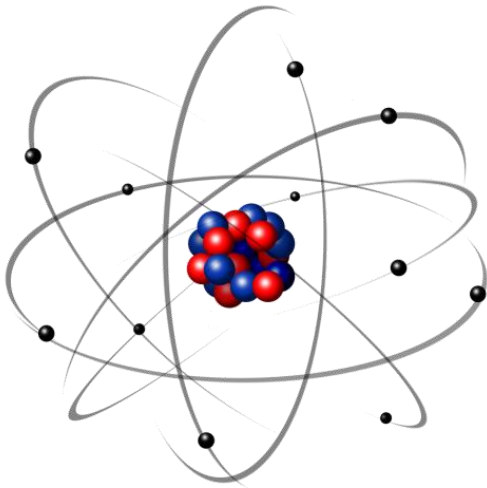


# **LA STRUTTURA DELLA MATERIA**

# Struttura Atomica

Il progredire delle conoscenze fisiche ha dimostrato che l'atomo non è affatto indivisibile ma che esistono particelle subatomiche (elettroni, protoni, neutroni)



L'atomo è per la maggior parte vuoto con

- massa e carica positiva concentrate nel **nucleo**
- elettroni disposti attorno al nucleo a grandi distanze

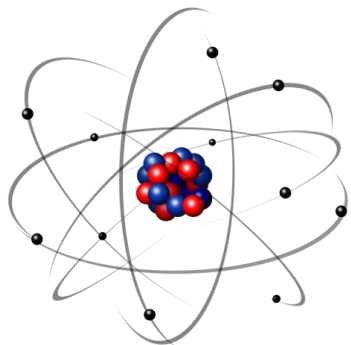
Dimensioni atomo: circa 1 Å

Dimensioni nucleo: circa  $10^{-5}$  Å

Massa elettrone:  **$9 \cdot 10^{-31}$  Kg**

*Pur essendo immensamente piccoli, sono gli elettroni che determinano molte delle proprietà chimiche e fisiche di un atomo.*

# Il modello quantomeccanico



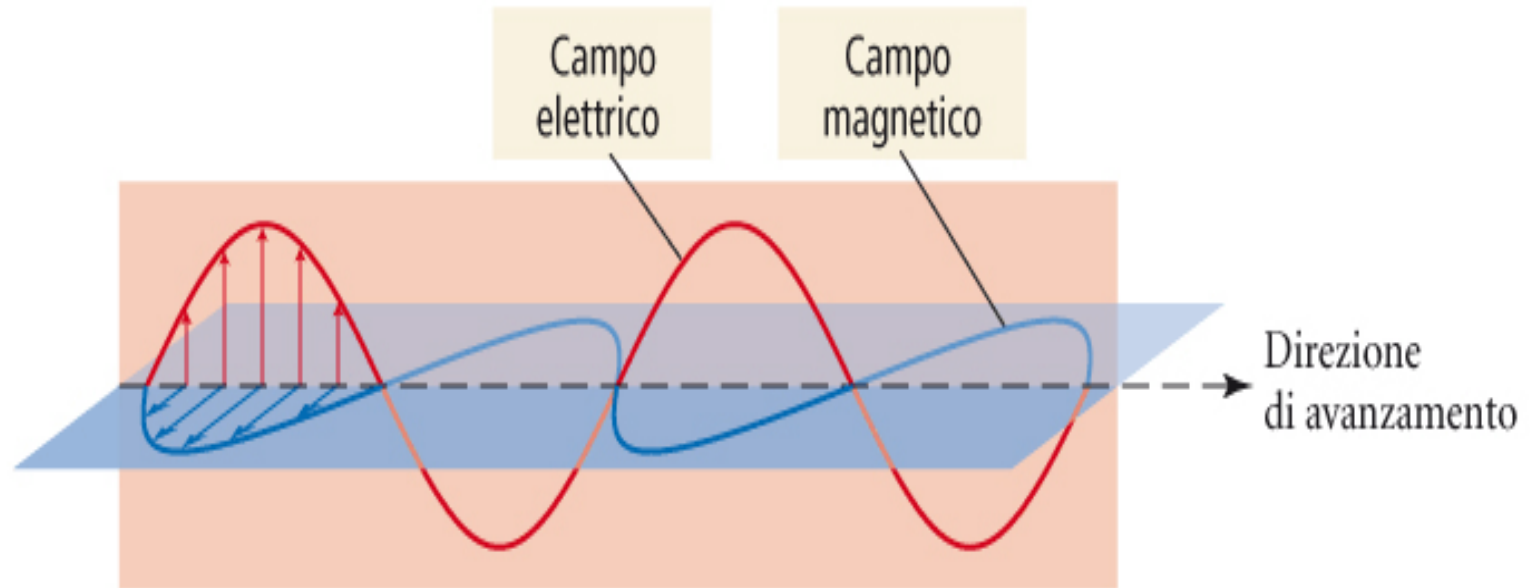
Agli inizi del XX secolo gli scienziati scoprirono che il mondo immensamente piccolo (**quantico**) degli elettroni si comporta in modo differente dal mondo macroscopico e che dunque le regole della fisica classica non sono più sufficienti a fornire una descrizione soddisfacente delle sue proprietà.

Il **modello quantomeccanico** dell'atomo spiega come si comportano gli elettroni negli atomi e in che modo questi determinano le proprietà chimiche e fisiche degli elementi.

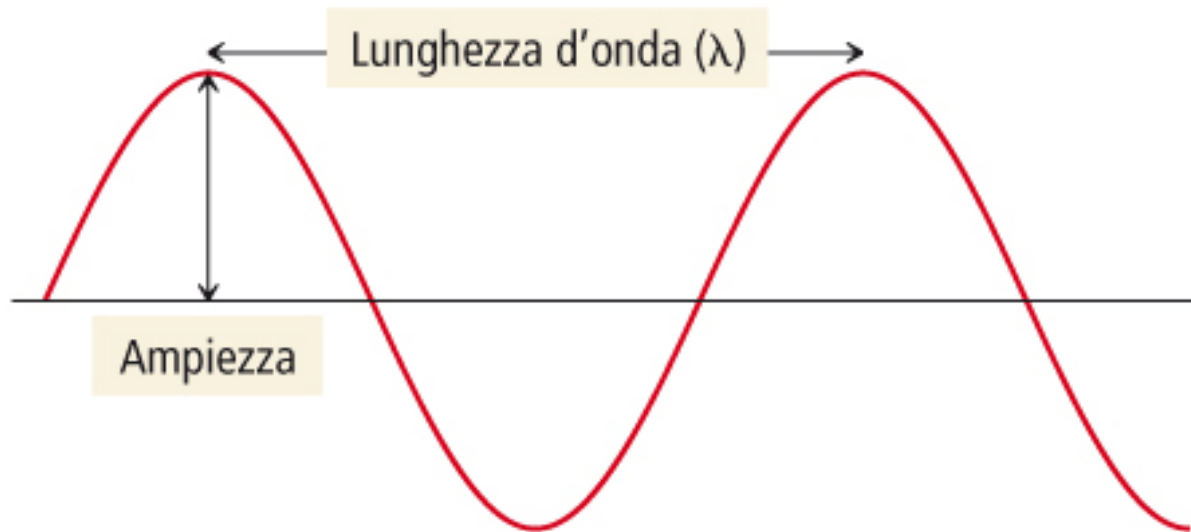
Con lo sviluppo della meccanica quantistica la luce ha rivelato, sorprendentemente, molte caratteristiche in comune con gli elettroni. Tra queste la principale è la **duplica natura di particella e onda**: alcune proprietà della luce sono meglio descritte se la si considera un'onda, mentre altre sono meglio descritte se la si pensa come una particella.

# La natura ondulatoria della luce

La luce è una **radiazione elettromagnetica**, un tipo di energia contenuto nei campi elettrici e magnetici oscillanti



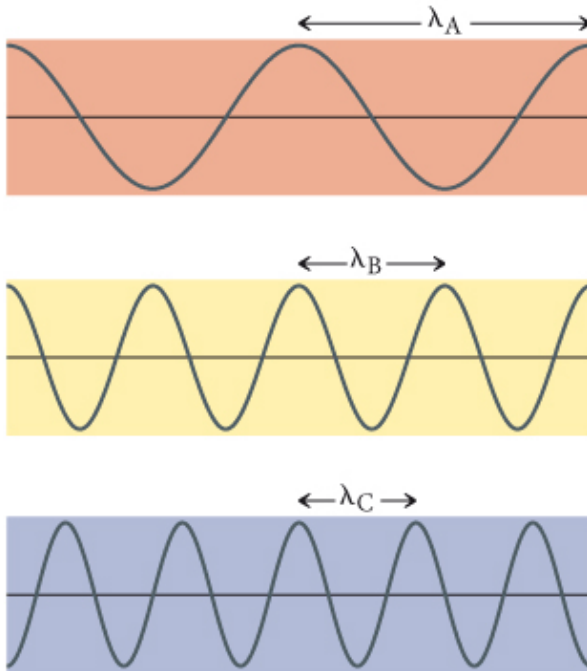
# La natura ondulatoria della luce



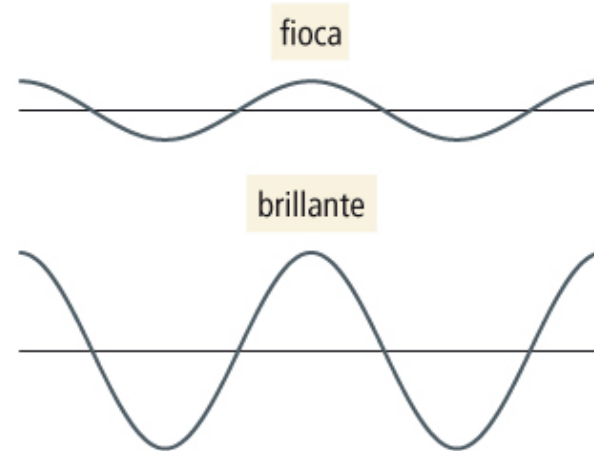
frequenza  $\nu = \frac{c}{\lambda}$

# La natura ondulatoria della luce

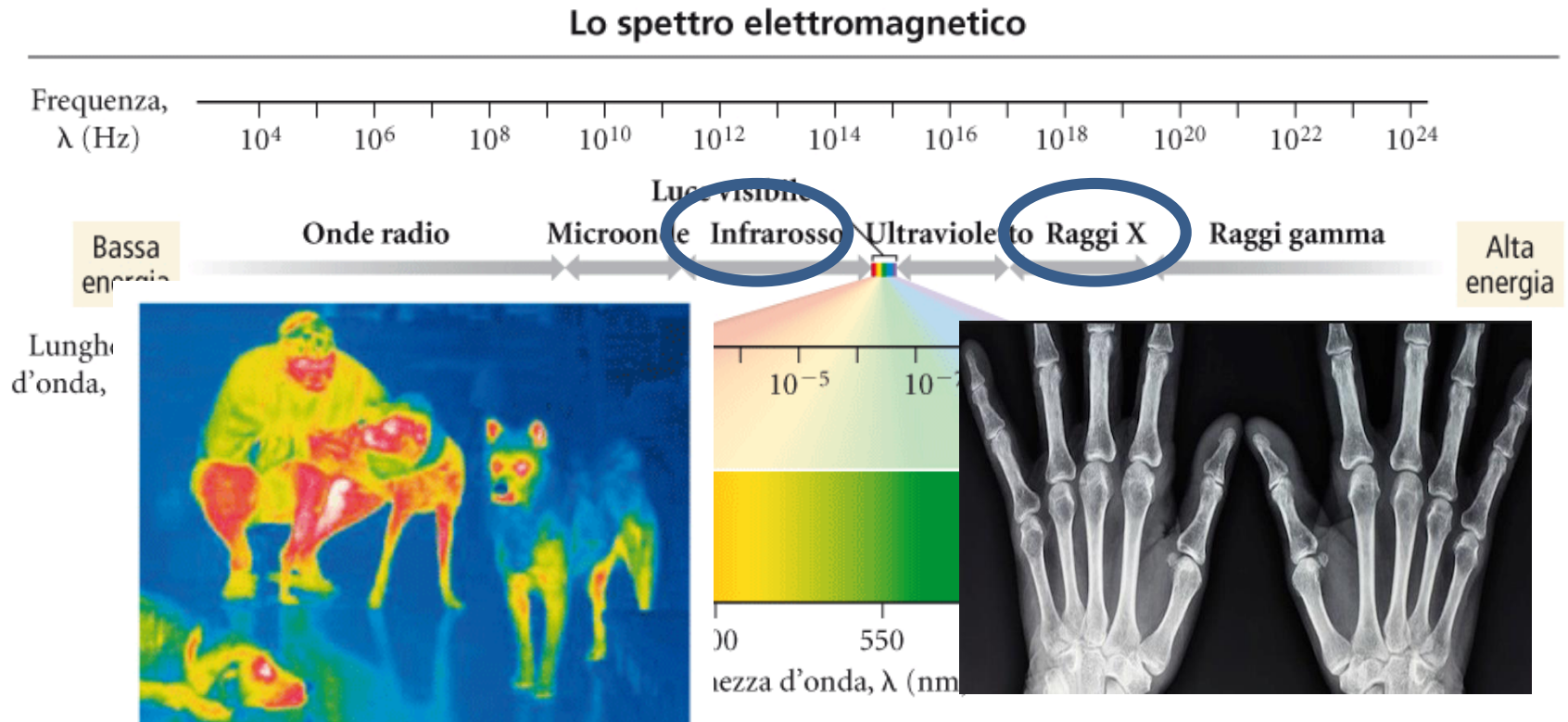
A lunghezze d'onda diverse  
corrispondono colori diversi.



Ad ampiezze diverse corrispondono  
luminosità diverse.

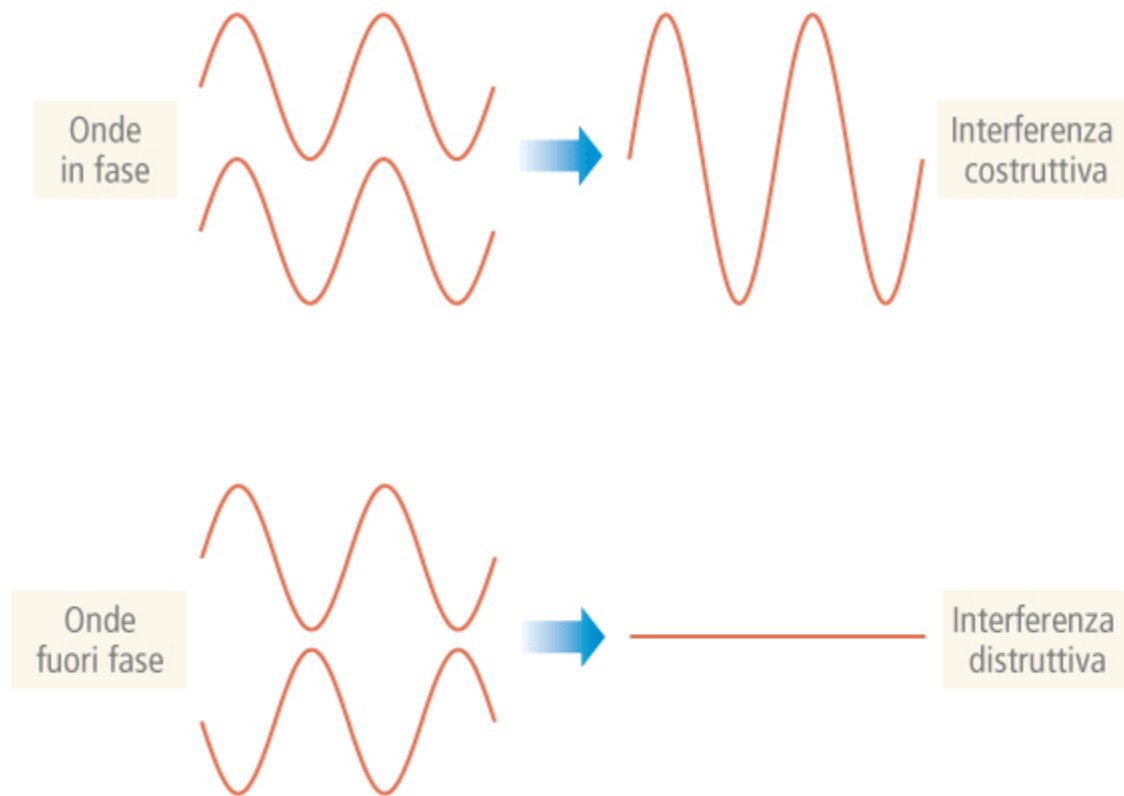


# La natura ondulatoria della luce



# La natura ondulatoria della luce

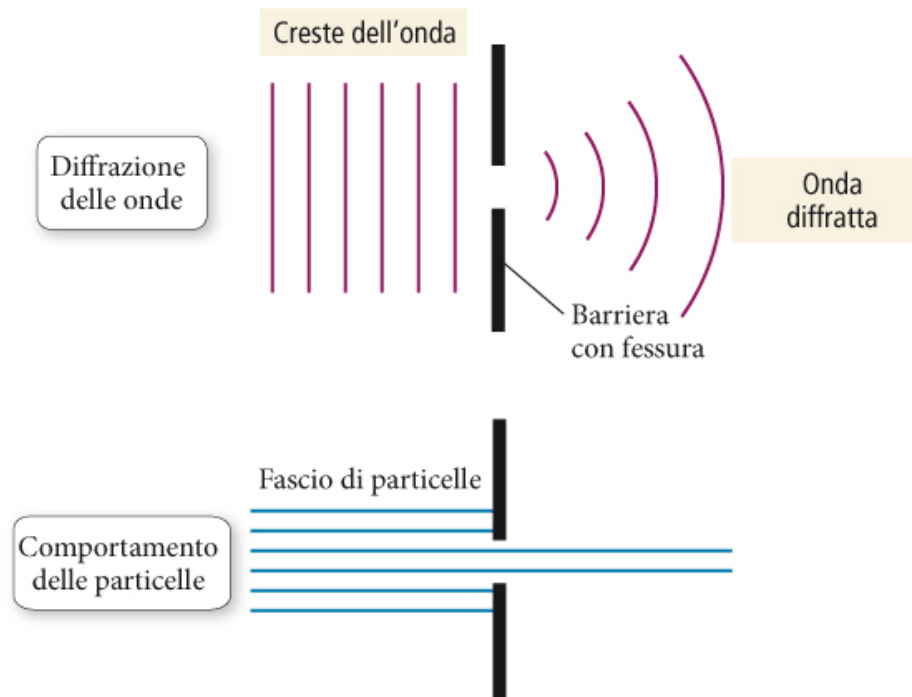
Le onde interagiscono fra di loro in un modo caratteristico detto **interferenza**





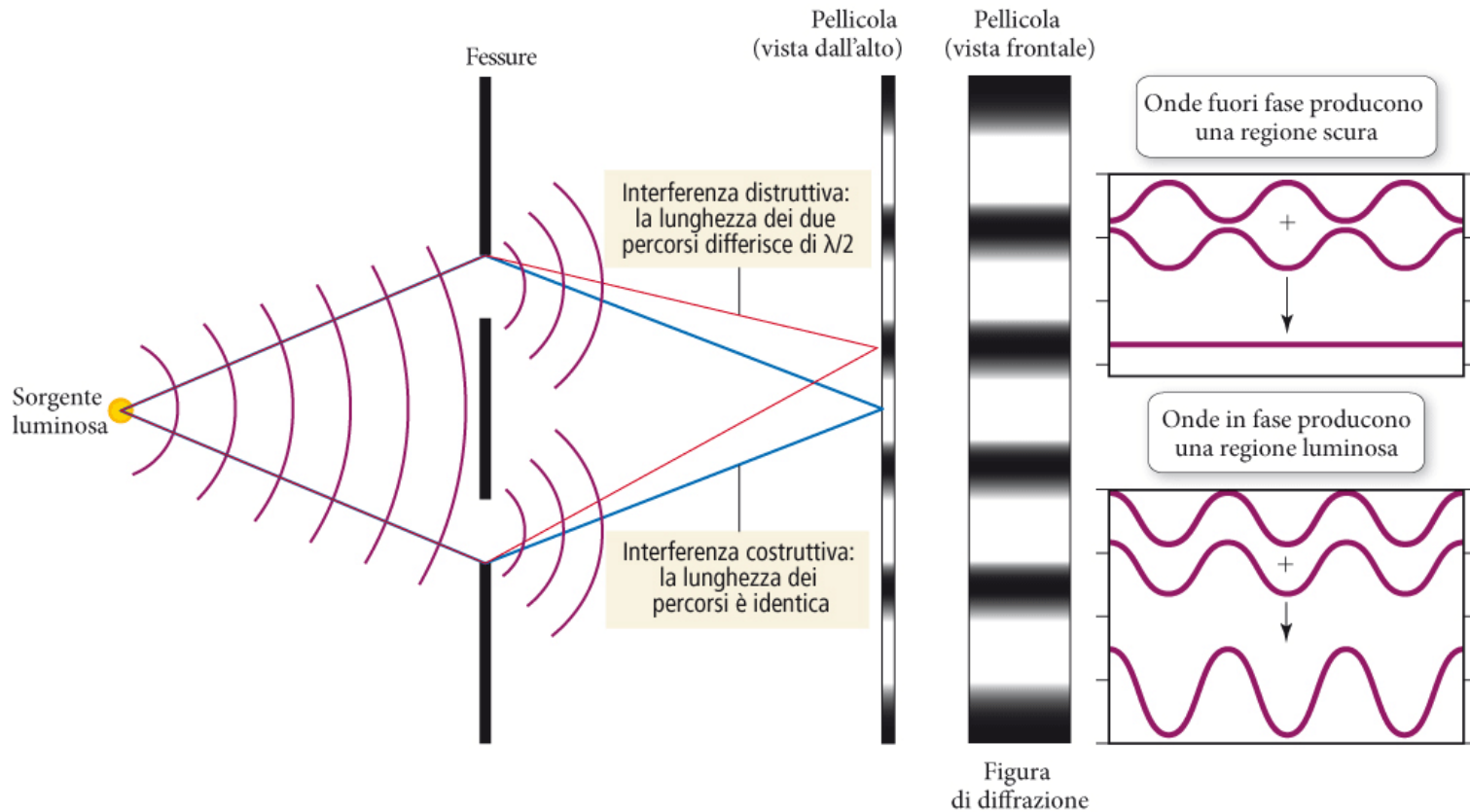
# La natura ondulatoria della luce

Le onde inoltre mostrano un comportamento tipico detto **diffrazione**:



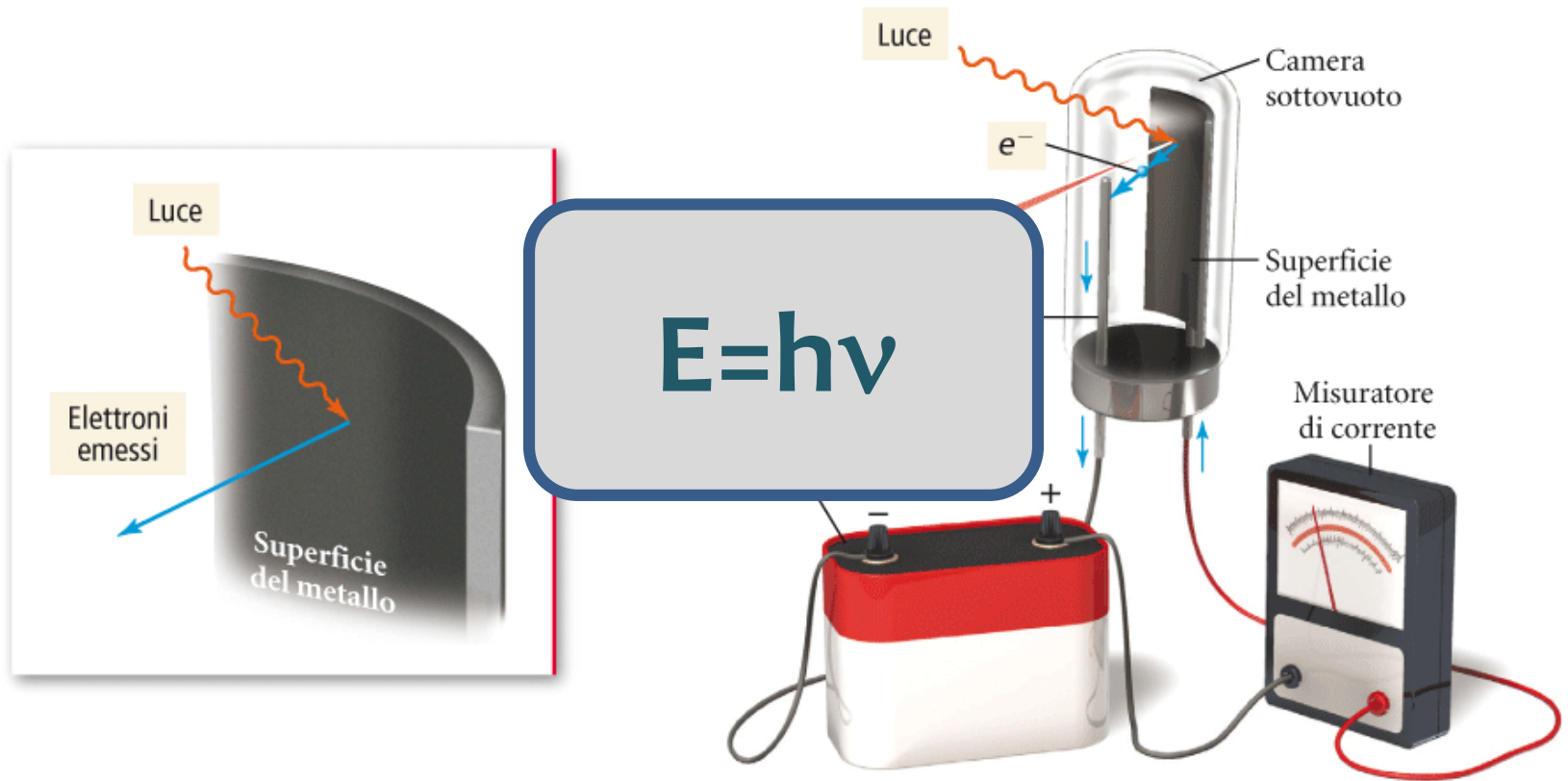
# La natura ondulatoria della luce

## Interferenza da due fessure



# La natura particellare della luce

## Effetto fotoelettrico



# La natura particellare della luce

**Ipotesi secondo la teoria elettromagnetica classica:** L'emissione di elettroni vengono è causata dal trasferimento di energia da parte della luce.



~~Solo l'ampiezza della luce incidente (cioè la sua intensità) dovrebbe influire sull'emissione di elettroni~~

Si osservò che una luce di bassa frequenza non riusciva a causare emissione di elettroni nemmeno ad elevate intensità, mentre al contrario radiazioni ad alta frequenza riuscivano a causare il fenomeno anche a bassa intensità. Si scoprì inoltre che esisteva una frequenza minima, detta **frequenza di soglia**, a partire dalla quale si aveva effetto fotoelettrico.



L'energia luminosa deve essere distribuita in "pacchetti" - chiamati fotoni o quanti, e l'energia di ognuno dipende dalla frequenza della luce stessa

$$E=h\nu$$

# Quanti di energia



Aumentando l'intensità,  
Bassa frequenza = bassa energia  
aumenta il numero di particelle a  
bassa energia



Alta frequenza = alta energia



# Struttura Atomica

## Teoria di Planck

Atomi e molecole possono emettere o assorbire energia solo in quantità discrete, a pacchetti detti **quanti**

Un **quanto** è la più piccola energia che può essere emessa o assorbita attraverso una radiazione elettromagnetica. L'energia di un quanto è pari a

$$E = h \nu$$

dove

$\nu$  = frequenza della radiazione

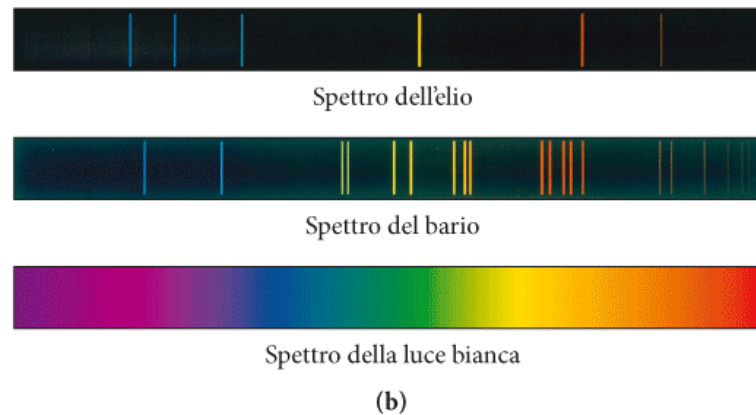
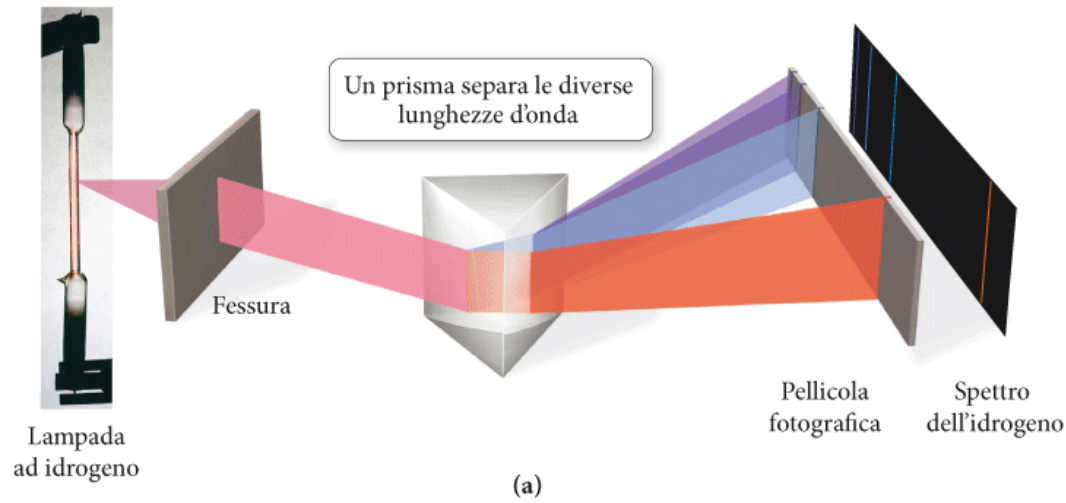
$h = 6.62608 \cdot 10^{-34}$  costante di Planck

L'energia di una radiazione elettromagnetica di frequenza  $\nu$  può essere emessa solo come multipli interi di  $h\nu$

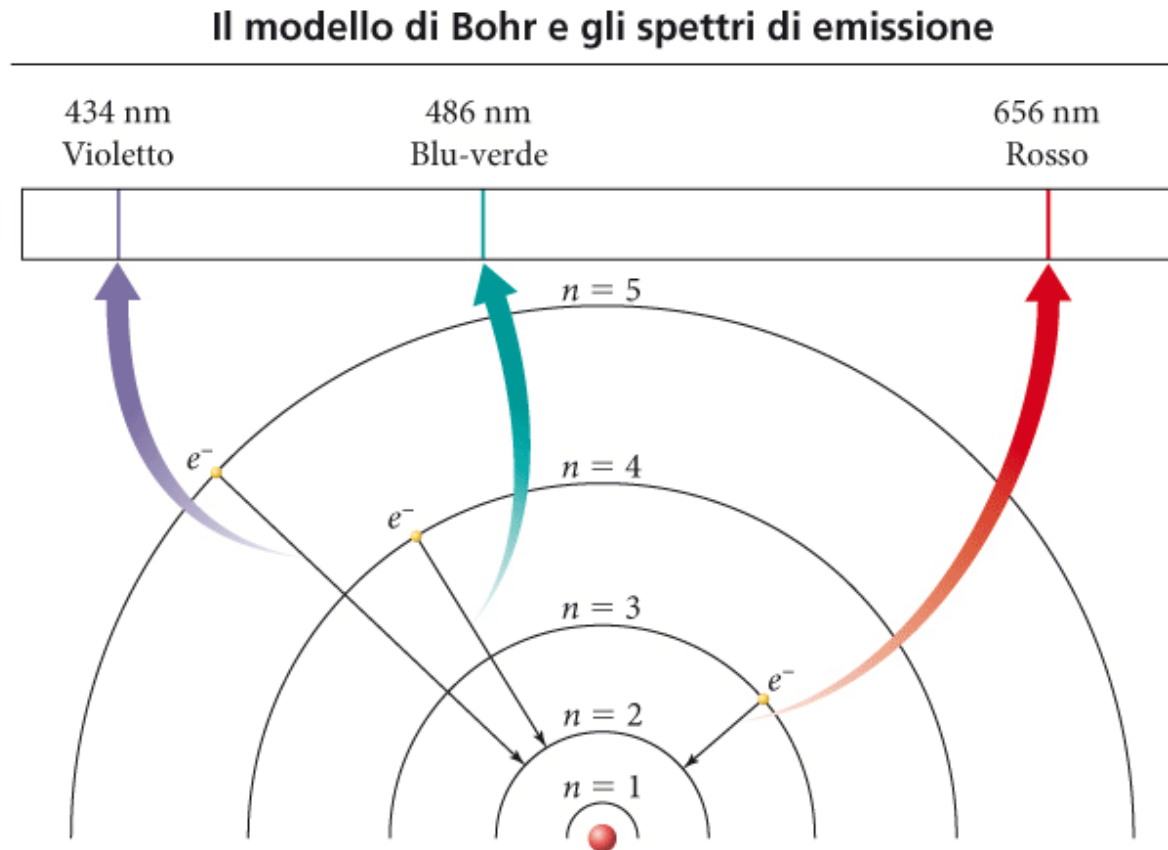
$$E = nh \nu$$

# La natura ondulatoria delle particelle

## Spettri di emissione



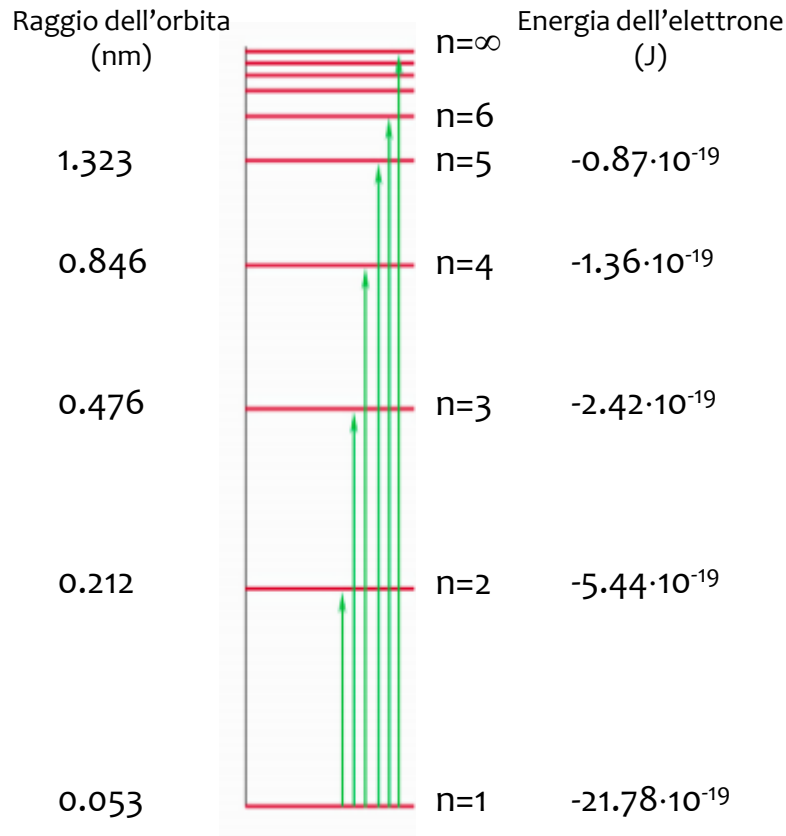
# Struttura Atomica: il modello di Bohr





# Struttura Atomica

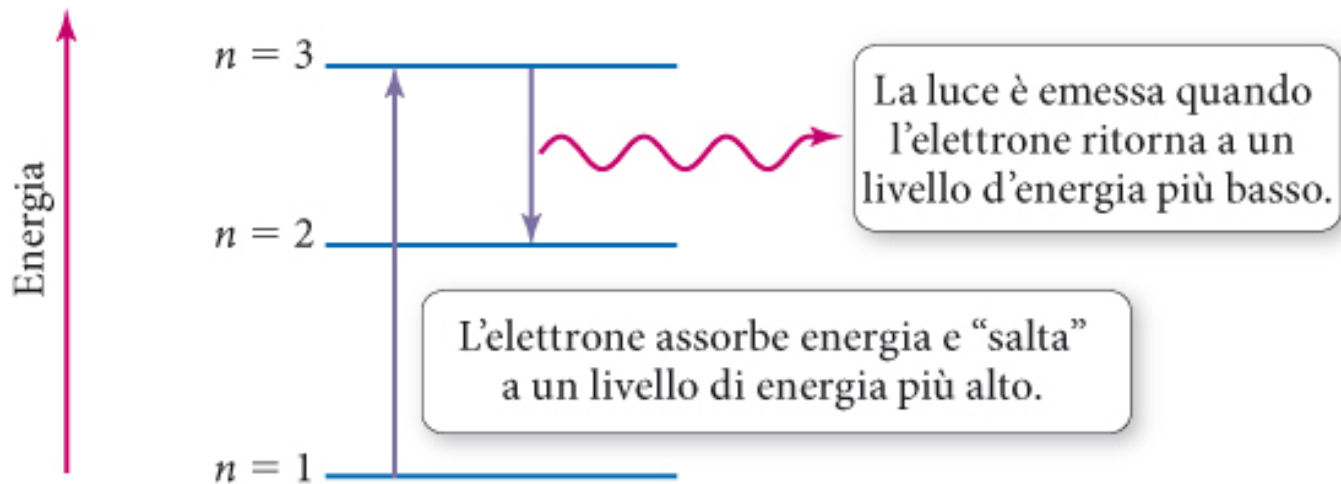
*Quantizzazione dei raggi e delle energie delle orbite.*



- ✓ I livelli energetici sono più distanziati per valori minori di n
- ✓ Per  $n=\infty$  nucleo ed elettrone sono completamente separati
- ✓  $E \rightarrow 0$  per  $n \rightarrow \infty$

# Spettri atomici e modello di Bohr

## Eccitazione di un atomo ed emissione di radiazione



# La natura ondulatoria delle particelle



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

**Relazione di de Broglie**

# Principio di indeterminazione

Per descrivere il moto di una particella, quindi la sua orbita, occorre conoscerne posizione e velocità in tutti gli istanti. Heisenberg dimostrò che l'incertezza nella determinazione di queste grandezze è determinata dalla relazione

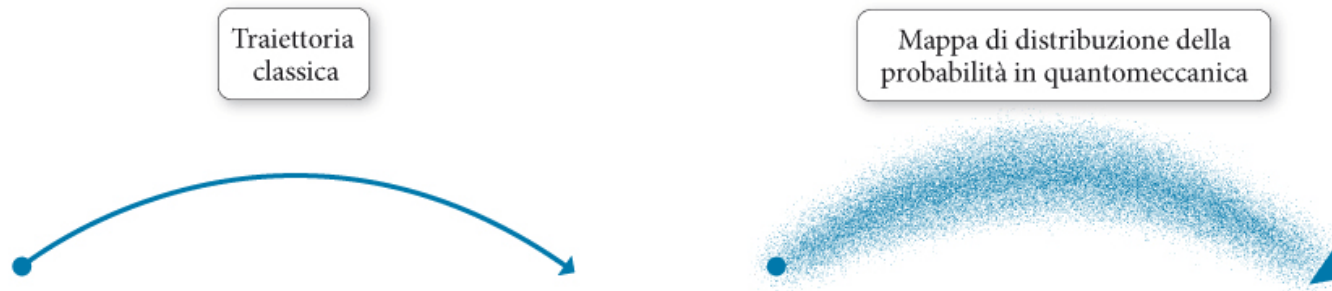
$$\Delta x \cdot \Delta(mv) \geq \frac{h}{4\pi}$$

Per particelle di dimensioni ridotte come quelle subatomiche questa incertezza è considerevole. In pratica il **principio di indeterminazione di Heisenberg** afferma che **non è possibile conoscere contemporaneamente con esattezza sia la posizione che quantità di moto di una particella.**

Il moto di un elettrone non può essere descritto in modo classico e non si può parlare di orbita (insieme ben definito di coordinate) dato che non è possibile conoscere con sufficiente accuratezza la posizione istante per istante.

# Principio di indeterminazione

Si parlerà più correttamente di orbitali, cioè di regioni dello spazio in cui è più probabile trovare l'elettrone, cioè di **orbitali**



La derivazione matematica delle energie degli orbitali per gli elettroni negli atomi si ottiene dalla risoluzione dell'**equazione di Schrödinger** per l'atomo in esame che ha la forma generale

$$H\psi = E\psi$$

Si tratta di una equazione estremamente complessa in cui la  $\psi$  rappresenta l'equazione d'onda, una funzione matematica che descrive la natura ondulatoria dell'elettrone. Una rappresentazione grafica dell'equazione d'onda al quadrato  $\psi^2$  rappresenta un orbitale, una mappa di distribuzione di probabilità della posizione dell'elettrone

# Struttura Atomica

Ogni elettrone in un orbitale sarà descritto da un'unica combinazione di 4 parametri, detti **numeri quantici** che derivano da una trattazione matematica e chimico-fisica del modello quantomeccanico.

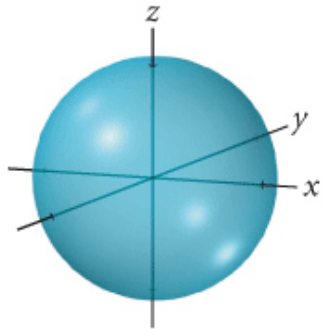
<i>Simbolo</i>	<i>Nome</i>	<i>Valori</i>	<i>Ruolo</i>
$n$	<i>Principale</i>	1,2, 3,...	Determina la maggior parte dell'energia
$l$	<i>Angolare</i>	0, 1, 2,...,n - 1	Descrive la dipendenza angolare e contribuisce all'energia
$m$	<i>Magnetico</i>	0, $\pm 1$ , $\pm 2$ , $\pm l$	Descrive l'orientazione nello spazio (momento angolare nella direzione z)
$m_s$	<i>Spin</i>	$\pm \frac{1}{2}$	Descrive l'orientazione dello spin elettronico nello spazio (momento magnetico)

# Struttura Atomica

## *Orbitali atomici*

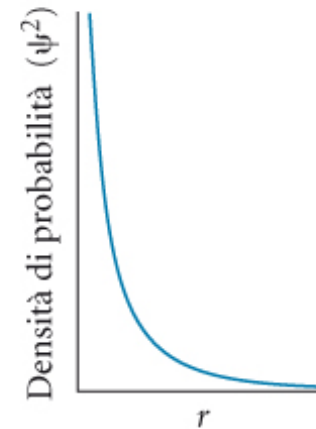
$$\psi^2 = \text{densità di probabilità} = \frac{\text{probabilità}}{\text{unità di volume}}$$

Superficie dell'orbitale 1s



(a)

La densità dei puntini è  
proporzionale alla densità  
di probabilità ( $\psi^2$ ).



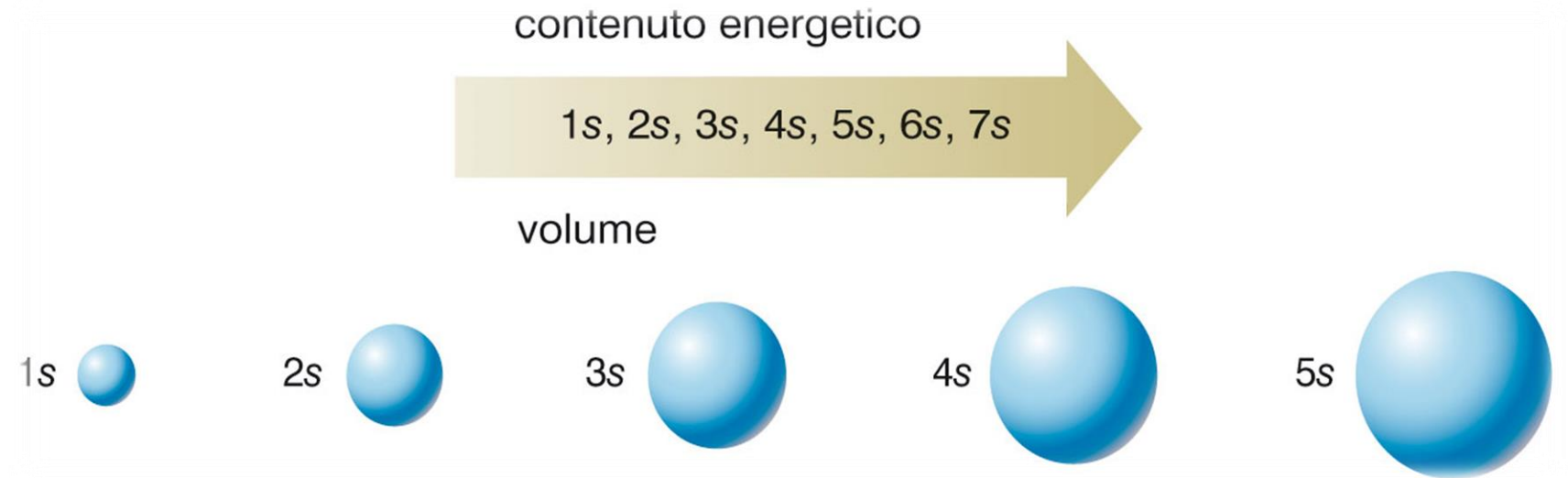
(b)

# Struttura Atomica

## *Orbitali atomici*

La forma degli orbitali atomici (e quindi la distribuzione spaziale della probabilità di trovare l'elettrone in un punto attorno al nucleo) dipende dai valori dei numeri quantici e in particolare dal valore di  $l$ .

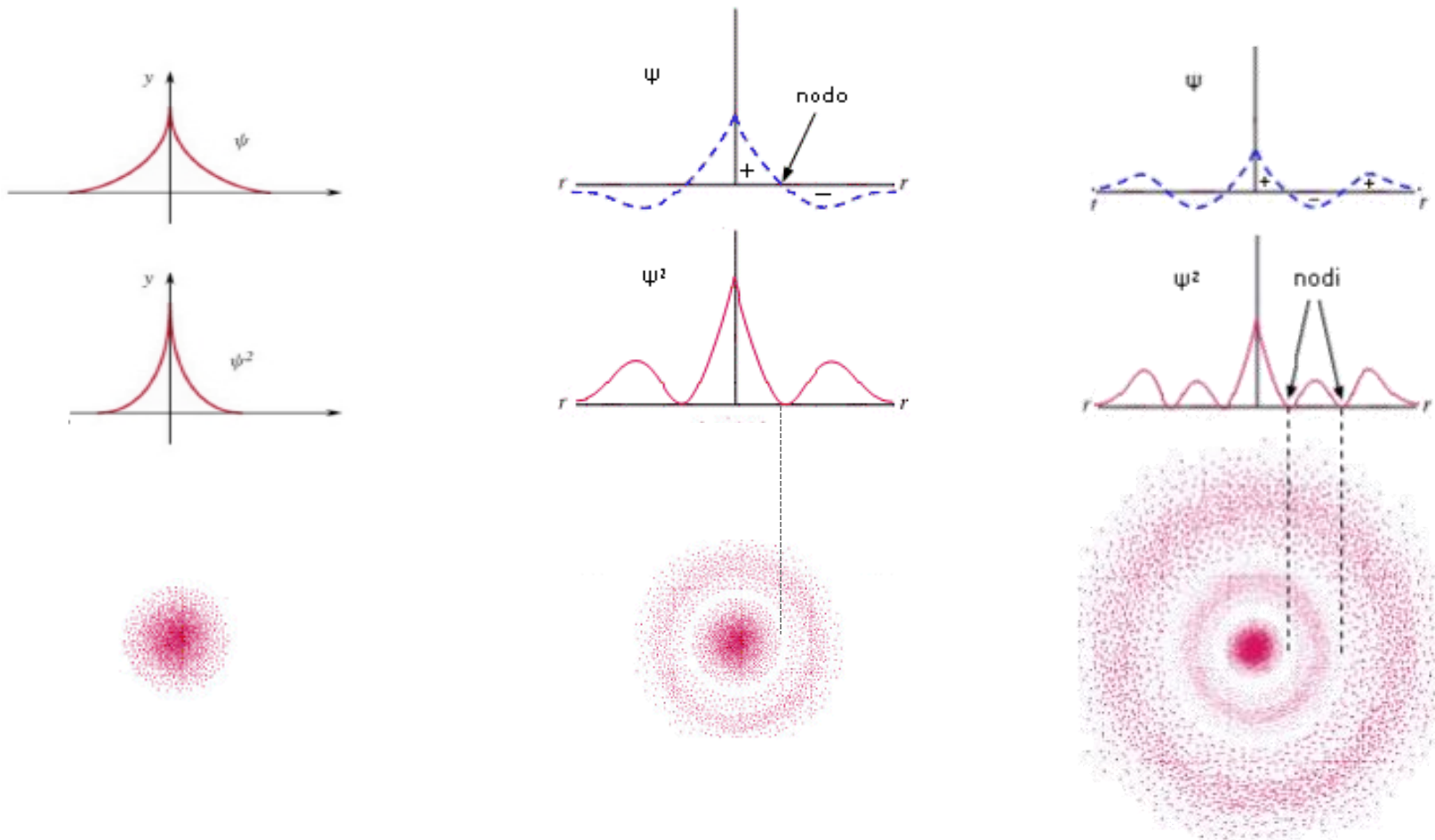
### Orbitali $s$ ( $l=0$ )





# Struttura Atomica

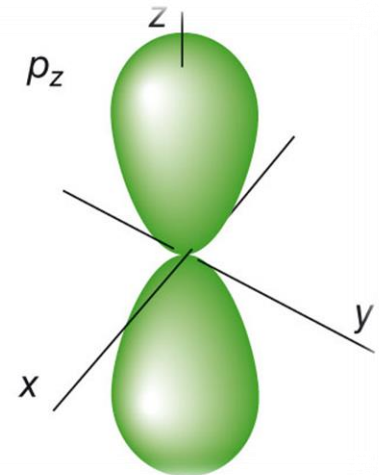
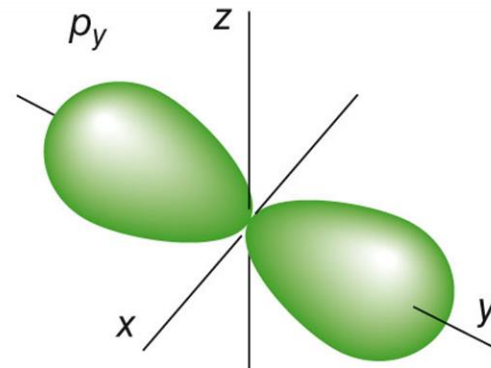
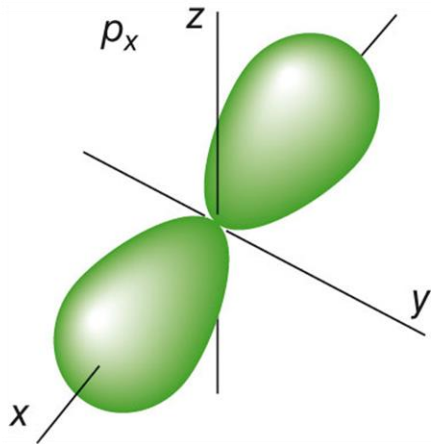
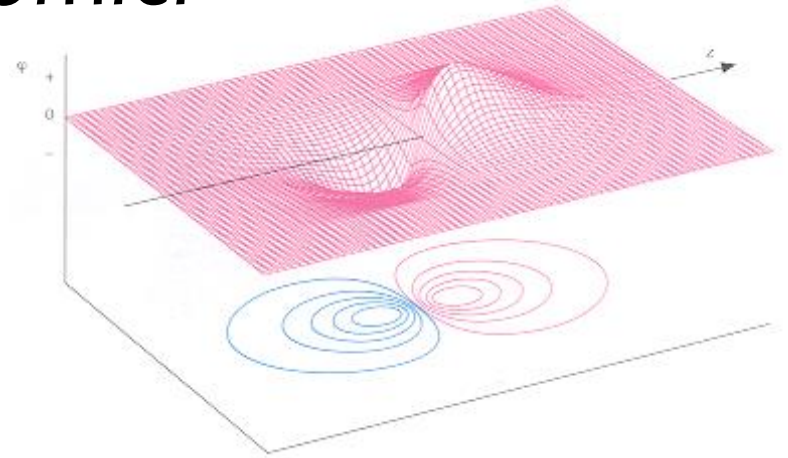
## *Orbitali atomici*



# Struttura Atomica

## *Orbitali atomici*

Orbitali p ( $l=1$  e  $m=-1, 0, +1$ )

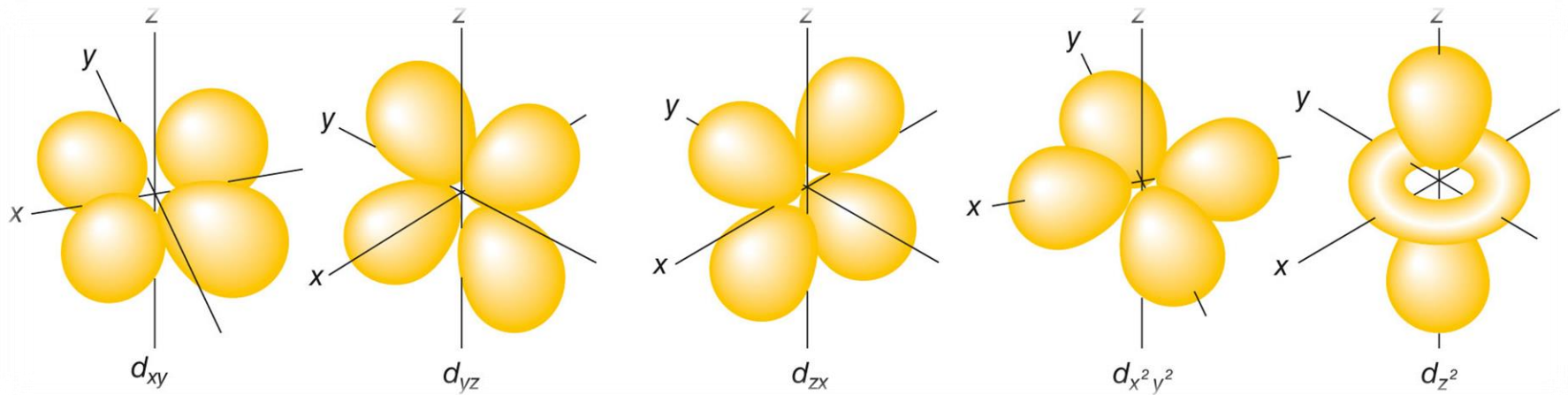


**Orbitali degeneri**

# Struttura Atomica

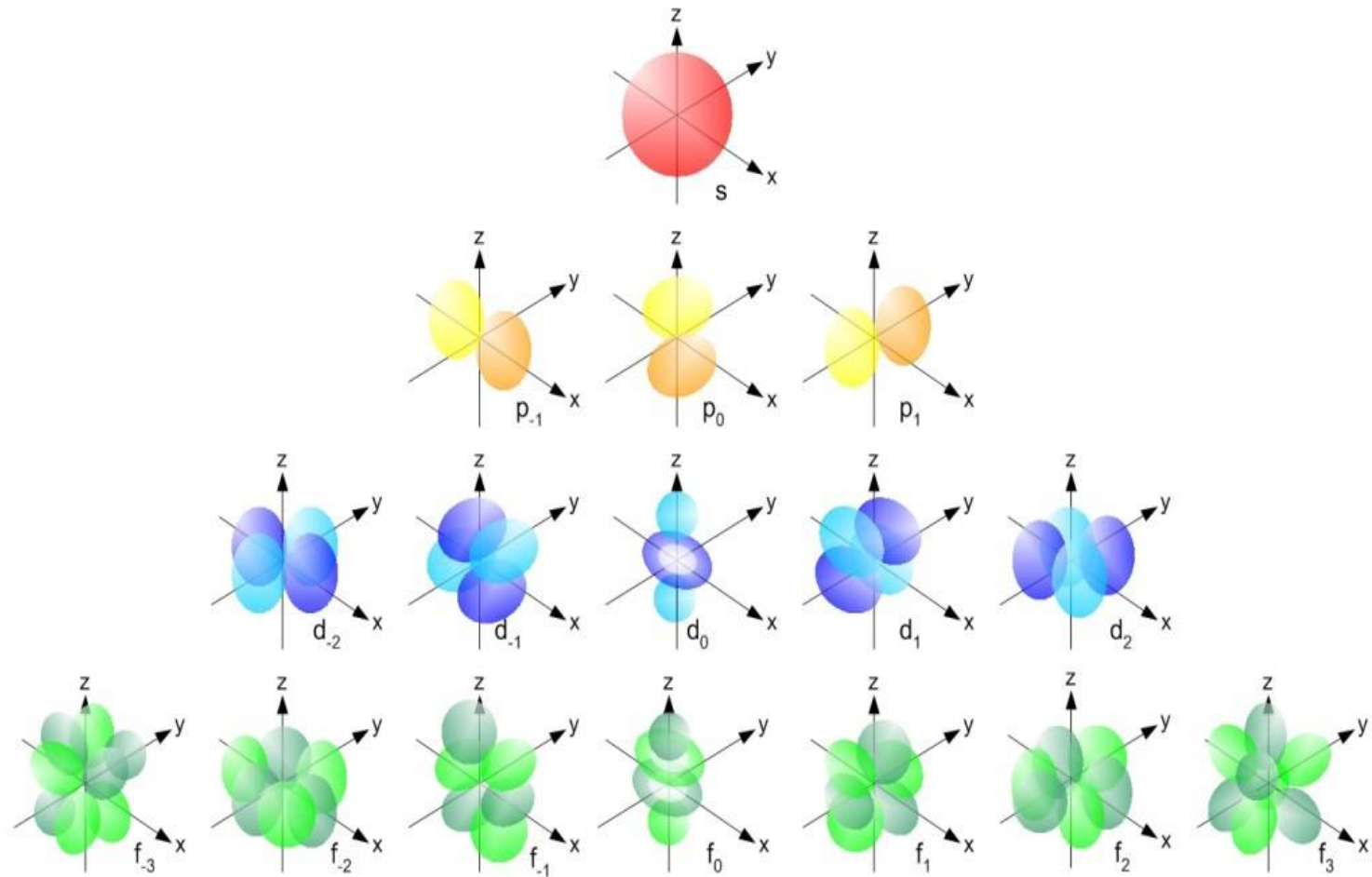
## *Orbitali atomici*

Orbitali d ( $l=2$  e  $m=-2, -1, 0, +1, +2$ )



# Struttura Atomica

## *Orbitali atomici*

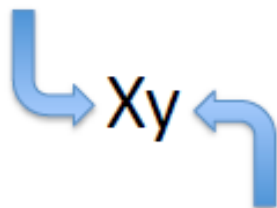


# Struttura Atomica

## Orbitali atomici

N° quantico $l$	0	1	2	3	4	5	6
sottolivello	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>	<i>h</i>	<i>i</i>

valore di  $n$  (numero)



valore di  $l$  (lettera)

Simbolo orbitale	Numeri quantici			Numero orbitali $n^2$
	$n$	$l$	$m$	
1s	1	0	0	1
2s	2	0	0	1
2p	2	1	0, $\pm 1$	3
				} 4
3s	3	0	0	1
3p	3	1	0, $\pm 1$	3
3d	3	2	0, $\pm 1$ , $\pm 2$	5
				} 9
4s	4	0	0	1
4p	4	1	0, $\pm 1$	3
4d	4	2	0, $\pm 1$ , $\pm 2$	5
4f	4	3	0, $\pm 1$ , $\pm 2$ , $\pm 3$	7
				} 16

# Struttura Atomica

## Configurazione elettronica

Definire la configurazione elettronica di un atomo significa indicare la disposizione di tutti i suoi elettroni attorno al nucleo nei diversi orbitali.

Esistono alcune regole per stabilire l'ordine di riempimento degli orbitali (**principio di aufbau**):

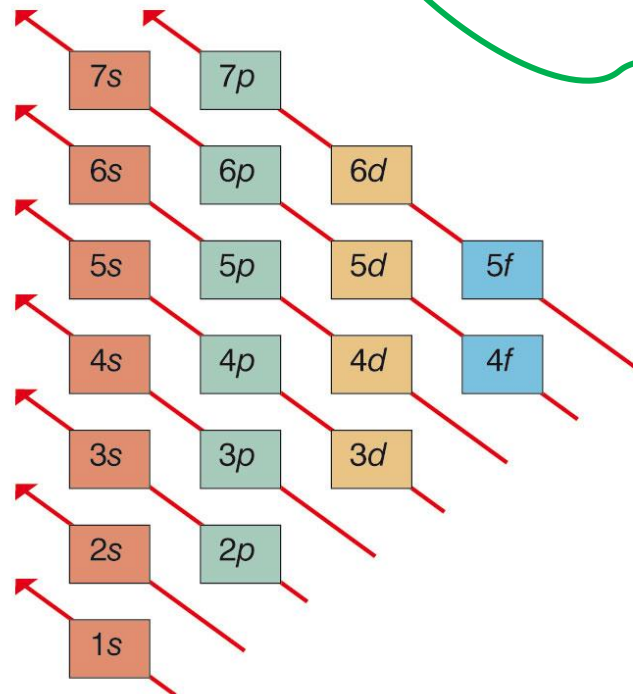
- ✓ Ciascun orbitale può ospitare al massimo 2 elettroni di spin opposto (*principio di esclusione di Pauli*)
- ✓ Vengono riempiti per primi gli orbitali a minore contenuto energetico
- ✓ Se ci sono più orbitali vuoti di uguale energia da riempire si sistema prima un elettrone in ciascun orbitale singolarmente e poi si riempiono gli orbitali semipieni con un elettrone di spin opposto (*regola della massima molteplicità di Hund*)

# Struttura Atomica

## Riempimento degli orbitali atomici

Ordine di riempimento degli orbitali in base all'energia crescente:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow$   
 $\rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$



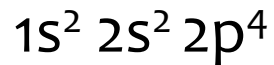
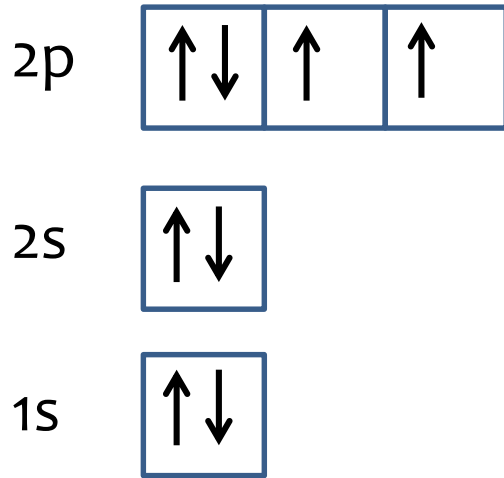
**Eccezioni alla  
successione  
attesa  
(da Z=20 in poi)**

*Shell piene o semipiene sono  
particolarmente stabili*

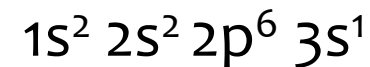
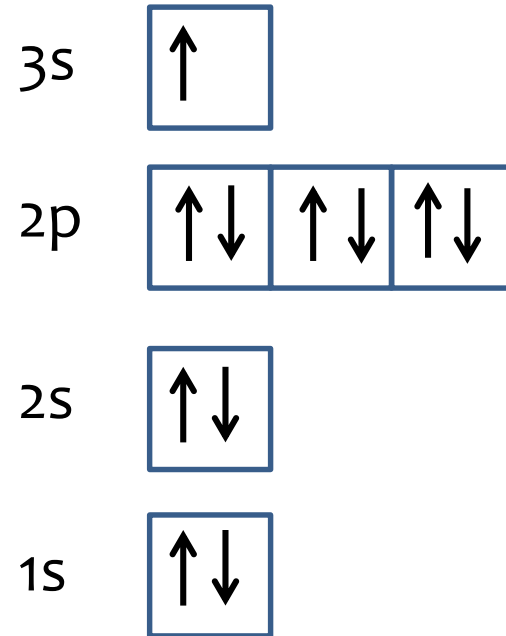
# Struttura Atomica

## Aufbau

Atomo di Ossigeno (O),  $Z=8$



Atomo di sodio (Na),  $Z=11$







# Tavola periodica e configurazione elettronica

Le caratteristiche di un elemento dipendono infatti dalla sua configurazione elettronica.

1A  
(1)

2A  
(2)

1  
1s

2  
2s

3  
3s

4  
4s

5  
5s

6  
6s

7  
7s

3B  
(3)

1s

2s

3s

4s

5s

6s

7s

2p

3p

4p

5p

6p

7p

3d

4d

5d

6d

4f

5f

3B  
(3)

4B  
(4)

5B  
(5)

6B  
(6)

7B  
(7)

8B  
(8) (9) (10)

1B  
(11)

2B  
(12)

3d

4d

5d

6d

3A  
(13)

4A  
(14)

5A  
(15)

6A  
(16)

7A  
(17)

8A  
(18)

2p

3p

4p

5p

6p

7p

blocco s

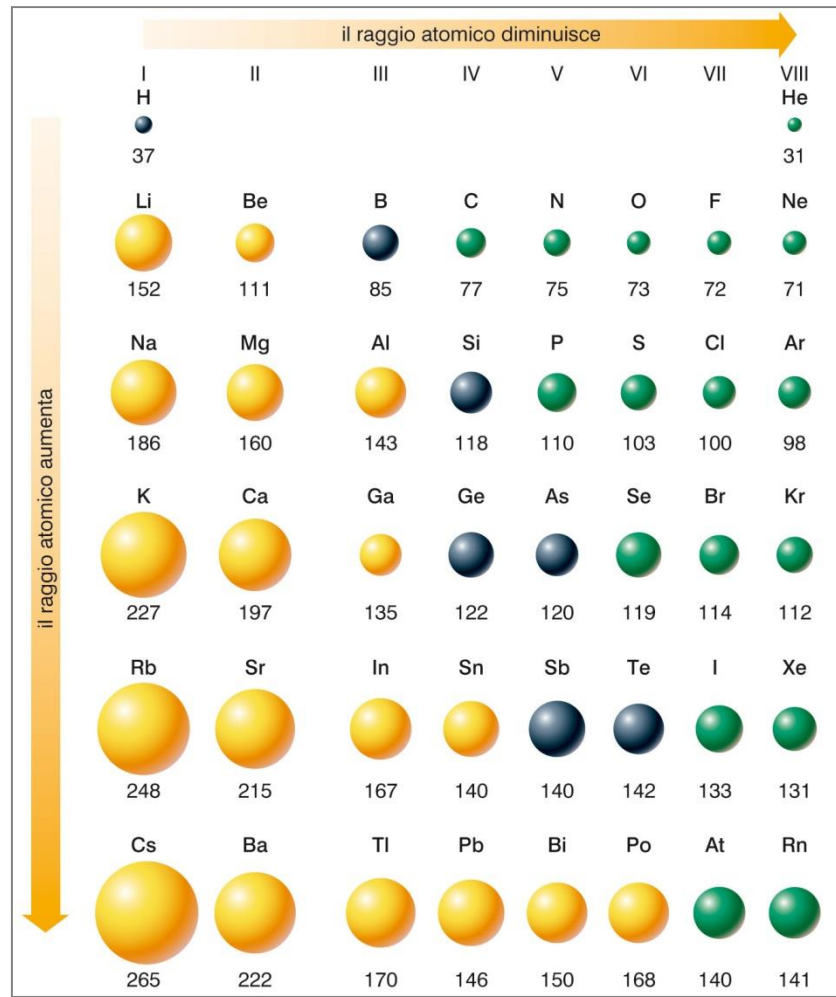
blocco f

blocco d

blocco p

# Tavola periodica

## *Raggio atomico*



# Tavola periodica

## Raggio atomico

La dimensione di un atomo dipende dalla distanza media degli elettroni di valenza dal nucleo.

Lungo un gruppo il numero di elettroni di valenza si mantiene costante, mentre aumenta il loro livello energetico (aumenta il numero quantico principale).

L'aumento di livello energetico corrisponde ad un aumento della distanza media dal nucleo

**Il raggio atomico aumenta  
lungo un gruppo**

# Tavola periodica

## Raggio atomico

La dimensione di un atomo dipende dalla **distanza media degli elettroni di valenza dal nucleo**.

Lungo un periodo il numero di elettroni di valenza aumenta, mentre **si mantiene costante il numero quantico principale**

Lungo un periodo la **carica nucleare aumenta**.  
**L'attrazione del nucleo sugli elettroni di valenza aumenta.**  
Gli elettroni tendono a contrarsi sul nucleo



**Il raggio atomico diminuisce lungo un periodo**

* Lanthanide Series	58 <b>Ce</b>	59 <b>Pr</b>	60 <b>Nd</b>	61 <b>Pm</b>	62 <b>Sm</b>	63 <b>Eu</b>	64 <b>Gd</b>	65 <b>Tb</b>	66 <b>Dy</b>	67 <b>Ho</b>	68 <b>Er</b>	69 <b>Tm</b>	70 <b>Yb</b>	71 <b>Lu</b>
+ Actinide Series	90 <b>Th</b>	91 <b>Pa</b>	92 <b>U</b>	93 <b>Np</b>	94 <b>Pu</b>	95 <b>Am</b>	96 <b>Cm</b>	97 <b>Bk</b>	98 <b>Cf</b>	99 <b>Es</b>	100 <b>Fm</b>	101 <b>Md</b>	102 <b>No</b>	103 <b>Lr</b>

# Tavola periodica

## *Energia di prima ionizzazione*

Lungo un gruppo il numero di elettroni di valenza si mantiene costante, mentre aumenta il loro livello energetico (aumenta il numero quantico principale).



L'energia di attrazione tra l'elettrone e il nucleo diminuisce



**L'Energia di ionizzazione diminuisce lungo un gruppo**

# Tavola periodica

## *Energia di prima ionizzazione*

Lungo un periodo il numero di elettroni di valenza aumenta, mentre si mantiene costante il numero quantico principale

Lungo un periodo la carica nucleare aumenta.

L'attrazione del nucleo sugli elettroni di valenza aumenta.



Diminuisce l'energia dell'orbitale

**L'Energia di Ionizzazione  
aumenta lungo un periodo**



# Tavola periodica

## *Affinità elettronica*

L'**affinità elettronica** di un elemento è l'energia liberata quando un elettrone si lega all'atomo in fase gassosa

The diagram illustrates the periodic table with two large blue arrows indicating trends in atomic size:

- A horizontal arrow at the top pointing from left to right, representing the trend across a period.
- A vertical arrow on the left pointing from bottom to top, representing the trend down a group.

The periodic table is color-coded by groups:

- Group IA (Orange):** H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- Group IIA (Purple):** Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
- Groups IIIA-VIIA (Green):** B, C, N, O, F, Ne; Al, Si, P, S, Cl, Ar; Ga, Ge, As, Se, Br, Kr; In, Sn, Sb, Te, I, Xe; Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn
- Transition Metals (Blue):** Groups IIIB through VIIIB, IB, and IIB.
- Lanthanide Series (\*):** La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu
- Actinide Series (+):** Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

# Tavola periodica

## *Energia di prima ionizzazione*

L'**energia di ionizzazione** è l'energia richiesta per allontanare un elettrone da un atomo allo stato gassoso

	IA																														0
1	1																														2
	H	IIA																													He
2	3	4																													10
	Li	Be																													Ne
3	11	12																													18
	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VII	IB	IB																					Ar
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36													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													54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe													
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86													86
	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn													
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110																					
	Fr	Ra	+Ac	Rf	Ha	106	107	108	109	110																					

\* Lanthanide Series

+ Actinide Series

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

# Tavola periodica

# Elettronegatività

L'**elettronegatività** è una misura relativa della capacità di un atomo di attrarre elettroni quando prende parte a un legame chimico.

IA 0

1 H 2 He

2 Li Be

3 Na Mg IIIA IVA VA VIA VIIA

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 Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn

7 Fr Ra +Ac Rf Ha 106 107 108 109 110

\* Lanthanide Series

+ Actinide Series

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

# Tavola Periodica

## Proprietà periodiche degli elementi

*Proprietà generali degli elementi e classificazione periodica.*

