

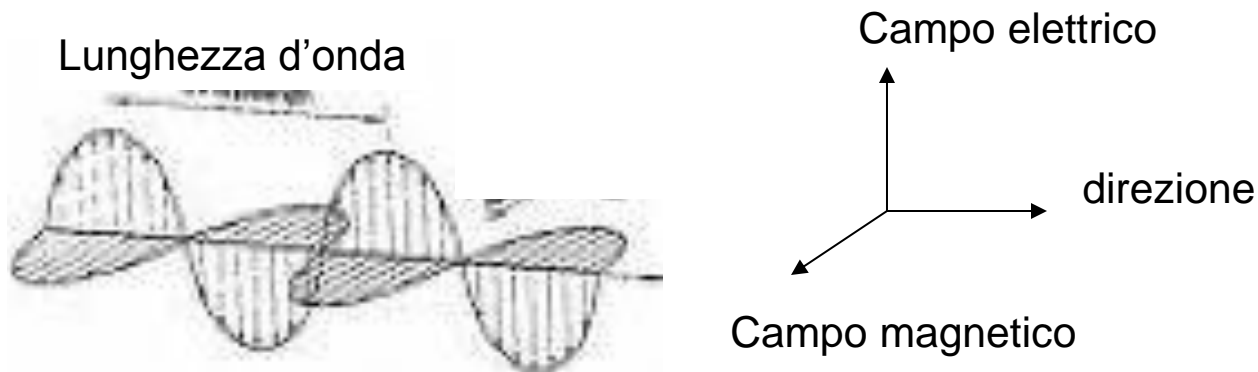
STRUTTURA ATOMICA

Il modello planetario dell'atomo secondo Rutherford si appoggia sulla meccanica classica. Il modello non può essere corretto visto che per descrivere il comportamento delle particelle molto piccole ci si deve appoggiare alla **meccanica quantistica**

Per lo studio della struttura dell'atomo ci si avvale della **Spettroscopia**.

Spettroscopia = branca della scienza che studia la luce assorbita o emessa da atomi o molecole.

LUCE = radiazione elettromagnetica costituita da un campo elettrico ed uno magnetico oscillanti che si propagano nello spazio



.....LUCE.....

λ (lunghezza d'onda) = distanza spaziale picco-picco (nm, Å,...)

ν (frequenza) = numero di cicli dell'onda al secondo (Hz o s^{-1})

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$$

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

Dove c è la velocità della luce (300000 Km/s)

Tabella 7.1 Colore, frequenza e lunghezza d'onda della luce*

Colore	Frequenza, $\times 10^{14}$ Hz	Lunghezza d'onda, nm	Energia per fotone, $\times 10^{-19}$ J
Raggi X e gamma	10^3 e maggiore	3 e minore	660 e maggiore
Ultravioletto	10	300	6,6
Luce visibile			
Violetto	7,1	420	4,7
Blu	6,4	470	4,2
Verde	5,7	530	3,7
Giallo	5,2	580	3,4
Arancio	4,8	620	3,2
Rosso	4,3	700	2,8
Infrarosso	3,0	1000	1,9
Microonde e onde radio	3×10^{11} Hz e minore	3×10^6 e maggiore	$2,0 \times 10^{-22}$ J e minore

* I valori dati sono approssimati.

NATURA DUALISTICA DELLA LUCE

La luce, oltre che come radiazione elettromagnetica può essere vista come particella di massa trascurabile ed energia uguale a $h\nu$.

Tale particella viene definita **fotone** o **quanto di energia**

Lo scienziato M. Planck trovò che l'energia di tale quanto è proporzionale alla frequenza della radiazione associata secondo la legge:

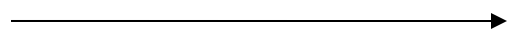
$$E = h\nu \text{ con } h \text{ (costante di Planck)} = 6.63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$$



Max Planck

Nota come **legge di Planck**

Luce bianca

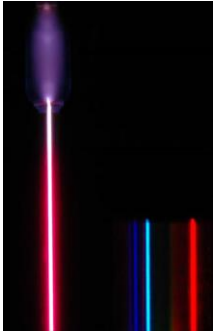


Luce monocromatica

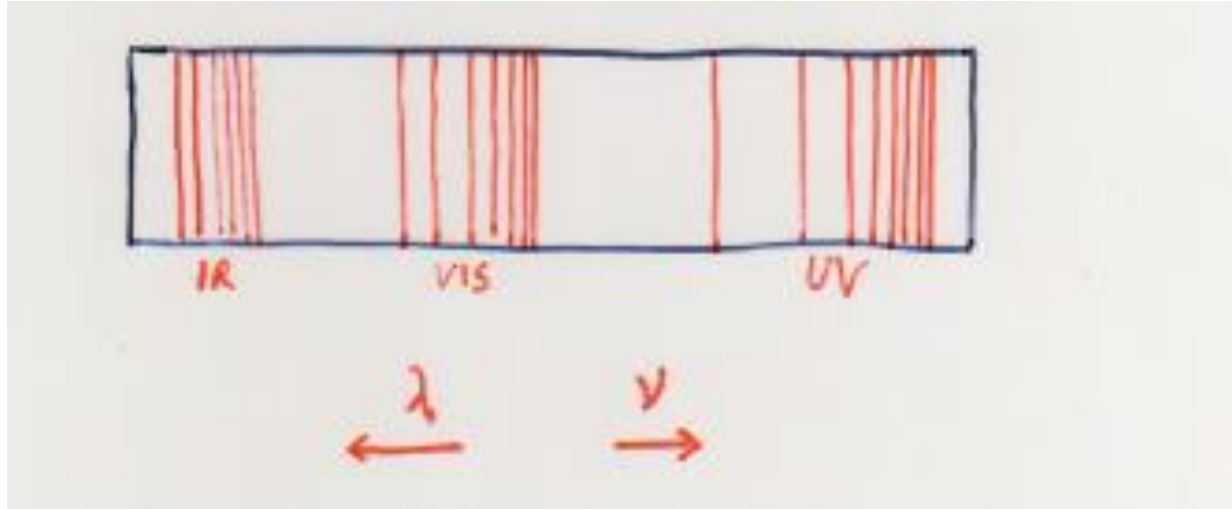


ATOMO DI IDROGENO

Elemento con un solo protone ed un solo elettrone



← Emissione di luce nella regione del visibile a seguito di eccitazione con scarica elettrica ad altissimo potenziale su un campione di idrogeno molecolare.



L'atomo di H emette anche nella regione del UV (ultravioletto) e nell' IR (infrarosso)

**NON SI HA
EMISSIONE A TUTTI I
VALORI DI ENERGIA
(FREQUENZA) MA A
VALORI BEN
DEFINITI!!!**

Rydberg dimostrò che tutte le righe dello spettro seguono una particolare equazione



$$\nu = R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

R (costante di Rydberg)
= $3.29 \cdot 10^{15}$ Hz

n_f	Linee emesse	Nome serie
1	UV	Lyman
2	VIS	Balmer
3	IR	Ritz-Paschen
4	IR	Brackett

n_i sono interi maggiori di n_f

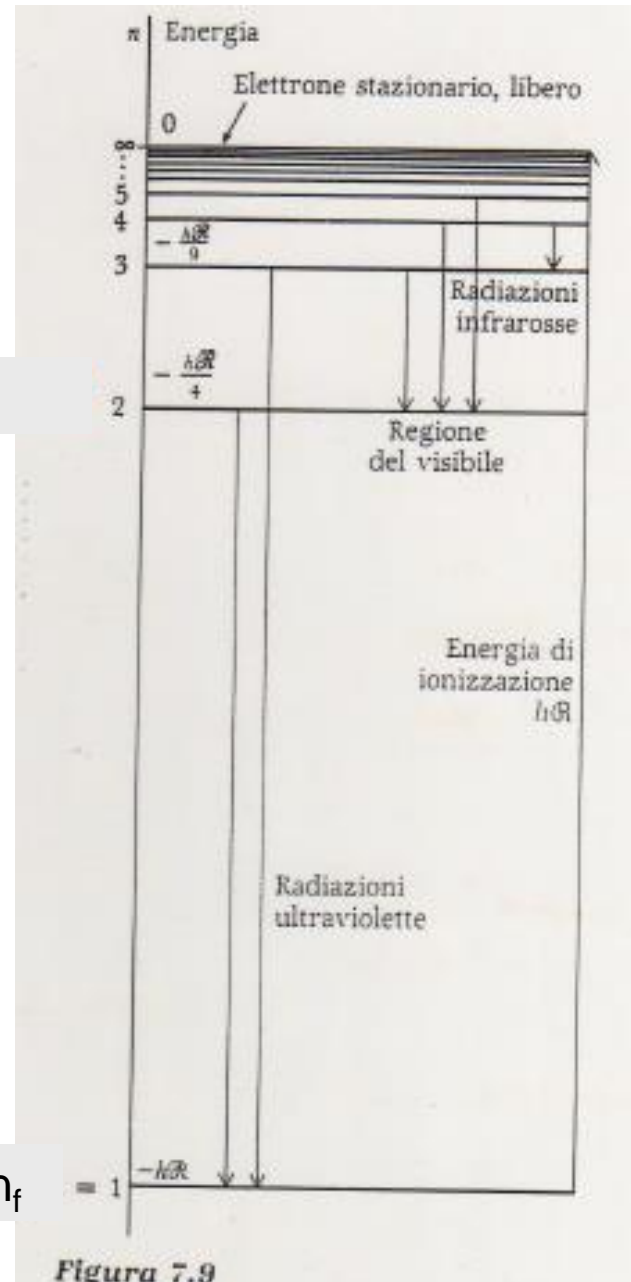
Che espressione si ha per la serie di Balmer??

L'Emissione di luce corrisponde al passaggio di un elettrone da uno stato ad alta energia ad uno ad energia più bassa

La scarica oltre ad atomizzare la molecola di idrogeno riesce a portare l'elettrone in **stati eccitati**. L'elettrone torna allo stato iniziale (**stato fondamentale**) occupando una serie di livelli energetici intermedi. Durante questi passaggi si ha emissione di fotoni di luce.

L'elettrone svincolato dal nucleo ha energia pari a zero.

I livelli energetici possibili per l'elettrone in un atomo hanno energia negativa.



$n_f = 2$

Serie di Lyman

Serie di Balmer

ENERGIA QUANTIZZATA NEGLI ATOMI...

Spettro di emissione dell'atomo di idrogeno presenta solo determinate righe



L'energia dell'unico elettrone in tale atomo può assumere solo determinati valori di energia (Si parla di **QUANTIZZAZIONE** dell'energia dell'elettrone nell'atomo di idrogeno)



Osservazioni in totale disaccordo con la meccanica classica



Per studiare adeguatamente l'atomo bisogna ricorrere alla **MECCANICA QUANTISTICA**

Questo discorso può essere esteso a tutti gli atomi di tutti gli elementi!!!

ATOMO SECONDO BOHR (1913)



Per l'atomo di idrogeno l'unico elettrone si può muovere su orbite a traiettoria circolare ben definita in energia. Quando a questo atomo non viene "somministrata" energia si trova nello **stato fondamentale** a cui corrisponde una orbita circolare caratterizzata da una determinata energia.

$$E = - h \frac{R}{n^2} \quad n = 1, 2, \dots \quad \text{INTERI}$$

$n = 1$ per lo stato fondamentale, $n = 2, 3, 4, \dots$ per i vari stati eccitati.

Come si determina il ΔE per il passaggio di un elettrone da uno stato eccitato a quello fondamentale?

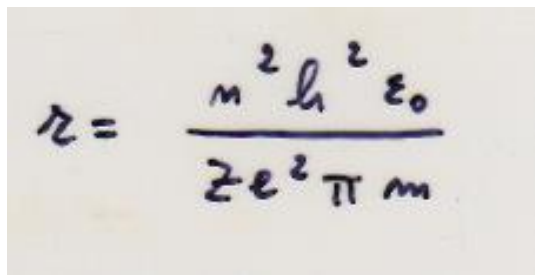
Questo ΔE è legato alla **frequenza** della radiazione emessa a seguito di questa transizione elettronica (legge di Planck)

ATOMO SECONDO BOHR (1913)

Postulati

- 1) Per l'elettrone in un atomo solo determinati stati energetici sono permessi ($E = E_c + V$)
- 2) Passando da uno stato ad energia più alta ad uno stato ad energia più bassa si ha emissione di fotoni con $\Delta E = h\nu$
- 3) L'elettrone attorno all'atomo si muove in orbite circolari attorno al nucleo
- 4) Solo determinati raggi per le orbite circolari sono permessi.

Il postulato numero 3) e 4) saranno contraddetti dall'avvento della meccanica quantistica.


$$r_n = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{Z e^2 \pi m}$$

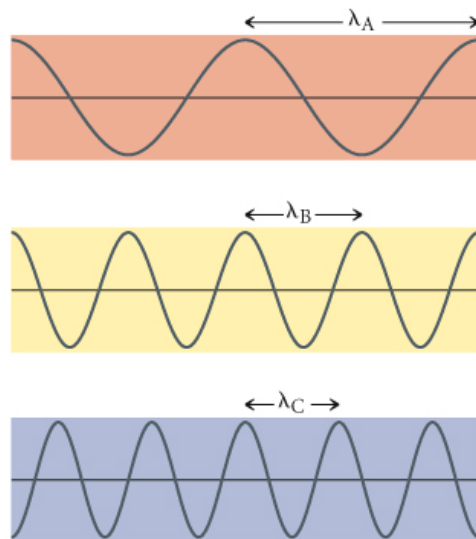
h costante di Planck; n intero (1, 2, 3, 4,....); ϵ_0 costante dielettrica del mezzo, Z numero atomico, e carica elettrone, m massa elettrone.

r raggio permesso per le orbite circolari degli elettroni.

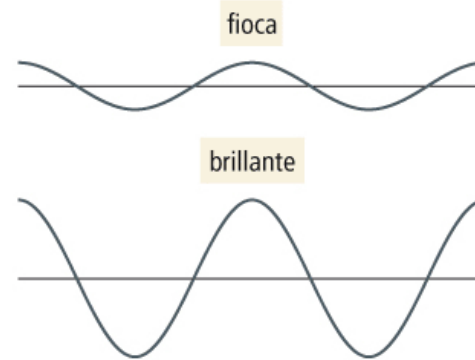
Cosa succede all'aumentare di n ???

► **FIGURA 7.2 Lunghezza d'onda e ampiezza** Lunghezza d'onda e ampiezza sono proprietà indipendenti. La lunghezza d'onda della luce determina il suo colore; l'ampiezza, o intensità, determina la sua luminosità.

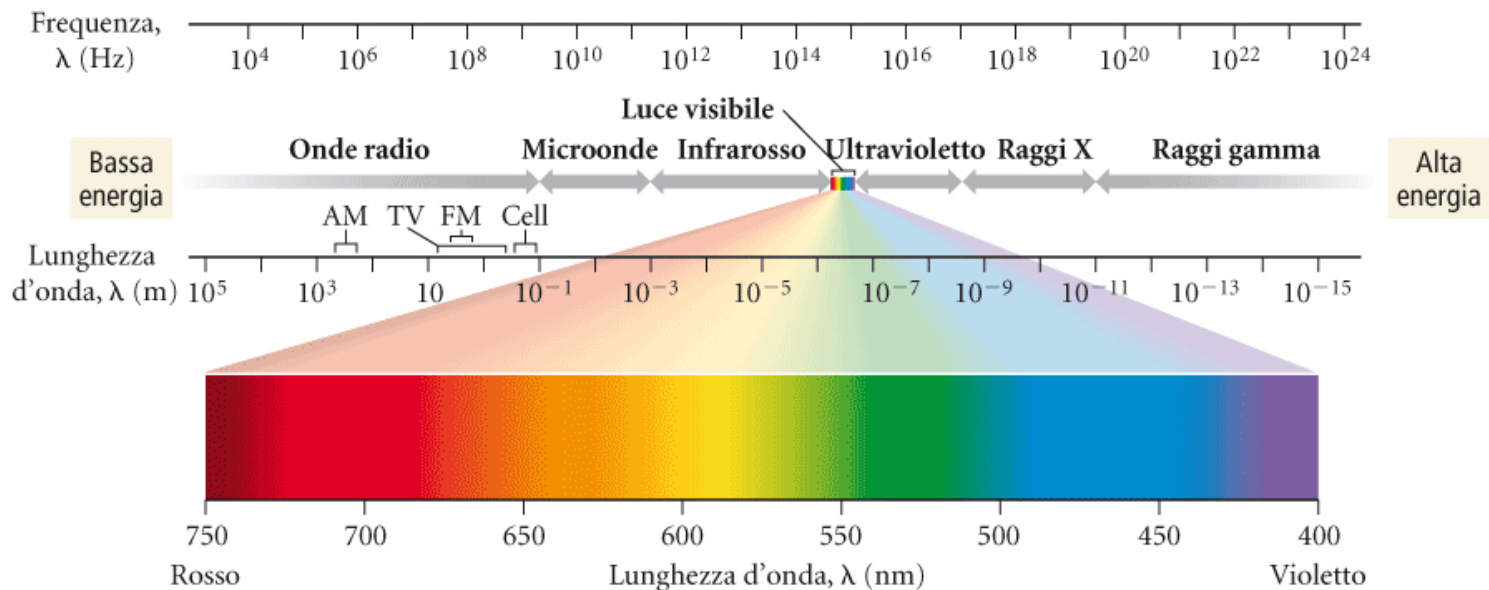
A lunghezza d'onda diverse corrispondono colori diversi.



Ad ampiezze diverse corrispondono luminosità diverse.

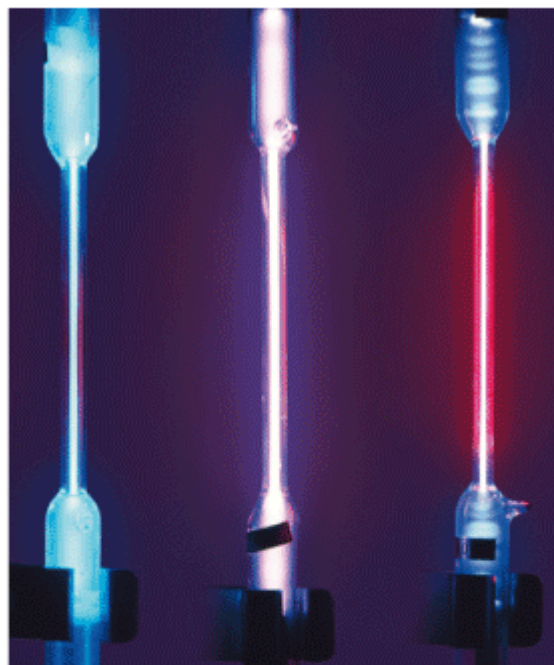


Lo spettro elettromagnetico



▲ FIGURA 7.5 Lo spettro elettromagnetico La parte destra dello spettro contiene le radiazioni ad alta energia, alta frequenza e breve lunghezza d'onda. La parte sinistra contiene le radiazioni a bassa energia, bassa frequenza ed ampia lunghezza d'onda. La luce visibile costituisce un piccolo segmento nel mezzo dello spettro.



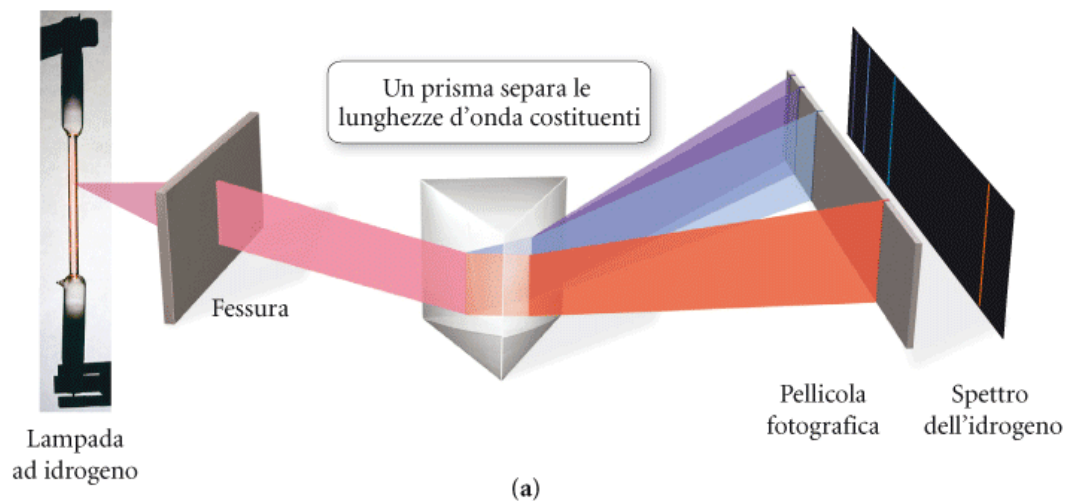


▲ **FIGURA 7.9** Mercurio, elio e idrogeno Ciascun elemento emette luce di un colore caratteristico.



Nivaldo J. Tro
Chimica - Un approccio molecolare
EdiSES

Spettri di emissione



Spettro dell'elio



Spettro del bario



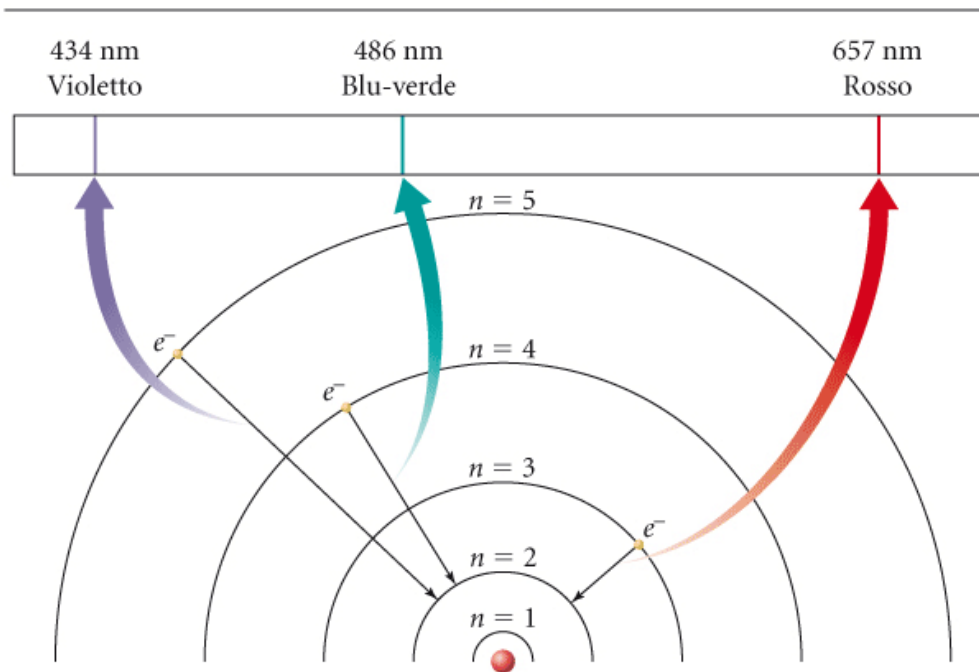
Spettro della luce bianca

(b)

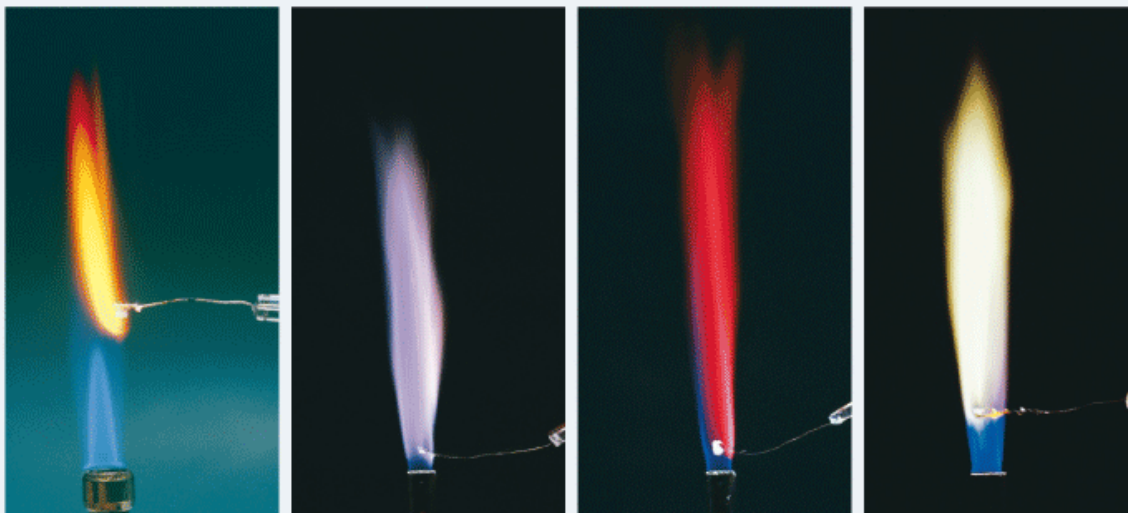
◀ FIGURA 7.10 Spettri di emissione

(a) La luce emessa da una lampada ad idrogeno, elio o bario consiste di lunghezze d'onda specifiche, che possono essere separate facendo passare la luce attraverso un prisma. (b) Le linee luminose che si ottengono costituiscono lo spettro d'emissione caratteristico dell'elemento che le emette.

Il modello di Bohr e gli spettri di emissione



▲ FIGURA 7.11 Il modello di Bohr e gli spettri di emissione Secondo il modello di Bohr, ciascuna linea dello spettro è prodotta quando un elettrone cade da un'orbita stabile, o stato stazionario, in un'altra a più bassa energia.



◀ **FIGURA 7.13** Il test della fiamma per il sodio, il potassio, il litio e il bario È possibile identificare gli elementi dal colore caratteristico della luce che producono quando riscaldati. I colori derivano dalle linee particolarmente brillanti dei loro spettri d'emissione.