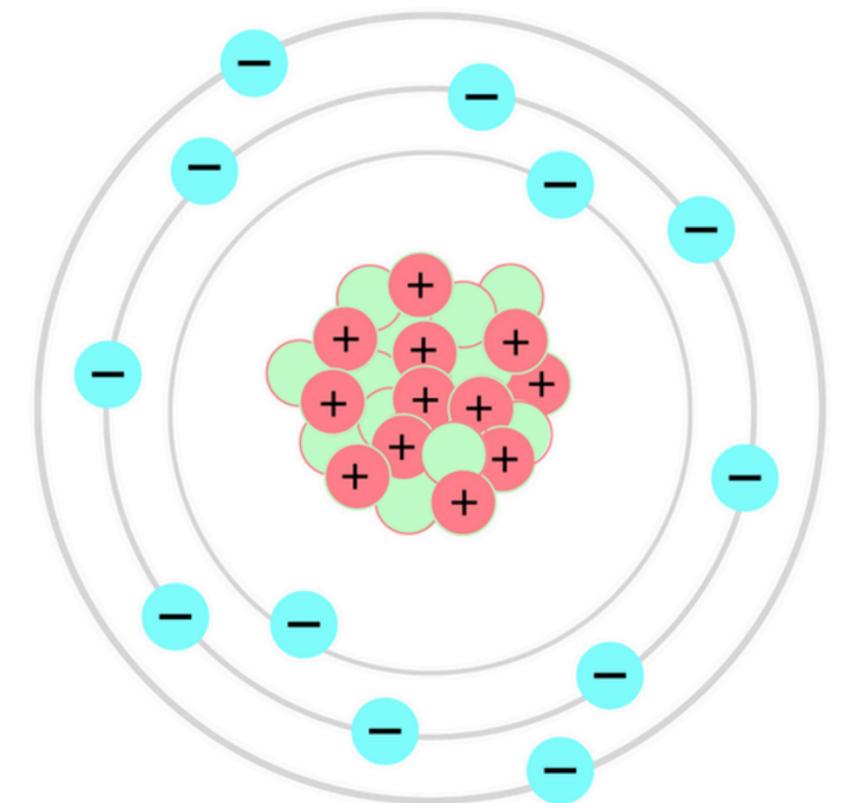
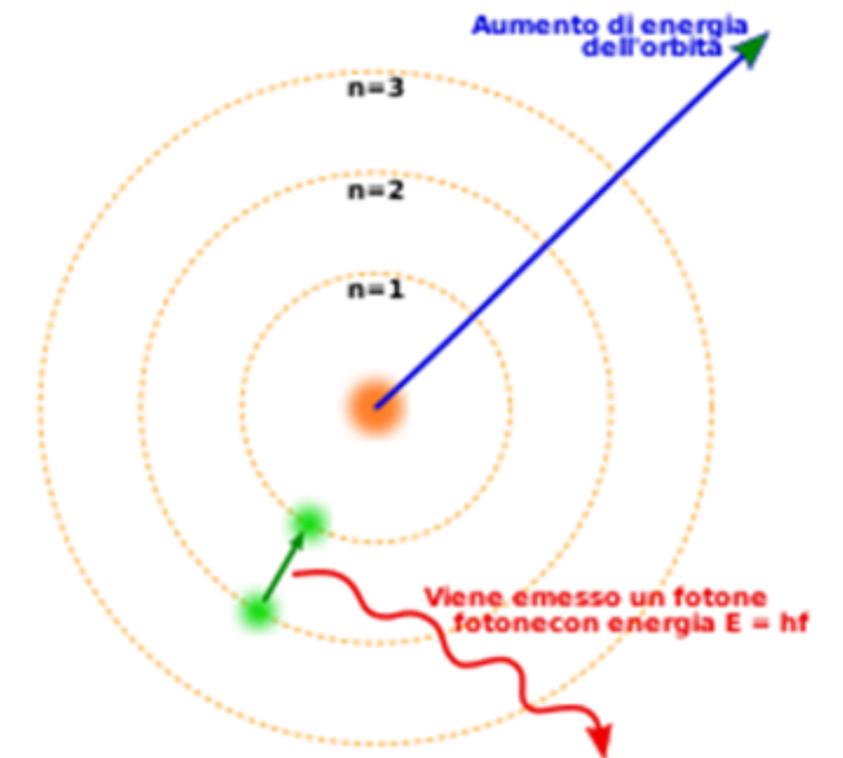


# SPETTRI IN EMISSIONE E LA LINEA "H-ALPHA"

# IL MODELLO ATOMICO DI BOHR

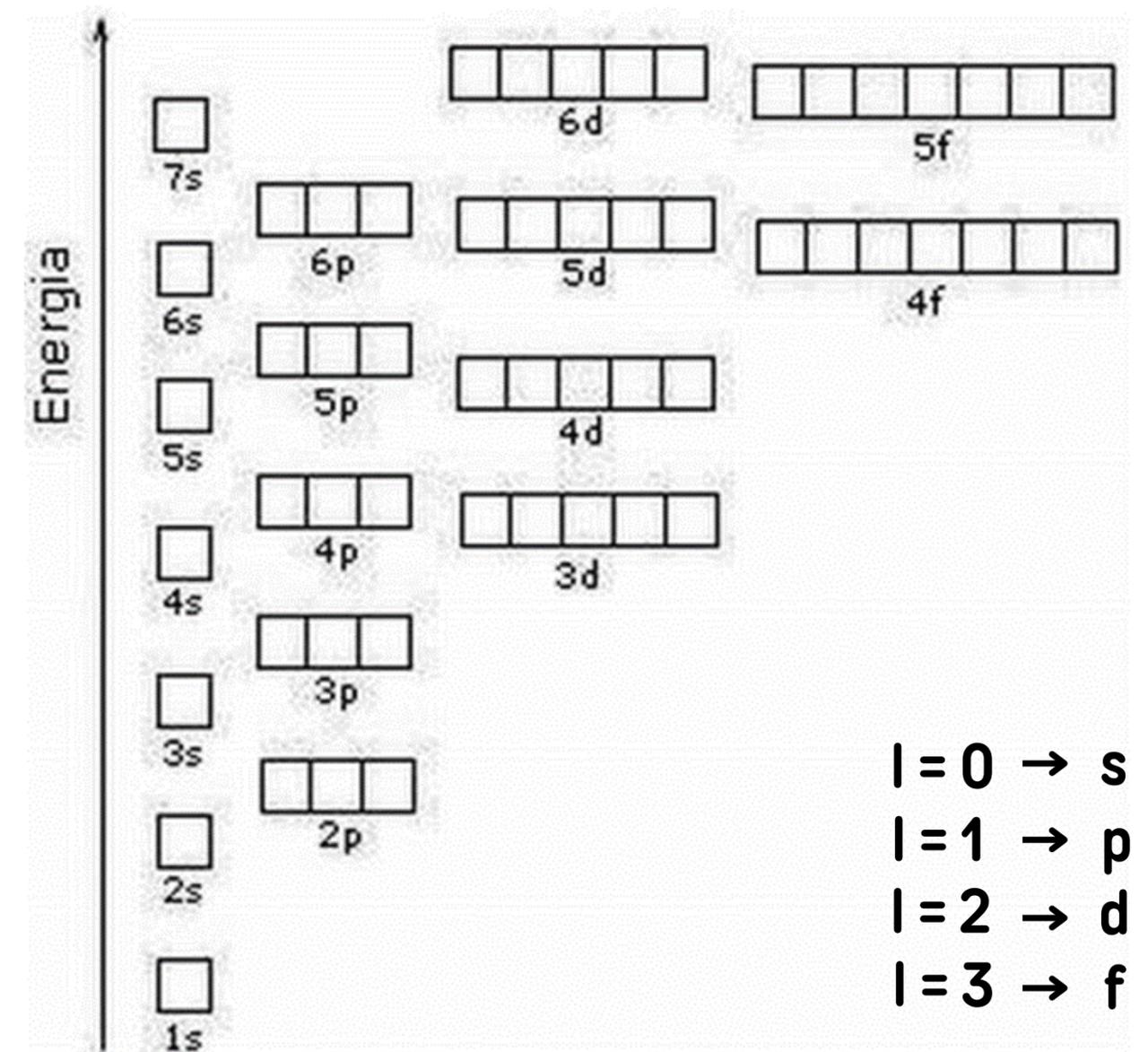
- **Nucleo** al centro con **protoni** e **neutroni**
- **Elettroni** su orbite esterne **quantizzate** (ovvero **discretizzate**)
- Ogni orbita corrisponde ad un livello energetico ben preciso



# ORBITE E ORBITALI

- $n$ : numero quantico principale
  - $n = 1, 2, 3...$
- $l$ : numero quantico secondario  
determina il momento angolare
  - $l = 0, 1, 2... (n-1)$
- $m$ : numero quantico magnetico
  - $m = -l, (-l+1) ... 0 ... (l-1), l$
- $m_s$ : numero quantico di spin
  - $m_s = (+1/2 \text{ o } -1/2)$

- Riempimento con **regole di Hund**:
  - Riempio in **ordine di energia**
  - In orbitali degeneri: **spin paralleli**



# RADIAZIONE E SALTI ENERGETICI

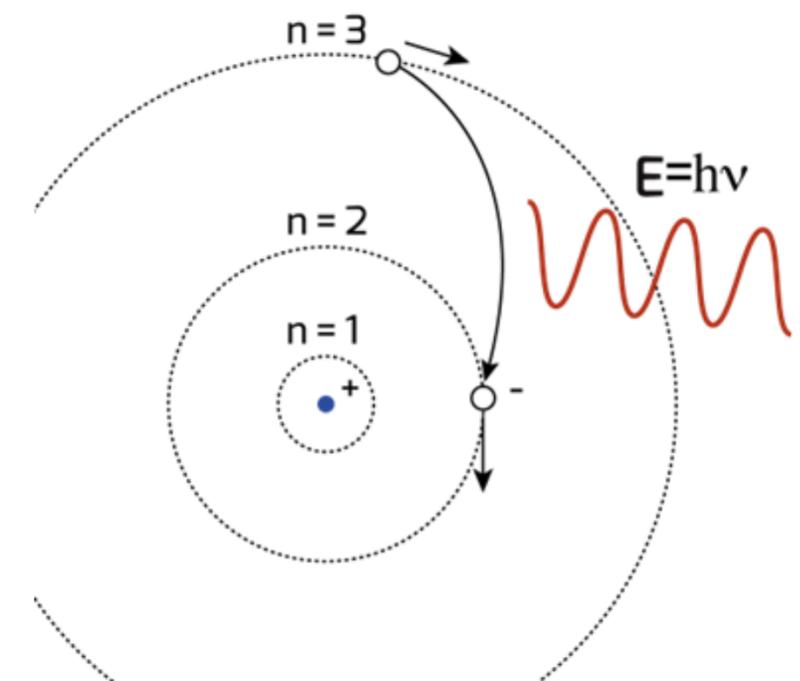
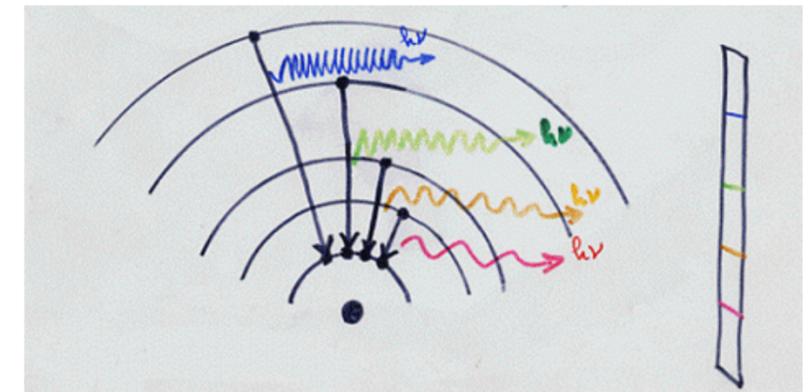
- È possibile **fornire energia** per portare un elettrone ad un livello energetico superiore (atomo **eccitato**). Verrà **assorbito** un **fotone** con energia:

$$\Delta E = E_f - E_i = h\nu$$

- Quando un elettrone si rilassa e **torna** allo **stato fondamentale**, **emette** un **fotone** con energia pari alla **differenza energetica**
- Ionizzare** un atomo: **strappare un elettrone**, ovvero portarlo su un'orbita con  $n \rightarrow \infty$ .
  - Energia necessaria: **energia di ionizzazione**

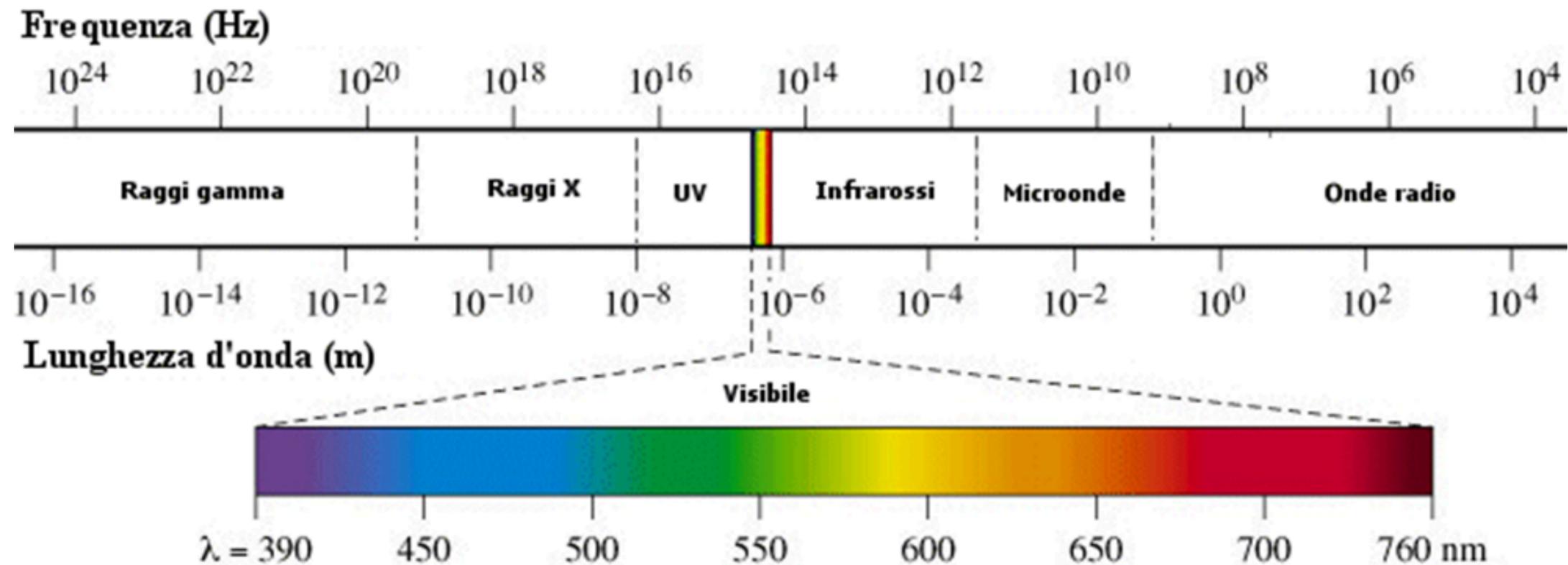
$h$  → Costante di Planck

$\nu$  → Frequenza fotone



# LA RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

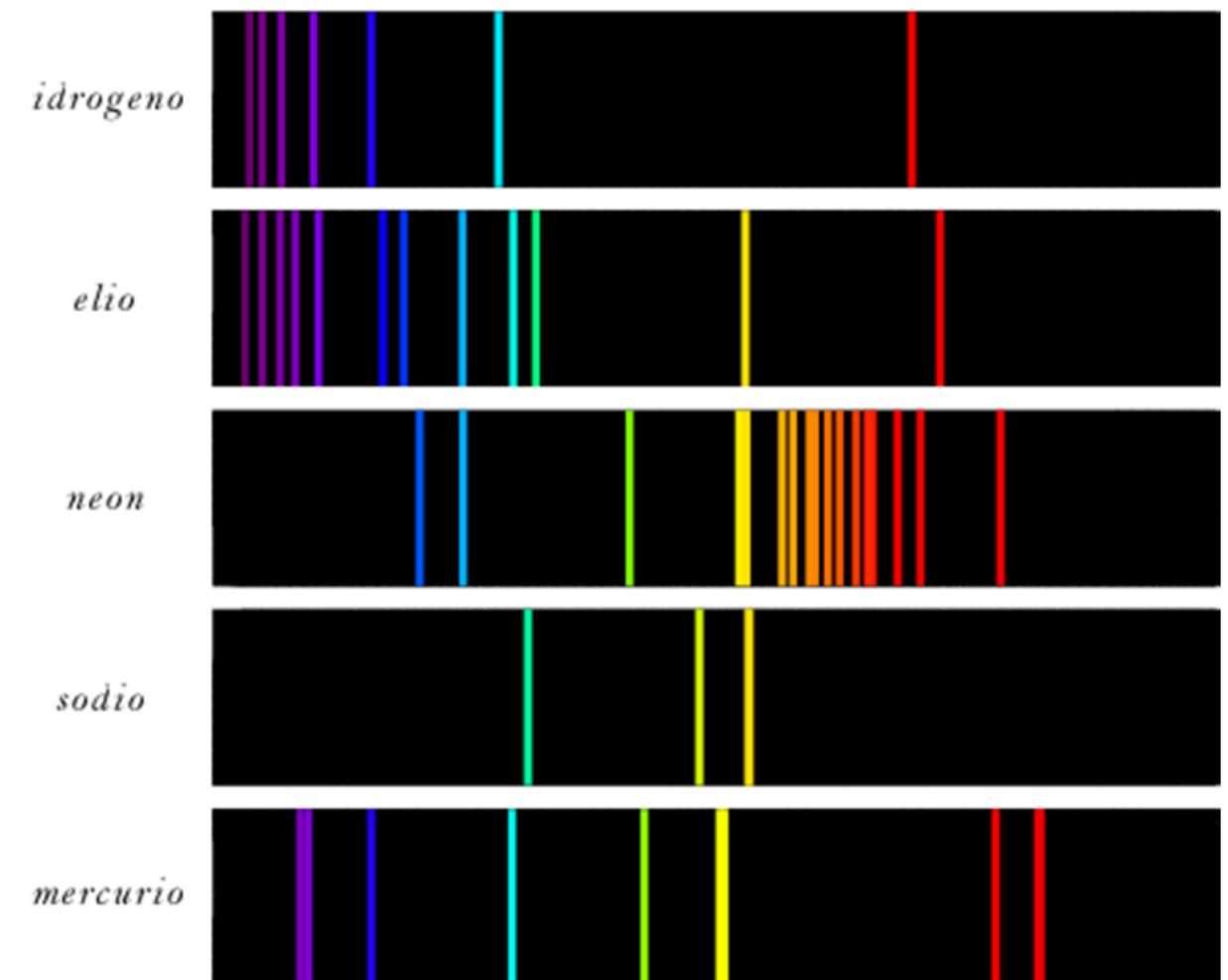
- La luce è **radiazione elettromagnetica**
- Una piccola porzione è visibile → **Colori**



# SPETTRI DI EMISSIONE

- Insieme di **tutti i fotoni** che possono venire **emessi** da un elemento / sostanza quando ritorna allo **stato fondamentale**
- È necessario **fornire energia** esterna per portare gli elettroni in orbitali ad **energia maggiore**, cosicché si possano **rilassare**
- Sono **caratteristici** di ogni elemento
  - Possibilità di **identificare elementi**

Alcuni esempi di spettri di emissione per diversi elementi chimici.



# LO SPETTRO DI EMISSIONE DELL'IDROGENO | 1

- Serie di Balmer  
**transizioni  $n \geq 3 \longrightarrow n=2$**
- Formula empirica (1885)

$$\lambda = B \frac{m^2}{m^2 - n^2} = B \frac{m^2}{m^2 - 4}$$

dove

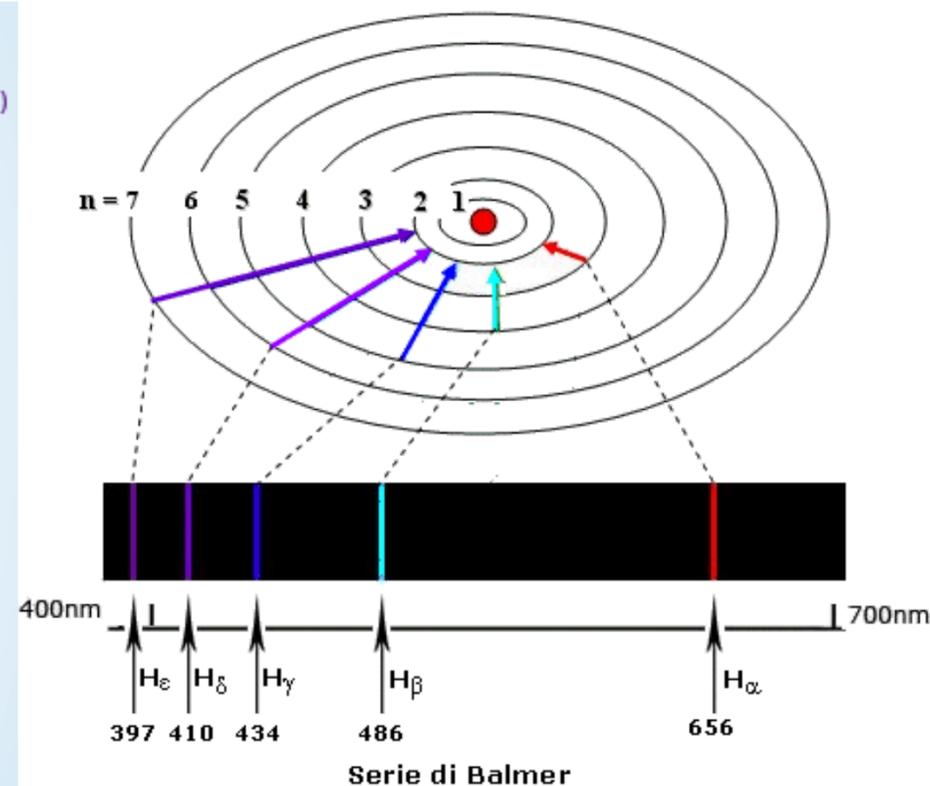
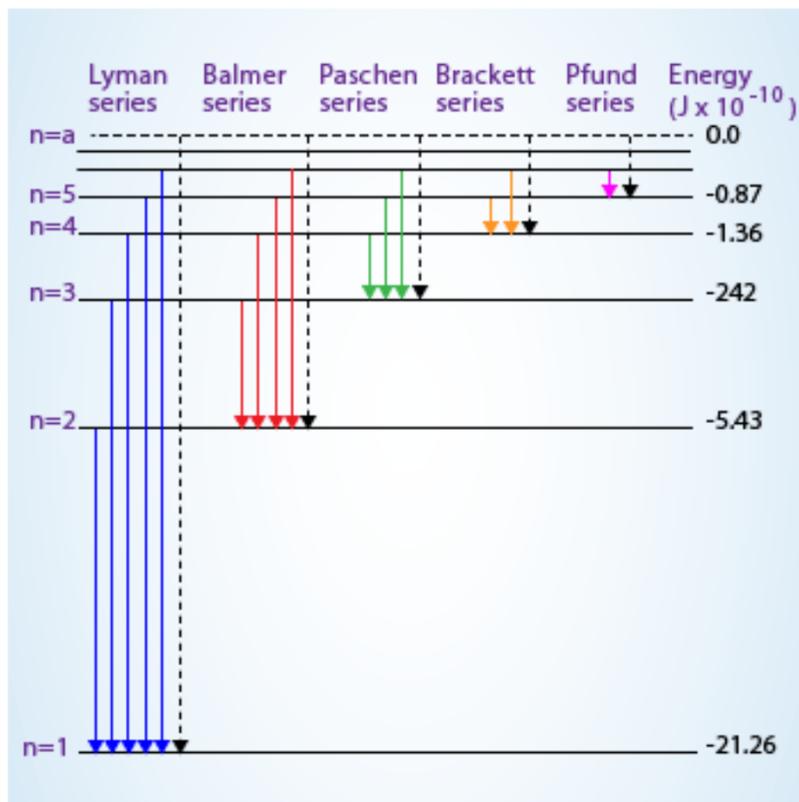
- $\lambda$  lunghezza d'onda della luce emessa
- $B$  limite di Balmer, pari a  $3,6456 \times 10^{-7}$  m o 364,56 nm o 3645,6 Å
- $n = 2$
- $m$  intero con  $m > n$

Transizione	Nome	Lunghezza d'onda (Å)	Colore
$n=3 \rightarrow n=2$	H $\alpha$ , L $\alpha$	6563	Rosso
$n=4 \rightarrow n=2$	H $\beta$ , L $\beta$	4861	Ciano
$n=5 \rightarrow n=2$	H $\gamma$ , L $\gamma$	4341	Blu
$n=6 \rightarrow n=2$	H $\delta$ , L $\delta$	4102	Violetto
$n=7 \rightarrow n=2$	H $\epsilon$ , L $\epsilon$	3970	Violetto
$n=8 \rightarrow n=2$	H $\zeta$ , L $\zeta$	3889	Violetto
$n=9 \rightarrow n=2$	H $\eta$ , L $\eta$	3835	(Ultravioletto)
$n=\infty \rightarrow n=2$	Limite di Balmer	3646	(Ultravioletto)



# LO SPETTRO DI EMISSIONE DELL'IDROGENO | 2

Serie di Lyman →  $n = 1$   
 Serie di Pashen →  $n = 3$   
 Serie di Brackett →  $n = 4$   
 Serie di Pfund →  $n = 5$   
 Serie di Humpreys →  $n = 6$



$$\frac{1}{\lambda} = \frac{4}{B} \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

con

- $\lambda$  lunghezza d'onda della radiazione emessa
- $R_H = 4/B$  costante di Rydberg dell'idrogeno, pari a circa  $(1,097 \times 10^7) \text{ m}^{-1}$
- $n$  ed  $m$  numeri interi positivi con  $m > n$

I due termini, la cui differenza dà una riga spettrale, rappresentano i livelli energetici atomici della transizione.

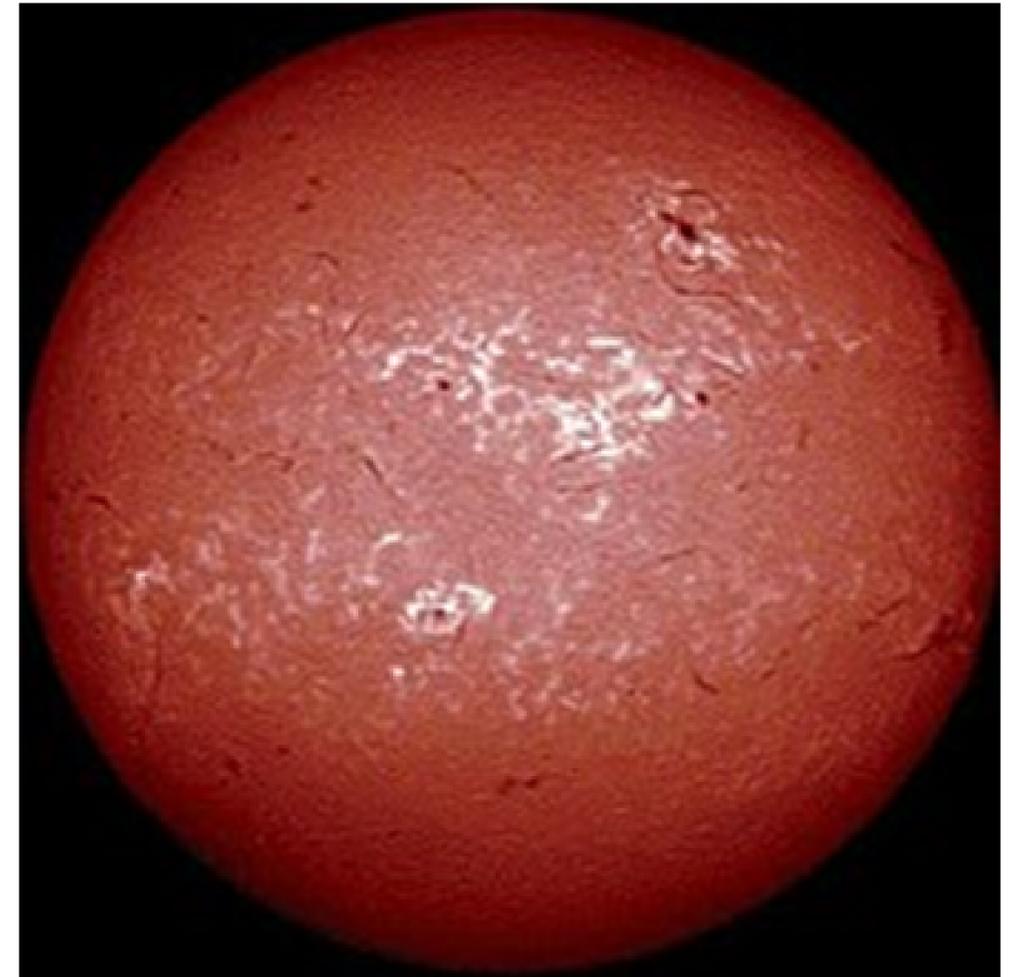
Per  $n = 2$  si ritrova la serie di Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{4}{B} \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{m^2} \right) = R_H \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{m^2} \right)$$

con  $m = 3, 4, 5, \dots$

# L'H-ALPHA PER OSSERVAZIONI SOLARI

- Lunghezza d'onda: 656,281 nm **(rosso)**
- Indica la **presenza di idrogeno ionizzato**
- Filtro H-alpha: passa-banda che seleziona la lunghezza d'onda corrispondente



# LA STRUTTURA FINE

- Il numero quantico **n** non definisce completamente l'**energia**
- Abbiamo già visto che anche il numero quantico **l** gioca un ruolo
- Struttura fine: all'interno di orbitali (p,d,f...) ci sono **piccolo variazioni** di energia
  - **Piccole differenze** nell'**energia** dei **fotoni emessi**

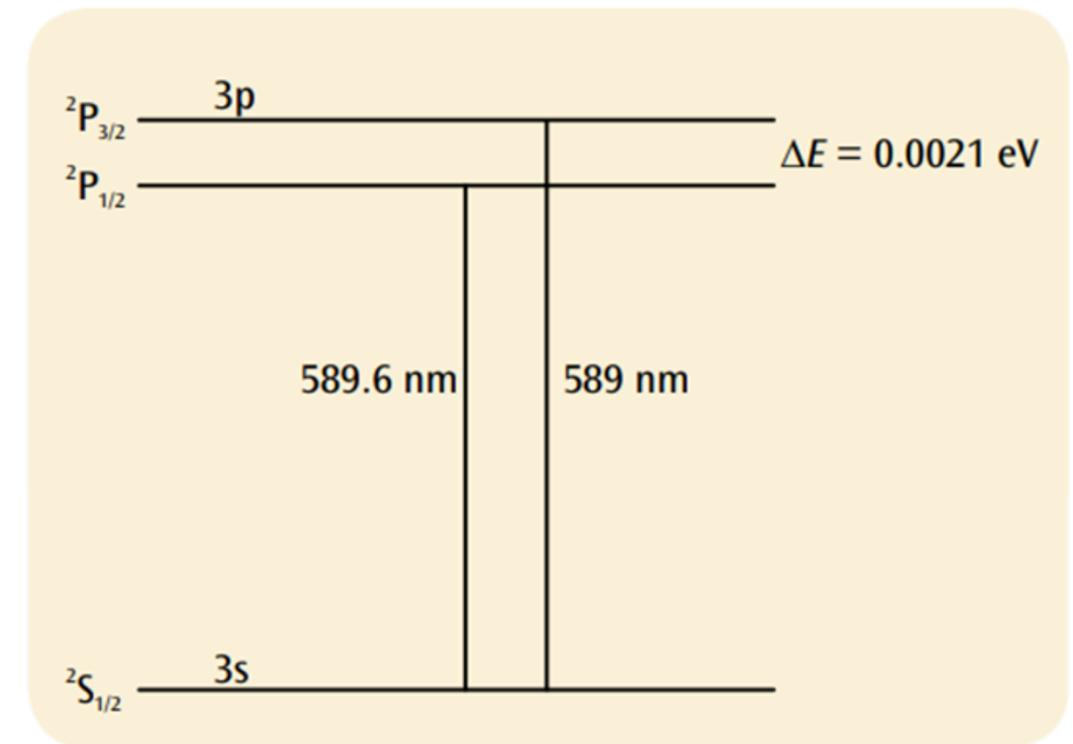
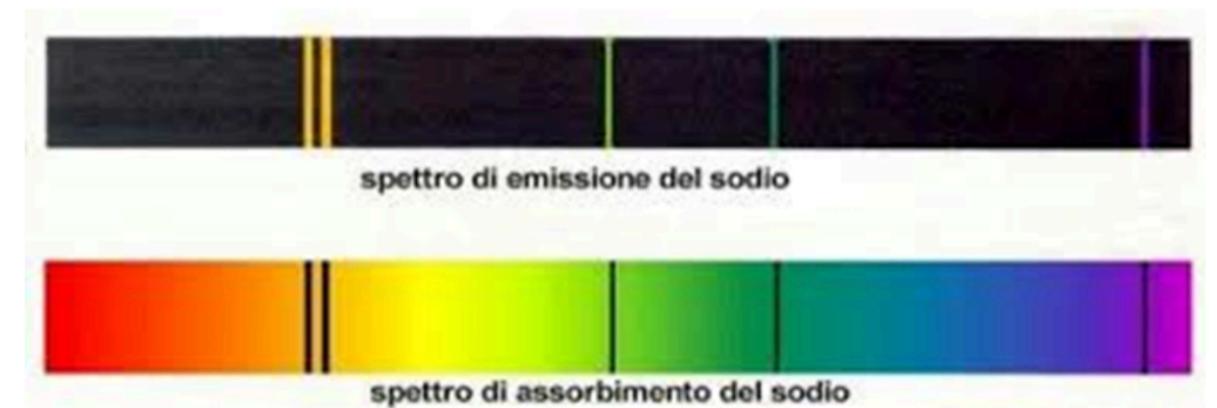


Fig. 1: Schema semplificato dei livelli energetici del sodio



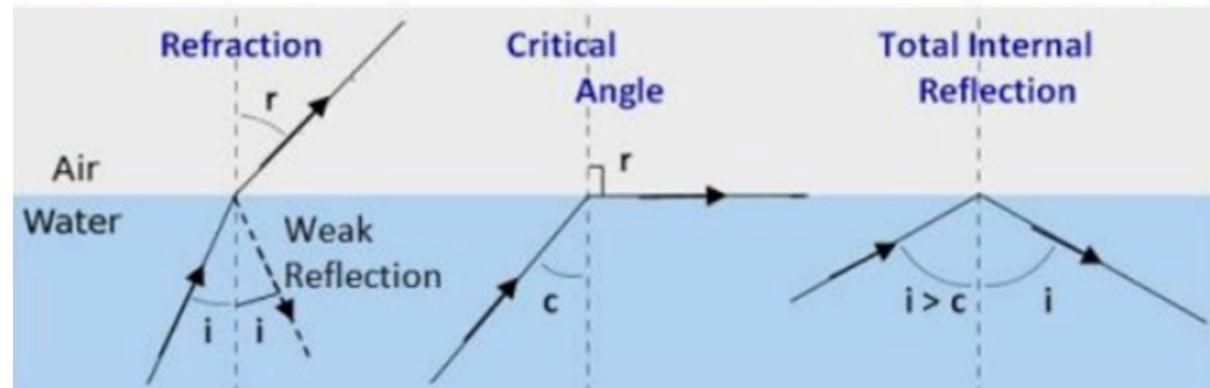
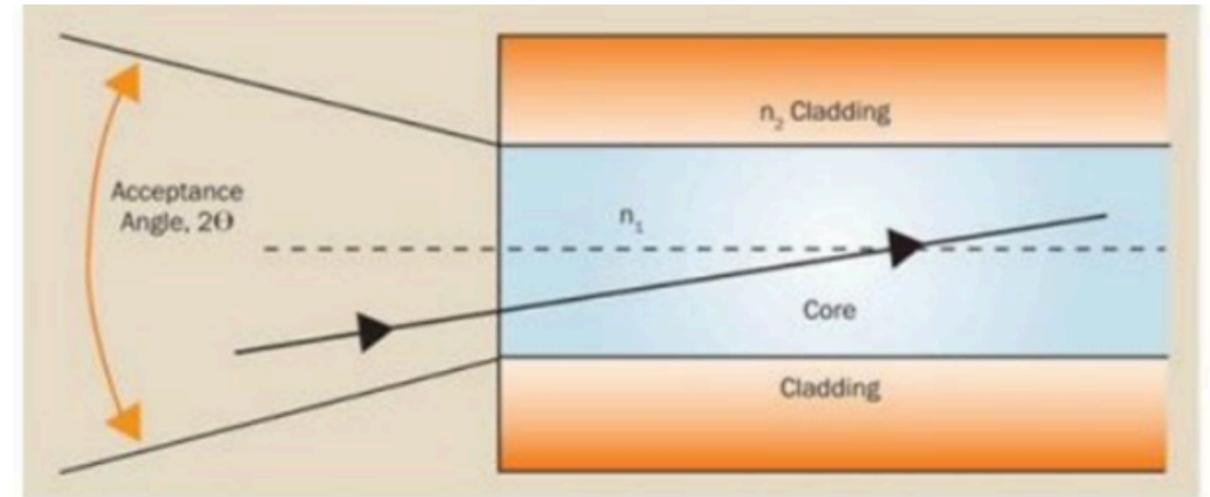
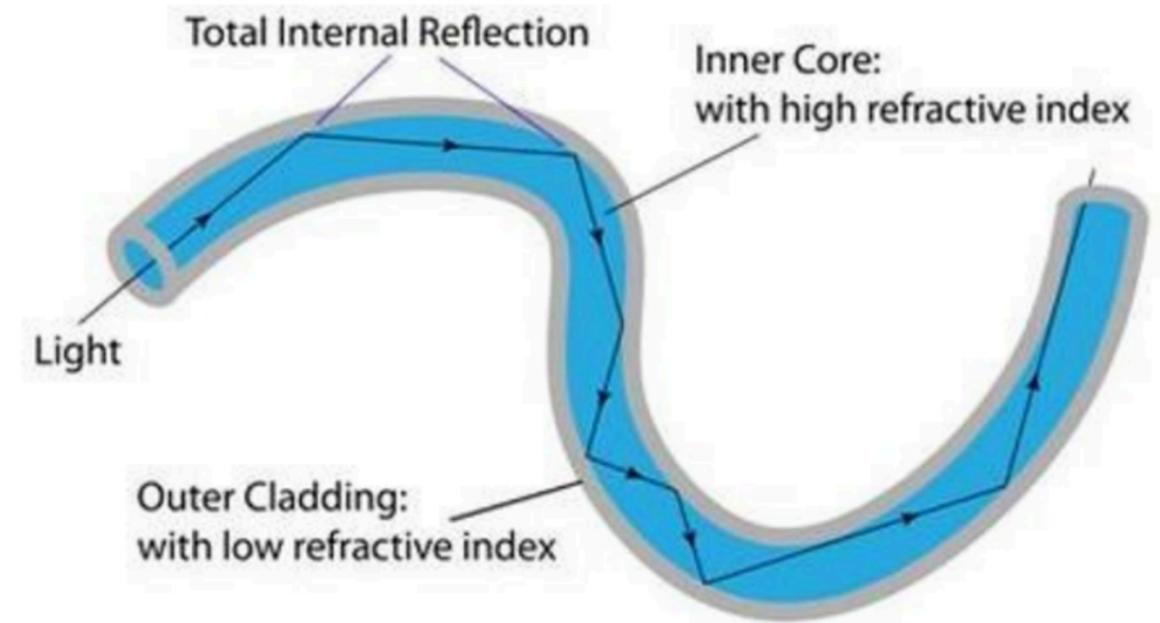
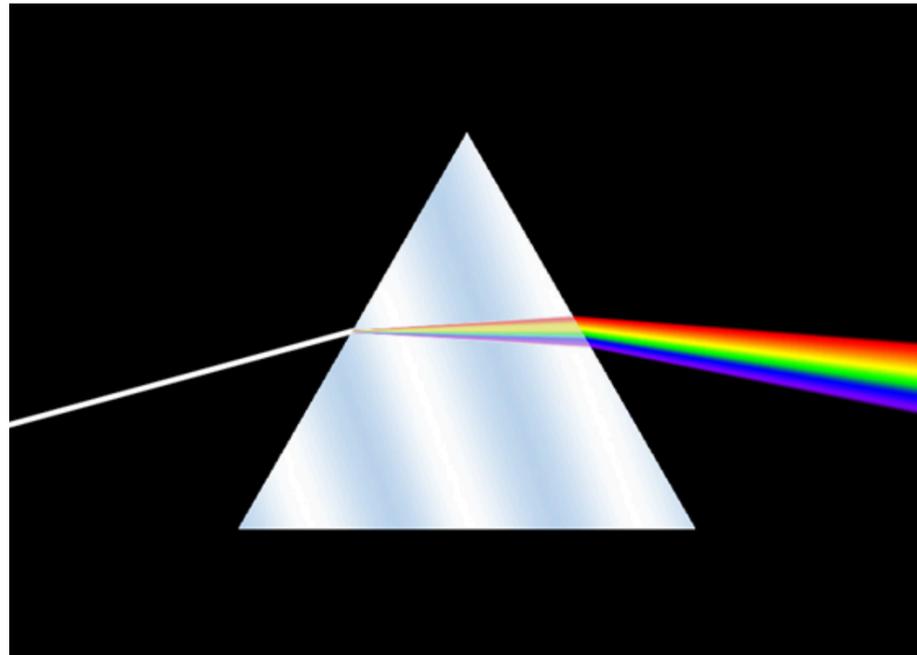
# LE LAMPADINE SPETTRALI

- **Ampolle** di vetro con dentro **gas** di un certo **elemento**
- **Corrente elettrica** causa le **eccitazioni** dell'elemento
- Quando un elemento **torna allo stato fondamentale**  
**emette un fotone**



# SPETTROMETRO

- **Fibra ottica:** “cavo” per trasportare la luce
- **Spettrometro:** strumento in grado di misurare l'energia (ovvero il colore) dei fotoni



# LINK UTILI

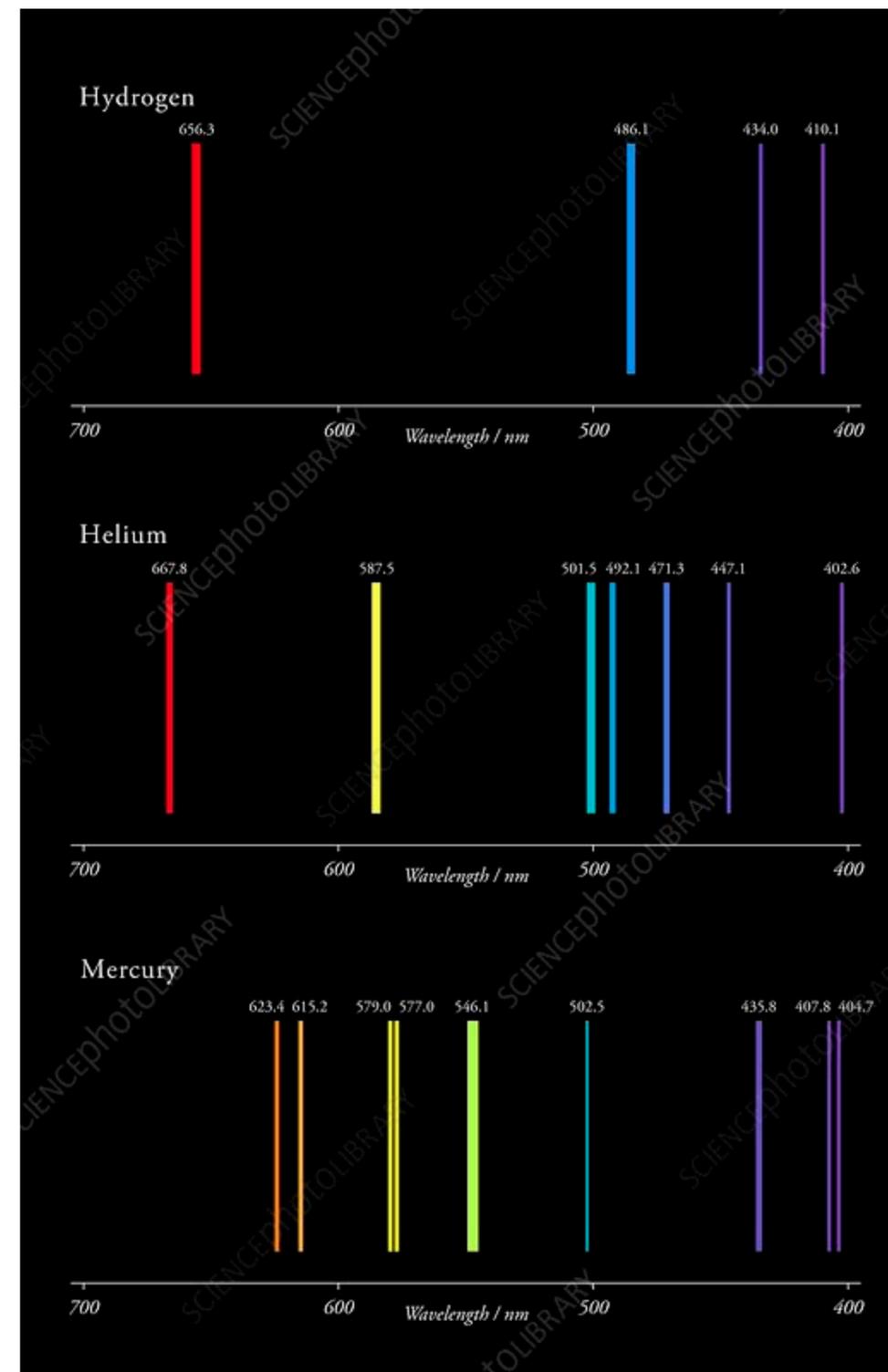
## Linee di emissione dei diversi elementi

### Fonte tabella

### Fonte foto

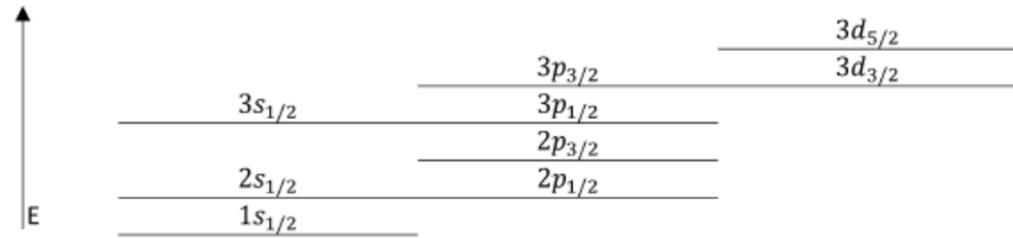
Table 1: Wavelengths of spectral lines of helium and mercury bulbs, after calibration with the sodium lamp. The accuracy is about 2 nm. The experimental values are compared with those found in literature.

	Colour	Experimental (nm)	Literature Values (nm)	Error (%)
Helium	blue	453	447 <sup>8</sup>	1.3
	green	506	502 <sup>8</sup>	0.8
	yellow	588	588 <sup>8</sup>	0.0
	red	664	668 <sup>8</sup>	0.6
Mercury	blue	441	436 <sup>9</sup>	1.1
	green	548	546 <sup>9</sup>	0.4
	yellow	580	579 <sup>9</sup>	0.2
economizer	blue/violet	442	436 (Hg) <sup>9</sup>	1.4
	light blue	492		
	green	547	546 (Hg) <sup>9</sup>	0.2
	yellow	587	579 (Hg) <sup>9</sup>	1.4
	red	612		

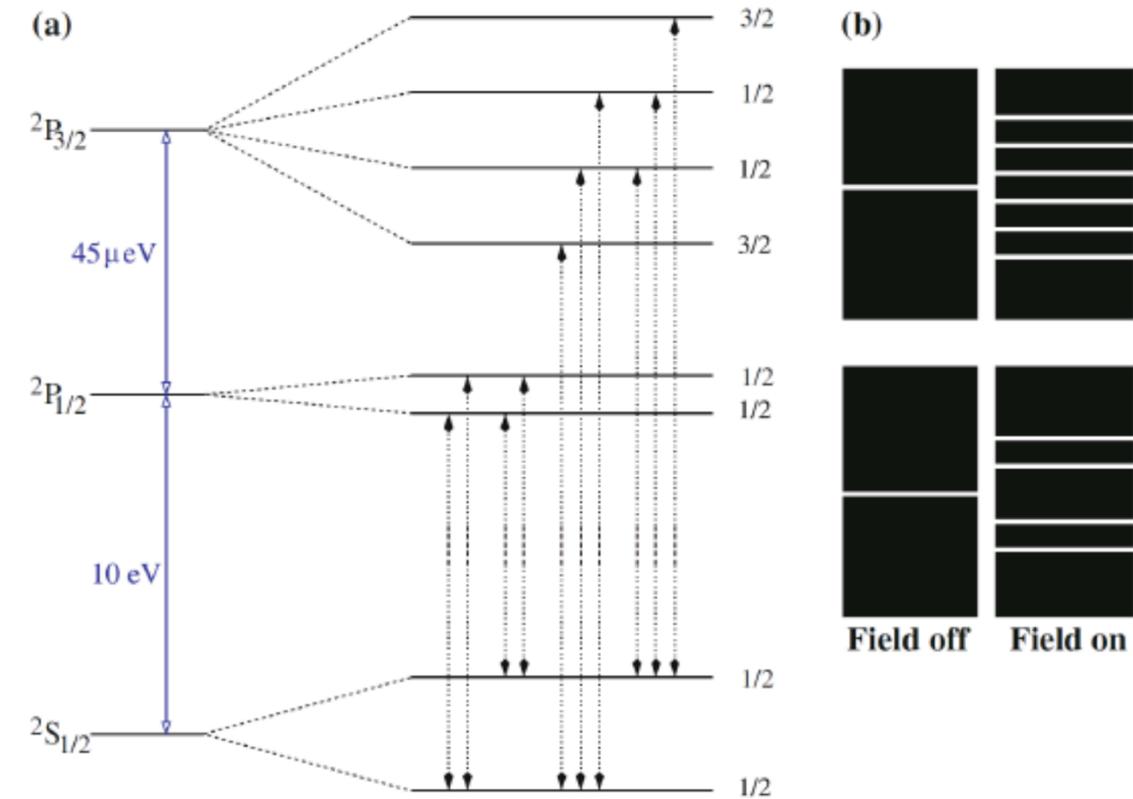


# BACKUP (EFFETTO ZEEMAN)

cioè inserendo tutte le correzioni all'hamiltoniana si perdono le dipendenze dai numeri quantici  $l, m_j$ . Ciò non deve stupire, in particolare per  $m_j$ , poiché il sistema ha ancora una simmetria sferica (ovvero vi è libertà di posizionamento dell'asse  $z$ ). In figura 1.6 rappresentiamo come i livelli energetici vengano rappresentati, secondo la base  $n = 1, 2, \dots$ ,  $l \leq n - 1$ ,  $j = l \pm 1/2$ . Le righe spettrali andranno a suddividersi di conseguenza, con regole di selezione derivanti dal teorema di Wigner-Eckart (in approssimazione di dipolo):  $\Delta l = \pm 1, \Delta j = 0, \pm 1, \Delta m_j = 0, \pm 1$ . Sono dunque concesse, per esempio, le transizioni  $2p_{3/2} \rightarrow 1s_{1/2}$  e  $2p_{1/2} \rightarrow 1s_{1/2}$ , ma non  $3d_{1/2} \rightarrow 1s_{1/2}$ . In questo modo le righe spettrali viste precedentemente si suddividono in numeri sempre crescenti di sotto-righe (per esempio  $3d \rightarrow 2p$  si suddivide in 3): si parla dunque di una **struttura fine** dello spettro dell'atomo di idrogeno.



**Figura 1.6:** Livelli energetici dell'atomo di idrogeno con correzioni spin-orbita. Si noti che la scala verticale è quantitativamente errata: questa rappresentazione vuole solo indicare quali stati abbiano la stessa energia e quali no.



**Figura 1.7:** A sinistra, schema dell'effetto Zeeman anomalo per il salto energetico  $1s \rightarrow 2p$  (serie di Lyman). A destra, righe corrispondenti.