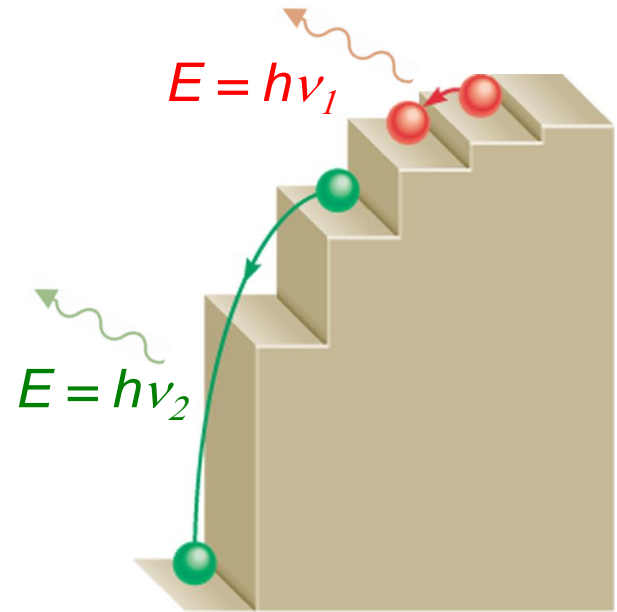
1. Principio di indeterminazione di Heisenberg (1927):

E' impossibile determinare *simultaneamente* con precisione la quantità di moto (o momento) e la posizione dell'elettrone

~~POSIZIONE~~
dell'elettrone



PROBABILITÀ
di trovare elettrone in una
specifica regione dello spazio



2. Quantizzazione: Gli atomi e le molecole possono esistere solo in *certi stati energetici*

Quando un atomo o una molecola cambia il suo stato energetico, deve emettere o assorbire la quantità esatta di energia per poter passare al nuovo stato

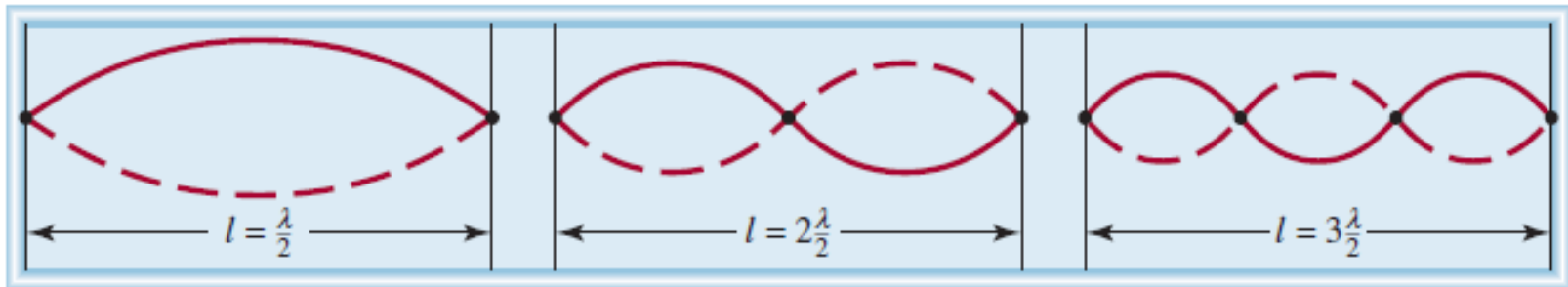
3. L'energia persa (o guadagnata) da un atomo quando passa da un livello energetico superiore ad uno inferiore (o viceversa) è *uguale all'energia del fotone* emesso (o assorbito) durante la transizione.

$$\Delta E = h\nu \quad \Delta E = h\frac{c}{\lambda}$$

L'Equazione d'Onda di Schroedinger

Nel 1926 Schrodinger propose un'equazione che descriveva sia la natura **corpuscolare** che quella **ondulatoria** dell'elettrone

L'elettrone di un atomo è trattato come un'**onda stazionaria**, che cioè non si propaga e perciò ha almeno un punto (nodo) con **ampiezza zero**



L'elettrone è caratterizzato da una **funzione d'onda tridimensionale**, ψ

In un determinato spazio attorno al nucleo possono esistere solo **determinate onde** ciascuna delle quali corrisponde a **stati di energia** stabili dell'elettrone ed è descritta da un particolare insieme di **numeri quantici**

L'Equazione d'Onda di Schroedinger

L'equazione d'onda ψ descrive:

1. L'**energia** dell'elettrone con una data ψ ;
2. La **probabilità** di trovare l'elettrone in un determinato volume di spazio (orbitali atomici);
3. La **disposizione** degli elettroni in tutti gli atomi (configurazione elettronica) mediante i **numeri quantici**

$$\psi = f(n, l, m_l, m_s):$$

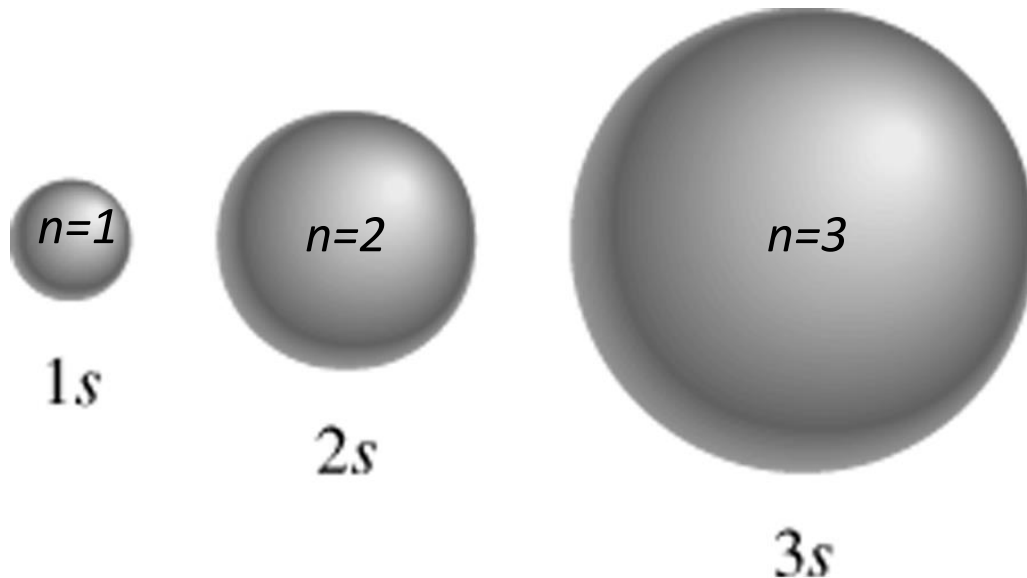
numero quantico principale, n ; numero quantico angolare, l ; numero quantico magnetico, m_l ; numero quantico di spin, m_s ;

I Numeri Quantici dell'Elettrone

Numero quantico principale (n)

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s) \quad n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

- Assume valori interi, da 1 a ∞
- Descrive l'energia di un orbitale (distanza media dell'elettrone dal nucleo)



I Numeri Quantici dell'Elettrone

Numero quantico angolare (l)

$$\psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

Per un dato valore di n si ha: $l = 0, 1, 2, 3, \dots n-1$

Descrive la **forma** del “volume” di spazio occupato dall'elettrone

$n=1$	$l=0$
$n=2$	$l=0$ $l=1$
$n=3$	$l=0$ $l=1$ $l=2$

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

LIVELLO: insieme di orbitali caratterizzati dallo **stesso valore di n**

SOTTOLIVELLO: Uno o più orbitali con lo **stesso valore di n e l**

Esempio:

Livello $n=2$

Sottolivello $l=0$ (detto **2s**)

Livello $n=2$

Sottolivello $l=1$ (detto **2p**)

I Numeri Quantici dell'Elettrone

Numero quantico angolare (l)

ORBITALI "s" ($l = 0$)

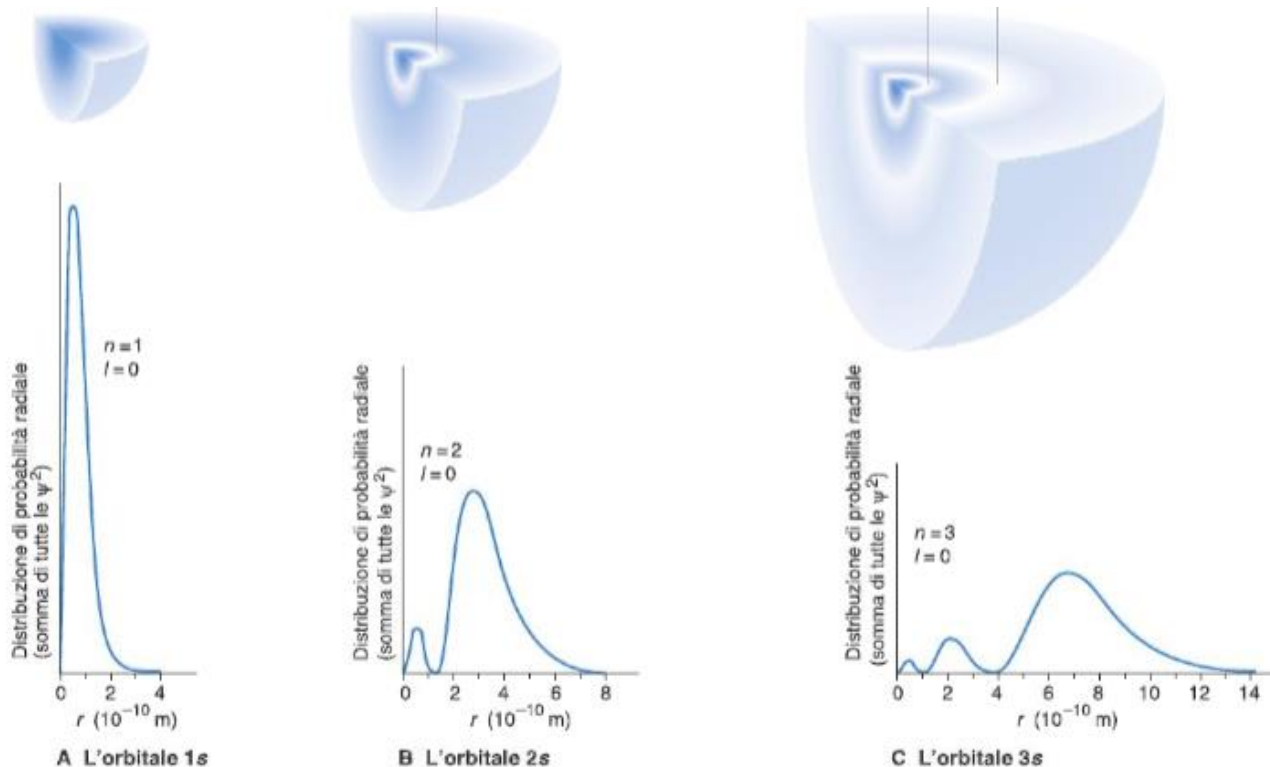
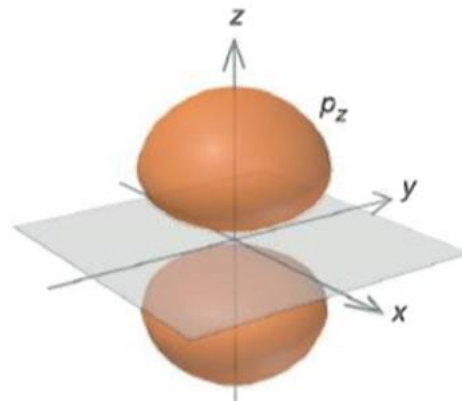
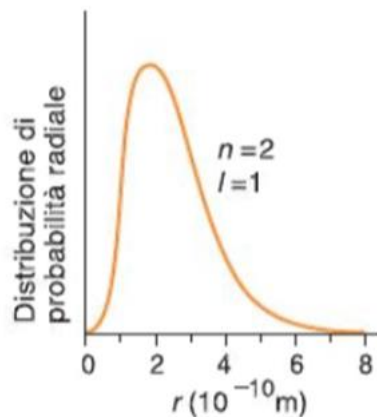


Diagramma della superficie limite degli orbitali 1s, 2s, 3s: superficie che racchiude il 90% della densità elettronica totale di un orbitale

I Numeri Quantici dell'Elettrone

Numero quantico angolare (l)

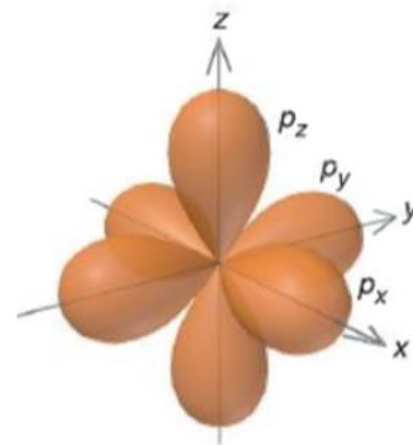
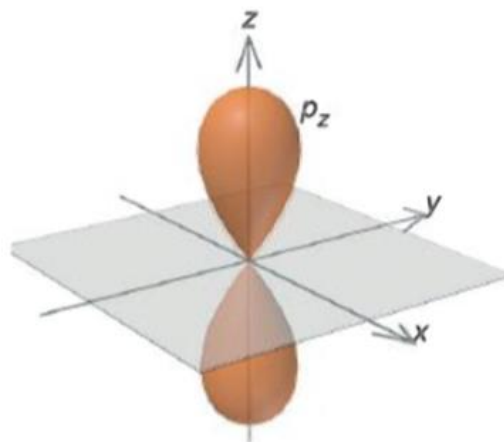
ORBITALI "p" ($l = 1$)



ψ

Diagramma della superficie limite dei tre orbitali 2p

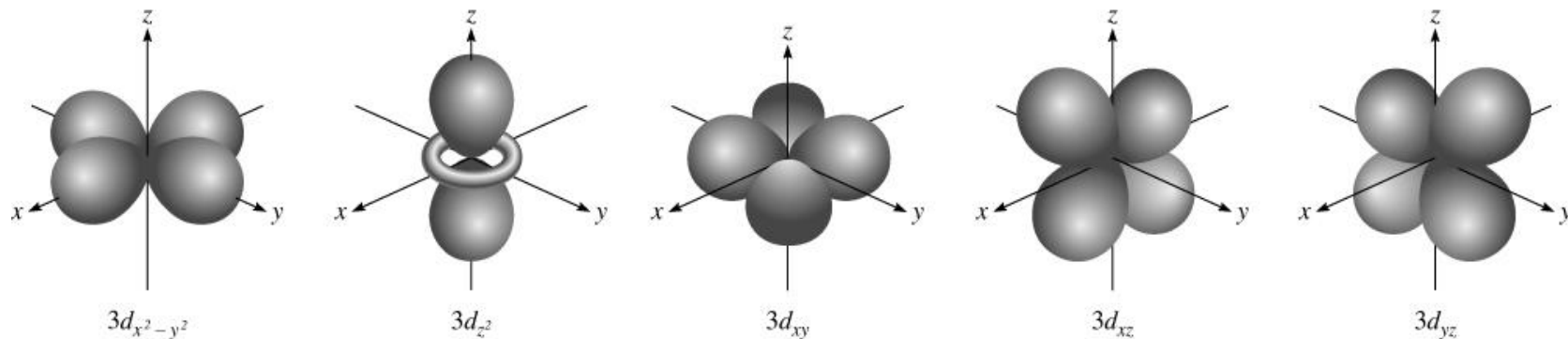
ψ^2



I Numeri Quantici dell'Elettrone

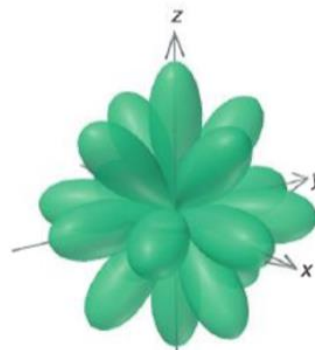
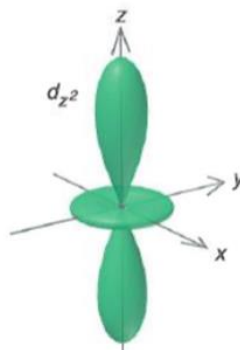
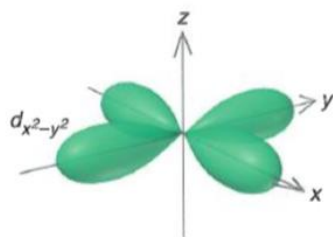
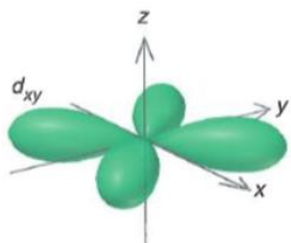
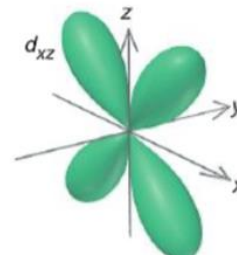
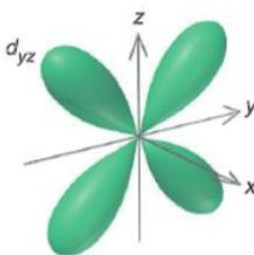
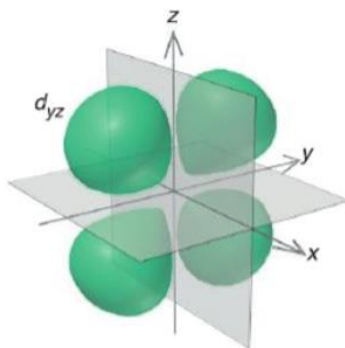
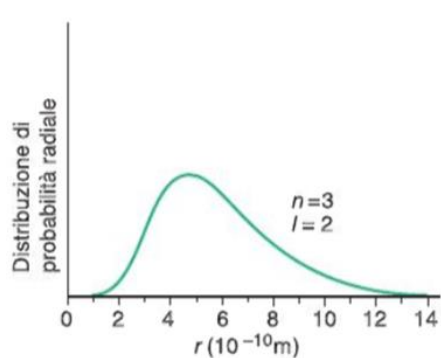
Numero quantico angolare (l)

ORBITALI "d" ($l = 2$)



ψ

Diagramma della superficie limite dei cinque orbitali 3d



ψ^2

I Numeri Quantici dell'Elettrone

Numero quantico magnetico (m_l)

$$\psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

per un dato valore di 'l'

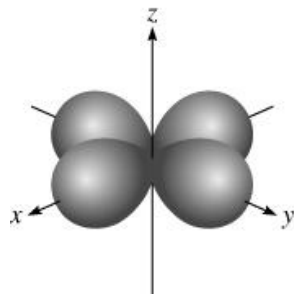
$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Per ogni valore di l ci sono ($2l+1$) valori di m_l

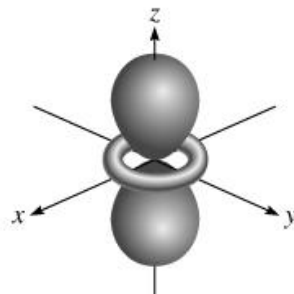
Descrive l'**orientamento** degli orbitali nello spazio

se $l = 1$, $m_l = -1, 0, 1$ (**3** orbitali **p**)

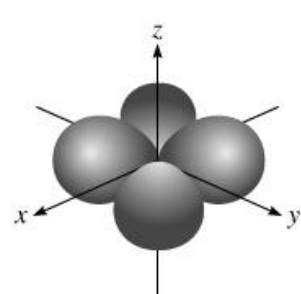
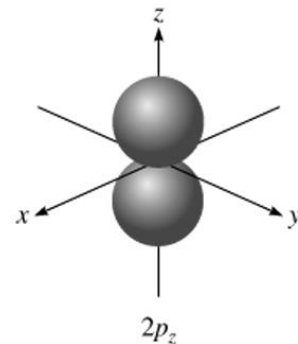
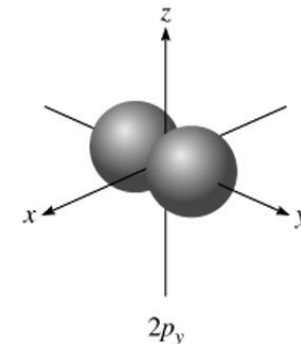
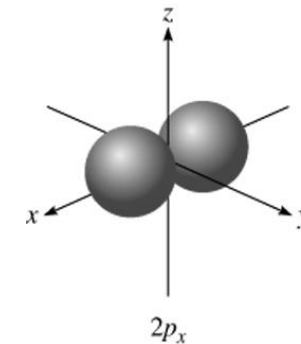
se $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ (**5** orbitali **d**)



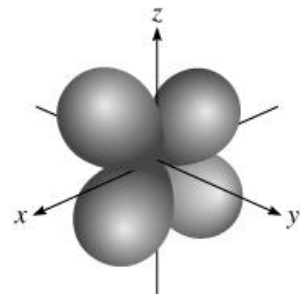
$3d_{x^2-y^2}$
 $m_l = -2$



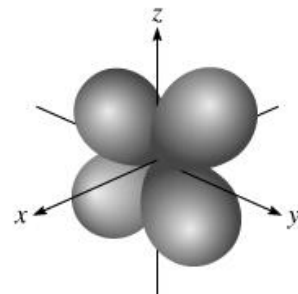
$3d_{z^2}$
 $m_l = -1$



$3d_{xy}$
 $m_l = 0$



$3d_{xz}$
 $m_l = 1$



$3d_{yz}$
 $m_l = 2$

I Numeri Quantici dell'Elettrone

Numero quantico magnetico (m_ℓ)

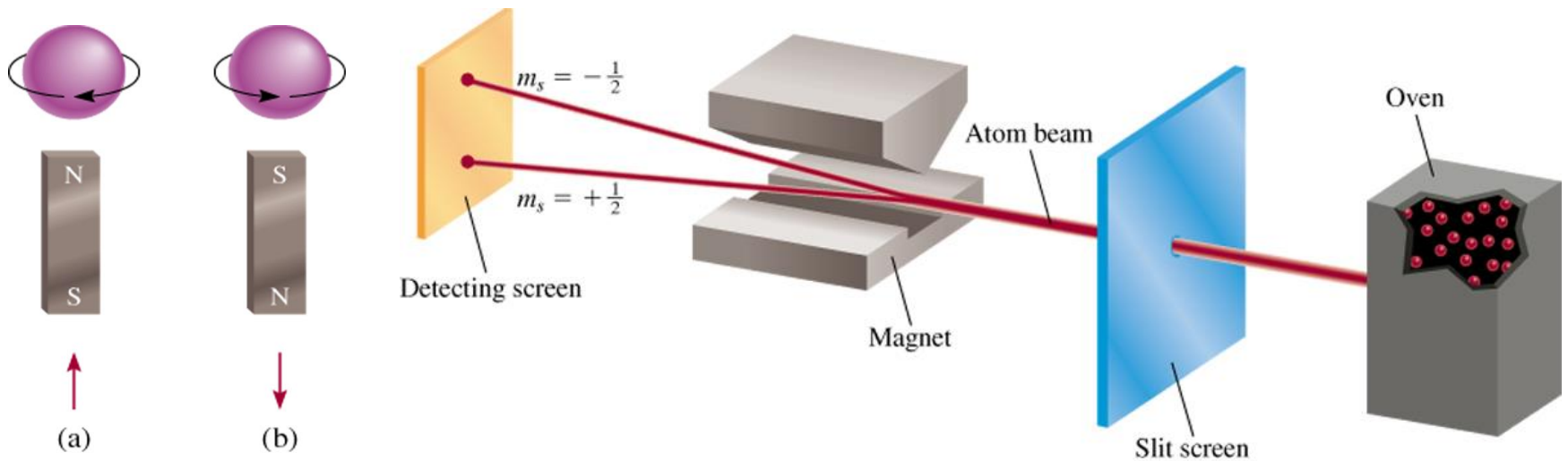
Relazione tra i numeri quantici e gli orbitali atomici				
n	ℓ	m_ℓ	Numero di orbitali	Sigla dell'orbitale atomico
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	$3d_{xy}, 3d_{yz}, 3d_{xz},$ $3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$
.
.
.

I Numeri Quantici dell'Elettrone

Numero quantico di spin (m_s)

$$\psi = f(n, l, m_l, m_s) \quad m_s = +\frac{1}{2} \text{ oppure } -\frac{1}{2}$$

Descrive la **rotazione** (prillazione) di un elettrone sul proprio asse
Ad essa è associato un **momento magnetico**, la cui direzione dipende dal **verso** della rotazione



I Numeri Quantici dell'Elettrone

Principio di esclusione di Pauli: In un atomo non possono esistere due elettroni con gli **stessi quattro numeri quantici**

Livello – elettroni con lo stesso valore di **n**

Sottolivello – elettroni con lo stesso valore di **n ed l**

Orbitale – elettroni con lo stesso valore di **n , l ed m_l**

Quanti elettroni può ospitare un orbitale?

se n , l , e m_l sono fissati, allora **$m_s = \frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$**

$$\psi = (n, l, m_l, \frac{1}{2})$$

$$\psi = (n, l, m_l, -\frac{1}{2})$$



Un orbitale può ospitare **2 elettroni**

La Configurazione Elettronica

La configurazione elettronica definisce come gli elettroni sono *distribuiti tra i vari orbitali atomici* di un atomo

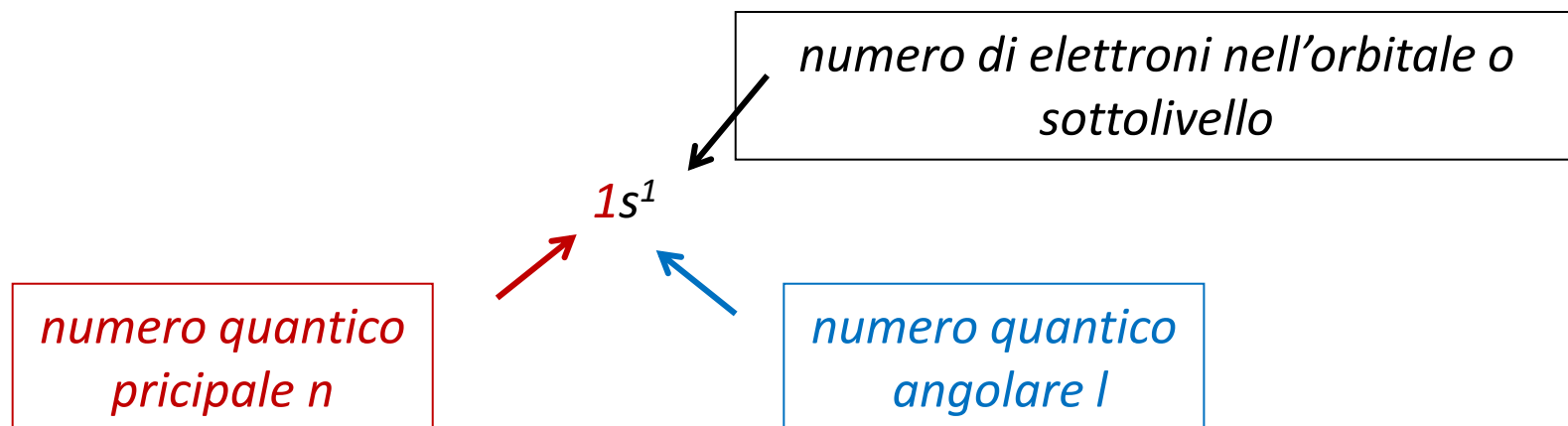
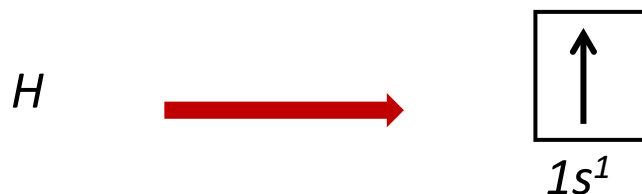


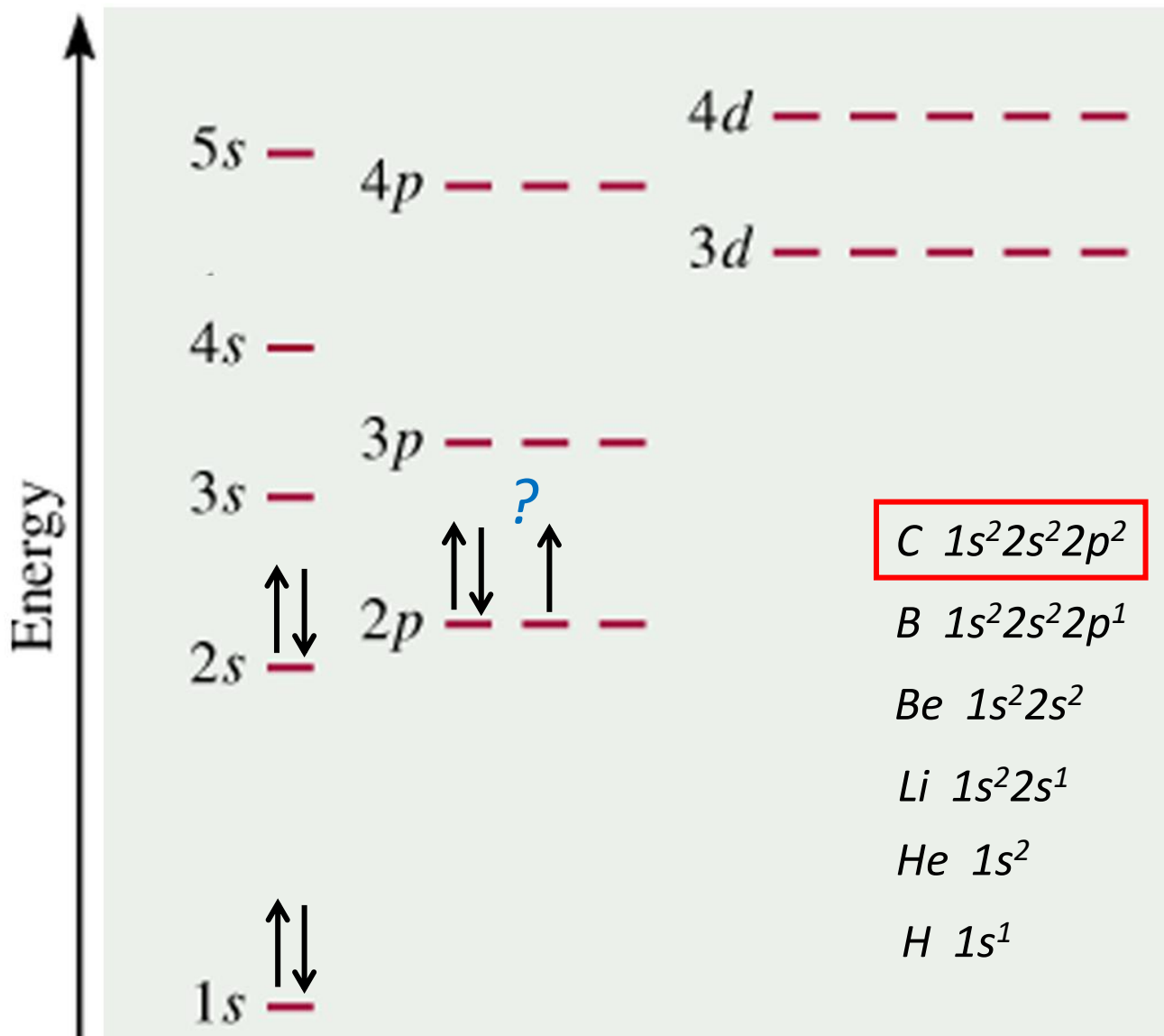
Diagramma a caselle



La Configurazione Elettronica

Principio di Aufbau

Per posizionare gli elettroni negli orbitali si parte da quelli a energia **più bassa**



C 6 elettroni

B 5 elettroni

Be 4 elettroni

Li 3 elettroni

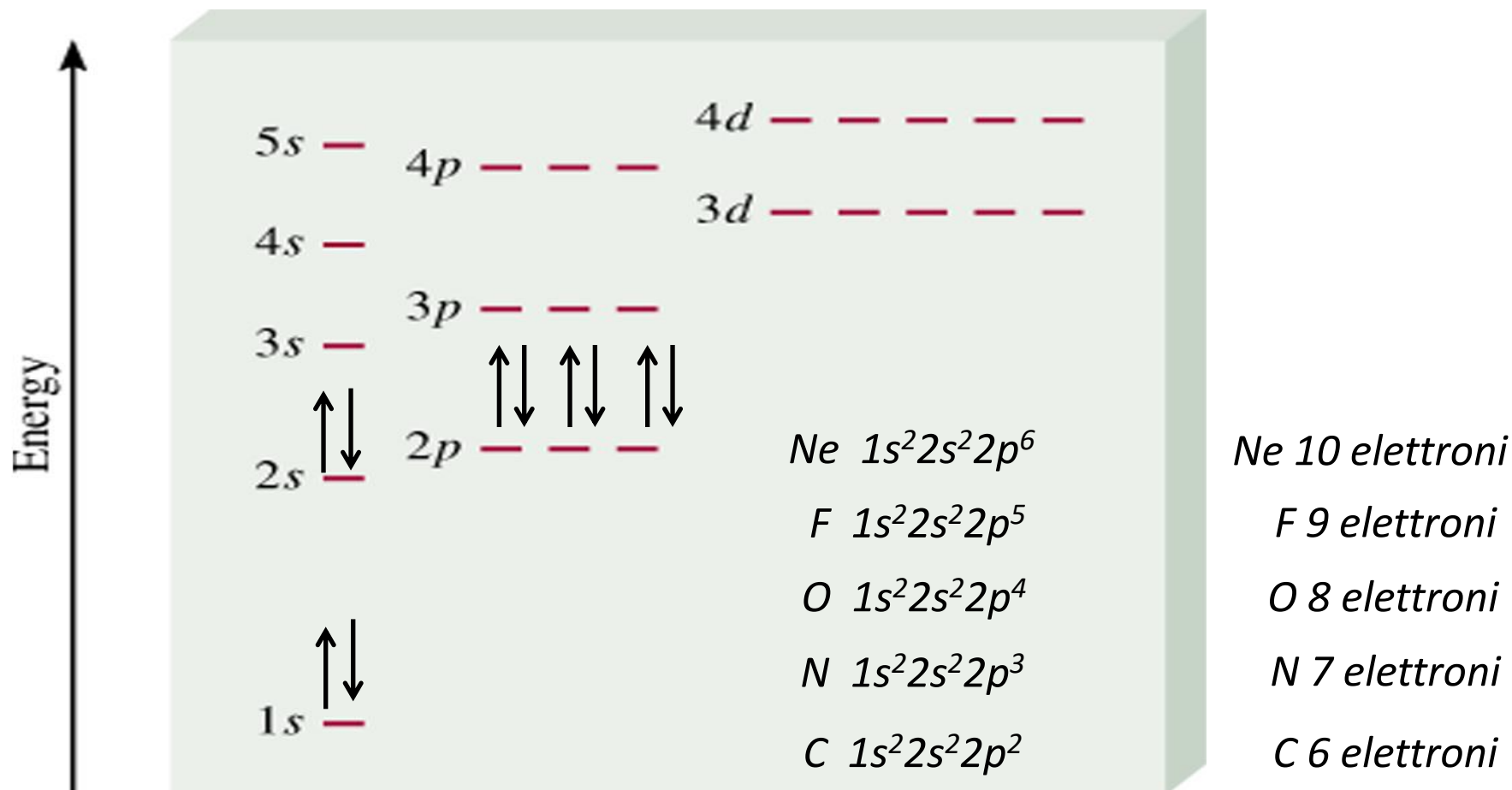
He 2 elettroni

H 1 elettrone

La Configurazione Elettronica

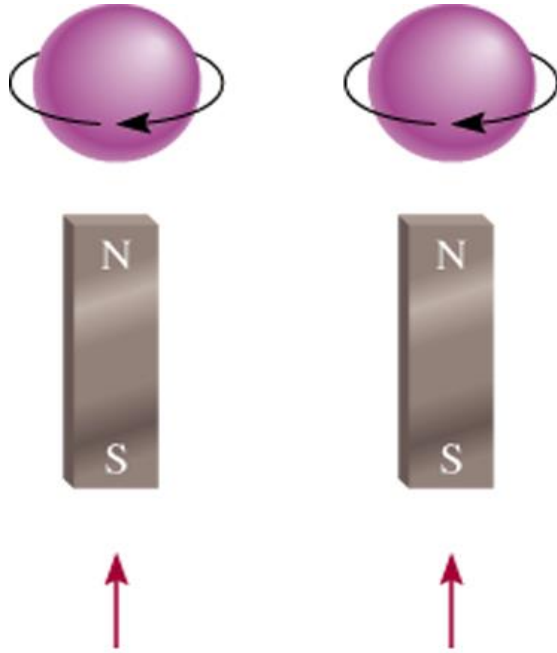
Regola di Hund

La disposizione più stabile degli elettroni in un sottolivello è quella con il *maggior numero di spin paralleli*



La Configurazione Elettronica

Paramagnetismo e diamagnetismo

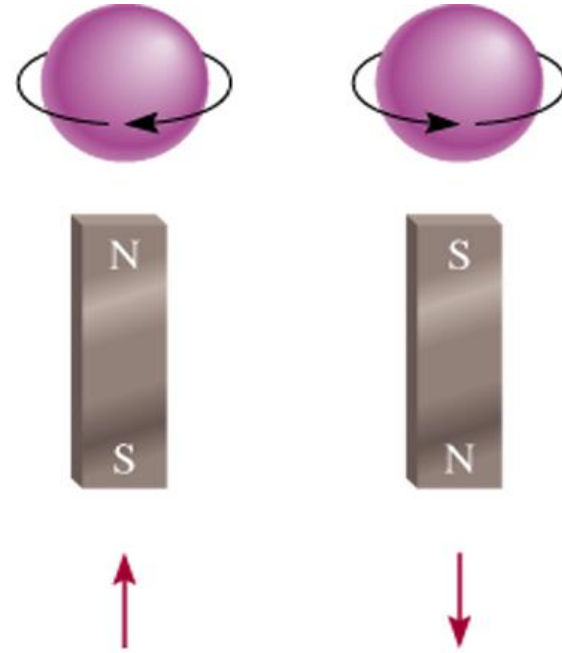


Paramagnetico

elettroni spaiati

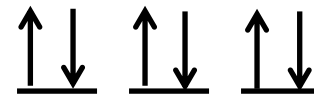


$2p$

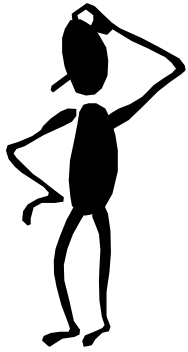


Diamagnetico

elettroni accoppiati



$2p$



Qual è la configurazione elettronica di Mg?

Mg 12 elettroni

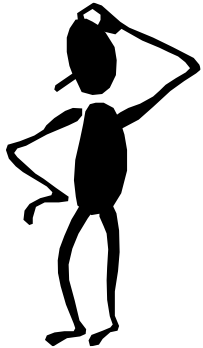
$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$2 + 2 + 6 + 2 = 12$ elettroni

Abbreviato come [Ne] $3s^2$

in quanto [Ne] = $1s^2 2s^2 2p^6$



Quali sono i possibili numeri quantici per l'ultimo elettrone (il più esterno) del cloro?

Cl 17 elettroni

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$2 + 2 + 6 + 2 + 5 = 17$ elettroni

L'ultimo elettrone è aggiunto all'orbitale 3p

$$n = 3$$

$$l = 1$$

$$m_l = -1, 0, \text{ o } +1$$

$$m_s = \frac{1}{2} \text{ o } -\frac{1}{2}$$

La Configurazione Elettronica

Elementi del blocco principale

La Configurazione Elettronica

Elementi del blocco principale

blocco s		
	1A (1)	2A (2)
n	ns ¹	ns ²
1	1 H 1s ¹	2 He 1s ²
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²
4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²

blocco p					
3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶

21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
39	40	41	42	43	44	45	46	47	48
57	72	73	74	75	76	77	78	79	80
89	104	105	106	107	108	109	110	111	112

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
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
31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶
49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶
81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶
113 s ² 7p ¹	114 7s ² 7p ²	115 7s ² 7p ³	116 7s ² 7p ⁴		

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

La Configurazione Elettronica

Gas nobili

1A																	8A	
2A																	He	
																	Ne	
																	Ar	
																	Kr	
																	Xe	
																	Rn	

Shell completo

[He]: $1s^2$

[Ne]: $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{He}] 2s^2 2p^6$

[Ar]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

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

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

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

Poco reattivi:

le configurazioni elettroniche
con orbitali pieni sono **più stabili**

La Configurazione Elettronica

Configurazione elettronica dello stato fondamentale degli elementi								
Numero atomico	Simbolo	Configurazione elettronica	Numero atomico	Simbolo	Configurazione elettronica	Numero atomico	Simbolo	Configurazione elettronica
1	H	1s ¹	38	Sr	[Kr]5s ²	75	Re	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁵
2	He	1s ²	39	Y	[Kr]5s ² 4d ¹	76	Os	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶
3	Li	[He]2s ¹	40	Zr	[Kr]5s ² 4d ²	77	Ir	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁷
4	Be	[He]2s ²	41	Nb	[Kr]5s ¹ 4d ⁴	78	Pt	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹
5	B	[He]2s ² 2p ¹	42	Mo	[Kr]5s ¹ 4d ⁵	79	Au	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
6	C	[He]2s ² 2p ²	43	Tc	[Kr]5s ² 4d ⁵	80	Hg	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
7	N	[He]2s ² 2p ³	44	Ru	[Kr]5s ¹ 4d ⁷	81	Tl	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ¹
8	O	[He]2s ² 2p ⁴	45	Rh	[Kr]5s ¹ 4d ⁸	82	Pb	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ²
9	F	[He]2s ² 2p ⁵	46	Pd	[Kr]4d ¹⁰	83	Bi	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ³
10	Ne	[He]2s ² 2p ⁶	47	Ag	[Kr]5s ¹ 4d ¹⁰	84	Po	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴
11	Na	[Ne]3s ¹	48	Cd	[Kr]5s ² 4d ¹⁰	85	At	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁵
12	Mg	[Ne]3s ²	49	In	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	86	Rn	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶
13	Al	[Ne]3s ² 3p ¹	50	Sn	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	87	Fr	[Rn]7s ¹
14	Si	[Ne]3s ² 3p ²	51	Sb	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	88	Ra	[Rn]7s ²
15	P	[Ne]3s ² 3p ³	52	Te	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴	89	Ac	[Rn]7s ² 6d ¹
16	S	[Ne]3s ² 3p ⁴	53	I	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	90	Th	[Rn]7s ² 6d ²
17	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	54	Xe	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	91	Pa	[Rn]7s ² 5f ² 6d ¹
18	Ar	[Ne]3s ² 3p ⁶	55	Cs	[Xe]6s ¹	92	U	[Rn]7s ² 5f ³ 6d ¹
19	K	[Ar]4s ¹	56	Ba	[Xe]6s ²	93	Np	[Rn]7s ² 5f ⁴ 6d ¹
20	Ca	[Ar]4s ²	57	La	[Xe]6s ² 5d ¹	94	Pu	[Rn]7s ² 5f ⁶
21	Sc	[Ar]4s ² 3d ¹	58	Ce	[Xe]6s ² 4f ¹ 5d ¹	95	Am	[Rn]7s ² 5f ⁷
22	Ti	[Ar]4s ² 3d ²	59	Pr	[Xe]6s ² 4f ³	96	Cm	[Rn]7s ² 5f ⁷ 6d ¹
23	V	[Ar]4s ² 3d ³	60	Nd	[Xe]6s ² 4f ⁴	97	Bk	[Rn]7s ² 5f ⁹
24	Cr	[Ar]4s ¹ 3d ⁵	61	Pm	[Xe]6s ² 4f ⁵	98	Cf	[Rn]7s ² 5f ¹⁰
25	Mn	[Ar]4s ² 3d ⁵	62	Sm	[Xe]6s ² 4f ⁶	99	Es	[Rn]7s ² 5f ¹¹
26	Fe	[Ar]4s ² 3d ⁶	63	Eu	[Xe]6s ² 4f ⁷	100	Fm	[Rn]7s ² 5f ¹²
27	Co	[Ar]4s ² 3d ⁷	64	Gd	[Xe]6s ² 4f ⁷ 5d ¹	101	Md	[Rn]7s ² 5f ¹³
28	Ni	[Ar]4s ² 3d ⁸	65	Tb	[Xe]6s ² 4f ⁹	102	No	[Rn]7s ² 5f ¹⁴
29	Cu	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	66	Dy	[Xe]6s ² 4f ¹⁰	103	Lr	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹
30	Zn	[Ar]4s ² 3d ¹⁰	67	Ho	[Xe]6s ² 4f ¹¹	104	Rf	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ²
31	Ga	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	68	Er	[Xe]6s ² 4f ¹²	105	Db	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ³
32	Ge	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	69	Tm	[Xe]6s ² 4f ¹³	106	Sg	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁴
33	As	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	70	Yb	[Xe]6s ² 4f ¹⁴	107	Bh	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵
34	Se	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	71	Lu	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹	108	Hs	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁶
35	Br	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	72	Hf	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ²	109	Mt	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁷
36	Kr	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	73	Ta	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ³	110	Ds	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁸
37	Rb	[Kr]5s ¹	74	W	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴	111	Rg	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁹

La Configurazione Elettronica

Metalli alcalini

1A																8A
H	2A										3A	4A	5A	6A	7A	
Li																
Na																
K																
Rb																
Cs																
Fr																

[H]: $1s^1$

[Li]: $1s^2 2s^1 = [\text{He}] 2s^1$

[Na]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 = [\text{Ne}] 3s^1$

[K]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 = [\text{Ar}] 4s^1$

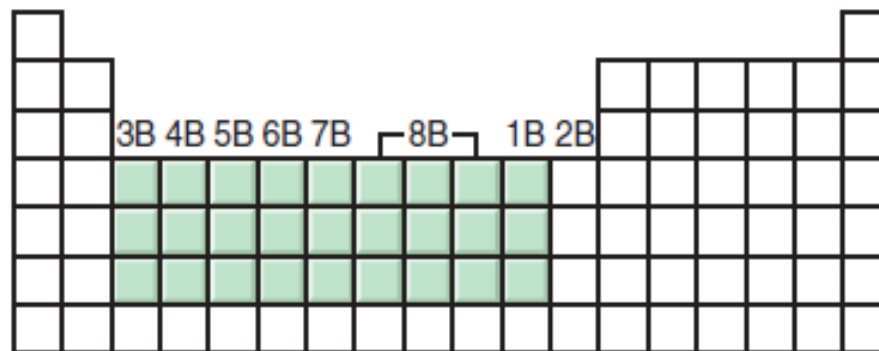
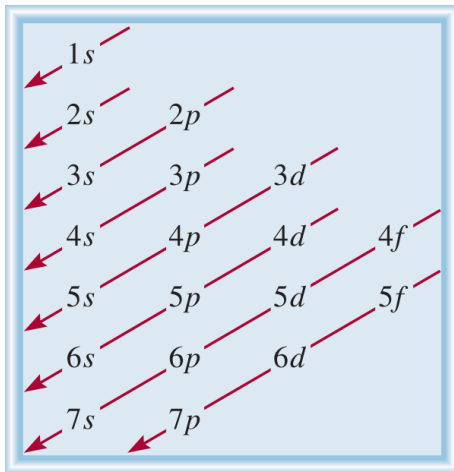
[Rb]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 = [\text{Kr}] 5s^1$

[Cs]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 = [\text{Xe}] 6s^1$

[Fr]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1 = [\text{Rn}] 7s^1$

Metalli di transizione

*I metalli di transizione hanno il **sottolivello d parzialmente riempito** oppure danno facilmente luogo a cationi che hanno sottolivelli d parzialmente riempiti*



Ordine di riempimento degli orbitali

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$$

Esempio:

Il manganese ha numero atomico 25, quindi ha 25 elettroni che si dispongono negli orbitali seguendo l'ordine di riempimento. La sua configurazione elettronica è:

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

La Configurazione Elettronica

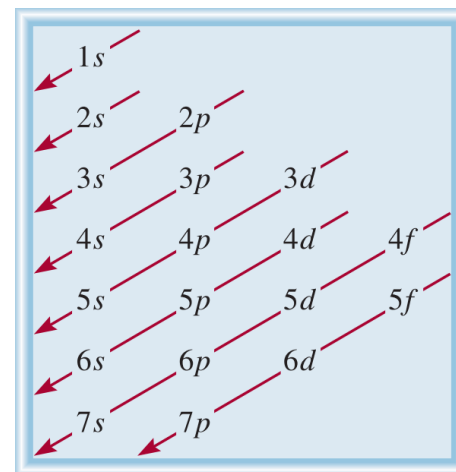
Terre rare

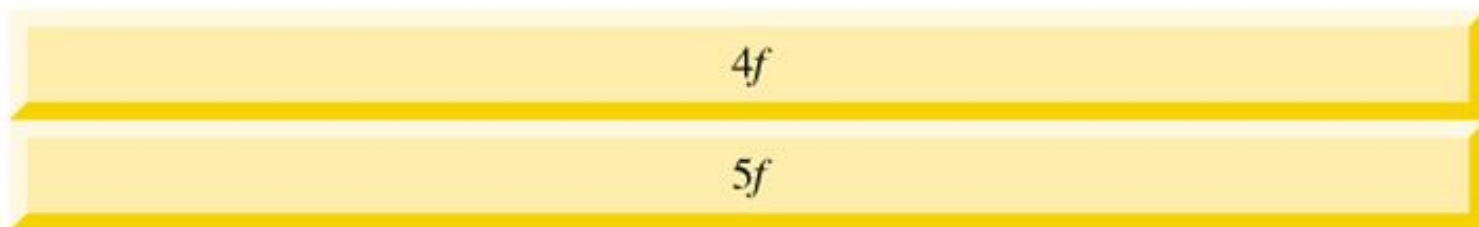
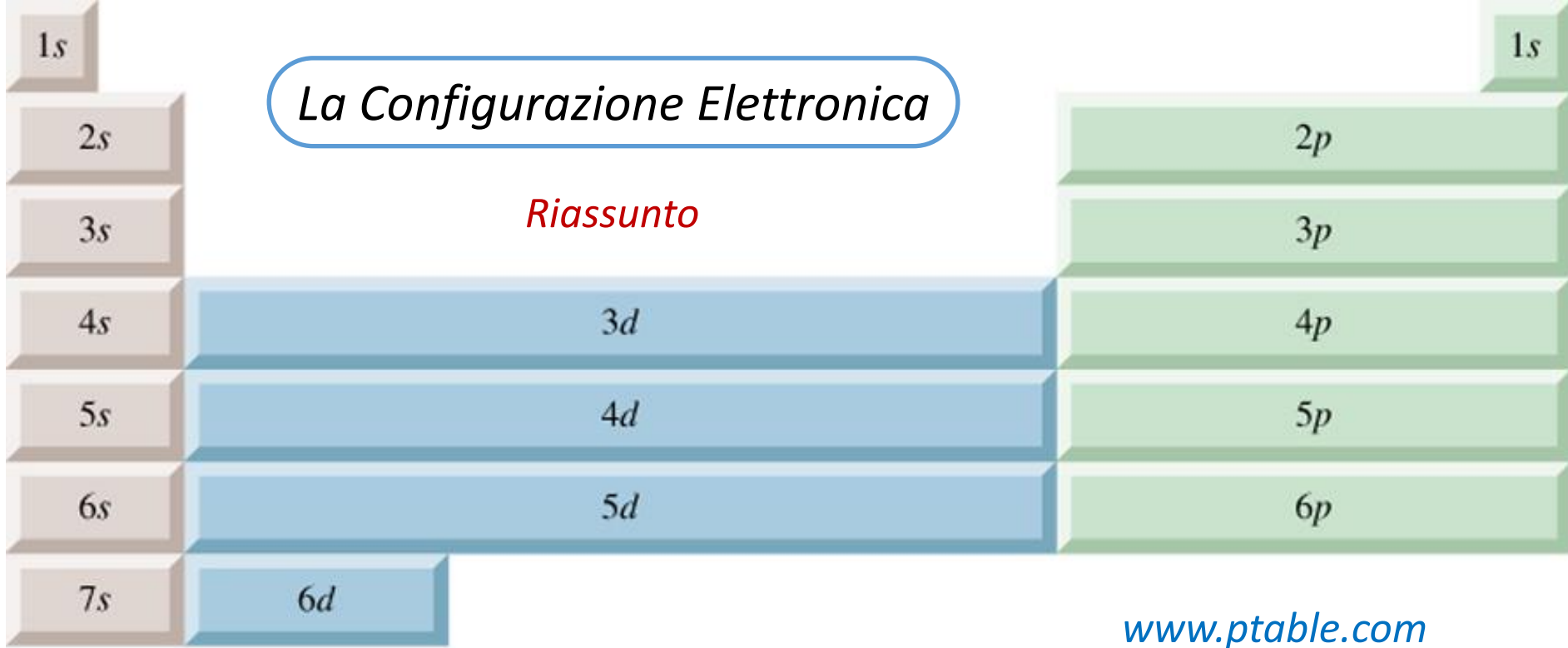
I metalli della serie delle terre rare hanno il **sottolivello f parzialmente riempito** oppure danno facilmente luogo a cationi che hanno sottolivello f parzialmente riempito

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

Nome elemento	Simbolo	Z	Ln	Ln ³⁺
Lantanio	La	57	[Xe]6s ² 5d ¹	[Xe]4f ⁰
Cerio	Ce	58	[Xe]4f ¹ 6s ² 5d ¹	[Xe]4f ¹
Praseodimio	Pr	59	[Xe]4f ³ 6s ²	[Xe]4f ²
Neodimio	Nd	60	[Xe]4f ⁴ 6s ²	[Xe]4f ³
Prometio	Pm	61	[Xe]4f ⁵ 6s ²	[Xe]4f ⁴
Samario	Sm	62	[Xe]4f ⁶ 6s ²	[Xe]4f ⁵
Europio	Eu	63	[Xe]4f ⁷ 6s ²	[Xe]4f ⁶
Gadolinio	Gd	64	[Xe]4f ⁷ 6s ² 5d ¹	[Xe]4f ⁷
Terbio	Tb	65	[Xe] 4f ⁹ 6s ²	[Xe]4f ⁸
Disprosio	Dy	66	[Xe] 4f ¹⁰ 6s ²	[Xe]4f ⁹
Olmio	Ho	67	[Xe] 4f ¹¹ 6s ²	[Xe]4f ¹⁰
Erbio	Er	68	[Xe] 4f ¹² 6s ²	[Xe]4f ¹¹
Tulio	Tm	69	[Xe] 4f ¹³ 6s ²	[Xe]4f ¹²
Itterbio	Yb	70	[Xe] 4f ¹⁴ 6s ²	[Xe]4f ¹³
Lutezio	Lu	71	[Xe] 4f ¹⁴ 6s ² 5d ¹	[Xe]4f ¹⁴

Esistono eccezioni alla regola di riempimento





- **Elementi del gruppo principale** (gruppi 1-2; 13-18): **sottolivelli s e p** con il numero quantico principale più alto sono parzialmente riempiti
- **Metalli di transizione** (gruppi 3-12): hanno il **sottolivello d** parzialmente riempito
- **Terre rare** (lantanidi e attinidi): hanno il **sottolivello f** parzialmente riempito

Ripasso

Concetti fondamentali e parole chiave

- *Lunghezza d'onda, frequenza, ampiezza*
- *Proprietà ondulatorie di atomi e particelle subatomiche*
- *Visione quantomeccanica dell'atomo*
- *Equazione d'onda e funzione d'onda di Schroedinger*
- *I numeri quantici: n , l , m_l , m_s*
- *Livello, Sottolivello, Orbitali s,p,d*
- *Riempimento degli orbitali (Principio di Aufbau)*
- *Regola di Hund*
- *Configurazione elettronica e tavola periodica*

Ripasso

Domande ed esercizi utili

Eserciziario Chang, Overby capitolo 7

Domande

7.44-7.52

7.69-7.78

7.87-7.90

Esercizi

7.53-7.67

7.79-7.86