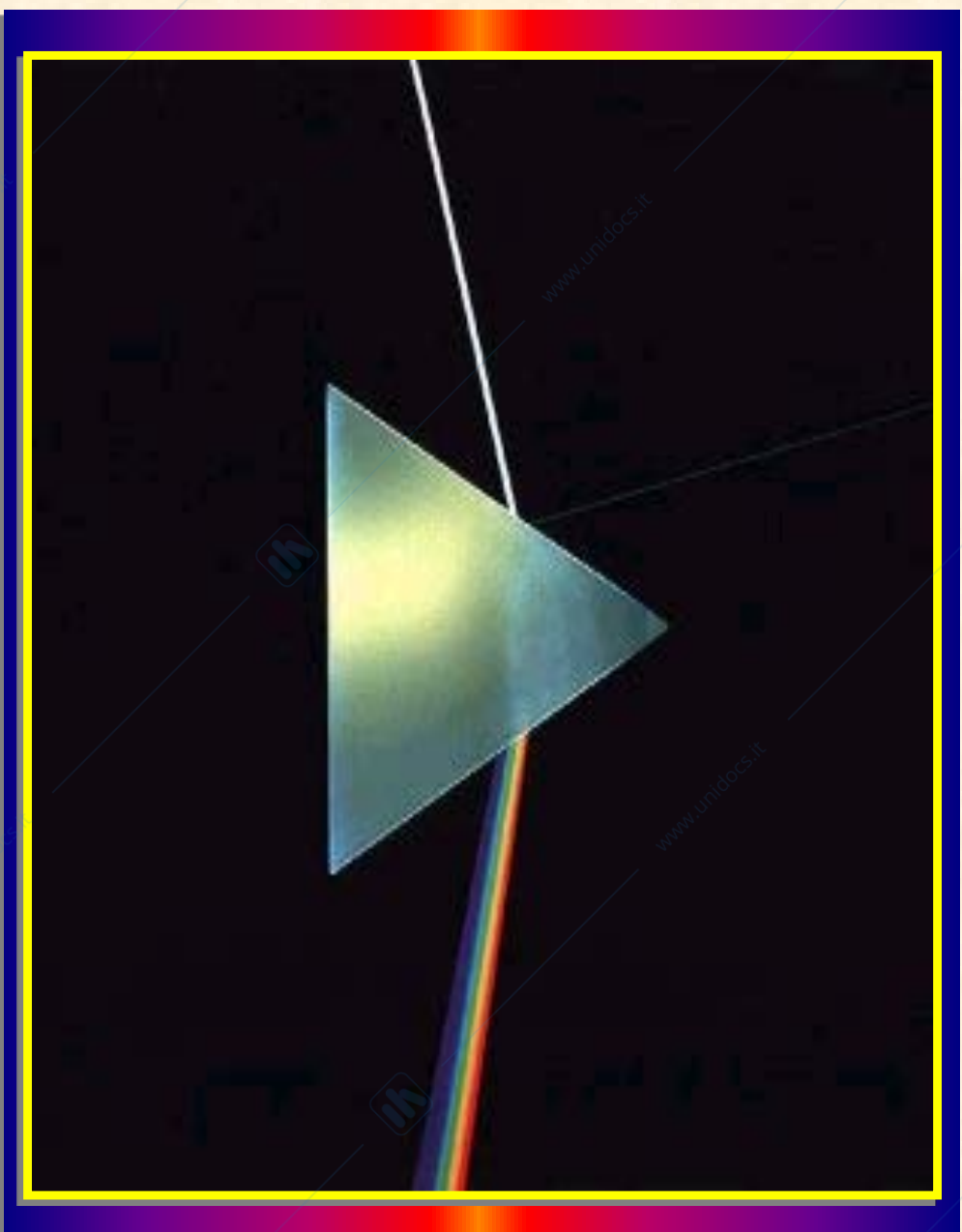


# Teoria Atomica



Lo studio delle radiazioni luminose ha portato fondamentalmente alla elaborazione di due modelli interpretativi, tra loro *complementari*, dei fenomeni osservati sperimentalmente:

▶ la teoria *ondulatoria* ([C. Huygens](#), 1690; T. Young 1801; A-J Fresnel 1818), che consente di spiegare agevolmente alcune proprietà della luce quali riflessione *riflessione*, *diffrazione*, *rifrazione*, *interferenza* ecc.

▶ la teoria *corpuscolare* ([I. Newton](#), 1704) che consente di spiegare lo *spettro del corpo nero*, l'*effetto fotoelettrico*, *effetto Compton* ecc.

I due modelli si ritrovano *unificati* nella moderna trattazione delle radiazioni luminose sviluppata all'inizio di questo secolo.

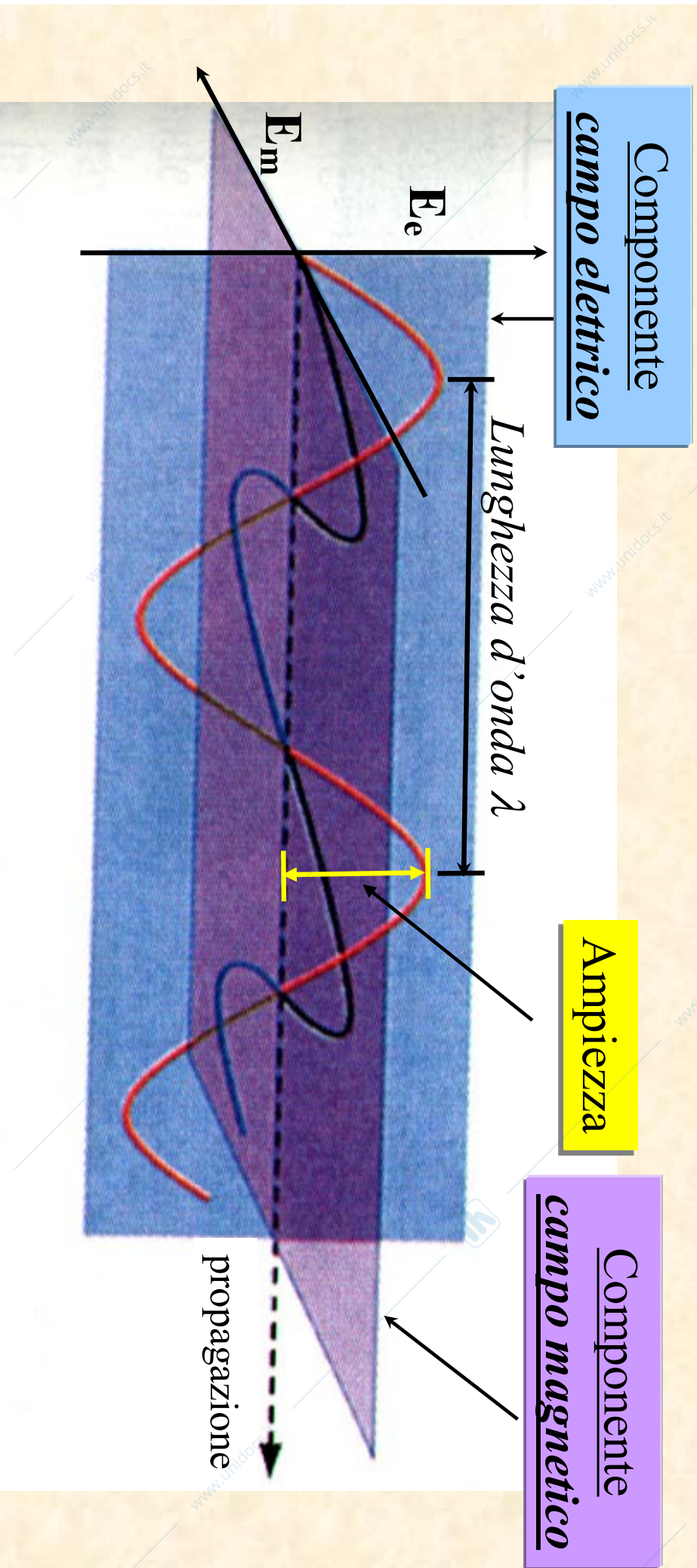
Alla luce viene quindi attualmente attribuita *natura ondulatoria e natura corpuscolare*.

## La luce come onda. La radiazione elettromagnetica

- ▶ E' una forma di trasmissione dell'*energia* che si realizza sia nel vuoto che attraverso la materia.
- ▶ Tale energia si propaga mediante *onde elettromagnetiche*.
- ▶ Le onde elettromagnetiche vengono generate da *cariche elettriche accelerate* (1865 - James Clerk Maxwell)
- ▶ Un'onda elettromagnetica è costituita dalla associazione tra un *campo elettrico* ed un *campo magnetico oscillanti* e tra loro *ortogonali*.

# Onde Elettromagnetiche

## Rappresentazione grafica



## Importanti parametri delle onde elettromagnetiche

- ▶ **Lunghezza d'onda  $\lambda$** : distanza (in metri) tra due creste d'onda.
- ▶ **Frequenza  $\nu$** : numero di *cicli* al secondo (Hz, hertz).
- ▶ **Ampiezza**: Ascissa della curva ai massimi.

- ▶ **Velocità di propagazione**: nel vuoto e' pari a  $2.997 \cdot 10^8$  m/s.

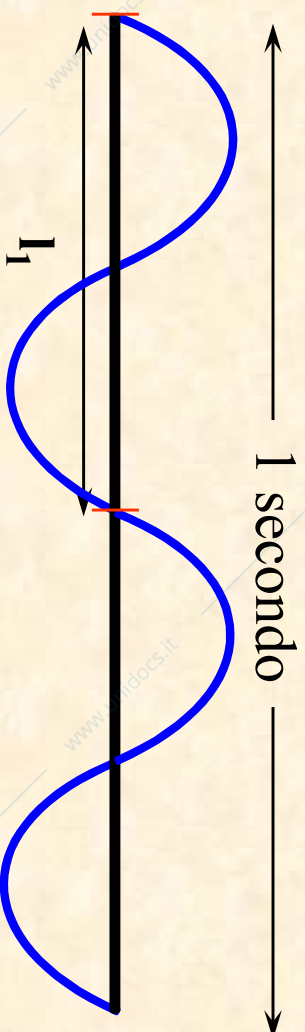
Tale velocità  $c$  è costante per ogni radiazione elettromagnetica.

Ne consegue che  $\lambda$  e  $\nu$  sono legati dalla seguente relazione:

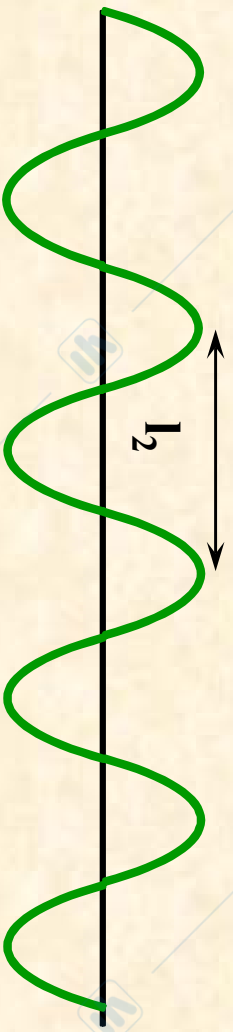
$$\lambda \cdot \nu = c$$

# Frequenza e Lunghezza d'Onda

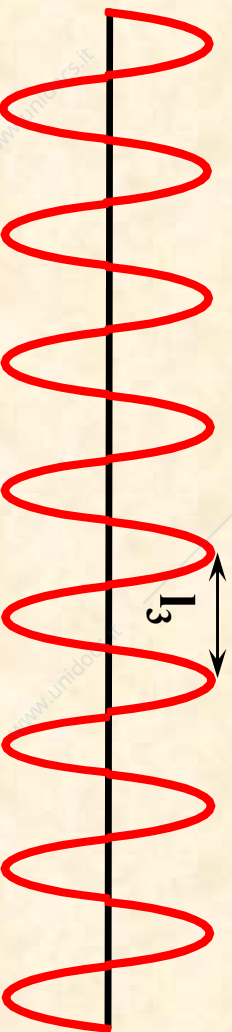
$$l \cdot n = c$$



$\nu_1 = 2$  cicli al secondo (2 Hertz)

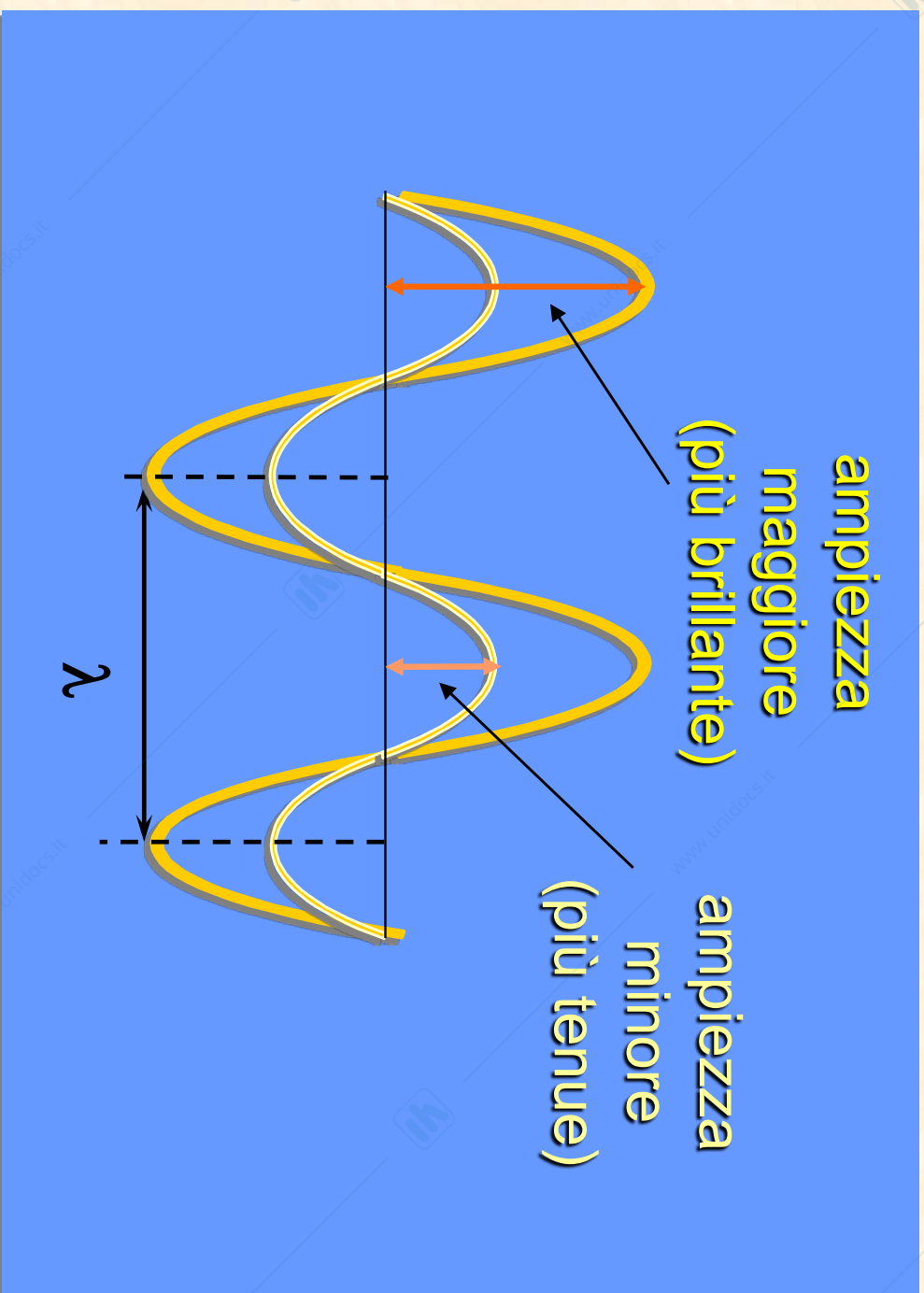


$\nu_2 = 4$  cicli al secondo (4 Hertz)

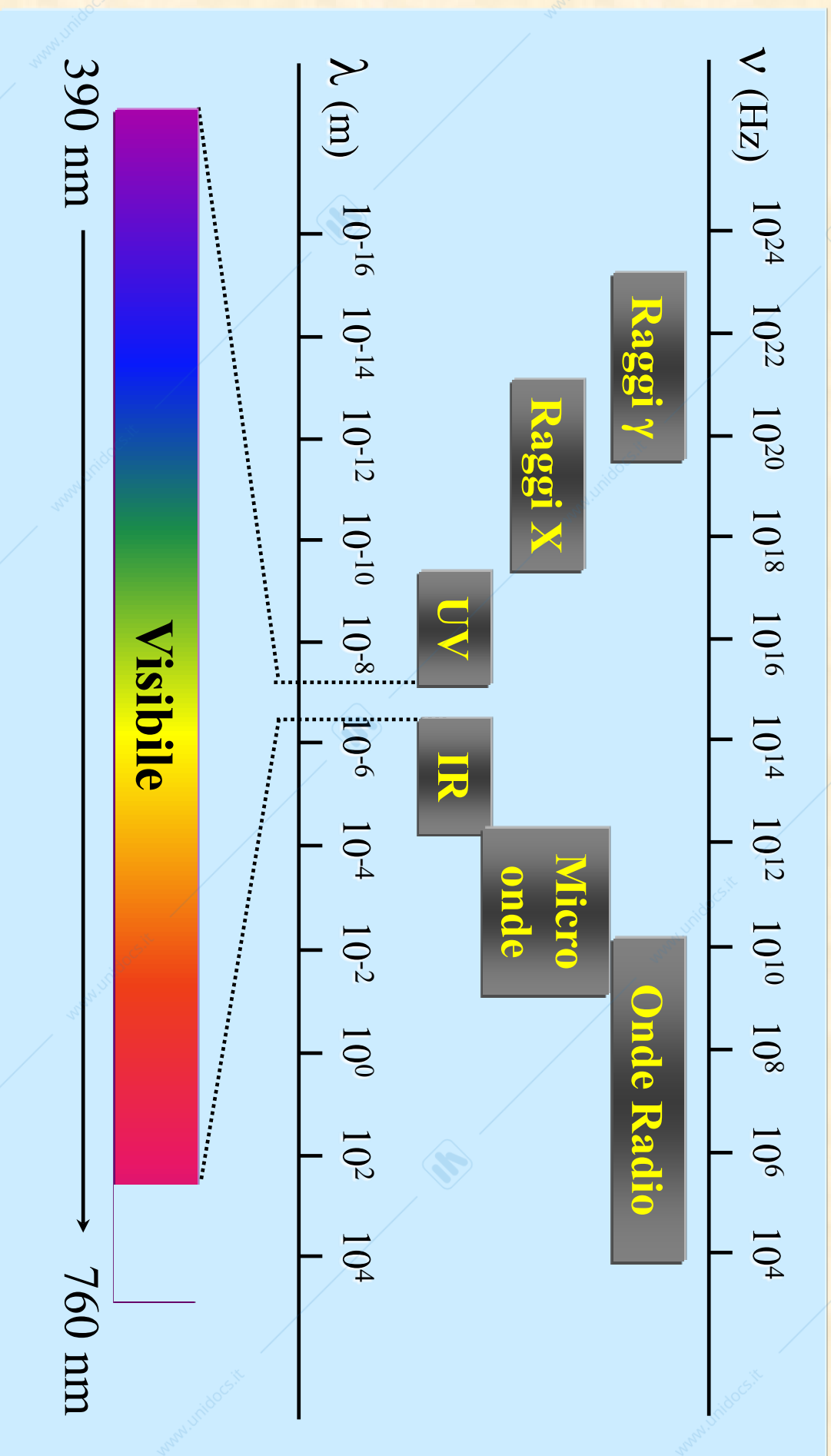


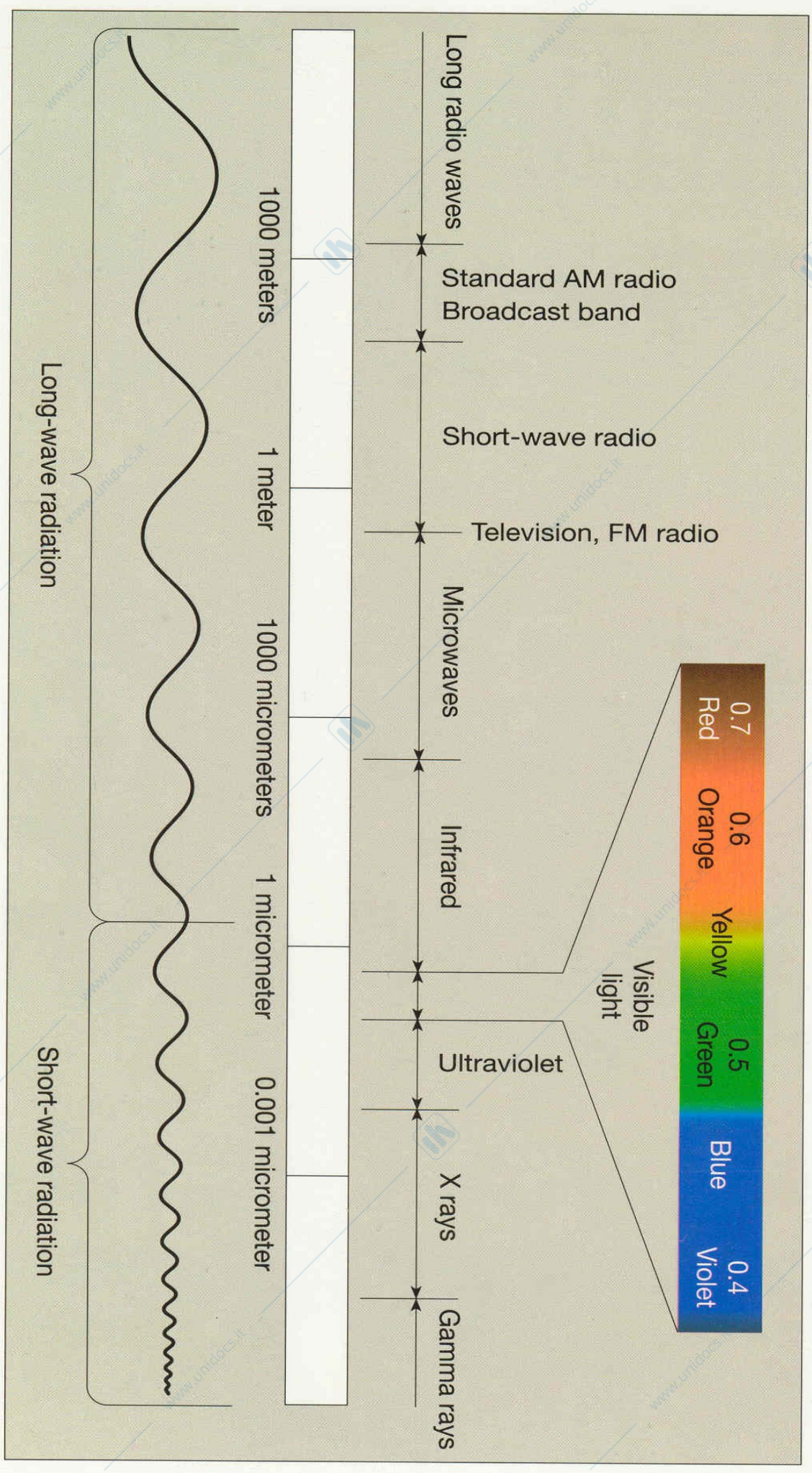
$\nu_3 = 8$  cicli al secondo (8 Hertz)

# Ampiezza di un Onda



# Lo Spettro Elettromagnetico





# Modello atomico semi-quantistico: esperimenti cruciali

Spettri a righe degli atomi – Balmer, Rydberg et. al

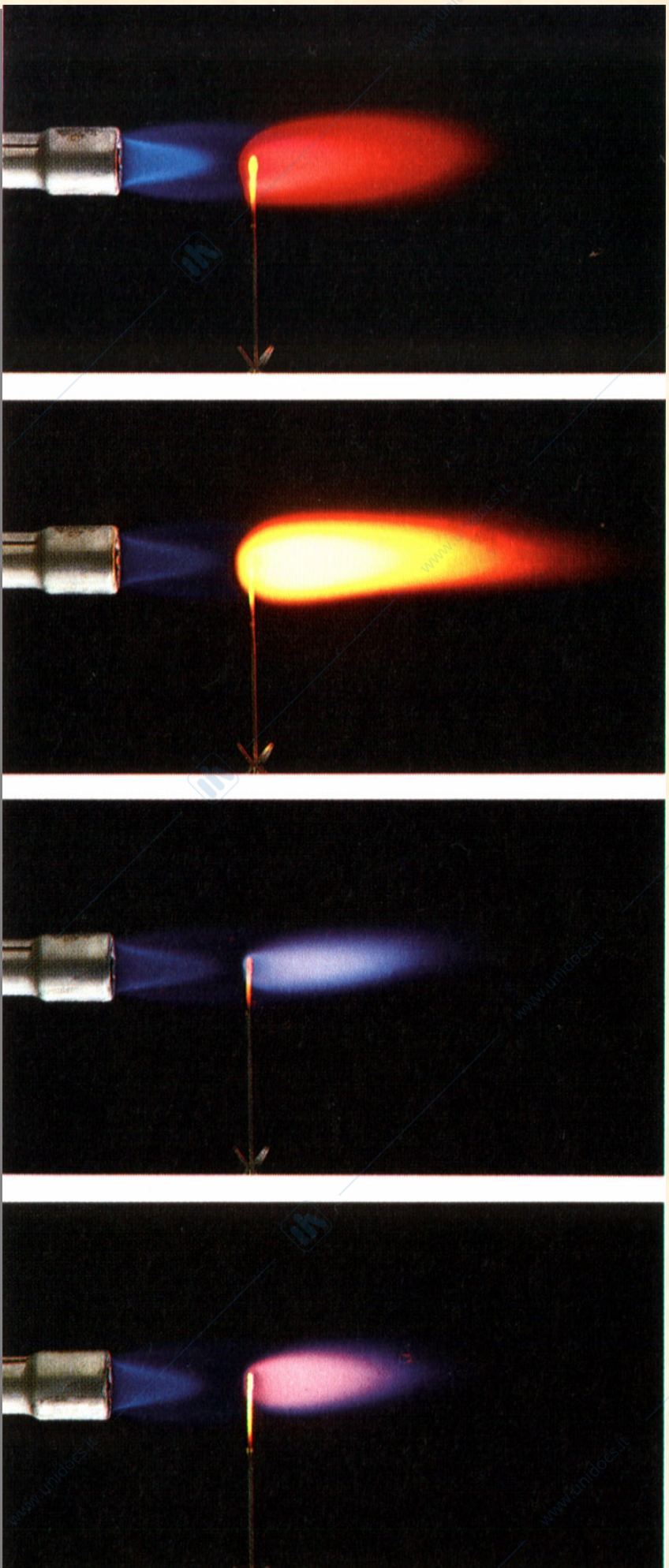
Radiazione del corpo nero – M. Planck

Effetto Fotoelettrico – A. Einstein



Modello atomico di Bohr

# Saggio alla fiamma



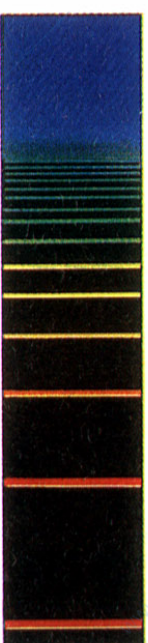
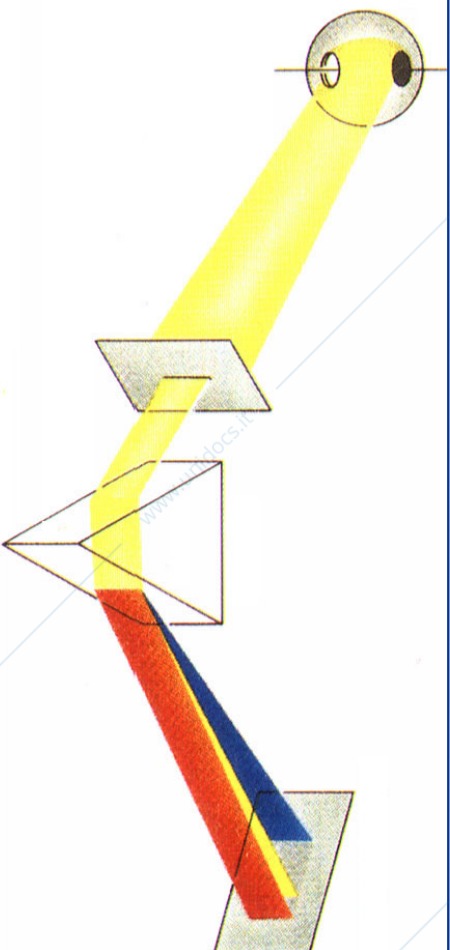
Litio (LiOH)

Sodio

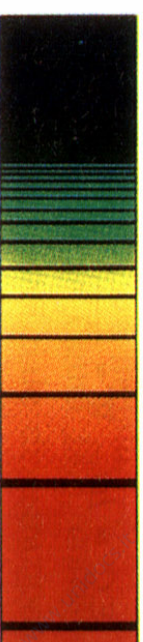
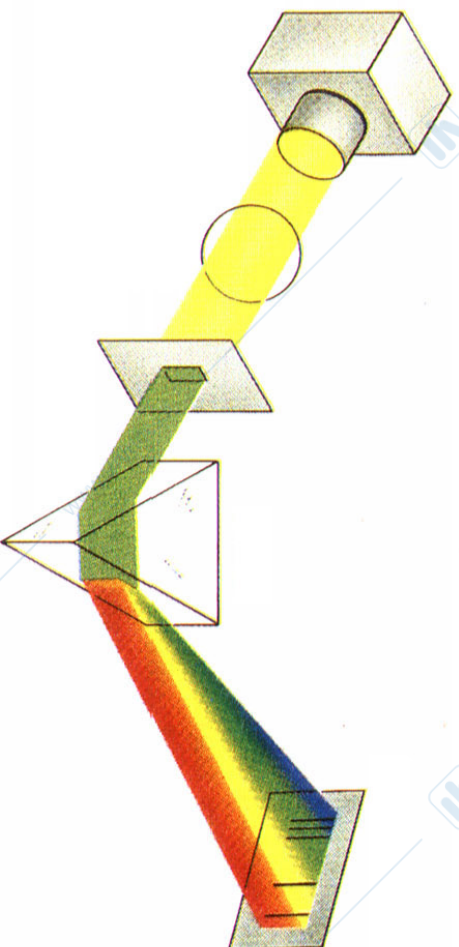
Potassio

Rubidio

# Spettri di emissione e di assorbimento

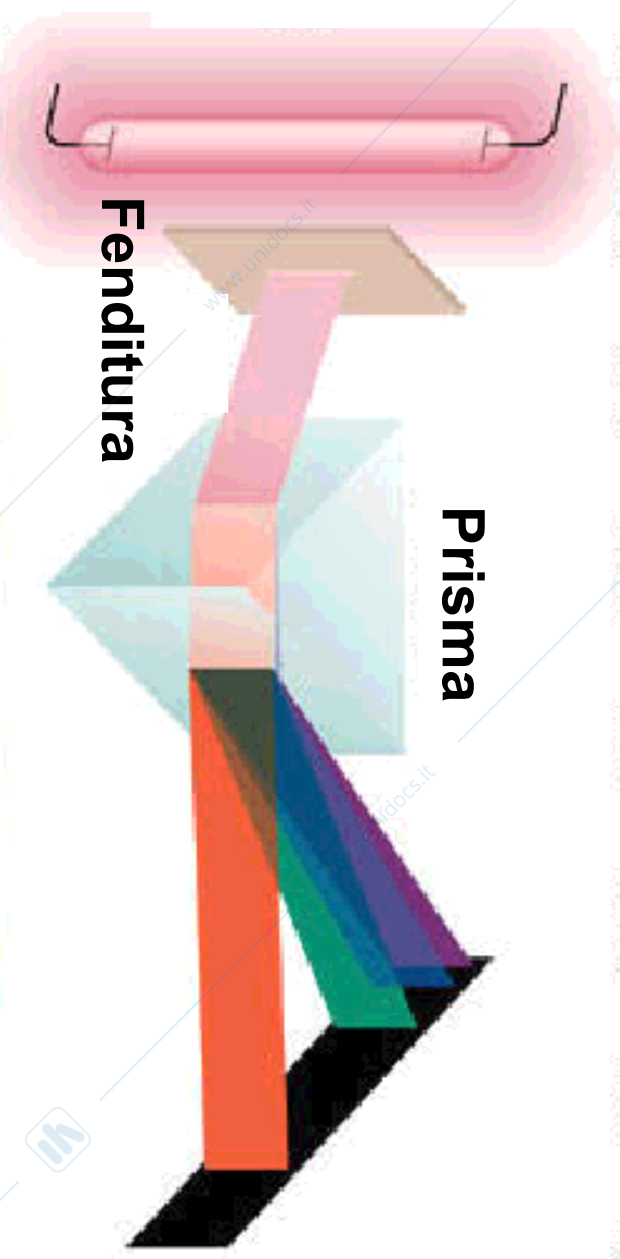


Spettro di *emissione*



Spettro di *assorbimento*

Tubo a scarica di gas contenente idrogeno

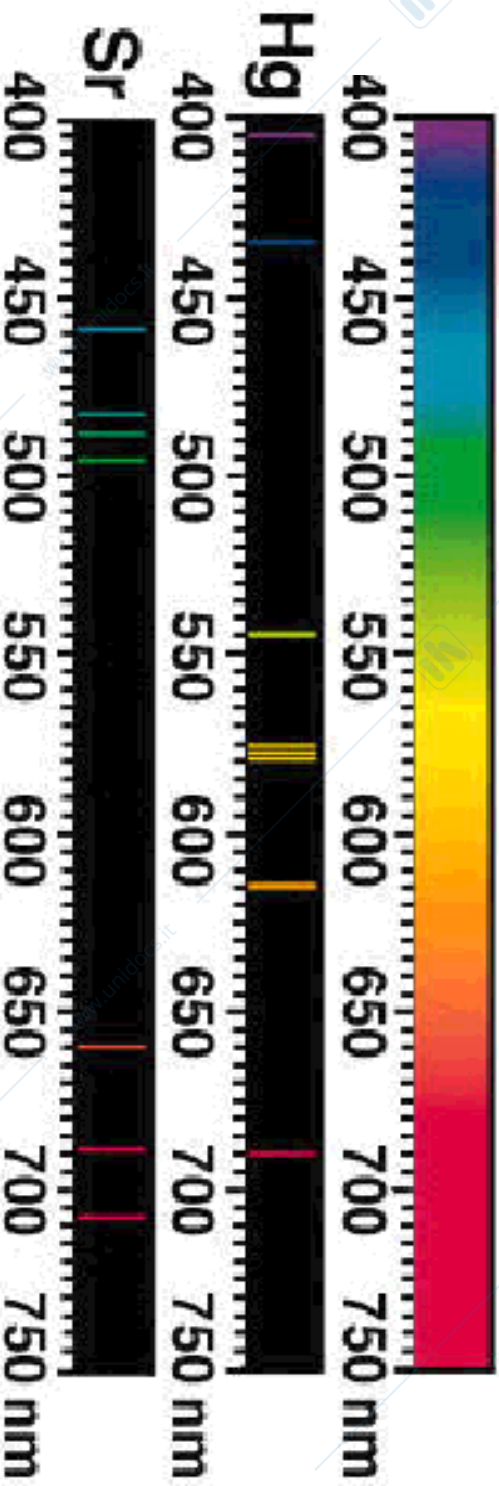


A



Spettro Visibile nm

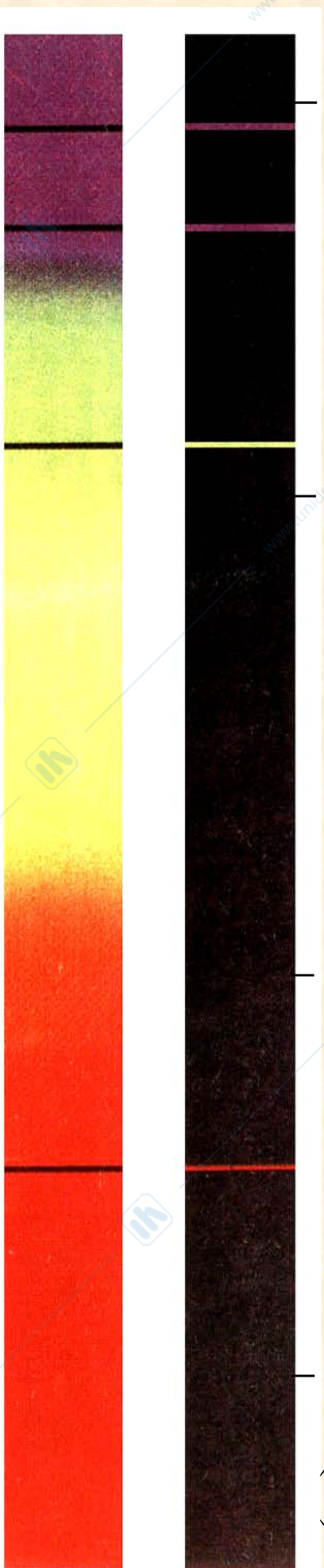
B



# Lo spettro dell'atomo di idrogeno: la serie di Balmer (1885)

4000 5000 6000 7000 (Å)

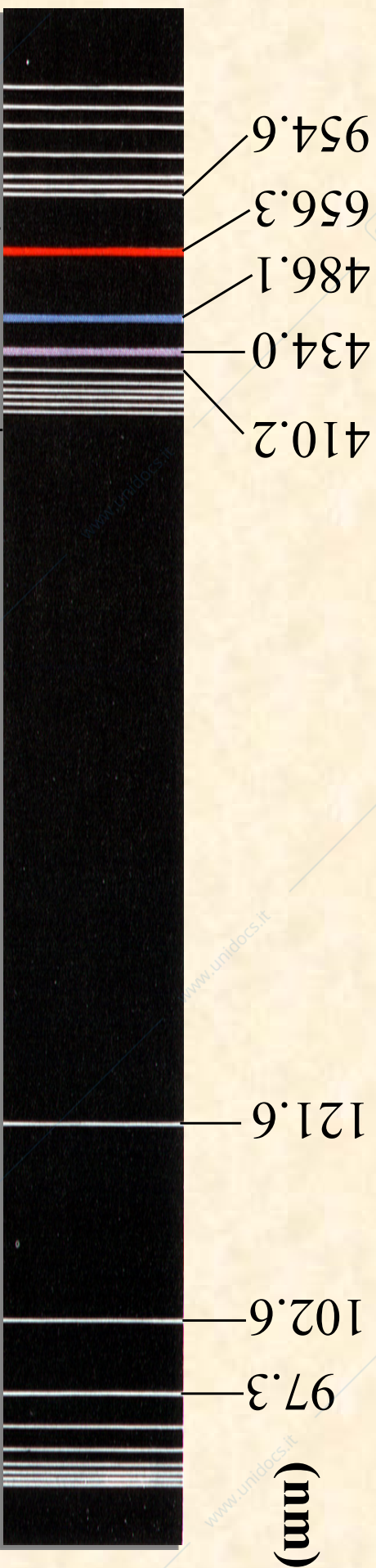
Spettro di *emissione*



Spettro di *assorbimento*

$$\lambda = k \left( \frac{n^2}{n^2 - 4} \right) \quad \longrightarrow \quad \frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = \frac{\nu}{c} = k' \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

# Equazione di Rydberg



**Serie di Paschen**  
 Regione infrarosso  
 $n_1 = 3$

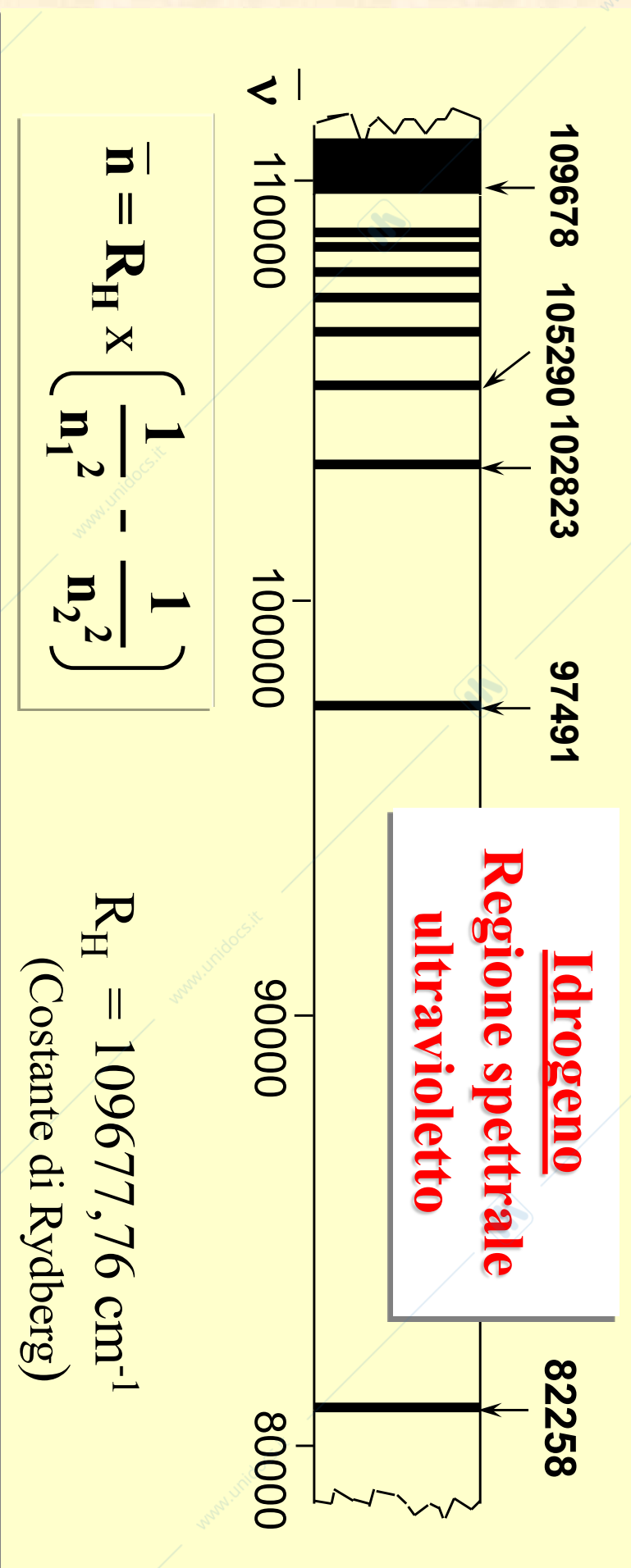
**Serie di Balmer**  
 Regione visibile  
 $n_1 = 2$

**Serie di Lyman**  
 Regione ultravioletto  
 $n_1 = 1$

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

$R_H = 109677,76 \text{ cm}^{-1}$

$n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots$



$$\bar{\nu} = R_H \times \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

$n_1 = 1$     $n_2 = 2$     $\bar{\nu} = 82258;$

$n_2 = 3$     $\bar{\nu} = 97491;$

$n_2 = 4$     $\bar{\nu} = 102823;$

$n_2 = 5$     $\bar{\nu} = 105290;$

$n_1 = 2$     $n_2 = 3$     $\bar{\nu} = 15233$

$n_2 = 4$     $\bar{\nu} = 20565$

$n_2 = 5$     $\bar{\nu} = 23033$

$n_2 = 6$     $\bar{\nu} = 24372$

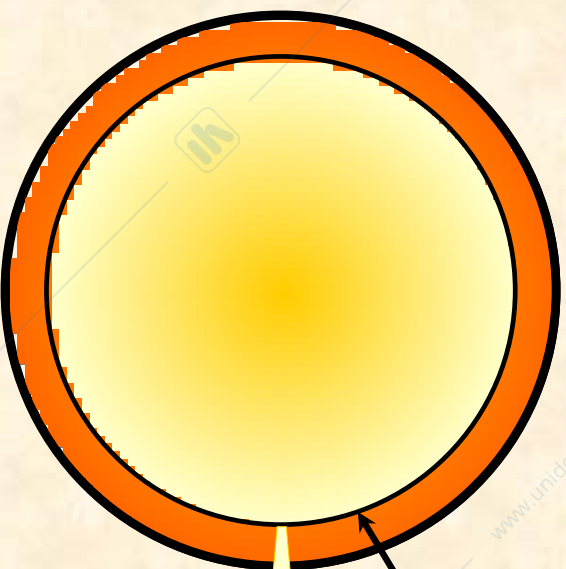
**Serie Lyman**

**Serie Balmer**

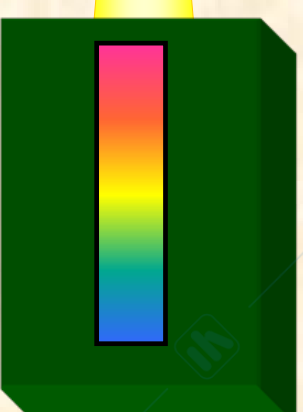
# Lo spettro del corpo nero

## La radiazione del corpo nero

Superficie non riflettente.

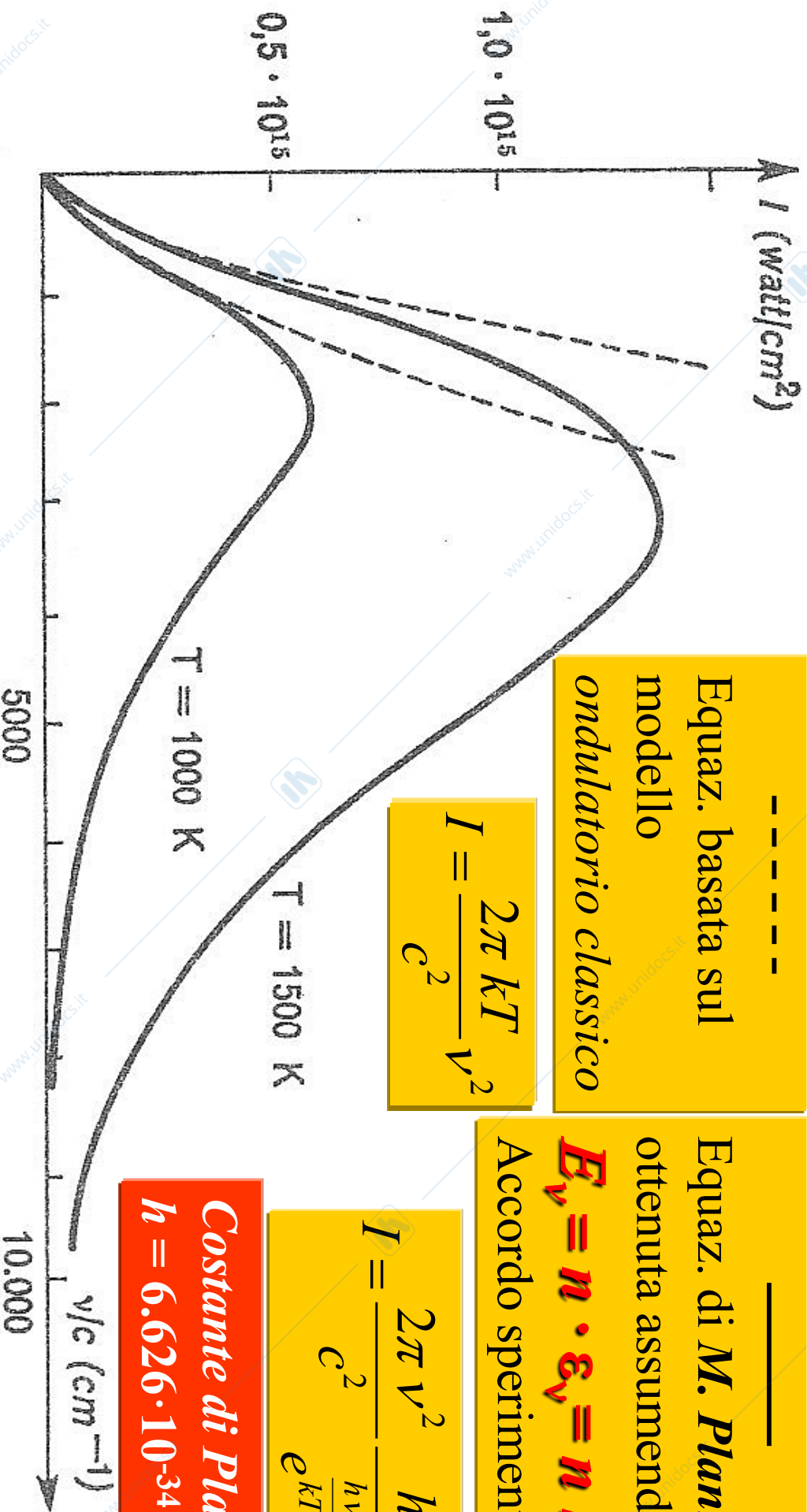


Corpo *cavo*, assimilabile ad un ideale *corpo nero*.



Spettrofotometro, strumento in grado di misurare frequenza e intensità della luce.

# Spettro del corpo nero e la quantizzazione dell'energia (M. Planck 1900)



-----  
 Equaz. basata sul modello ondulatorio classico

$$I = \frac{2\pi kT}{c^2} \nu^2$$

-----  
 Equaz. di M. Planck ottenuta assumendo

$$E_\nu = n \cdot \epsilon_\nu = n h\nu$$

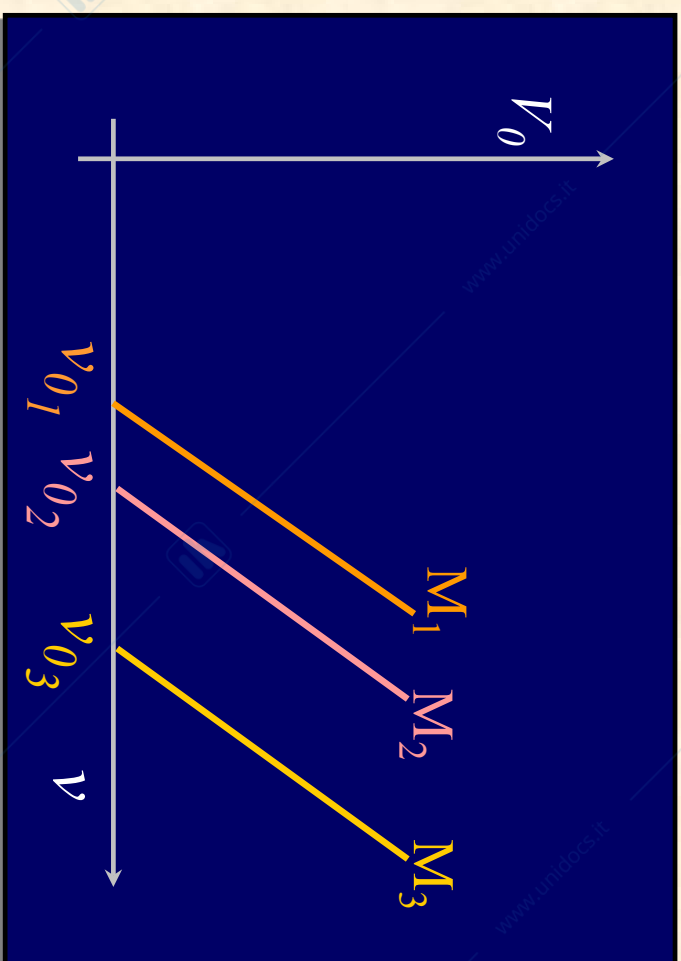
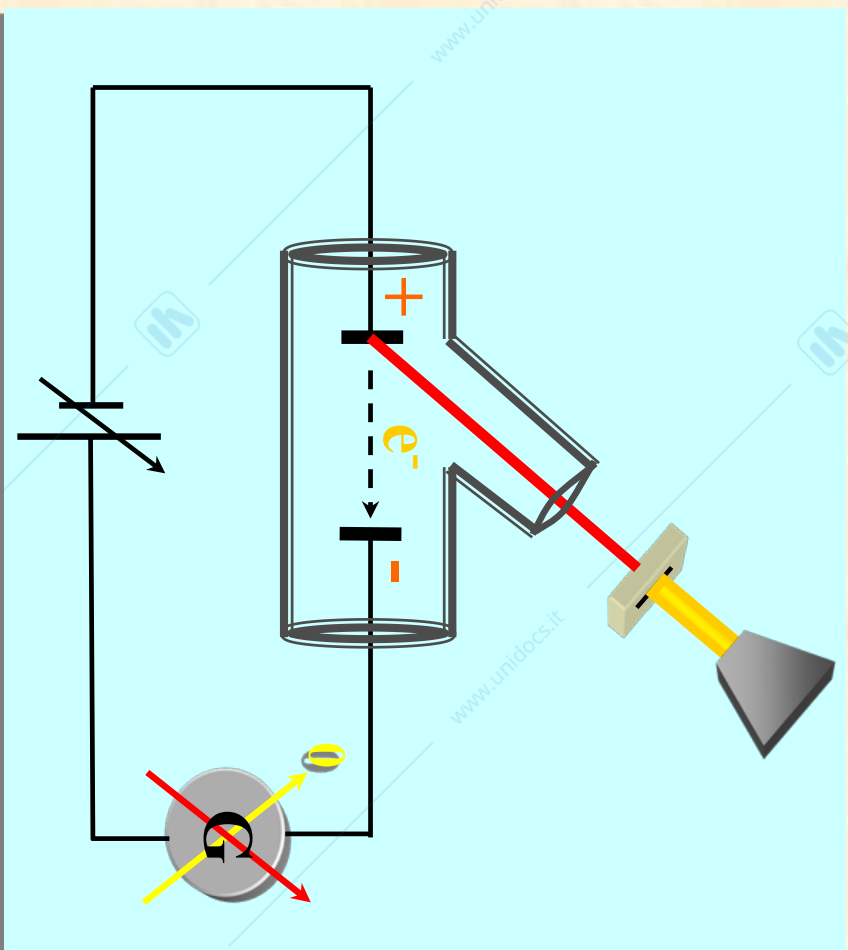
Accordo sperimentale

$$I = \frac{2\pi \nu^2}{c^2} \frac{h\nu}{e^{kT} - 1}$$

**Costante di Planck**  
 $h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

$E_\nu$  = energia emessa (o assorbita) dal singolo oscillatore elementare

# Effetto fotoelettrico



$V_0$  = potenziale di azzeramento

$$\mathcal{E} = h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}mv^2$$

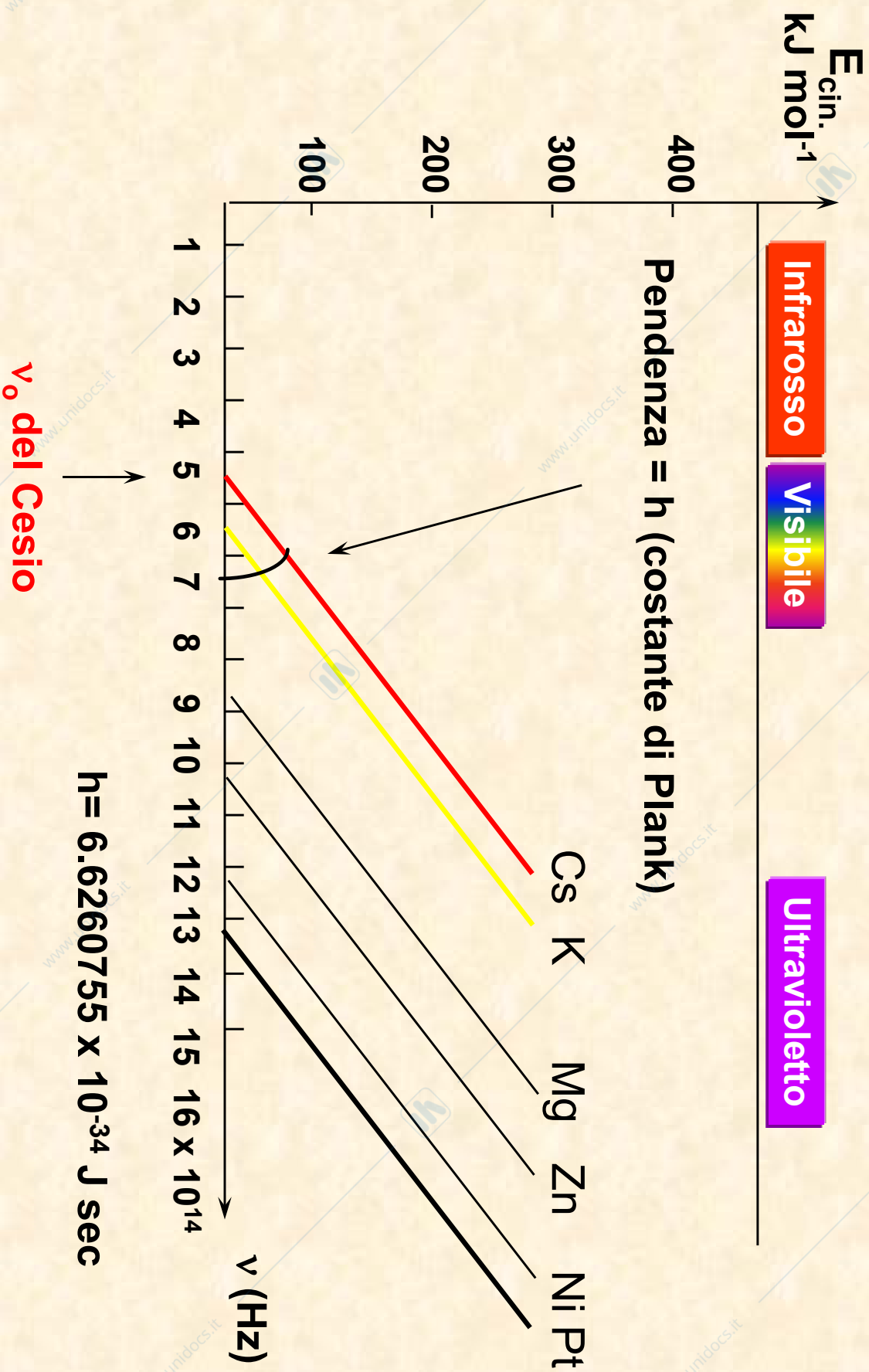
Energia cinetica dell'elettrone libero

Energia necessaria per allontanare l'elettrone dall'atomo

$$e \cdot V_0 = \frac{1}{2}mv^2$$

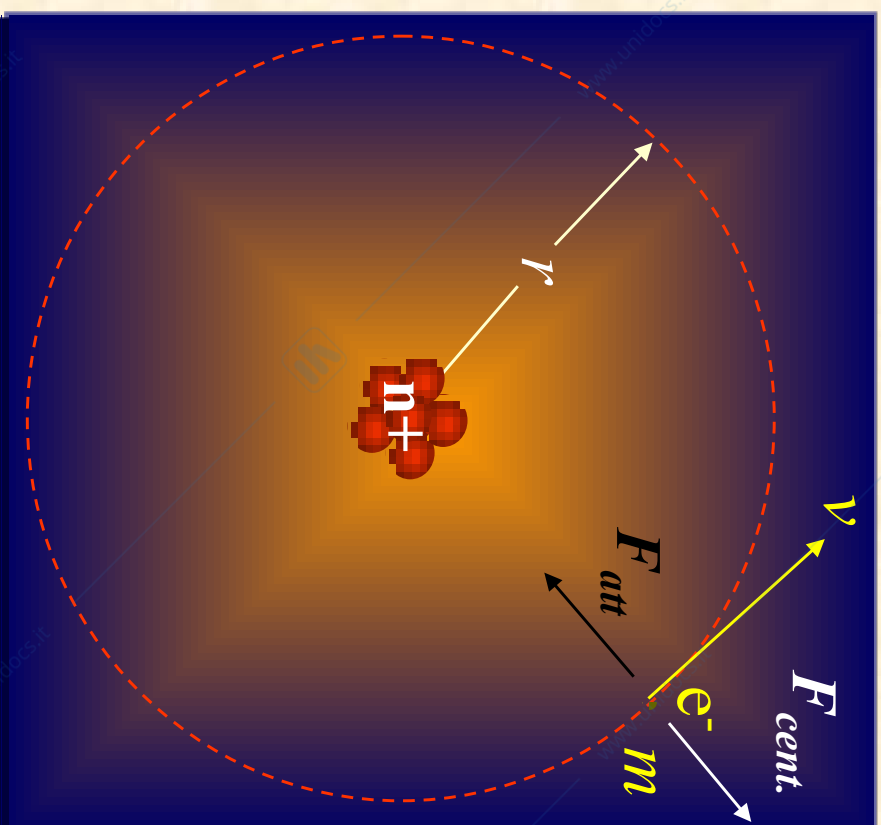
$$e \cdot V_0 = h(\nu - \nu_0)$$

# Energia dei Fotoelettroni Emessi da Alcuni Metalli



# L'atomo di Bohr (1913)

**1° postulato:** l'elettrone si muove in orbite circolari attorno al nucleo.



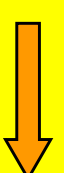
Forza di attrazione  
coulombiana

$$Z \cdot e^2 / r^2$$

Forza centrifuga

$$m \cdot v^2 / r$$

$$\frac{Z \cdot e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$



$$v^2 = \frac{Z \cdot e^2}{mr}$$

▶ Energia cinetica  
dell'elettrone:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \frac{Ze^2}{r}$$

**III° postulato:** sono permesse solo quelle orbite di raggio  $r$  tali per cui il la quantita'  $m \cdot v \cdot r$  (*momento angolare*) vale  $n \cdot h / 2\pi$  con  $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ .

Quando l'elettrone ruota in tali orbite l'atomo *non irradia energia* e si trova in uno *stato stazionario*.

$$mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad \Leftrightarrow \quad v^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2} \quad \text{da cui: } E_c = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{8} \frac{n^2 h^2}{\pi^2 mr^2}$$

▶ Ora, uguagliando le due espressioni di  $v^2$  ottenute:

$$\frac{Ze^2}{mr} = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2} \quad \text{si ha: } r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 Zme^2}$$

▶ Raccogliendo i termini costanti ( $Z=1$ ) si ricava:

$$a_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 Zme^2} = 0.53$$

il raggio delle orbite permesse risulta funzione di  $n^2$ :

$$r = n^2 \cdot a_0 = n^2 \cdot 0.53 \text{ \AA}$$

$$n = 4,$$

$$r_4 = 4^2 \cdot a_0$$

$$r_4 = 8.48 \text{ \AA}$$

$$n = 3,$$

$$r_3 = 3^2 \cdot a_0$$

$$r_3 = 4.77 \text{ \AA}$$

$$n = 2,$$

$$r_2 = 2^2 \cdot a_0$$

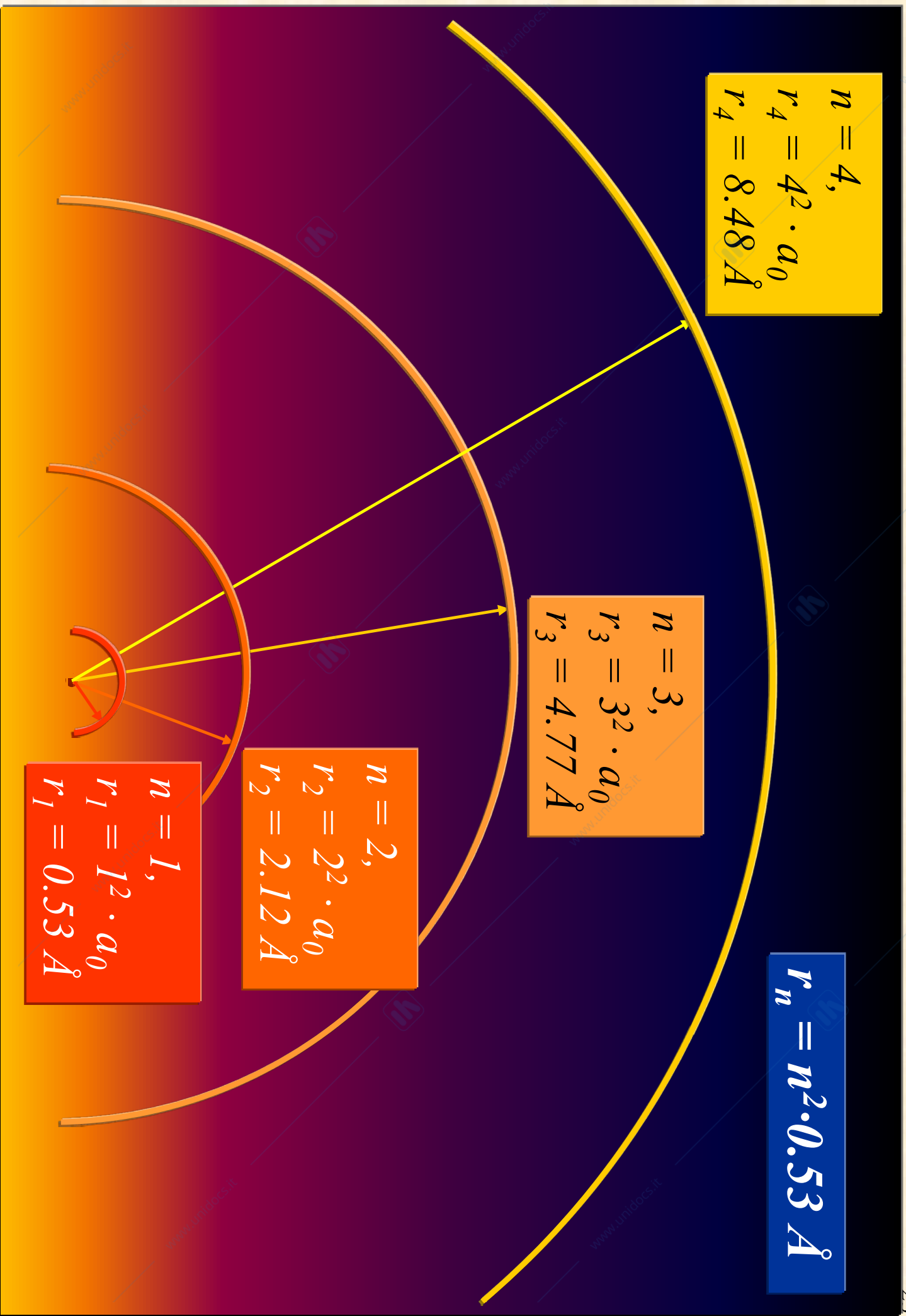
$$r_2 = 2.12 \text{ \AA}$$

$$n = 1,$$

$$r_1 = 1^2 \cdot a_0$$

$$r_1 = 0.53 \text{ \AA}$$

$$r_n = n^2 \cdot 0.53 \text{ \AA}$$



► Inoltre, l'energia totale del sistema vale:

$$E_T = E_c + E_p = \frac{1}{2} \frac{Ze^2}{r} + \left( -\frac{Ze^2}{r} \right) = -\frac{1}{2} \frac{Ze^2}{r}$$

sostituendo l'espressione di  $r$   
in quest'ultima si ricava:

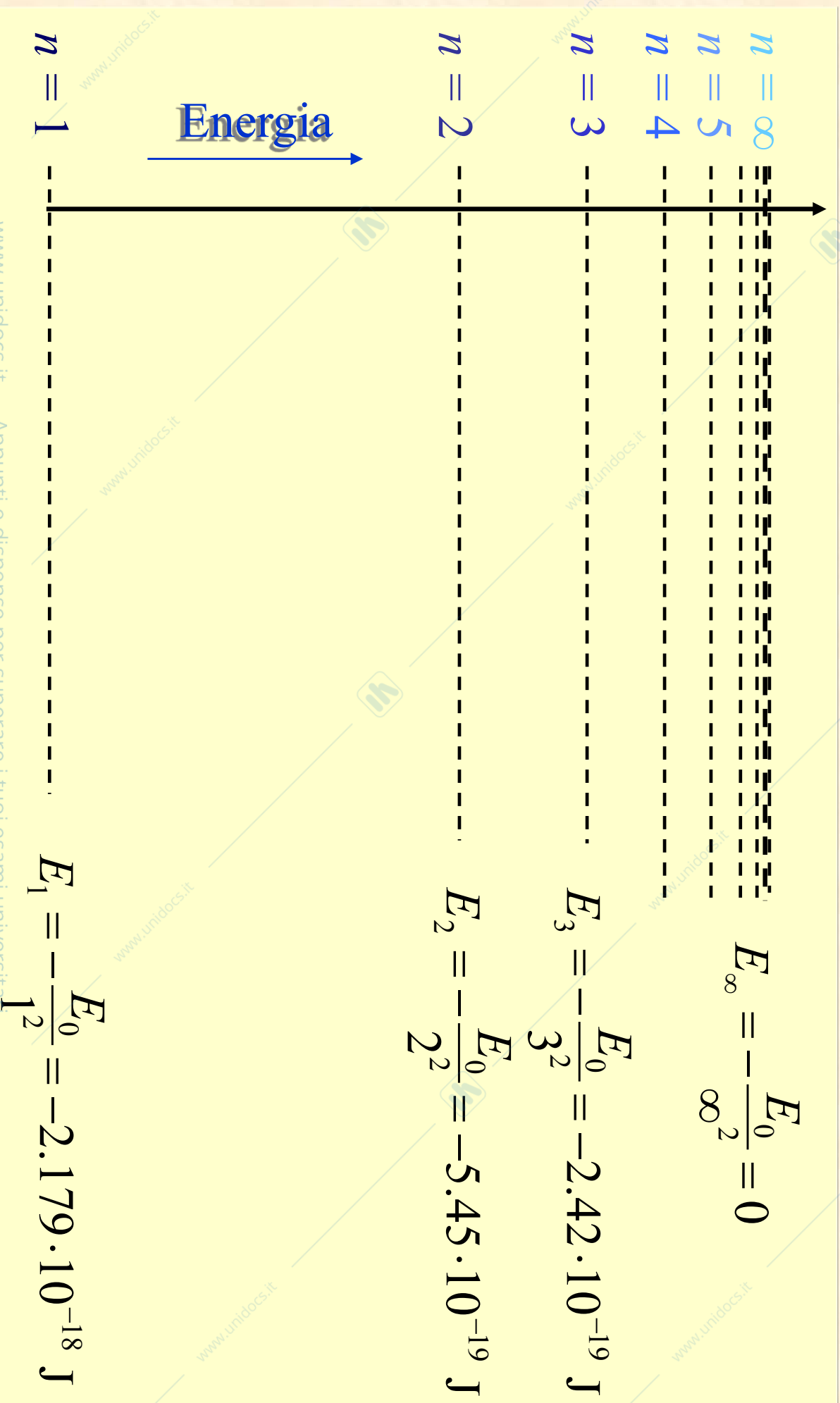
$$E_T = -\frac{2\pi^2 Z^2 me^4}{n^2 h^2} = -E_0 \frac{Z^2}{n^2}$$

con  $E_0 = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2} = 2.179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

Energia dello *stato*  
*fondamentale* ( $n = 1$ ) per  
l'atomo di idrogeno ( $Z = 1$ ).

► L'energia dell'atomo risulta quindi *quantizzata* e cresce con il *reciproco di  $n^2$* .

## Diagramma dei livelli energetici per l'atomo di idrogeno.



**III° postulato:** l'atomo può cedere o assorbire energia solo passando da uno stato stazionario all'altro.

L'energia *assorbita* a seguito di una *transizione elettronica* vale dunque:

$$\Delta E = E_f - E_i = -E_0 \frac{Z^2}{n_f^2} - \left( -E_0 \frac{Z^2}{n_i^2} \right) = E_0 \left( \frac{Z^2}{n_i^2} - \frac{Z^2}{n_f^2} \right) = h\nu$$

Per l'atomo di

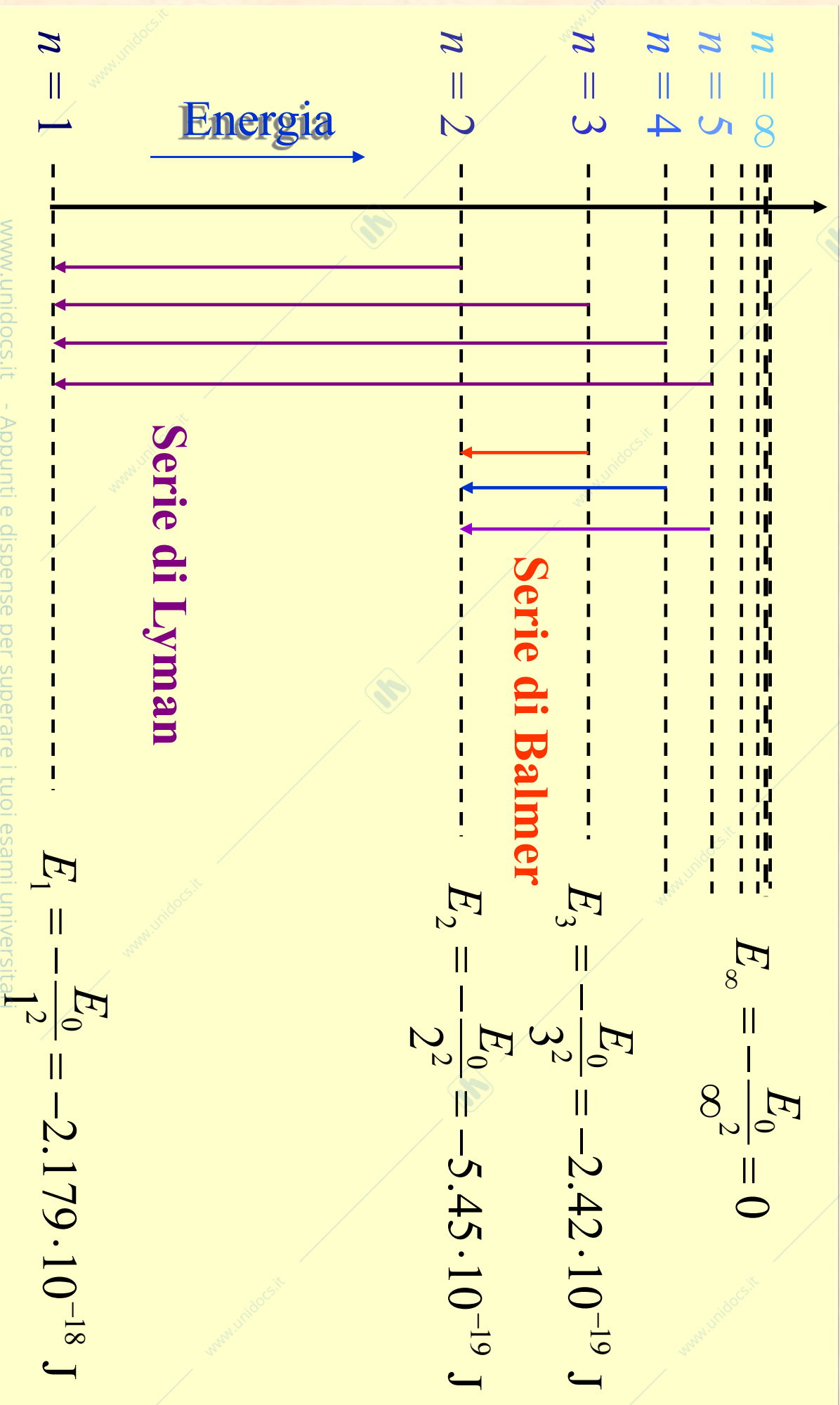
idrogeno ( $Z = 1$ ) sarà':  $h\nu = E_0 \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \Rightarrow \bar{\nu} = \frac{E_0}{c \cdot h} \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$

Confrontando la relazione empirica di Rydberg con questa espressione con si ricava:

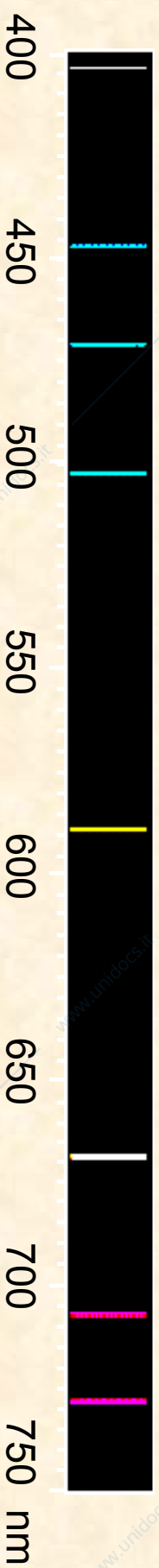
$$\frac{E_0}{c \cdot h} \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \quad \Longrightarrow \quad R_H \cong \frac{E_0}{c \cdot h}$$

Ottimo  
accordo  
numerico

# Livelli energetici per l'atomo di idrogeno: relazione con lo spettro di emissione



## Atomi Polielettronici



Spettro He

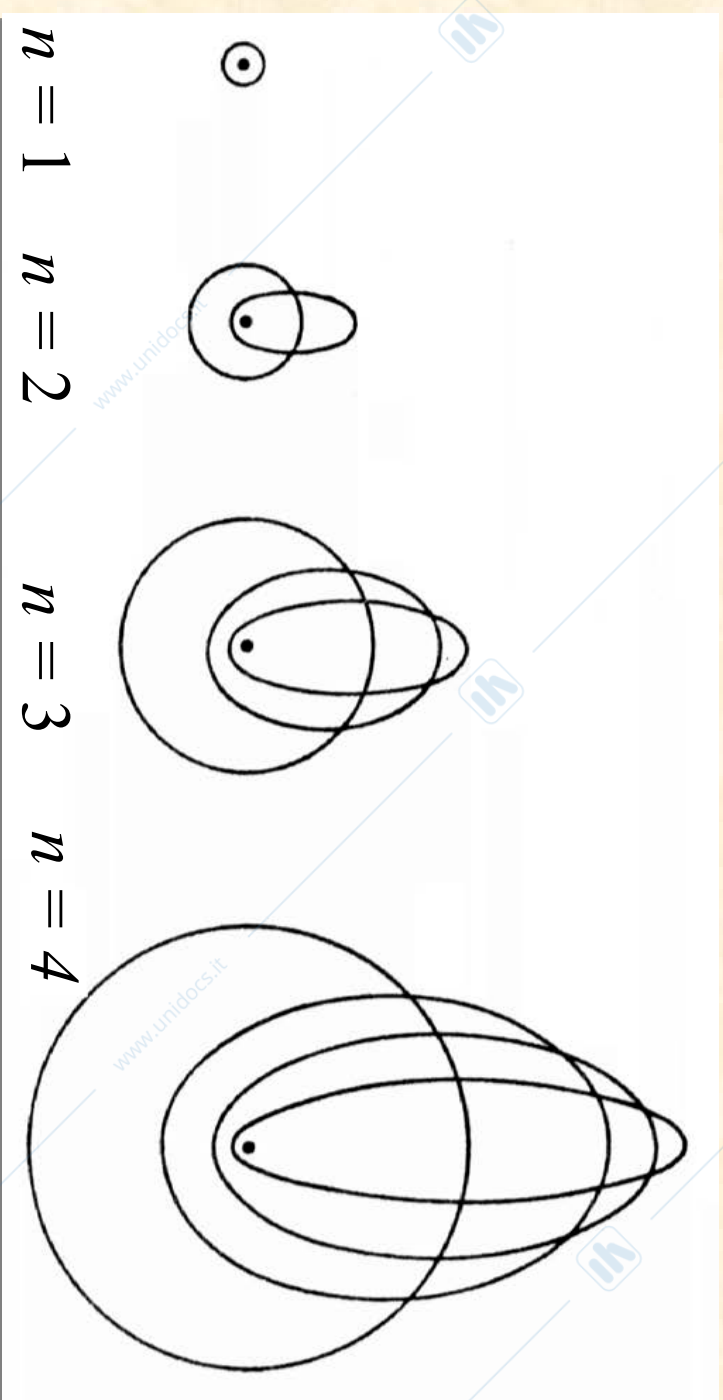


Spettro H

L'elio, con soli due 2 elettroni, mostra picchi aggiuntivi nello spettro di emissione.

## Estensione di Sommerfeld al modello atomico di Bohr: atomi a più elettroni.

- ▶ Il modello atomico di Bohr fu perfezionato da Sommerfeld prevedendo per l'elettrone orbite *ellittiche* oltre che circolari, secondo quanto previsto dalla meccanica classica.



## I numeri quantici

Lo sviluppo matematico del modello perfezionato portò alla definizione dei seguenti **numeri quantici**:

**$n$** : *numero quantico principale*. Assume i valori 1, 2, 3, ...

Definisce l'**energia dell'elettrone**.

**$l$** : *numero quantico secondario*. Assume i valori  $0 \leq l \leq n - 1$ .

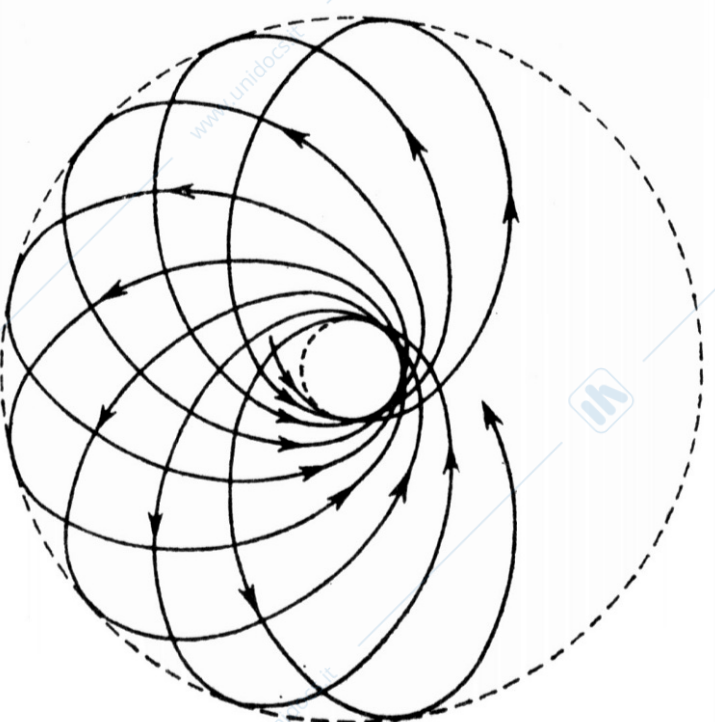
Definisce l'**eccentricità dell'orbita**.

**$m_l$**  = *numero quantico magnetico*. Assume i valori  $-l \leq m_l \leq +l$ .

Definisce l'**orientazione del piano dell'orbita**.

► L'applicazione del modello di Bohr-Sommerfeld ad atomi a più elettroni permise in parte di interpretarne gli spettri di emissione e assorbimento.

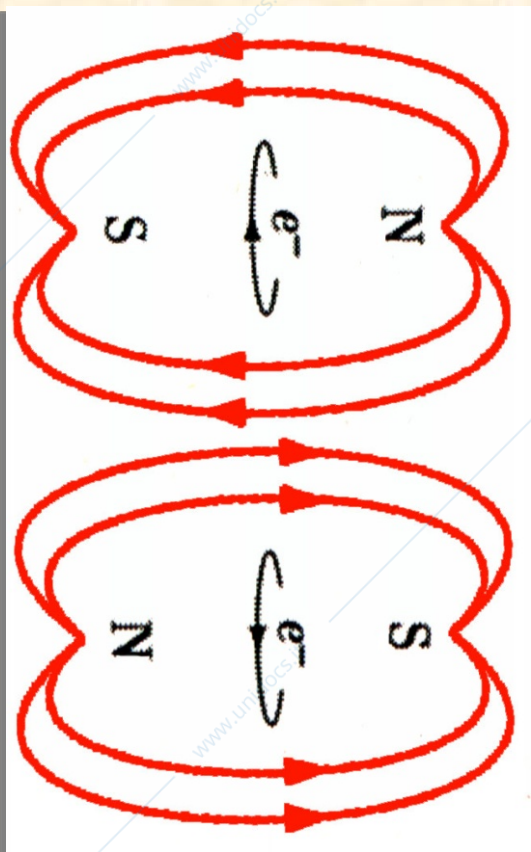
► Alcune caratteristiche di tali spettri però potevano essere spiegate solo introducendo una ulteriore raffinazione del modello atomico: *la rotazione dell'elettrone attorno al proprio asse. Lo spin!*



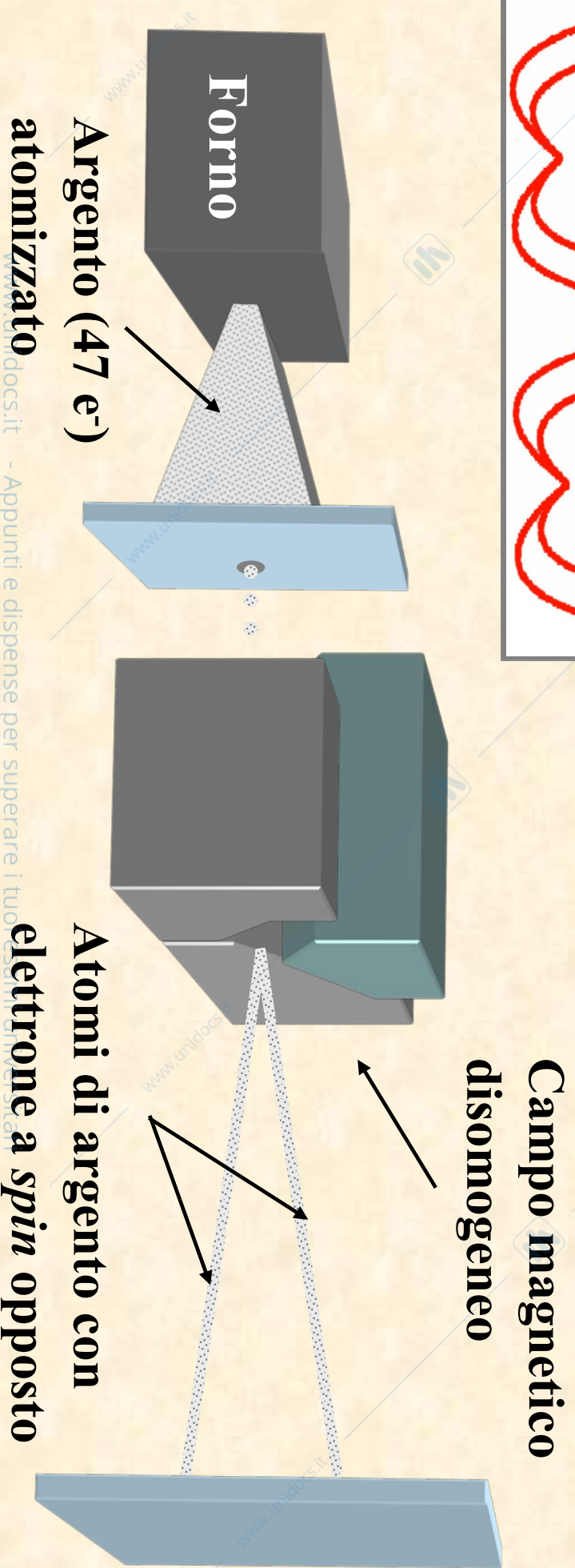
Orbita a *rosetta* prevista per l'elettrone dell'atomo di litio secondo il modello di Bohr - Sommerfeld.

► Fu quindi definito un *quarto* numero quantico, detto *numero quantico di spin* che si dimostrava poter assumere solo i valori  $-1/2$  e  $+1/2$ .

► La rotazione dell'elettrone sul proprio asse implica la generazione di un *campo magnetico*, in virtù della *carica elettrica* portata dalla particella.



► L'evidenza sperimentale dell'esistenza dello spin elettronico fu fornita dagli esperimenti effettuati da Stern e Gerlach nel 1921:



## Principio di esclusione di Pauli (1925)

- ▶ Lo stato di ogni elettrone è completamente determinato dalla *quaterna* di numeri quantici  $n, l, m_l, m_s$  (*stato quantico*).
- ▶ L'insieme di tali quaterne definisce la *configurazione elettronica* dell'atomo.
- ▶ Dallo studio degli spettri atomici si dedusse anche che quando l'atomo si trovava nello *stato fondamentale*, *gli elettroni erano distribuiti in diversi stati quantici, vale a dire che ruotavano su orbite diverse*.

▶ Pauli dimostrò che *ad ogni elettrone poteva essere associata una ed una sola quaterna di numeri quantici*.

In altri termini, in ogni data orbita permessa, definita dalla *terna* di numeri quantici  $n, l$  e  $m_l$ , possono ruotare solo due elettroni aventi  $m_s$  *rispettivamente di  $1/2$  e  $-1/2$* , vale a dire con spin antiparalleli.



## Stato quantico degli undici elettroni dell'atomo di sodio nello stato fondamentale

n. Elettrone	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
2	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
3	2	0	0	$+\frac{1}{2}$
4	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
5	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$
6	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$
7	2	1	0	$+\frac{1}{2}$
8	2	1	0	$-\frac{1}{2}$
9	2	1	1	$+\frac{1}{2}$
10	2	1	1	$-\frac{1}{2}$
11	3	0	0	$+\frac{1}{2}$

## Dualismo onda-particella: equazione di de Broglie (1924)

- ▶ Sulla base dell'interpretazione dell'effetto foto elettrico studiato da Einstein e di altre osservazioni sperimentali, venne attribuita alla luce la *duplice natura di onda e particella*.
- ▶ Considerando le equazioni di Einstein e di Plank si perviene alla seguente relazione valida per il fotone:

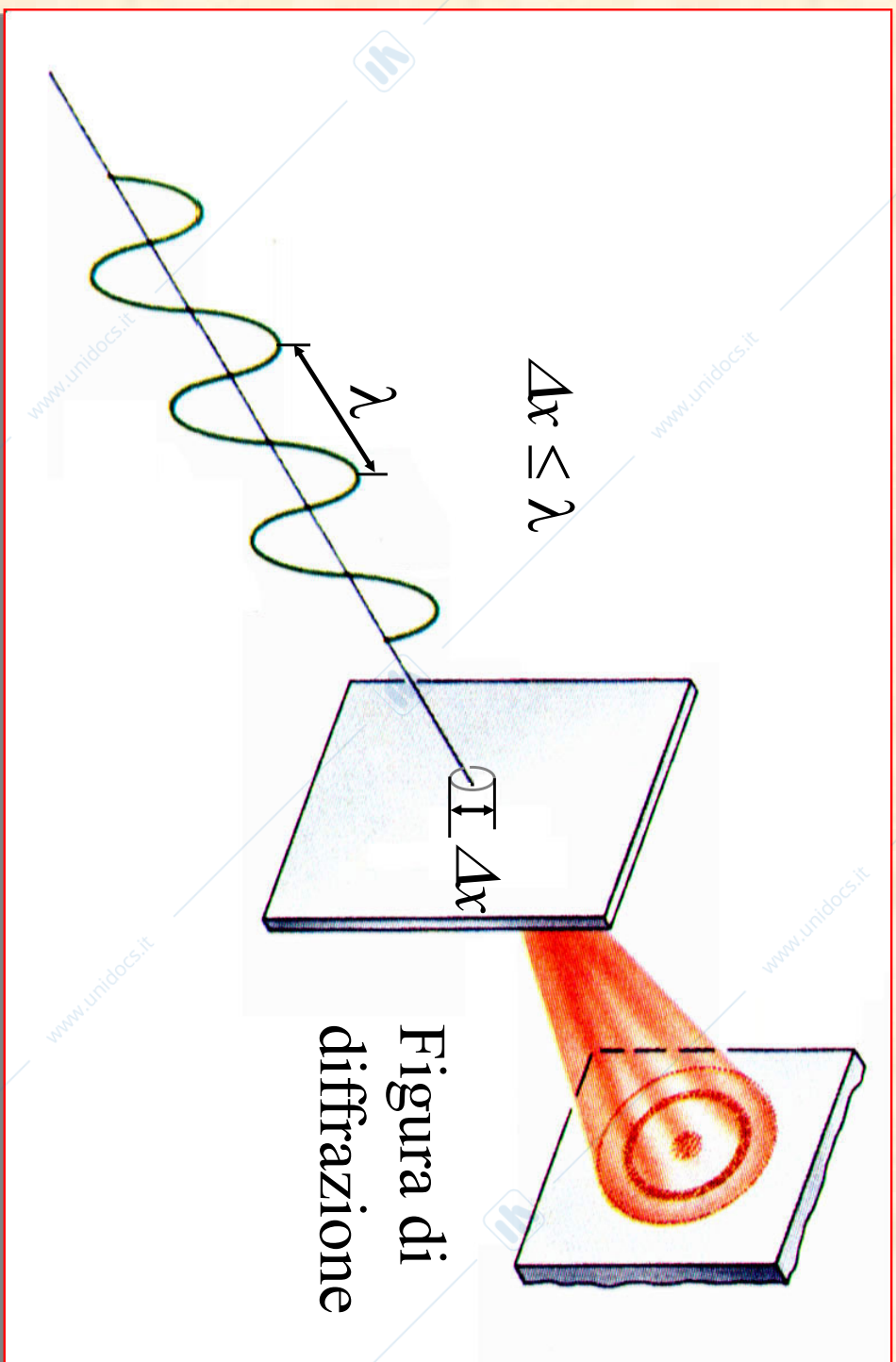
$$E = mc^2 ; \quad E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} \quad \longleftrightarrow \quad \lambda = \frac{h}{mc}$$

per il fotone  $m =$   
«massa dinamica»

- ▶ Luis de Broglie ipotizzò che tale relazione potesse avere *validità generale* e potesse essere applicata a tutte le *particelle materiali*. In pratica *ad ogni oggetto di massa  $m$  e dotato di velocità  $v$  poteva essere associata un'onda "materiale" di lunghezza d'onda pari a:*

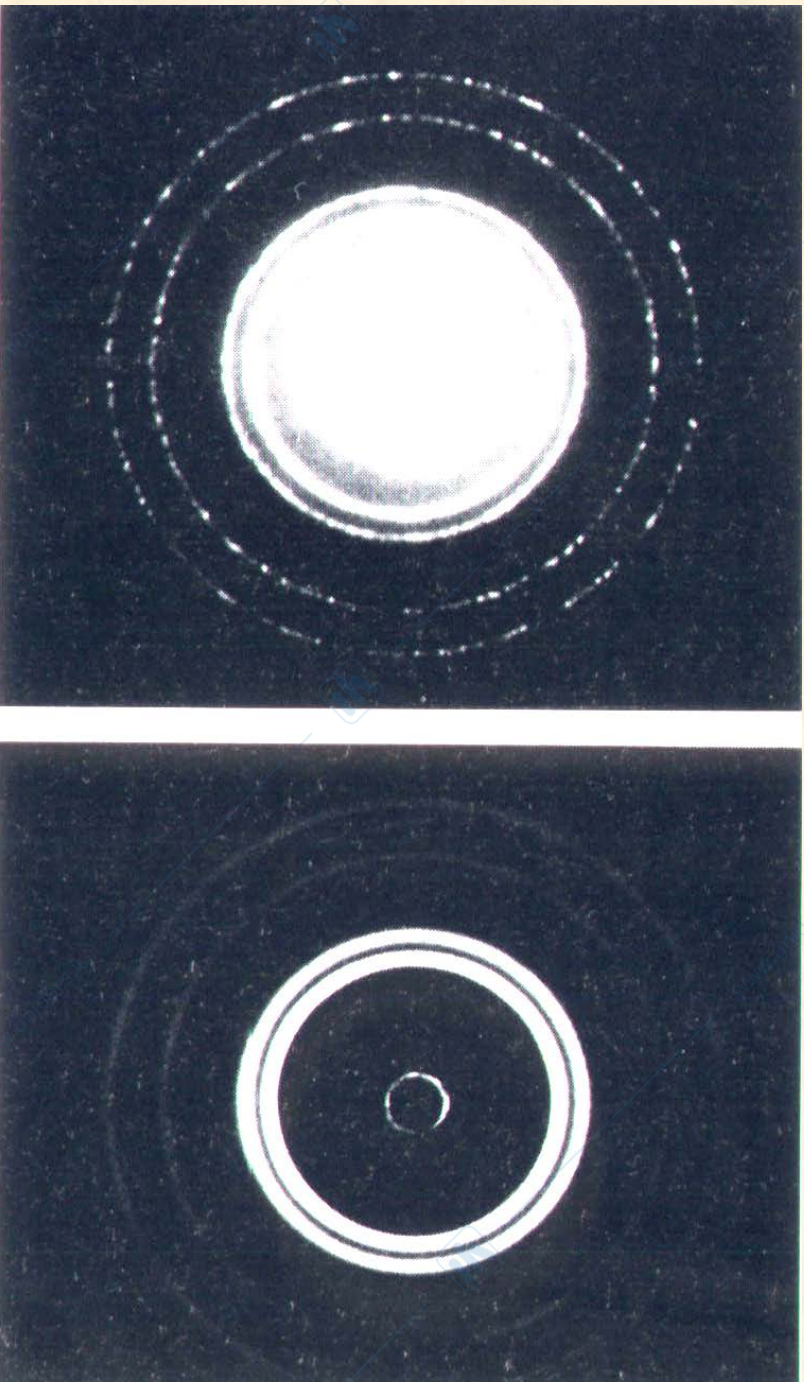
$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

- ▶ Tale importante intuizione fu brillantemente dimostrata pochi anni dopo (1927 – 1928) dagli esperimenti di Davison, Germer e Thomson i quali osservarono *fenomeni di diffrazione*,



prodotti sia da fasci di elettroni che da fasci di atomi (Na) del tutto analoghi a quelli prodotti dalla Luce (raggi X).

### *Diffrazione su fogli di alluminio*



**Raggi X ( $\lambda = 71 \text{ \AA}$ )**

**Fascio di elettroni  
( $\lambda = 50 \text{ \AA}$ )**

## Onde di De Broglie associate a diversi tipi di particelle

<i>Particella</i>	<i>m (g)</i>	<i>v (cm/sec)</i>	<i>λ (Å)</i>
<i>Electrone lento</i>	$9.1 \cdot 10^{-28}$	1	$7.3 \cdot 10^8$
<i>Electrone lento</i>	$9.1 \cdot 10^{-28}$	100	$7.3 \cdot 10^6$
<i>Electrone accelerato</i>	$9.1 \cdot 10^{-28}$	$5.9 \cdot 10^8$	1,2
<i>Electrone accelerato</i>	$9.1 \cdot 10^{-28}$	$5.9 \cdot 10^9$	0.12
<i>Protone accelerato</i>	$1.67 \cdot 10^{-24}$	$1.38 \cdot 10^7$	0.029
<i>Molecola di H<sub>2</sub> a 200° C</i>	$3.3 \cdot 10^{-24}$	$2.4 \cdot 10^5$	0.82
<i>Particella α da radon</i>	$6.6 \cdot 10^{-24}$	$1.51 \cdot 10^9$	$6.6 \cdot 10^{-5}$
<i>Sferetta da 1μg</i>	$10^{-6}$	1	$6.6 \cdot 10^{-13}$
<i>Sferetta da 1g</i>	1	1	$6.6 \cdot 10^{-19}$

## Superamento del modello atomico di Borh

- ▶ Il modello atomico di Borh (ed esteso da Sommerfield) fu decisivo per lo sviluppo della moderna teoria atomica:
  - ▶ permise l'interpretazione quantitativa degli spettri di atomi idrogenoidi e parzialmente di atomi a più elettroni
  - ▶ introdusse la quantizzazione ed il concetto di *struttura elettronica* dell'atomo.
- ▶ Presentava però anche una serie di importanti incogruenze che ne determinarono il declino nell'arco di pochi anni:
  - ▶ trattazione *classica* del sistema con introduzione *forzata* della quantizzazione,
  - ▶ difficoltà nella descrizione di atomi a più elettroni,
  - ▶ contraddizione con le leggi dell'elettromagnetismo.

## Osservazioni sperimentali

## TEORIA QUANTISTICA

La materia è discontinua



L'energia è discontinua

Radiazione corpo

Planck: l'energia è quantizzata

nero.

Einstein: la luce ha comportamento particellare

Effetto fotoelettrico.

(fotoni).

Spettri atomici a linee.

Bohr: l'energia degli atomi è quantizzata: il fotone è emesso quando l'elettrone cambia orbita.

L'energia ha proprietà  
ondulatorie



la materia ha proprietà  
ondulatorie

Davison/Germer: diffrazione di  
*elettroni* da parte di cristalli  
metallici

deBroglie: Anche la materia ha carattere  
ondulatorio. Tale carattere si manifesta  
su scala molecolare o sub molecolare

Relazione Materia Energia



Relazione Materia Energia

Compton: la lunghezza d'onda dei  
fotoni *aumenta* dopo *collisione* con  
elettroni

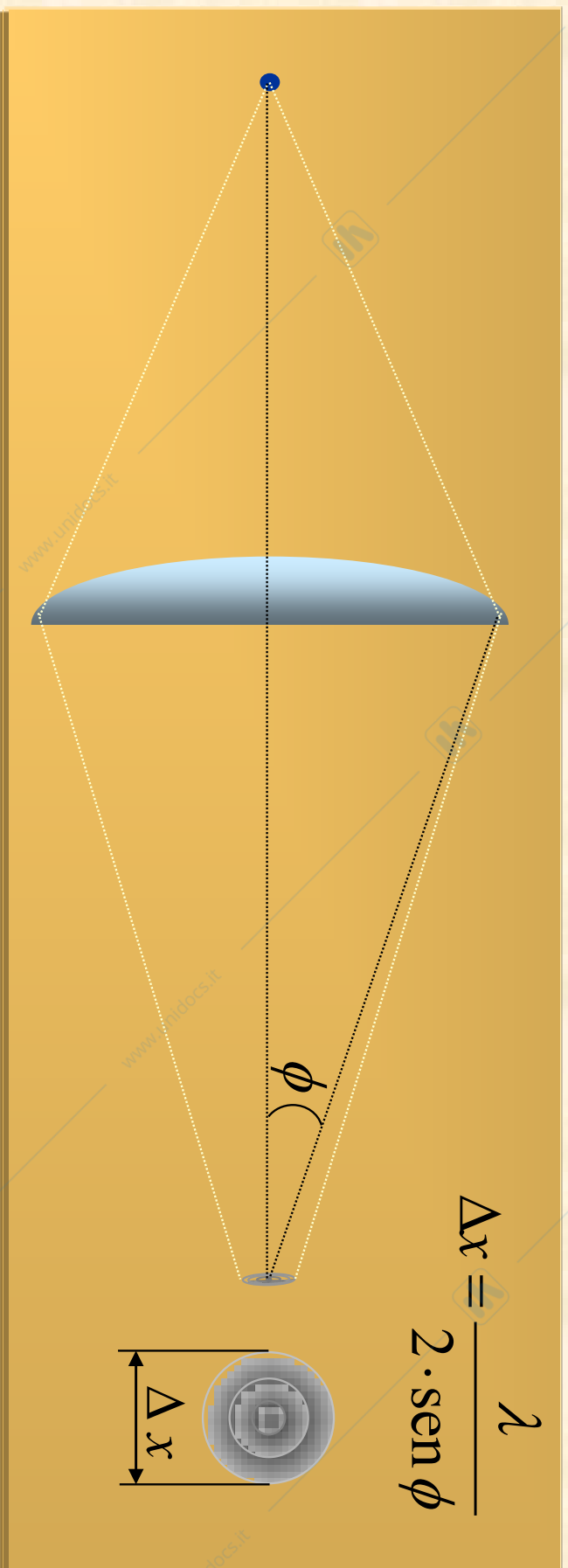
Einstein/deBroglie: Relazione tra  
massa ed energia.

## Principio di indeterminazione di Heisenberg (1927)

▶ Heisenberg dimostrò che *indipendentemente* dalla precisione degli strumenti utilizzati, anche ipotizzando un esperimento ideale, è impossibile determinare *simultaneamente* con precisione assoluta la *posizione* e la *velocità* di una particella.

▶ Dall'ottica: per poter osservare nitidamente un dato oggetto (diffrazione minimizzata), la lunghezza d'onda ( $\lambda$ ) della luce da utilizzare deve essere molto minore delle dimensioni dell'oggetto da osservare.

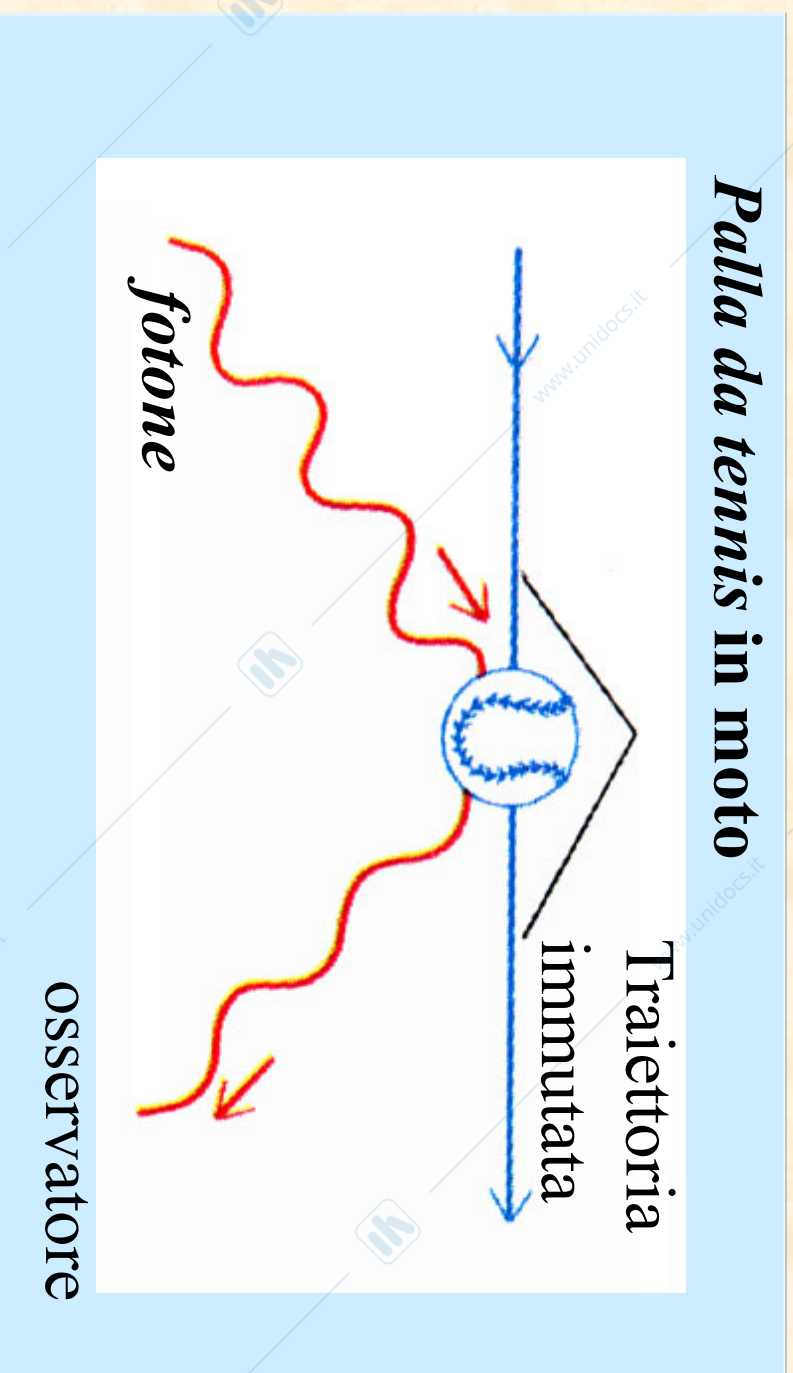
Diversamente l'oggetto può apparire sempre meno definito fino a risultare non visibile.



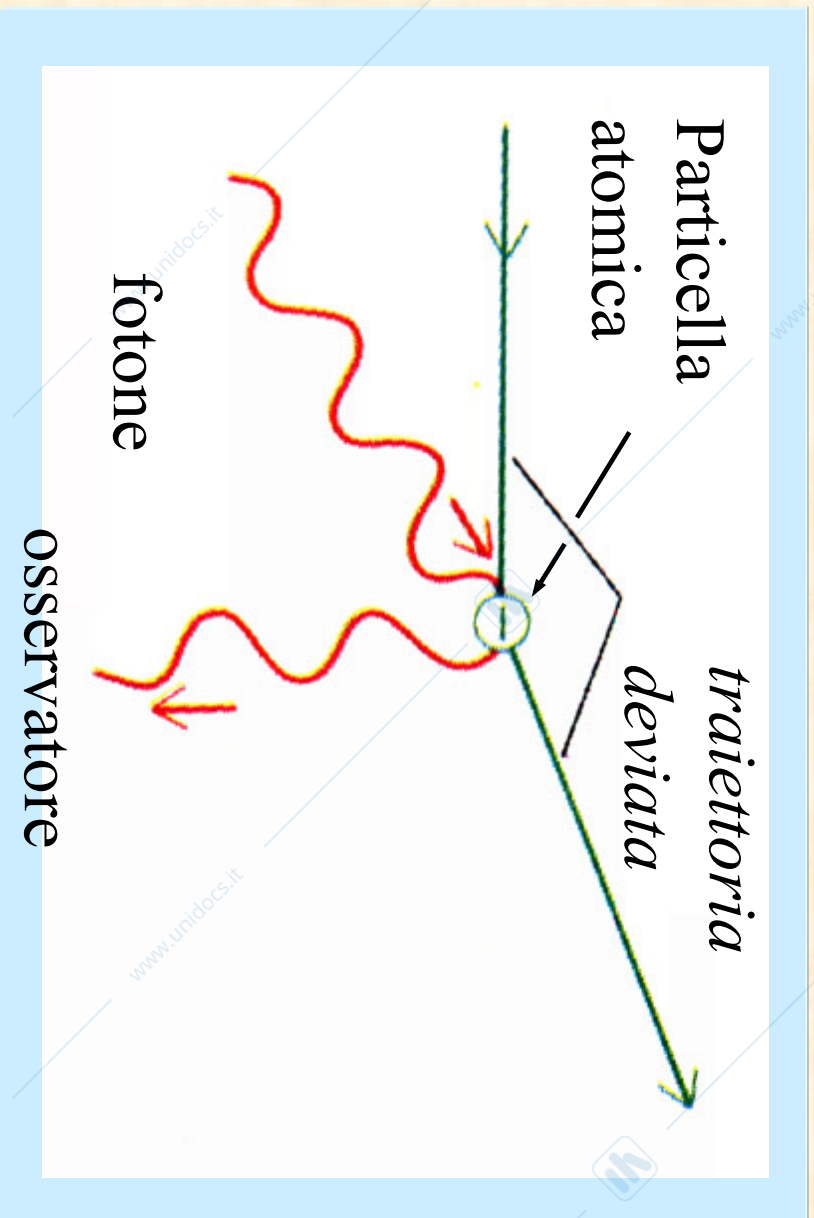
▶ Nel mondo *macroscopico* la lunghezza d'onda della luce visibile è sempre ampiamente *al di sotto* delle dimensioni degli oggetti osservati, i quali risultano quindi *sempre nitidi e ben risolti*.

- ▶ Nel mondo *microscopico* invece per poter osservare un oggetto in modo nitido dobbiamo utilizzare luce con  $\lambda$  *estremamente piccole* (oppure lenti estremamente grandi).
- ▶ Diversamente si osserva soltanto l'immagine *diffratta* dell'oggetto:

- ▶ Inoltre, *l'energia* di tali radiazioni risulta enormemente **più bassa** di quella posseduta da **oggetti macroscopici**, al punto da non modificare apprezzabilmente lo *stato* dell'oggetto *osservato*.



- ▶ Al contrario, anche solo la luce **visibile** può avere energia **non trascurabile** rispetto a quella di **particelle microscopiche** (anche atomiche o subatomiche), e l'interazione con esse può modificare in modo significativo il moto dell'oggetto osservato.
- ▶ Più in generale **la semplice osservazione ottica del sistema ne perturba lo stato.**



- ▶ In termini matematici il Principio di Indeterminazione si esprime come:

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

$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$$

- ▶  $\Delta x$  = *incertezza della posizione lungo l'asse x*
- ▶  $\Delta v_x$  = *incertezza della velocità nella componente x*
- ▶  $h$  = *costante di Plank*
- ▶  $m$  = *massa della particella*

In realtà, il Principio di Indeterminazione è valido *a prescindere* dall'atto dell'osservazione di un oggetto microscopico. Si tratta cioè di un «limite» *intrinseco* alla determinazione di certe proprietà del sistema indipendentemente dal fatto che venga «perturbato» o meno dall'esterno.

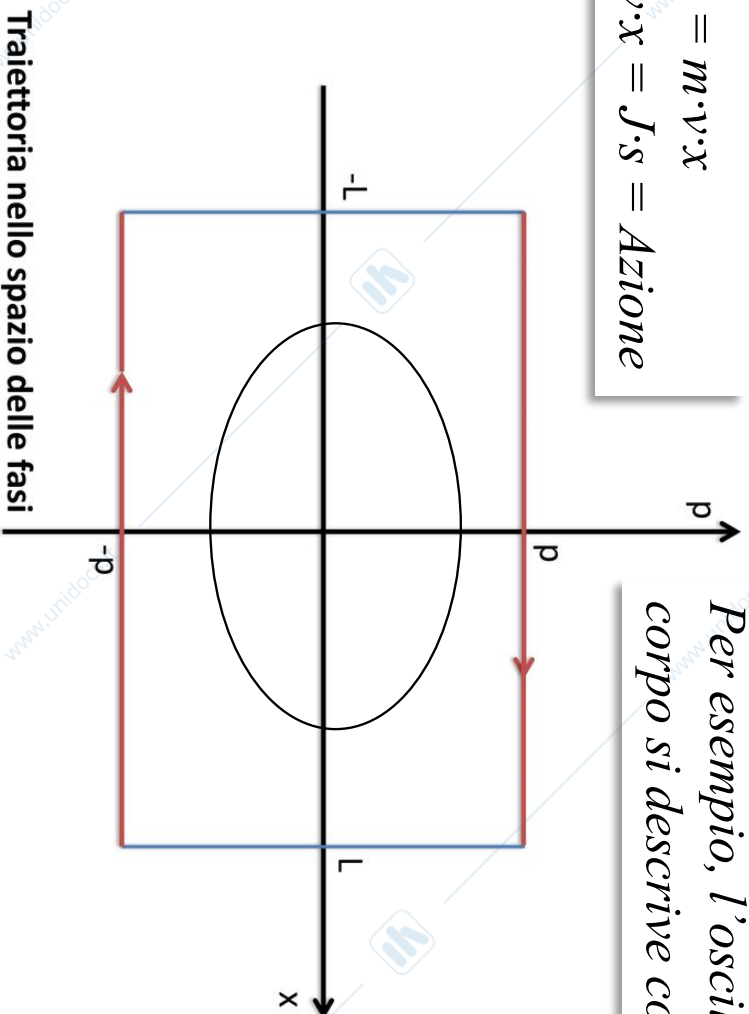
A questo risultato si può giungere attraverso l'analisi dello Spazio delle Fasi.

Il moto di corpo si può rappresentare come la curva nel piano  $p/x$ :

$$p \cdot x = m \cdot v \cdot x$$

$$m \cdot v \cdot x = J \cdot s = \text{Azione}$$

Per esempio, l'oscillazione armonica senza attrito di un corpo si descrive con una ellisse nello spazio delle fasi.



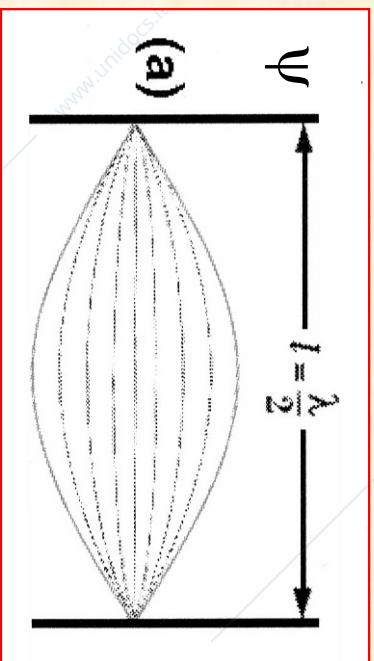
In meccanica classica,  $p$ ,  $x$  e quindi anche il loro prodotto, l'*azione*, possono variare a piacere. Ma con l'introduzione della costante di Planck  $h$  ( $J \cdot s$ ), l'area elementare nello spazio delle fasi  $\Delta p \cdot \Delta x$  non può mai essere  $< h/4\pi$  quindi, al crescere della precisione di una grandezza segue inesorabilmente l'incertezza nell'altra, a prescindere dal modo di osservazione del sistema.

## Modello atomico attuale: l'equazione d'onda di Schrödinger (1927)

► Data la natura ondulatoria manifestata dalle particelle atomiche e' possibile descrivere il loro comportamento utilizzando equazioni *formalmente analoghe* a quelle utilizzate per descrivere le *onde*.

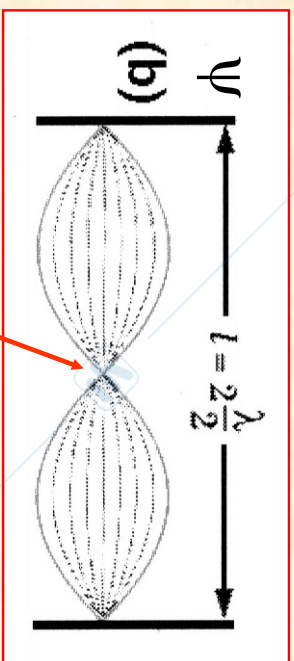
► Volendo descrivere il comportamento di elettroni *localizzati* all'interno di un atomo *imperturbato* dobbiamo rifarci alla trattazione sviluppata per le *onde stazionarie* (la cui *ampiezza non* dipende dal tempo), come ad esempio onde generate da una *corda vincolata a due punti fissi*.

► E' immediato verificare che le **lunghezze d'onda** delle infinite **armoniche** possibili non possono avere valori qualsiasi ma solo **valori discreti** ricavati dalla relazione  $\lambda = 2l/n$  con  $n = 1, 2, 3, \dots$



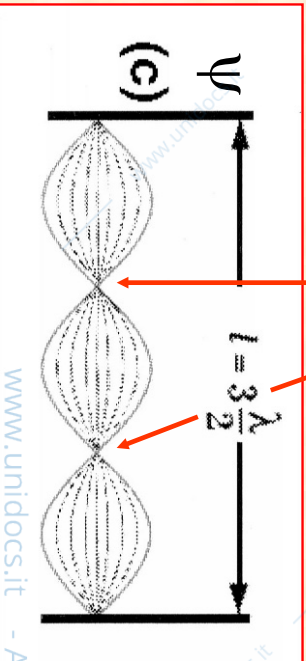
Fondamentale  

$$\lambda = \frac{2 \cdot l}{1} = 2 \cdot l$$



I° Armonica  

$$\lambda = \frac{2 \cdot l}{2} = l$$



II° Armonica  

$$\lambda = \frac{2 \cdot l}{3}$$

► Inoltre, si puo' dimostrare che **ogni** armonica generata dalla corda vibrante puo' essere descritta da un funzione  $\psi(x)$  (con  $0 \leq x \leq l$ ) **soluzione** della seguente **equazione d'onda** monodimensionale:

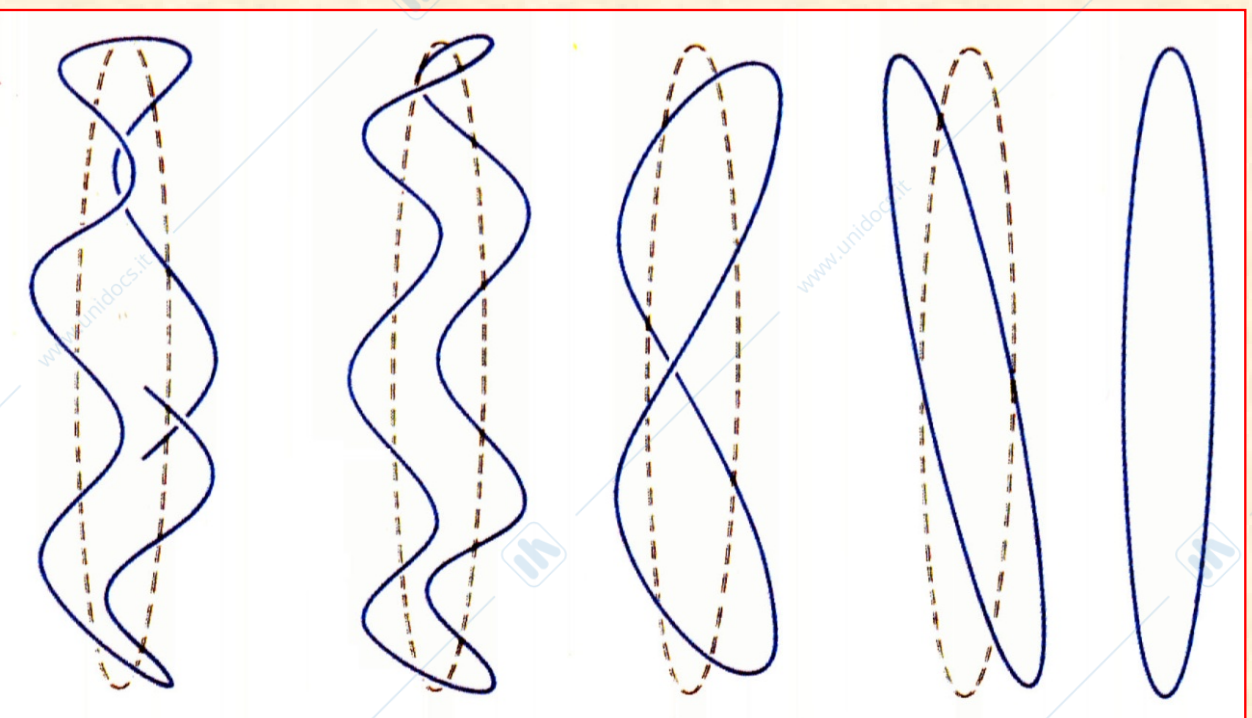
$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{1}{\lambda^2} 4\pi^2 \cdot \psi = 0$$

► Anche un'onda sviluppata lungo una *circonferenza* presenta le caratteristiche di onda stazionaria come rappresentato in figura:

e le lunghezze d'onda *permesse* si ricavano dalla:

$$\lambda = \frac{2 \cdot c}{n} \quad c = \text{circonferenza} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Mentre  $\lambda \neq \frac{2 \cdot c}{n}$  non sono compatibili con l'esistenza dell'onda.



$n = 0$

$n = 1$

$n = 2$

$n = 6$

- In accordo con l'equazione di De Broglie, per una particella materiale vincolata a muoversi lungo la sola direzione  $x$ , sostituendo a  $\lambda$  il termine  $h/mv$  si ottiene:

$$\frac{1}{\lambda^2} = \frac{(mv)^2}{h^2} = \frac{2m \left( \frac{1}{2} mv^2 \right)}{h^2} = \frac{2m(E-V)}{h^2}$$

dove :

$E$  = energia *totale*

$V$  = energia *potenziale*  
della particella

Sostituendo il termine  $1/\lambda^2$  così ottenuto nella equazione d'onda si ha:

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{8\pi^2m(E-V)}{h^2} \cdot \psi = 0$$

- Ora, considerando il caso più generale di una particella libera di muoversi nello spazio tridimensionale, l'equazione d'onda diviene:

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{d^2\psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2m(E-V)}{h^2} \cdot \psi = 0$$

**Equazione d'onda  
di Schrödinger**

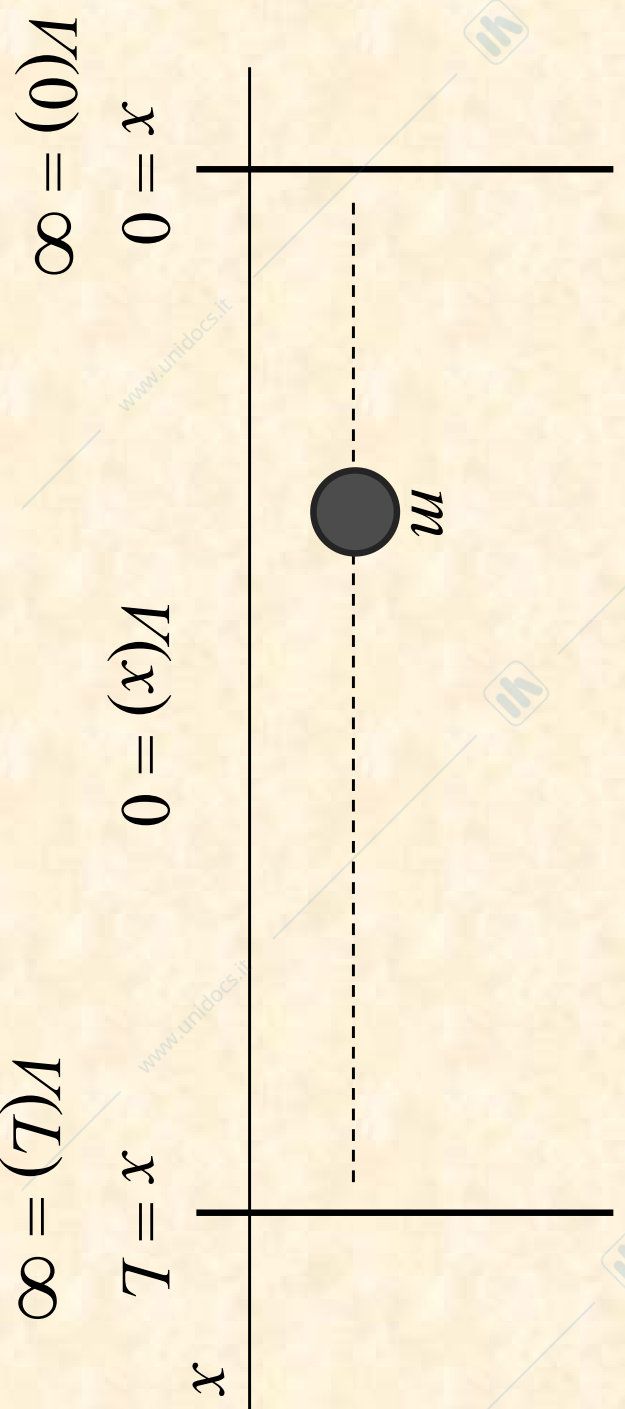
## Significato fisico delle soluzioni dell'equazione d'onda di Schrödinger

- ▶ La risoluzione di ogni *equazione* differenziale (come l'equazione d'onda) porta come risultato ad una o più *funzioni*.
- ▶ Le *soluzioni* delle equazioni d'onda si dicono *funzioni d'onda*
- ▶ Le funzioni d'onda tal quali, pur essendo correlate a fondamentali proprietà del sistema quale ad esempio l'*energia*, non presentano significato fisico.
- ▶ In analogia con l'*ottica ondulatoria*, dove  $\psi^2$  esprime l'*intensità* della radiazione luminosa cioè la *densità* di fotoni, il *quadrato delle funzioni d'onda* (o meglio  $|\psi|^2$ ) consente di misurare la *probabilità di trovare la particella entro un determinato volume dello spazio*:  $|\psi|^2 \cdot dV = \text{probabilità}$  di trovare la particella nel volume infinitesimo  $dV$ ,

$$\frac{|\psi|^2 \cdot dV}{dV} = |\psi|^2 = \text{densità di probabilità}$$

## Trattazione quantistica del sistema "particella in una scatola"

- Consideriamo una particella di massa  $m$  dotata di energia totale  $E$  costante nel tempo, vincolata a muoversi lungo la sola direzione ( $x$ ) in uno spazio delimitato da due pareti impenetrabili poste tra loro a distanza  $L$ . Consideriamo inoltre che l'energia potenziale  $V$  valga *infinito* sulle pareti, mentre sia *nulla* nello spazio tra di esse.



$$x = 0$$

$$V(x) = 0$$

$$x = L$$

$$V(0) = \infty$$

$$V(L) = \infty$$

- ▶ Per un tale sistema, l'equazione di *Schrödinger* sarà:

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{8\pi^2 m(E-V)}{h^2} \cdot \psi = 0$$

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

dove:  $\hbar = \frac{h}{2\pi}$

- ▶ La risoluzione dell'eq. di S. ci fornirà una serie di *funzioni d'onda*  $\varphi_i(x)$  il cui quadrato del modulo  $|\varphi_i(x)|^2$  esprimerà la *distribuzione* (andamento) *dalla probabilità* di trovare la particella in una data posizione  $x$  tra le due pareti. Ad ogni funzione d'onda  $\varphi_i(x)$  inoltre risulterà associato un *valore (autovalore)* corrispondente all'*energia totale*  $E_i$  del sistema in quel determinato stato quantico.

- Per risolvere l'eq. è utile studiarne le proprietà nei valori di  $x$  compresi tra 0 e  $L$ , dove  $V(x)=0$ :

$$\text{Per: } 0 < x < L \Rightarrow V(x) = 0 \Rightarrow -\frac{\hbar^2}{2m} \frac{d^2\psi(x)}{dx^2} = E\psi(x)$$

$$\text{da cui: } \frac{d^2\psi(x)}{dx^2} = -\frac{2m \cdot E}{\hbar^2} \psi(x) \quad \left( -\frac{2m \cdot E}{\hbar^2} = \text{cost.} \right)$$

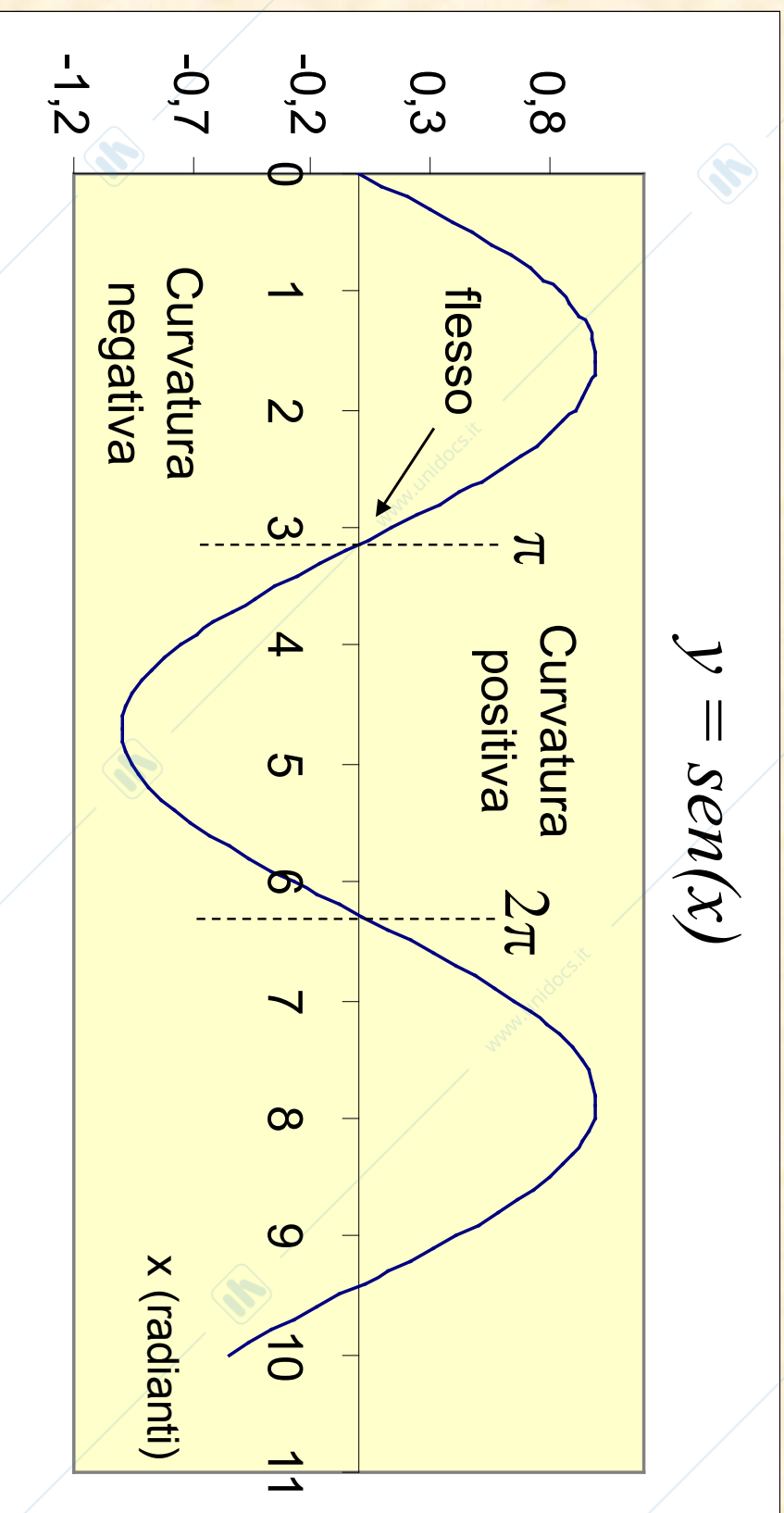
- Risolvere questa equazione differenziale significa trovare quelle funzioni di  $x$  tali per cui:

$$\text{per } \psi(x) > 0 \Rightarrow \frac{d^2\psi(x)}{dx^2} < 0 \Rightarrow \text{curvatura negativa}$$

$$\text{per } \psi(x) < 0 \Rightarrow \frac{d^2\psi(x)}{dx^2} > 0 \Rightarrow \text{curvatura positiva}$$

$$\text{per } \psi(x) = 0 \Rightarrow \frac{d^2\psi(x)}{dx^2} = 0 \Rightarrow \text{flesso}$$

- È immediato verificare che, ad esempio, la funzione seno soddisfa alle condizioni richieste. Infatti:



Quindi, esprimendo la funzione seno in forma generale si può porre:

$$\psi(x) = A \cdot \text{sen}(bx)$$

E verificare che questo tipo di funzione soddisfa all'equazione di S.

$$\psi = A \cdot \text{sen}(bx)$$

$$\frac{d\psi}{dx} = b \cdot A \cdot \text{cos}(bx)$$

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} = -b^2 \cdot A \cdot \text{sen}(bx)$$

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} = -b^2 \cdot \psi$$

► Ora, ponendo  $b^2 = 8\pi^2 mE/\hbar^2$  si ottiene esattamente l'eq. di S. che descrive il sistema. Le soluzioni saranno quindi del tipo:

$$\psi(x) = A \cdot \text{sen} \left( \frac{2mE}{\hbar^2} \right)^{1/2} x$$

► Si noti che la soluzione trovata vale per la particella non vincolata, nel senso che non si sono imposti i vincoli dovuti alla presenza delle pareti. In questo caso l'energia della particella può assumere *qualsunque* valore positivo. Non c'è traccia di quantizzazione.

► Ma imponiamo ora i vincoli delle pareti: ciò si traduce nel considerare le *condizioni al contorno*:

$$\psi(0) = 0 \quad \text{e} \quad \psi(L) = 0$$

► La prima condizione è subito verificata poiché

$$\psi(0) = A \cdot \text{sen} \left( \frac{2mE}{\hbar^2} \right)^{1/2} \cdot 0 = 0$$

- La seconda condizione si verifica per:

$$\psi(L) = A \cdot \text{sen} \left( \frac{2mE}{\hbar^2} \right)^{1/2} L = 0$$

- Ma la funzione seno si annulla per valori dell' *argomento* pari a  $\pi$  o suoi *multipli* cioè:

$$\text{sen}(n \cdot \pi) = 0 \quad \text{per } n \text{ intero, quindi per :}$$

$$\left( \frac{2mE}{\hbar^2} \right)^{1/2} L = n \cdot \pi \quad \text{ma questa condizione si verifica per :}$$

$$E_n = \frac{n^2 \hbar^2}{8mL^2}$$

con  $n = 1, 2, 3, \dots$

Introducendo i vincoli (le pareti), l'energia della particella risulta quantizzata.

- Le funzioni d'onda *stazionarie*, cioè confinate entro le pareti della scatola a potenziale infinito valgono quindi:

$$\psi_n = A \cdot \text{sen} \left( \frac{2mE_n}{\hbar^2} \right)^{1/2} x \quad \text{o anche} \quad \psi_n = A \cdot \text{sen} \frac{n\pi}{L} x$$

- Resta da determinare la costante  $A$ . Essa può essere ricavata imponendo la **condizione di normalizzazione** che garantisce la **certezza di trovare la particella all'interno della scatola**:

$$\int_0^L \psi_n^2 dx = 1 \quad \Rightarrow \quad A^2 \cdot \int_0^L \text{sen}^2 \frac{n\pi}{L} x dx = 1$$

- Risolviendo l'integrale si ottiene:

$$A^2 \frac{L}{2} = 1 \quad \text{da cui:} \quad A = \left( \frac{2}{L} \right)^{1/2}$$

- ▶ Il risultato finale della descrizione quantomeccanica del sistema *particella nella scatola* è dato quindi dalle  $n$  (infinite) funzioni d'onda (autofunzioni) normalizzate e dai corrispondenti valori di energia (autovalori) quantizzata secondo  $n^2$  intero positivo:

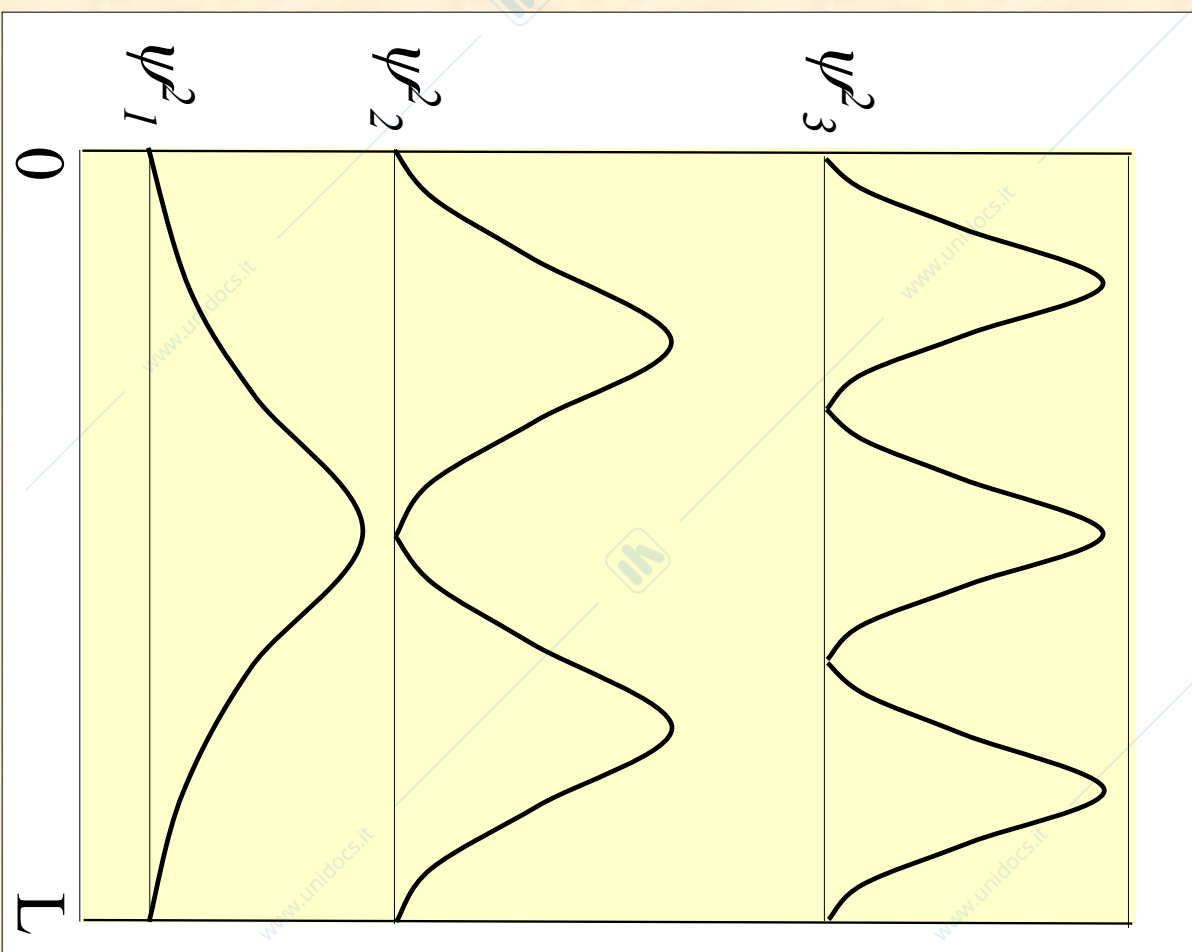
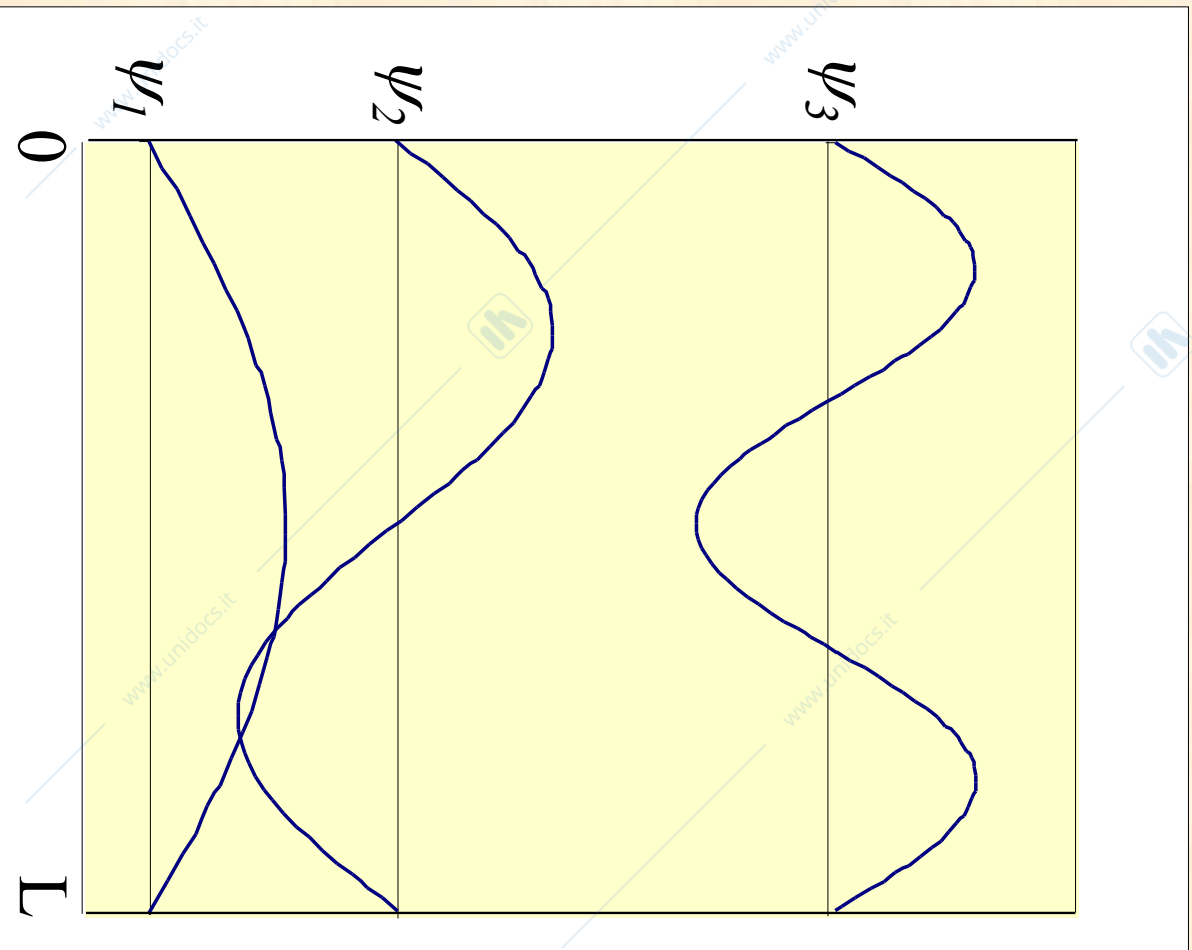
$$\psi_n = \left( \frac{2}{L} \right)^{1/2} \cdot \text{sen} \frac{n\pi}{L} x \quad e \quad E_n = \frac{n^2 h^2}{8mL^2}$$

- ▶ Per concludere va ricordato:

- 1) La **quantizzazione** dell'energia si manifesta in presenza di **sistemi vincolati da barriere energetiche** (o più generalmente dalla presenza di campi di forze).
- 2) La separazione tra i livelli energetici *si riduce* all'*aumentare* della *massa* e della *dimensione* della scatola.

- 3) Le **funzioni d'onda non hanno senso fisico** ma sono **correlate all'energia del sistema**. Possono avere segno positivo e negativo e questo aspetto risulterà importante nella descrizione quantistica del legame chimico.

Rappresentazione grafica delle funzioni d'onda e del loro quadrato, cioè la *distribuzione di densità di probabilità* all'interno della scatola.



## Le funzioni d'onda degli atomi idrogenoidi

▶ Tra le infinite soluzioni dell'equazione di Schrödinger per atomi idrogenoidi (con un solo elettrone), **solo alcune possono essere accettate**. In particolare devono essere soddisfatte le seguenti condizioni:

▶ devono essere funzioni *continue, univoche e finite*,

▶ devono *annullarsi all'infinito*,

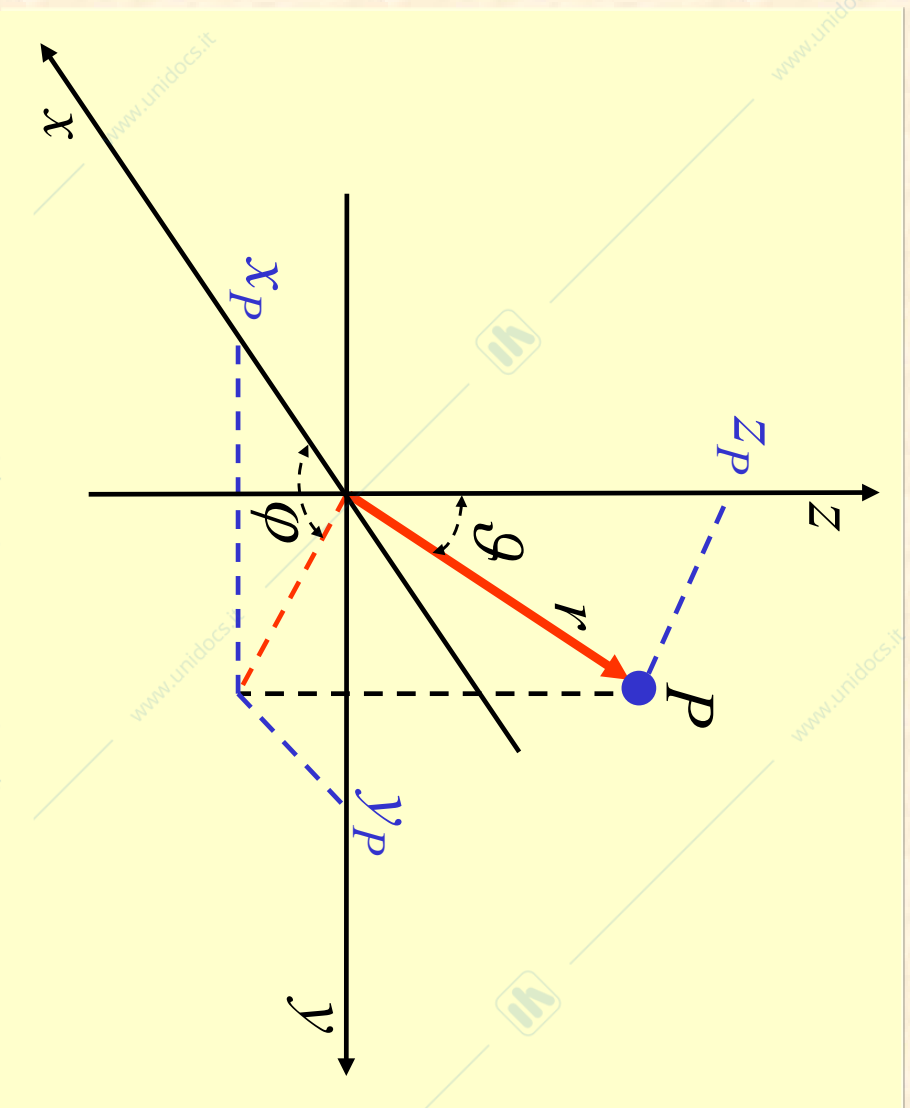
▶ *la somma dei valori di  $|\psi|^2 \cdot dV$ , calcolati sull'intero spazio deve valere 1*. Ciò si traduce nell'imporre che la **probabilità** di trovare l'elettrone nell'intero spazio debba essere, ovviamente, del 100 %.

► Risolvendo l'equazione d'onda nel rispetto delle **condizioni** imposte da un sistema elettrostatico tipo nucleo-elettrone (opportuna funzione potenziale  $V$ ), si ottengono **funzioni d'onda** caratterizzate dalla presenza di **numeri interi** detti **numeri quantici**.

► Questi numeri, derivano dal **naturale sviluppo dei calcoli**, cioè, non sono introdotti **forzatamente**, come nel modello di Bohr-Sommerfield, dove la quantizzazione veniva **postulata**, ma **presentano lo stesso legame gerarchico previsto da quella teoria**.

- I numeri quantici così ottenuti sono 3 e vengono denominati :
- $n$  = numero quantico **principale** (assume valori interi positivi 1,2,3, ...)
  - $l$  = numero quantico **secondario o azimutale** (assume i valori compresi tra 0 e  $n - 1$ )
  - $m_l$  = numero quantico **magnetico** (assume valori tra  $-l$  e  $+l$ )

- La risoluzione dell'equazione di Schrödinger può risultare estremamente complessa, soprattutto nel caso di sistemi a più elettroni. Una importante semplificazione matematica consiste nel convertire le *coordinate cartesiane*  $x$ ,  $y$  e  $z$  nelle *coordinate polari*  $r$ ,  $\vartheta$  e  $\varphi$ :



$$r = \sqrt{x_P^2 + y_P^2 + z_P^2}$$

$$x_P = r \cdot \text{sen } \vartheta \cdot \text{cos } \varphi$$

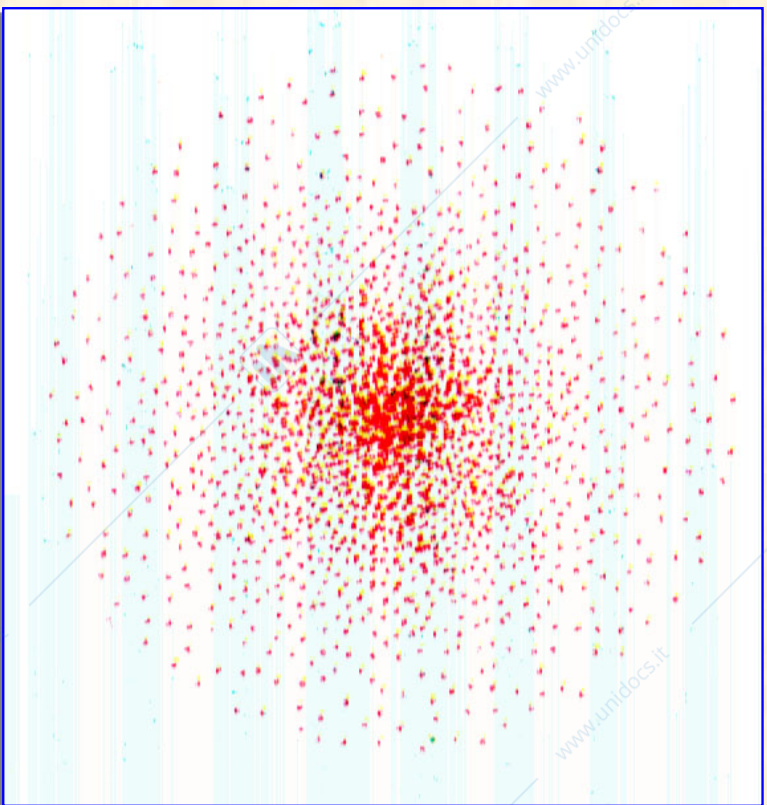
$$y_P = r \cdot \text{sen } \vartheta \cdot \text{sen } \varphi$$

$$z_P = r \cdot \text{cos } \vartheta$$

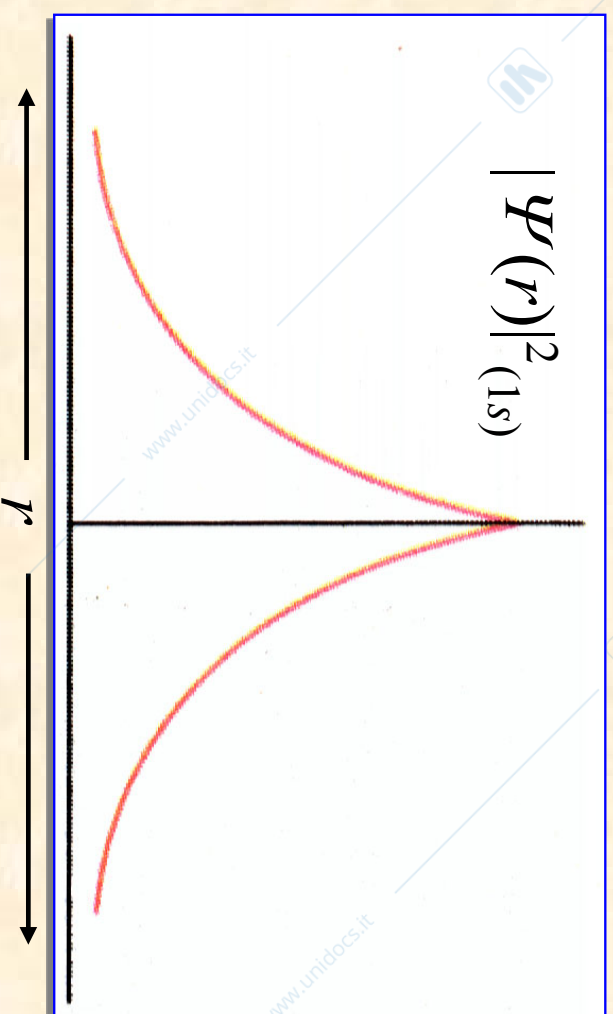


<b>n</b>	<b>l</b>	<b>m<sub>l</sub></b>	<b>R<sub>n,l</sub>(r)</b>	<b>Θ<sub>l,m<sub>l</sub></sub>(θ) · Φ<sub>m<sub>l</sub></sub>(φ)</b>	
1	0	0	$2 \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-r/a_0}$	$\left( \frac{1}{4\pi} \right)^{1/2}$	1s
2	0	0	$\left( \frac{1}{2a_0} \right)^{3/2} \cdot \left( 2 - \frac{r}{a_0} \right) \cdot e^{-r/2a_0}$	$\left( \frac{1}{4\pi} \right)^{1/2}$	2s
2	1	0	$\left( \frac{1}{2a_0} \right)^{3/2} \cdot \left( 2 - \frac{r}{a_0} \right) \cdot e^{-r/2a_0}$	$\left( \frac{3}{4\pi} \right)^{1/2} \cdot \cos \vartheta$	2p <sub>x</sub>
2	1	1	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left( \frac{1}{2a_0} \right)^{3/2} \cdot \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0}$	$\left( \frac{3}{4\pi} \right)^{1/2} \cdot \sin \vartheta \cdot \cos \varphi$	2p <sub>y</sub>
2	1	-1	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left( \frac{1}{2a_0} \right)^{3/2} \cdot \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0}$	$\left( \frac{3}{4\pi} \right)^{1/2} \cdot \sin \vartheta \cdot \sin \varphi$	2p <sub>z</sub>

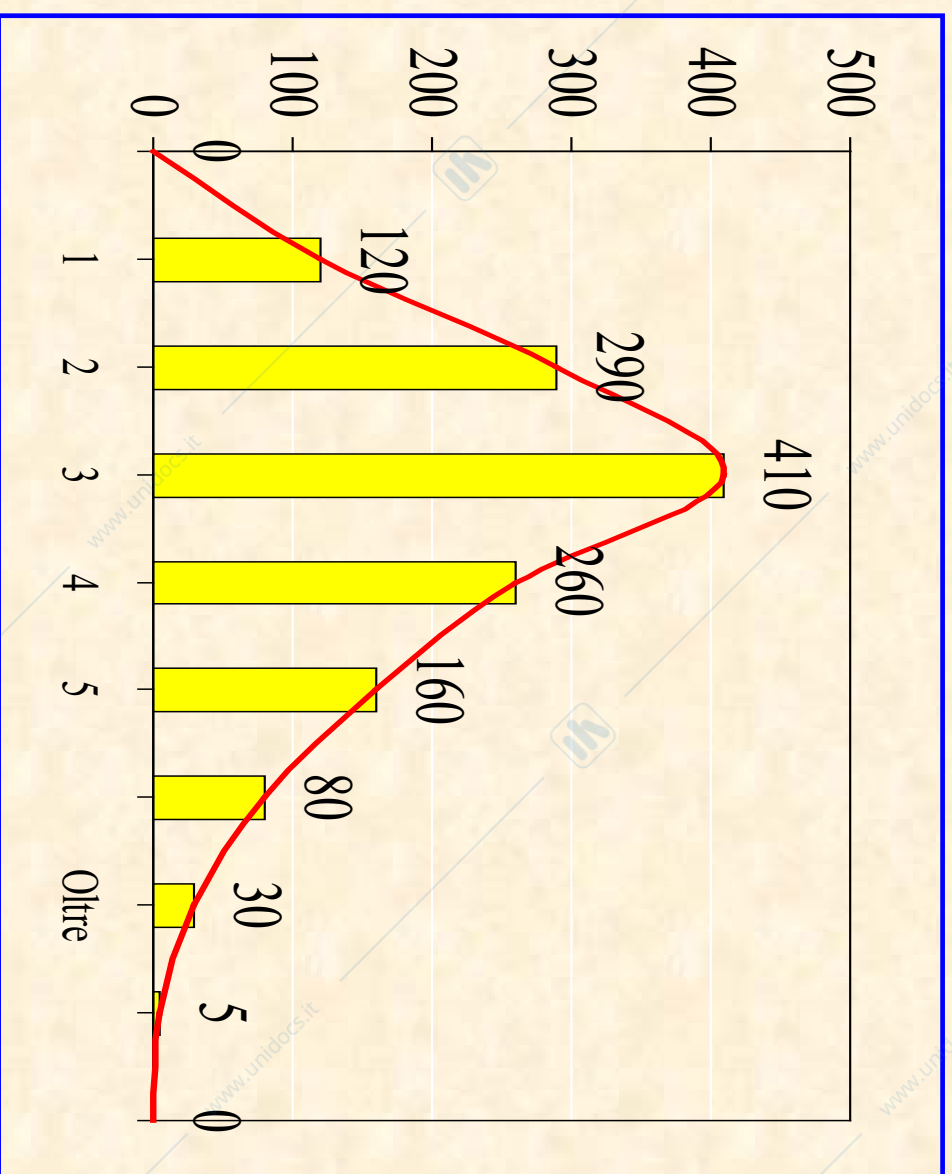
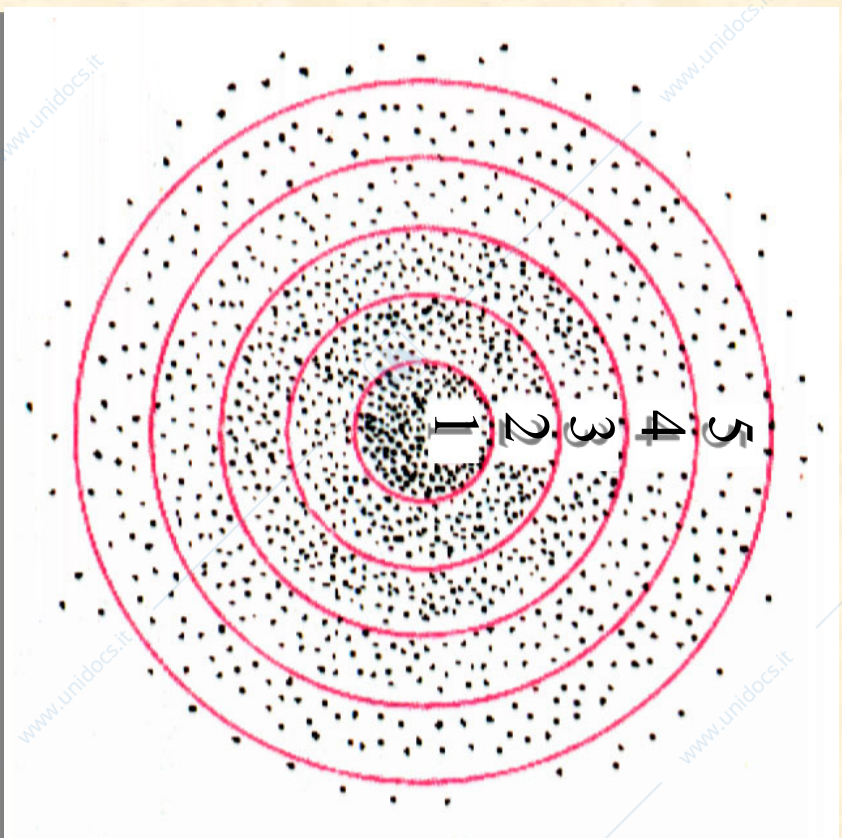
► Supponendo di poter “*fotografare*” ripetutamente un atomo di idrogeno imperturbato e di segnare con un punto la posizione dell’elettrone nell’**orbitale 1s** rilevata ad ogni scatto, si otterrebbe un’immagine del tipo:



► E’ immediato dedurre che la **densità di probabilità** (numero di “osservazioni” per unità’ di superficie) e’ massima in prossimita’ del nucleo.



► La **probabilità** di trovare l'elettrone ad una data distanza dal nucleo si determina "contando" il numero di punti compresi in anelli concentrici di pari spessore in cui si può suddividere lo spazio di osservazione. Si ricava così un andamento (*distribuzione*) tipo:



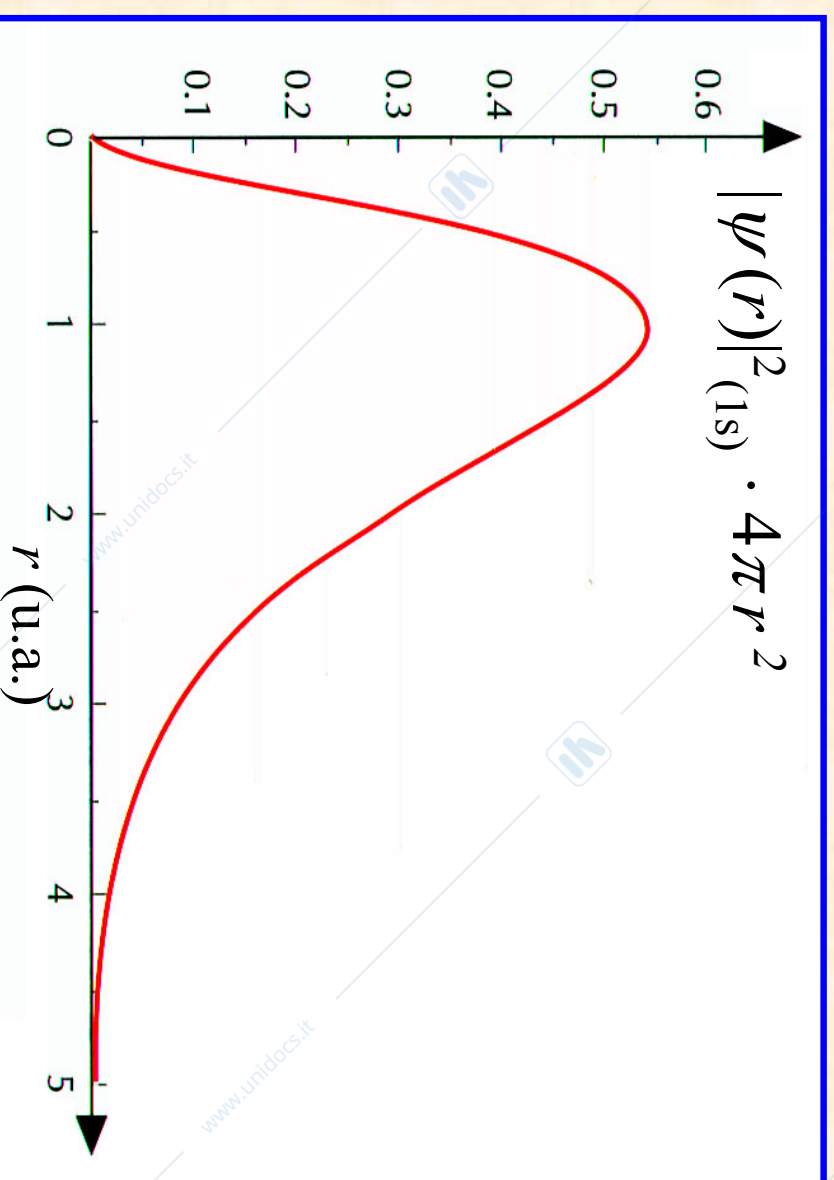
## Distribuzione di probabilità radiale

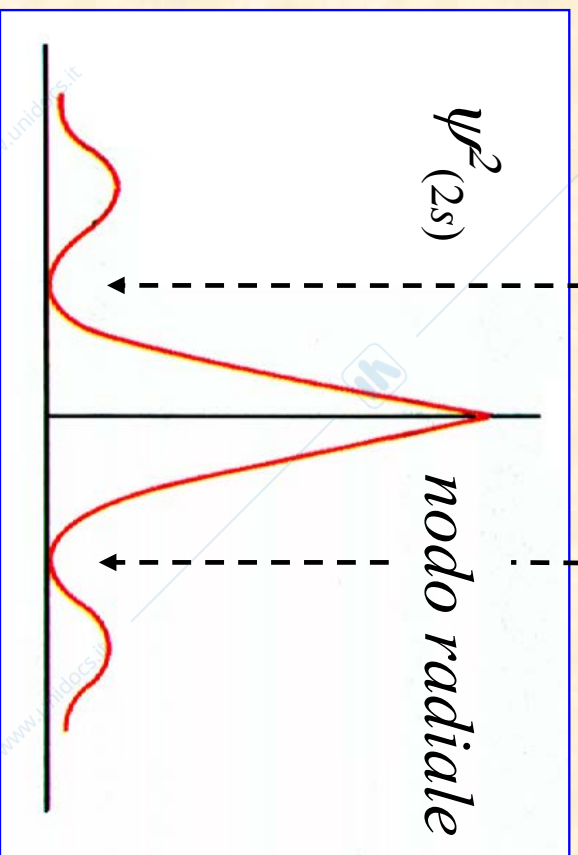
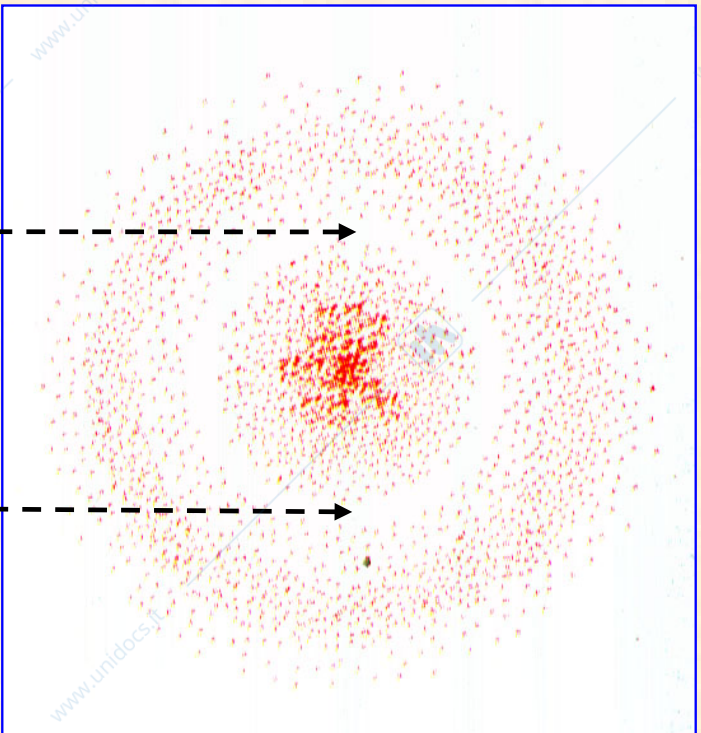
- Considerando anelli di spessore infinitesimo, la *distribuzione di probabilità* in funzione del raggio  $r$ , calcolata per l'atomo di idrogeno nello *stato fondamentale*, indica un *massimo* a  $r = 0.53$  Å, *coincidente* con il raggio di Bohr.

$$dP = |\psi(V)|^2 \cdot dV$$

$$dP = |\psi(r)|^2 \cdot 4\pi r^2 dr$$

$$dP/dr = |\psi(r)|^2 \cdot 4\pi r^2$$

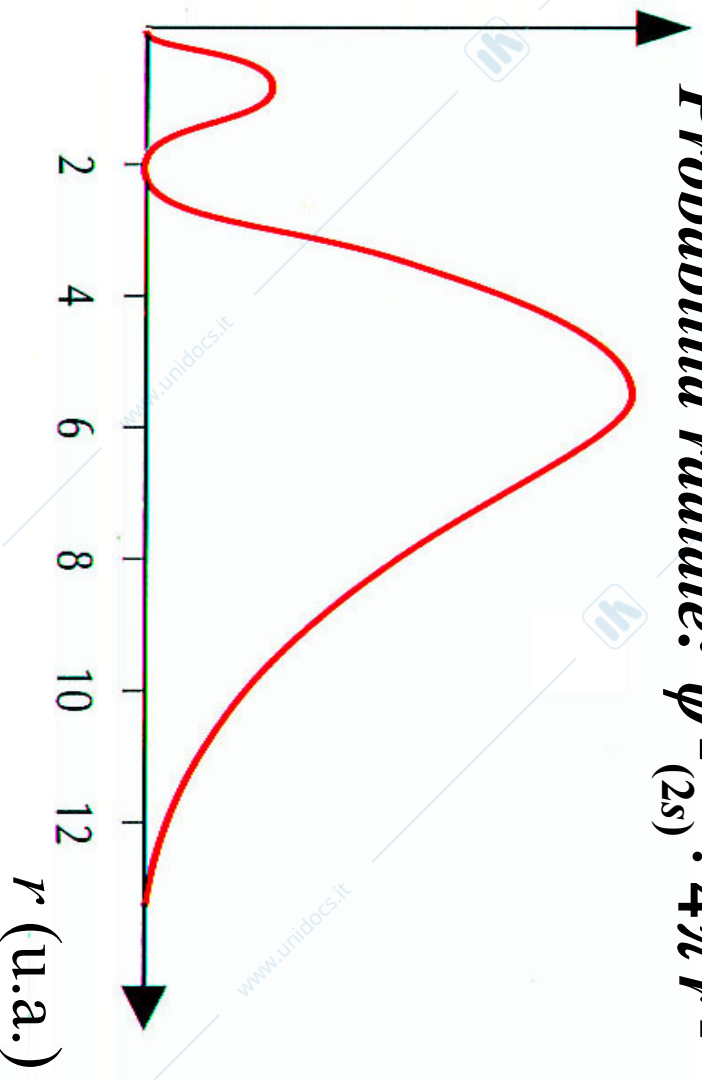




**Densità di probabilità radiale**

Supponendo ora di osservare l'elettrone di un atomo di idrogeno eccitato otterremmo la seguente mappa e la relativa distribuzione di probabilità radiale per l'orbitale 2s

**Probabilità radiale:  $\psi^2_{(2s)} \cdot 4\pi r^2$**



▶ La distribuzione di probabilità radiale fornisce la probabilità di trovare l'elettrone ad ogni distanza dal nucleo compresa tra  $r$  e  $r + dr$ :

▶ La *somma* di tutti i valori di probabilità per ogni  $r$  compreso tra 0 e  $\infty$  deve dare come risultato 100%, come ovvia conseguenza del fatto che l'elettrone esiste.

▶ L'atomo quindi *non presenta* dimensioni *finite*.

▶ Osservando però la *forma grafica* della funzione distribuzione di probabilità radiale è facile intuire che non occorre “allontanarsi” troppo dal nucleo per raggiungere valori di probabilità elevati.

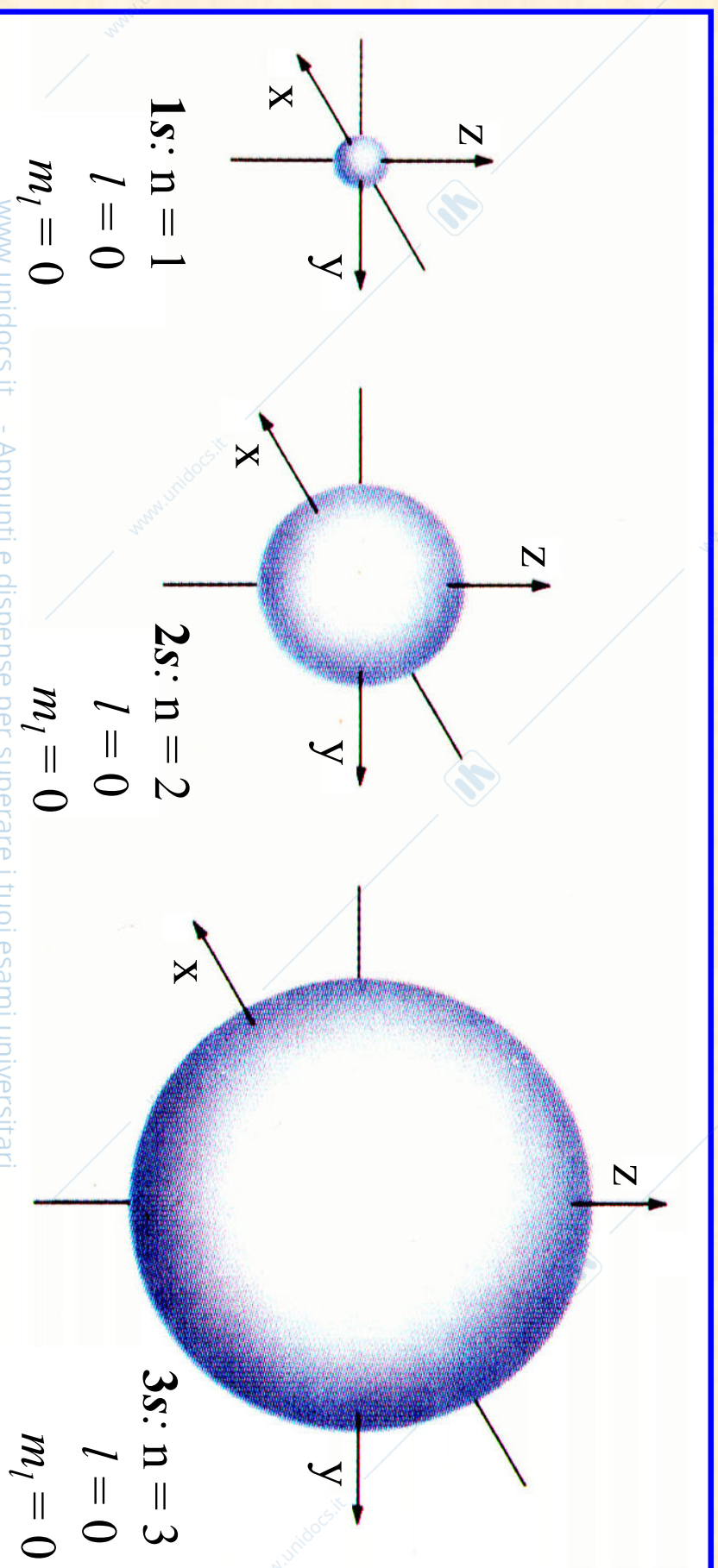
Ad esempio per l'orbitale 1s, entro un raggio di sole 2 u.a. si raggiunge una di probabilità maggiore dell'80% di trovare l'elettrone.

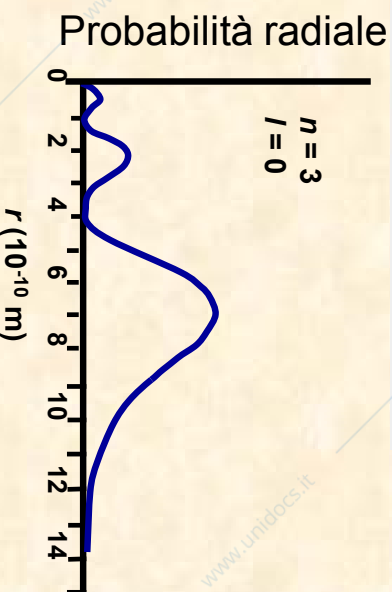
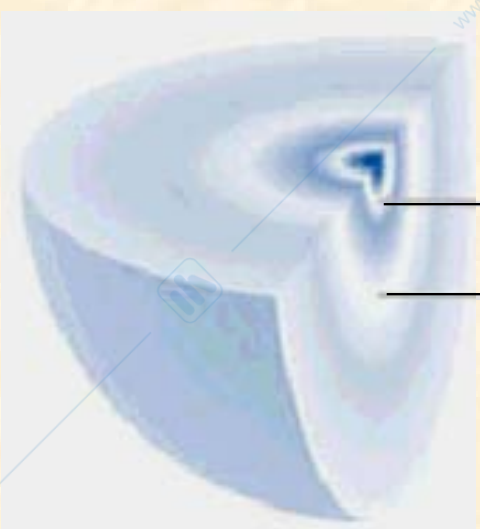
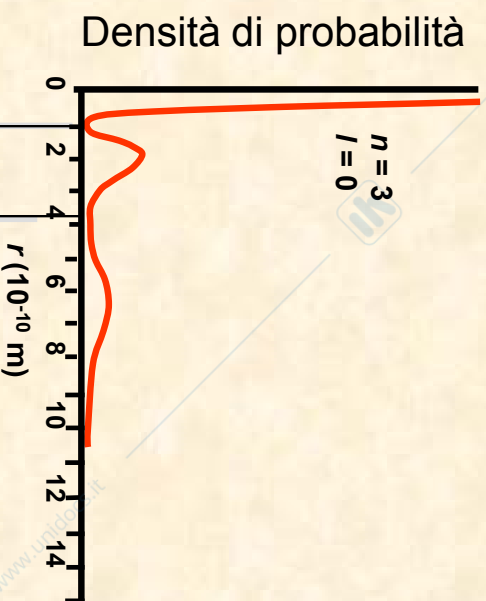
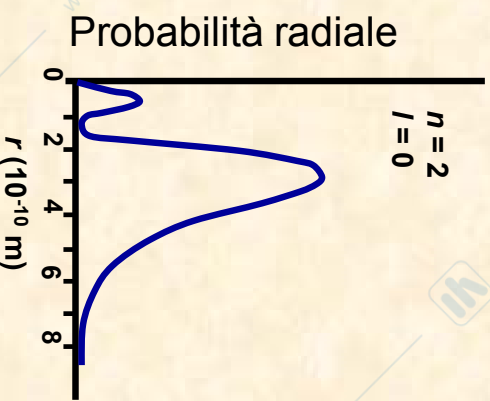
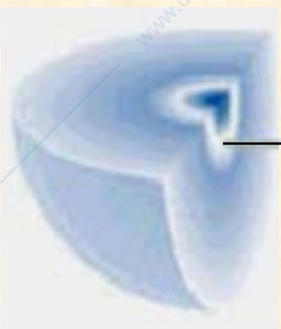
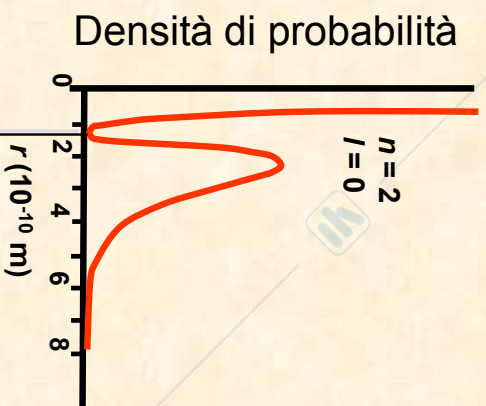
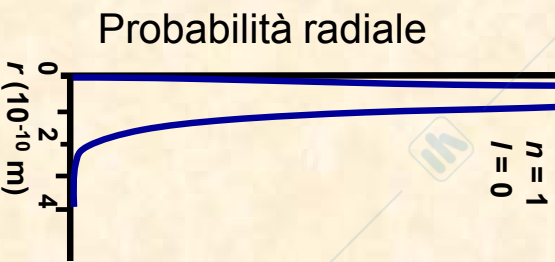
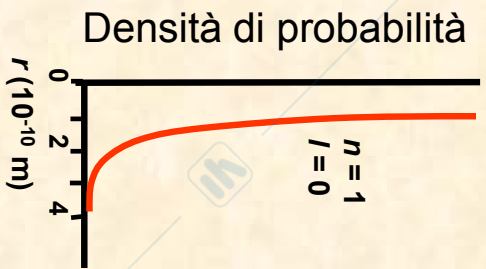
## Superfici di *isodensità elettronica*: la “*forma*” degli orbitali atomici

► L’approccio quantomeccanico allo studio di un sistema atomico *esclude intrinsecamente* la possibilità’ di identificare una *forma definita* degli orbitali poiché il sistema viene descritto in termini *probabilistici*.

► E’ però possibile individuare *porzioni di spazio* delimitate da *superfici chiuse* entro cui l’elettrone si possa trovare con una data probabilità. Tali *superfici* si dicono *a densità isoelettronica* e consentono di delineare una sorta di “*forma*” dell’orbitale.

- ▶ Analizzando le espressioni degli orbitali  $ns$  si deduce che le corrispondenti superfici a isodensità elettronica **debbono presentare simmetria sferica**. Infatti, la componente **angolare** delle funzioni  $\psi_{(ns)}$  è una costante.
- ▶ E' il valore del **numero quantico secondario  $l = 0$**  a determinare questa condizione quindi, in definitiva, a determinare la **forma dell'orbitale**.





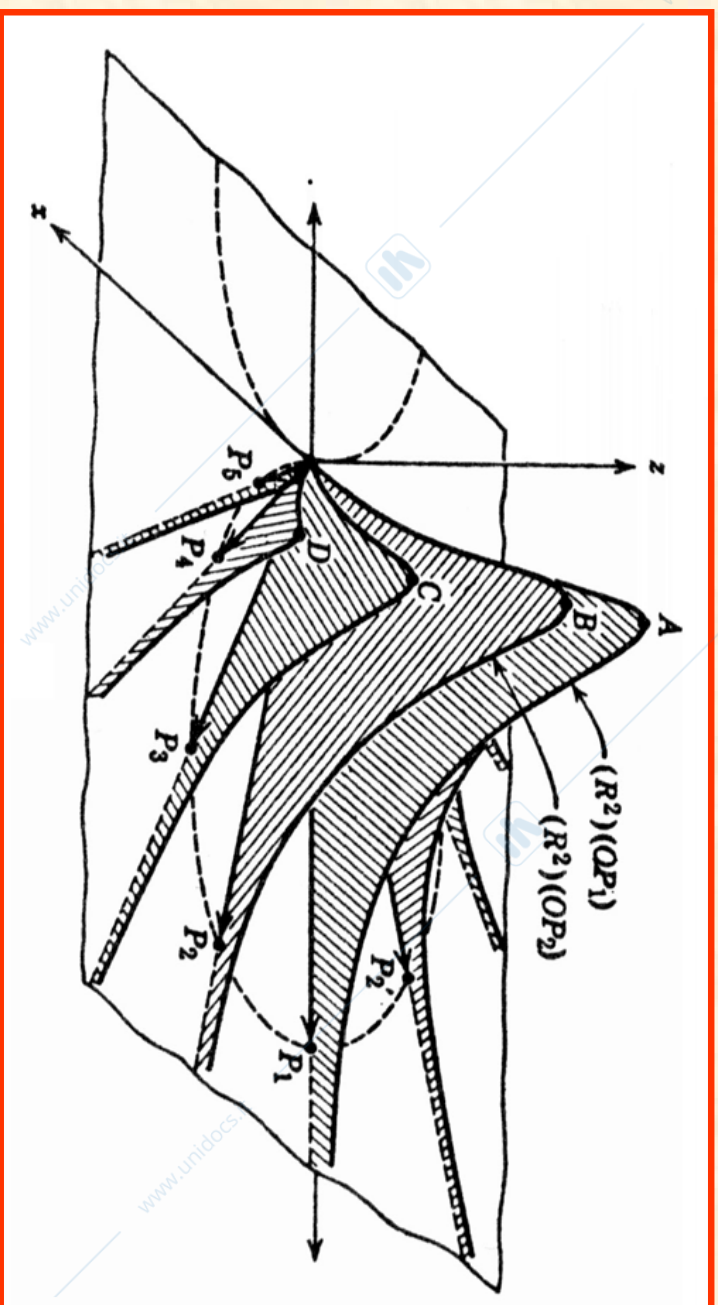
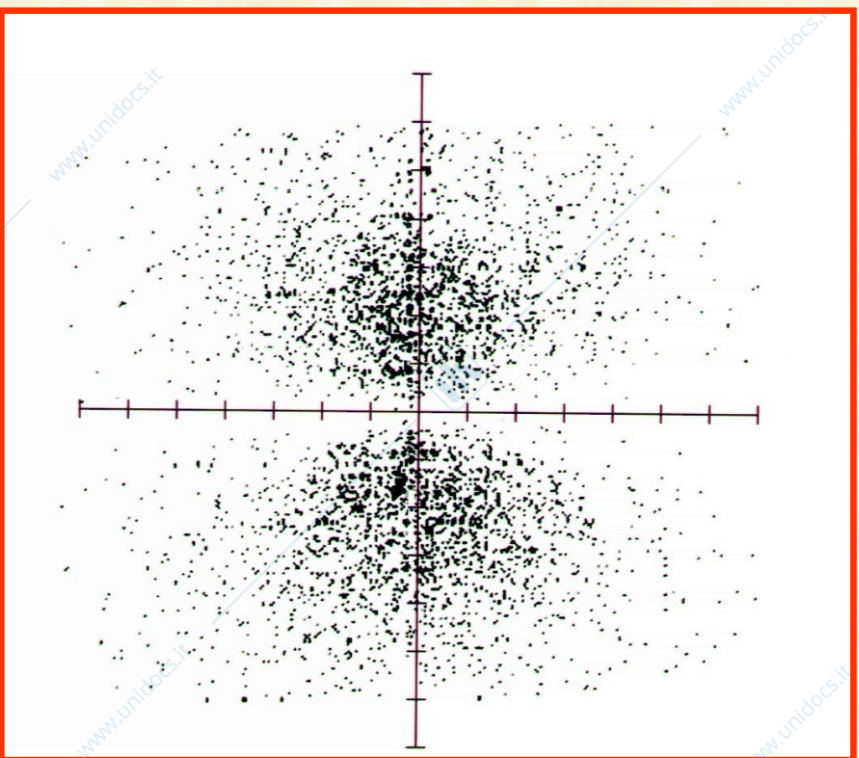
**A - orbitale 1s**

**B - orbitale 2s**

**C - orbitale 3s**

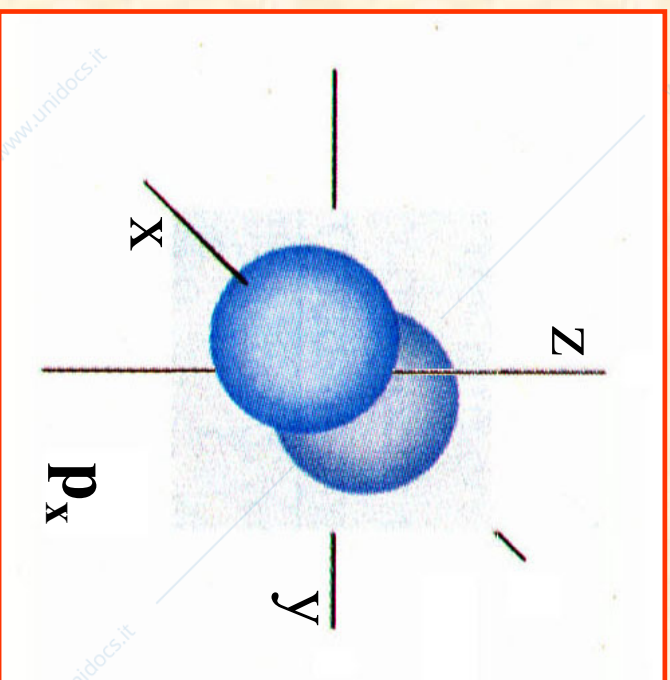
► Gli orbitali caratterizzati dal numero quantico secondario  $l = 1$  si denominano **orbitali p**, e presentano una componente angolare **non costante**, ma funzione dagli angoli  $\theta$  e  $\varphi$ .

► Oltre alla distribuzione di probabilità **radiale** andrà quindi valutata la **distribuzione di probabilità angolare**.

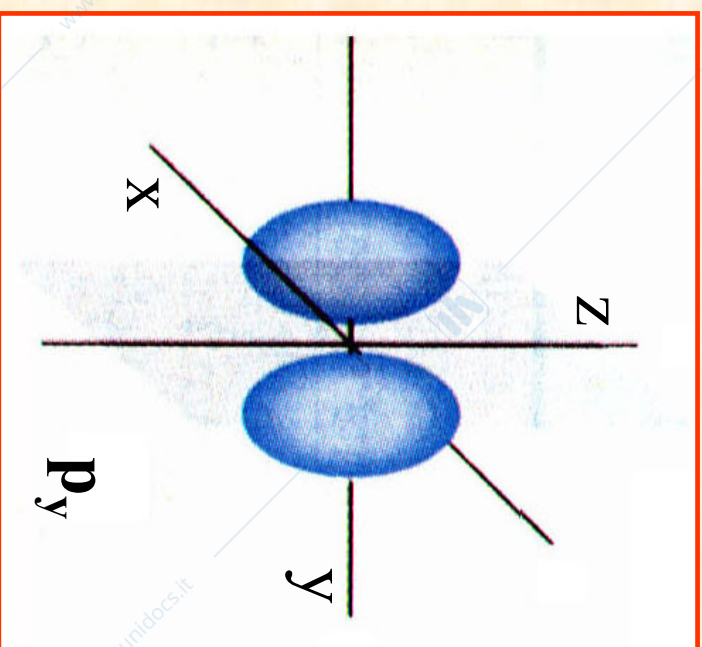


► Al numero quantico secondario  $l = 1$  sono associati **tre** numeri quantici *magnetic*  $m_l = -1, 0, +1$ . Questo significa che dobbiamo prevedere *tre* orbitali di tipo  $p$ , denominati  $p_x$ ,  $p_y$ , e  $p_z$  con la stessa “forma” (stesso valore di  $l$ ) ma con *differente orientazione nello spazio*: il numero quantico magnetico determina l’orientazione nello spazio degli orbitali.

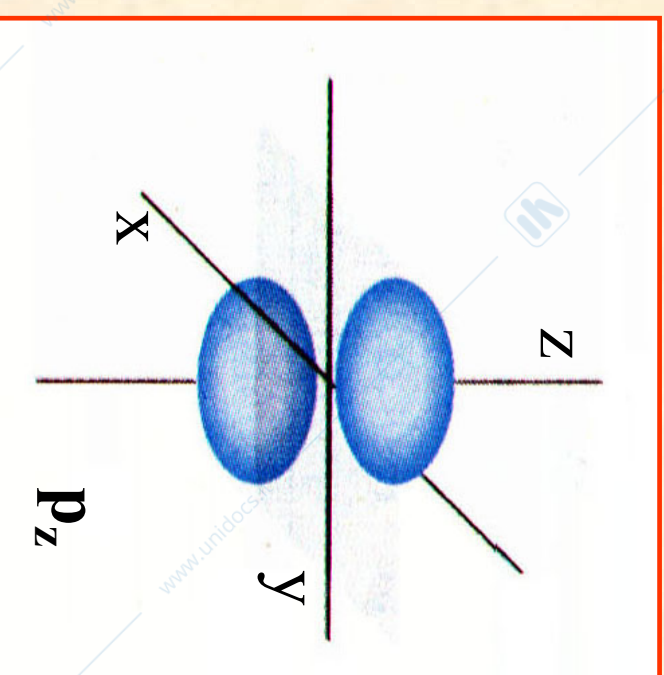
*Superfici a densità isoelettronica degli orbitali  $p_x$ ,  $p_y$ , e  $p_z$ .*



*Piano nodale  $y - z$*



*Piano nodale  $x - z$*

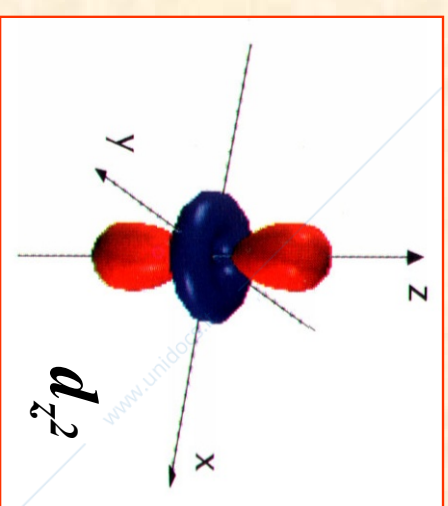
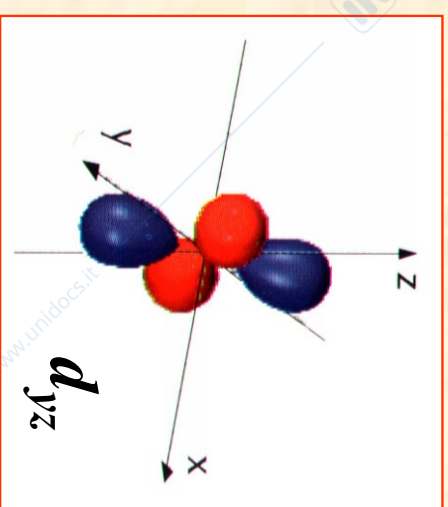
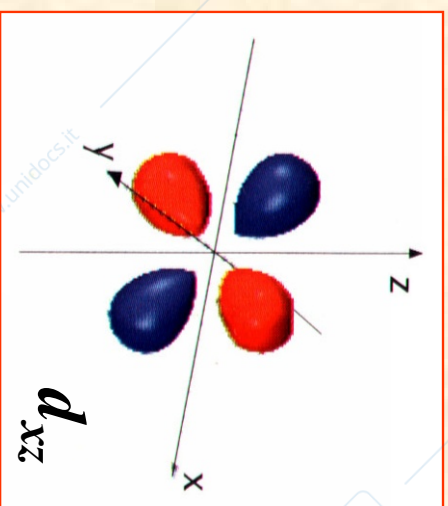
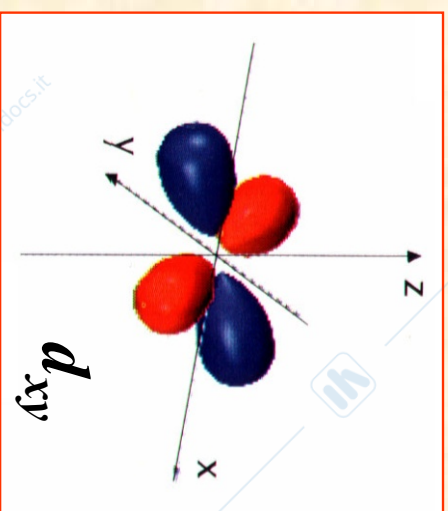
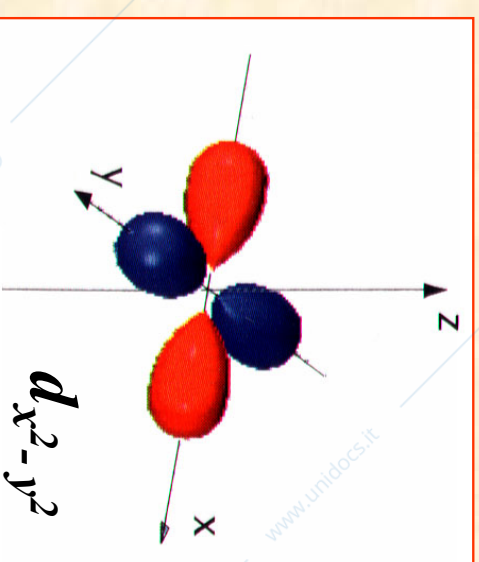


*Piano nodale  $x - y$*

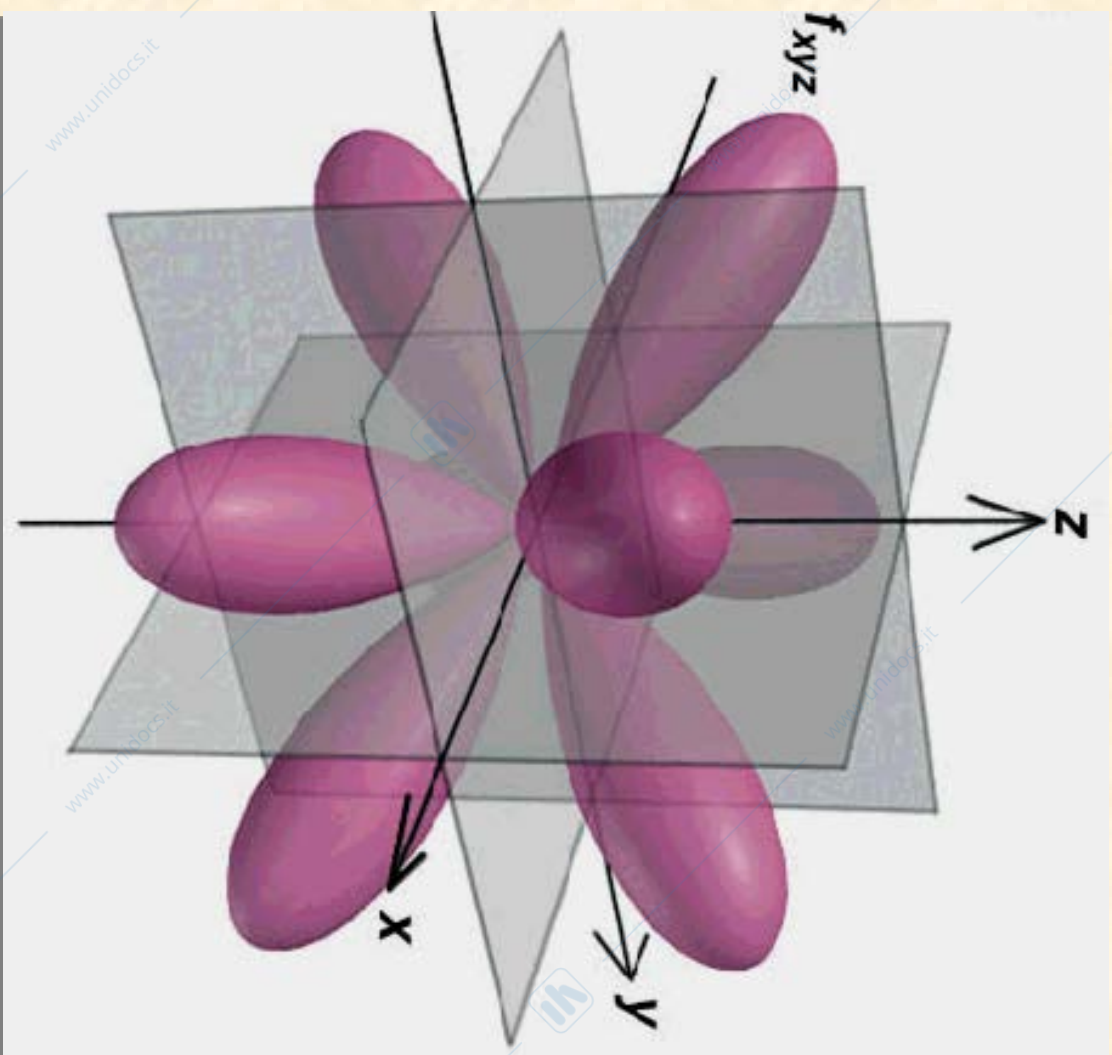
► Gli orbitali caratterizzati dal numero quantico secondario  $l = 2$  si denominano **orbitali d**, e presentano anch'essi una componente angolare *non costante*, ma funzione dagli angoli  $\vartheta$  e  $\varphi$ .

I numeri quantici magnetici associati a  $l = 2$  sono **cinque**:  $-2, -1, 0, 1, 2$ .

**Dobbiamo prevedere quindi 5 orbitali di tipo d.**



# Uno dei Sette Possibili Orbitali $f$



## Atomi a più elettroni

▶ La distribuzione dei livelli energetici per *atomi idrogenoidi* ottenuta mediante la *meccanica ondulatoria* risulta *sostanzialmente identica* a quella ottenuta *mediante il modello di Bohr - Sommerfeld*.

▶ La trattazione quantistica di *atomi a più elettroni* presenta notevoli difficoltà matematiche a seguito della necessità di dover considerare tutte le *reciproche e simultanee interazioni elettrone-nucleo e elettrone-elettrone*.

▶ Sono però stati sviluppati dei sistemi di calcolo *approssimati* (**Hartree - Fock**) che consentono di trattare il *sistema polielettronico* come “*combinazione*” di *più sistemi mono elettronici* ottenendo per  $n$  elettroni:

$$\varphi_{(tot)} = \varphi_1 \cdot \varphi_2 \cdots \varphi_n \quad e$$

$$E_{tot} = E_1 + E_2 + \dots + E_n$$

► Questa semplificazione prevede che ogni singolo elettrone sia comunque soggetto ad un *campo di forze centrali a simmetria sferica* dove il complesso effetto della repulsione inter-elettronica viene considerato definendo la *carica nucleare efficace*  $Z_{\text{eff}}$ .

► Tale carica *efficace*, sempre minore della carica nucleare *effettiva*, esprime la carica risentita da ogni singolo elettrone valutando l'*effetto schermante del nucleo* esercitato da tutti gli altri elettroni.

► Analizzando la *distribuzione di probabilità radiale* dei diversi tipi di orbitali è facile prevedere quali elettroni risentiranno di una maggiore carica nucleare efficace.

## Carica efficace

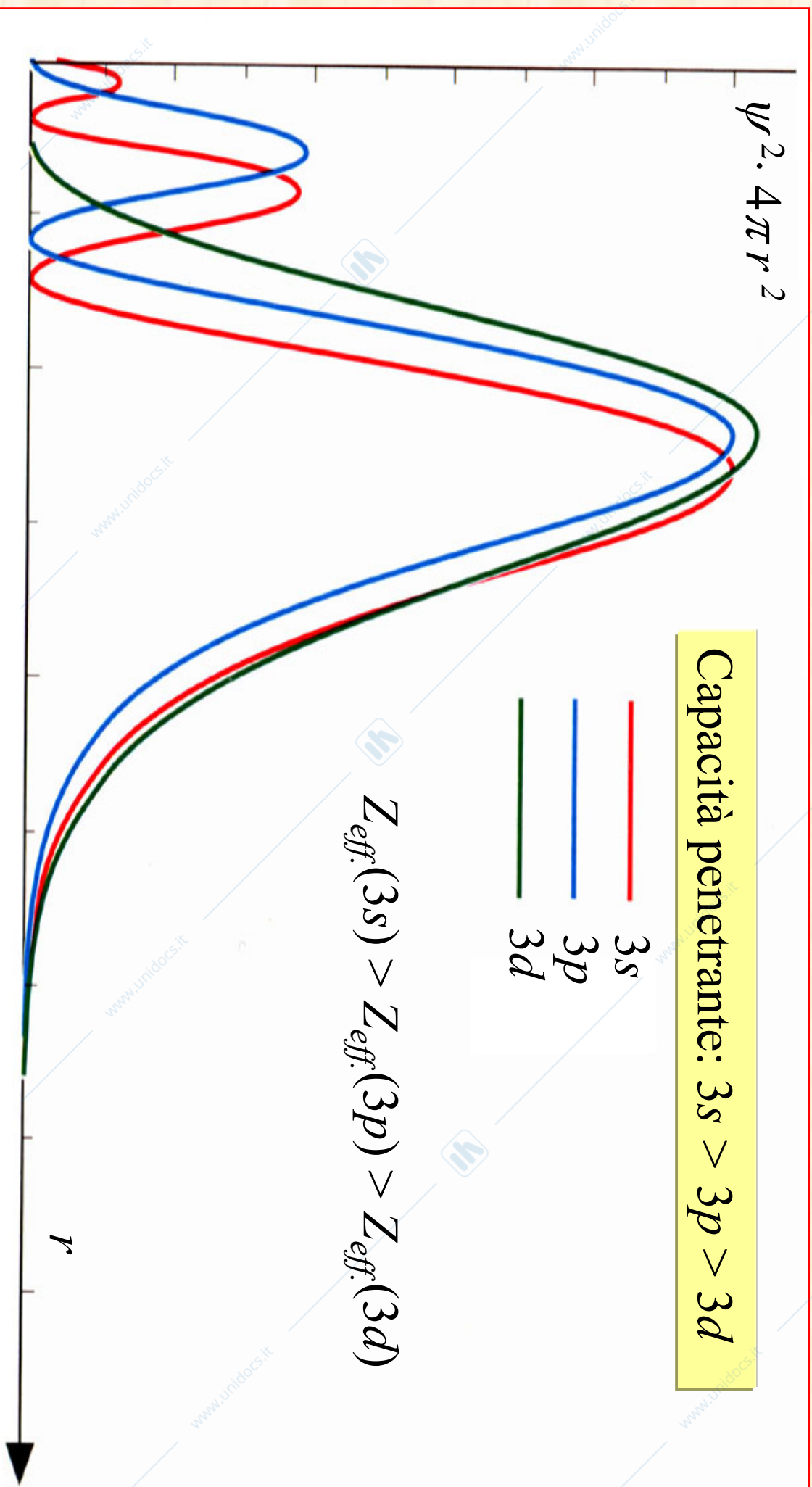
### EFFETTO SCHERMO DEGLI ELETTRONI SULLA CARICA NUCLEARE.

Indicativamente:

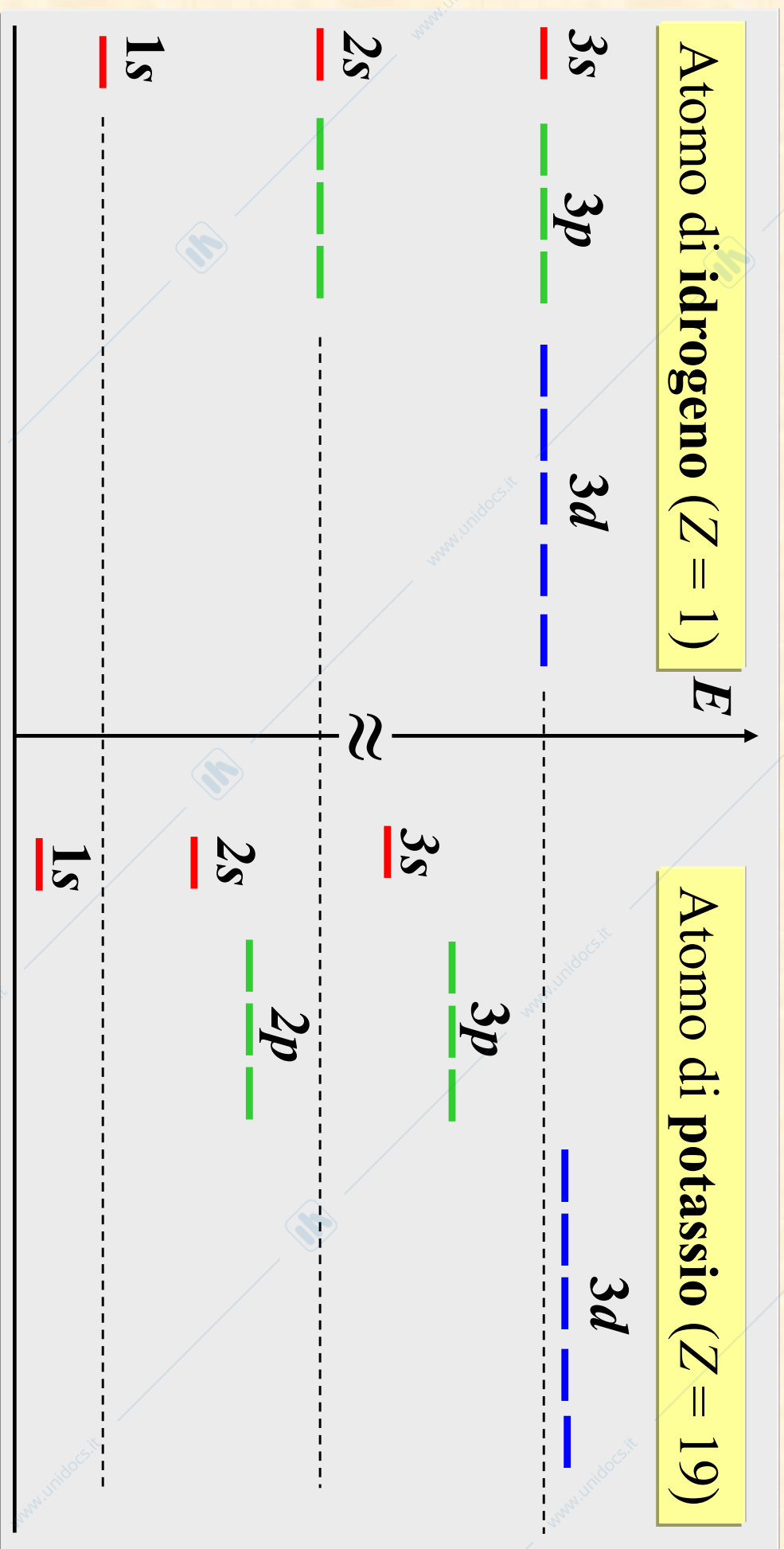
- (1) Ogni elettrone nel livello  $n_s$  e  $n_p$  schermo l'elettrone di valenza di circa 0.35.
  - (2) Ogni elettrone nel livello  $n-1$  schermo di circa 0.85.
  - (3) Ogni elettrone in  $n-2$  o inferiori schermo di circa 1.00.
- (Regole di Slater)

Elem.	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d
H	1.000						
He	1.688						
Li	2.691	1.279					
Be	3.685	1.912					
B	4.680	2.576	2.421				
C	5.673	3.217	3.136				
N	6.665	3.847	3.834				
O	7.658	4.492	4.453				
F	8.650	5.128	5.100				
Ne	9,642	5.758	5.758				
Na	10.626	6.571	6.802	2.507			
Mg	11.619	7.392	7.826	3.308			
Al	12.591	8.214	8.963	4.117	4.066		
Si	13.575	9.020	9.945	4.936	4.285		
P	14.558	9.825	10.961	5.642	4.886		
S	15.541	10.629	11.977	6.367	5.482		
Cl	16.524	11.430	12.993	7.068	6.116		
Ar	17.508	12.230	14.008	7.757	6.761		
K	18.490	13.006	15.027	8.680	7.726	3.495	
Ca	19.473	13.776	16.041	9.602	8.658	4.398	
Sc	20.457	14.574	17.055	10.340	9.406	4.632	7.120
Ti	21.441	15.181	18.065	11.033	10.104	4.817	8.141

## Distribuzione di probabilità radiale degli orbitali 3s, 3p, 3d

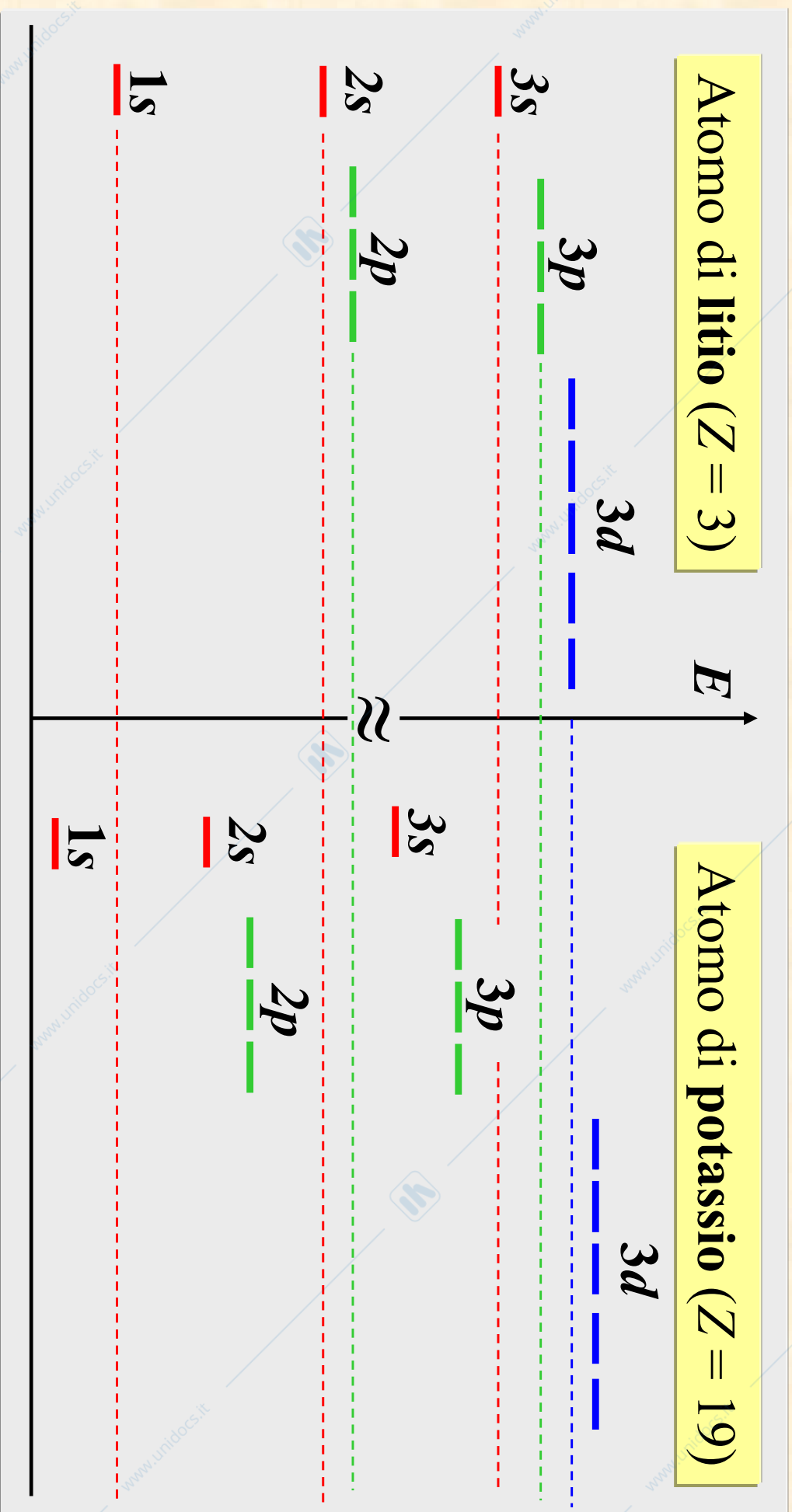


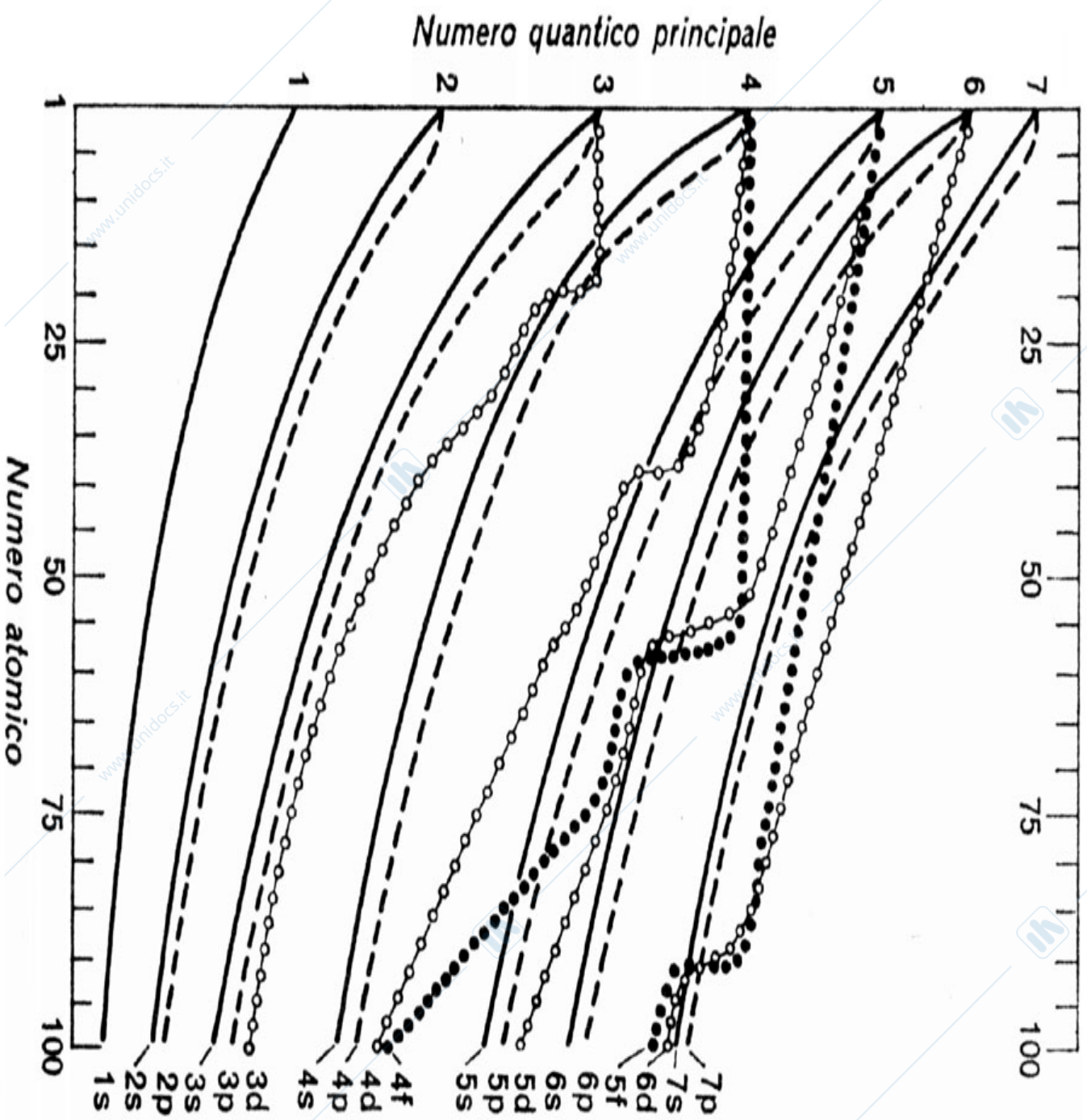
- La differenza di carica efficace risentita dagli elettroni nei diversi orbitali si riflette anche sulla loro energia.



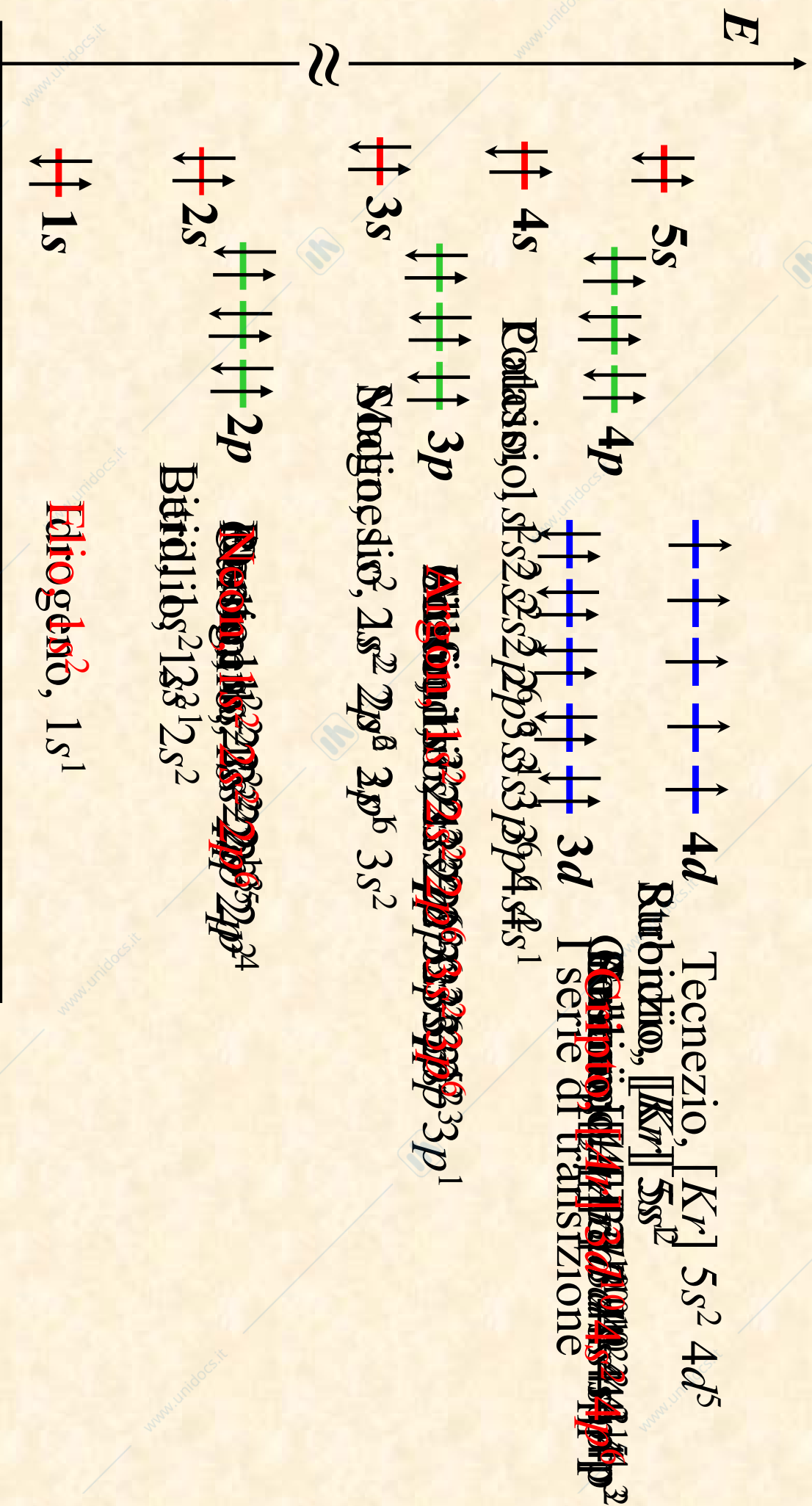
- L'energia degli orbitali di atomi *polieletronici* dipende sia dal numero quantico *principale n* che dal numero quantico *secondario l*.

► Inoltre, la *capacità* penetrante dei vari orbitali viene *esaltata* dalla *carica nucleare*  $Z_e$ .

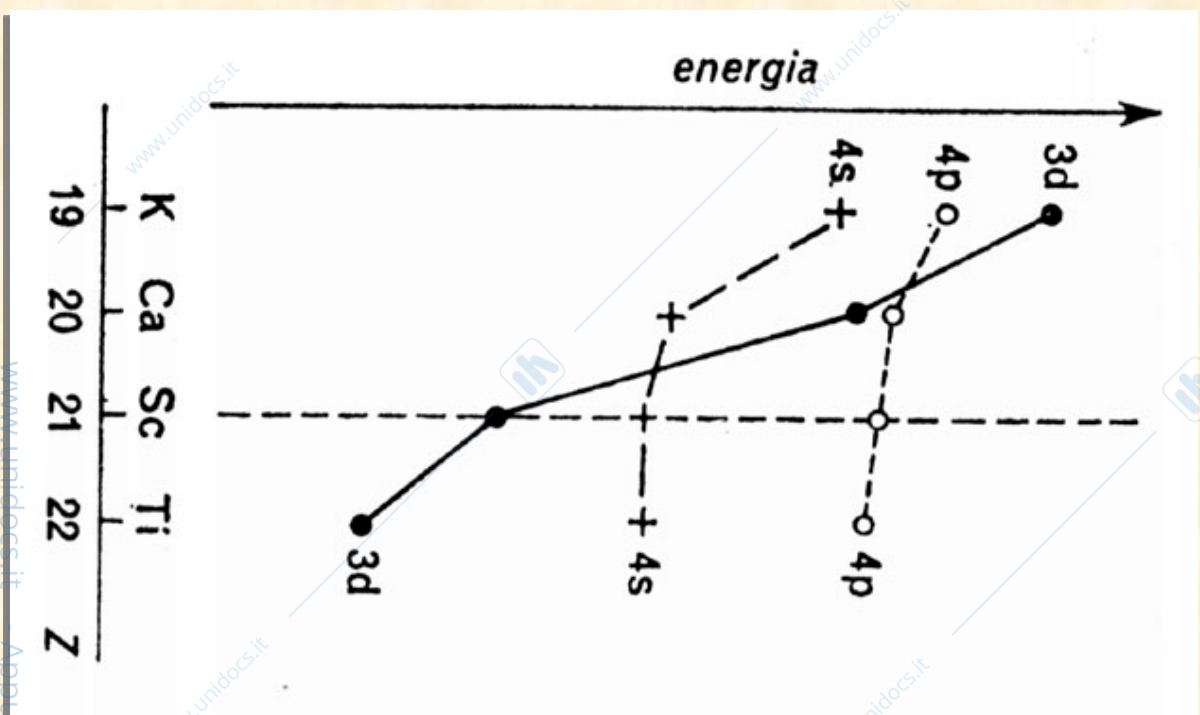




# "Riempimento" degli orbitali: regola di Hund



# Configurazione Elettronica degli Elementi di Prima Transizione



Scandio,  $4s^2 3d^1$

Titanio,  $4s^2 3d^2$

Vanadio,  $4s^2 3d^3$

Cromo,  $[Ar]4s^1 3d^5$

Manganese,  $[Ar]4s^2 3d^5$

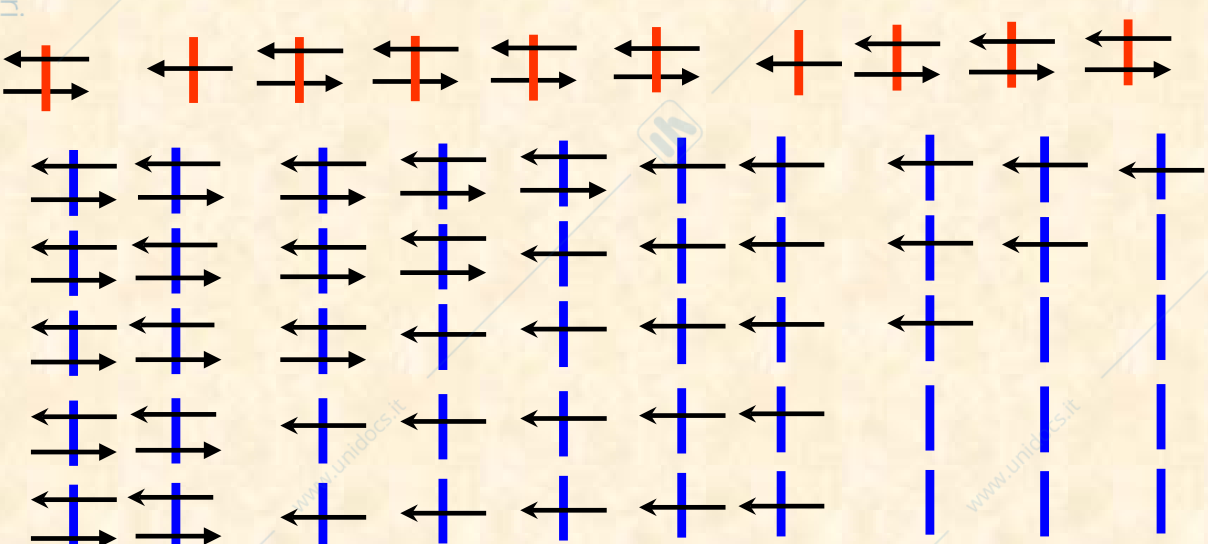
Ferro,  $[Ar]4s^2 3d^6$

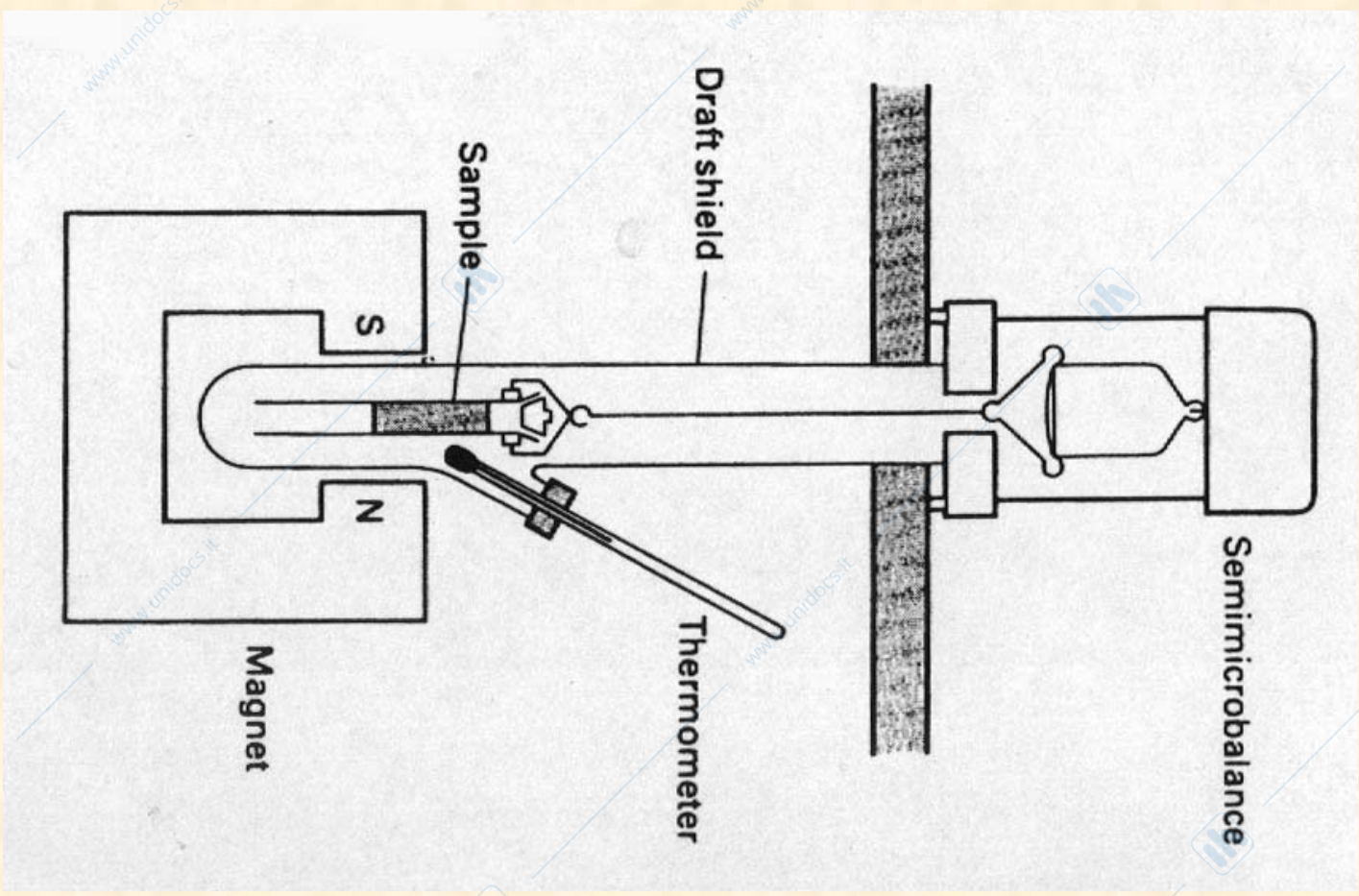
Cobalto,  $[Ar]4s^2 3d^7$

Nichel,  $[Ar]4s^2 3d^8$

Rame,  $[Ar]4s^1 3d^{10}$

Zinco,  $[Ar]4s^2 3d^{10}$





# Elementi di seconda transizione

• Rb	[Kr] 5s <sup>1</sup>	
• Sr	[Kr] 5s <sup>2</sup>	
• Y	[Kr] 5s <sup>2</sup> 4d <sup>1</sup>	
• Zr	[Kr] 5s <sup>2</sup> 4d <sup>2</sup>	
• Nb	[Kr] 5s <sup>1</sup> 4d <sup>4</sup>	Ordine di Riempimento Anomalo
• Mo	[Kr] 5s <sup>1</sup> 4d <sup>5</sup>	
• Tc	[Kr] 5s <sup>2</sup> 4d <sup>6</sup>	
• Ru	[Kr] 5s <sup>1</sup> 4d <sup>7</sup>	Ordine di Riempimento Anomalo
• Rh	[Kr] 5s <sup>1</sup> 4d <sup>8</sup>	
• Pd	[Kr] 4d <sup>10</sup>	
• Ag	[Kr] 5s <sup>1</sup> 4d <sup>10</sup>	Ordine di Riempimento Anomalo
• Cd	[Kr] 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup>	