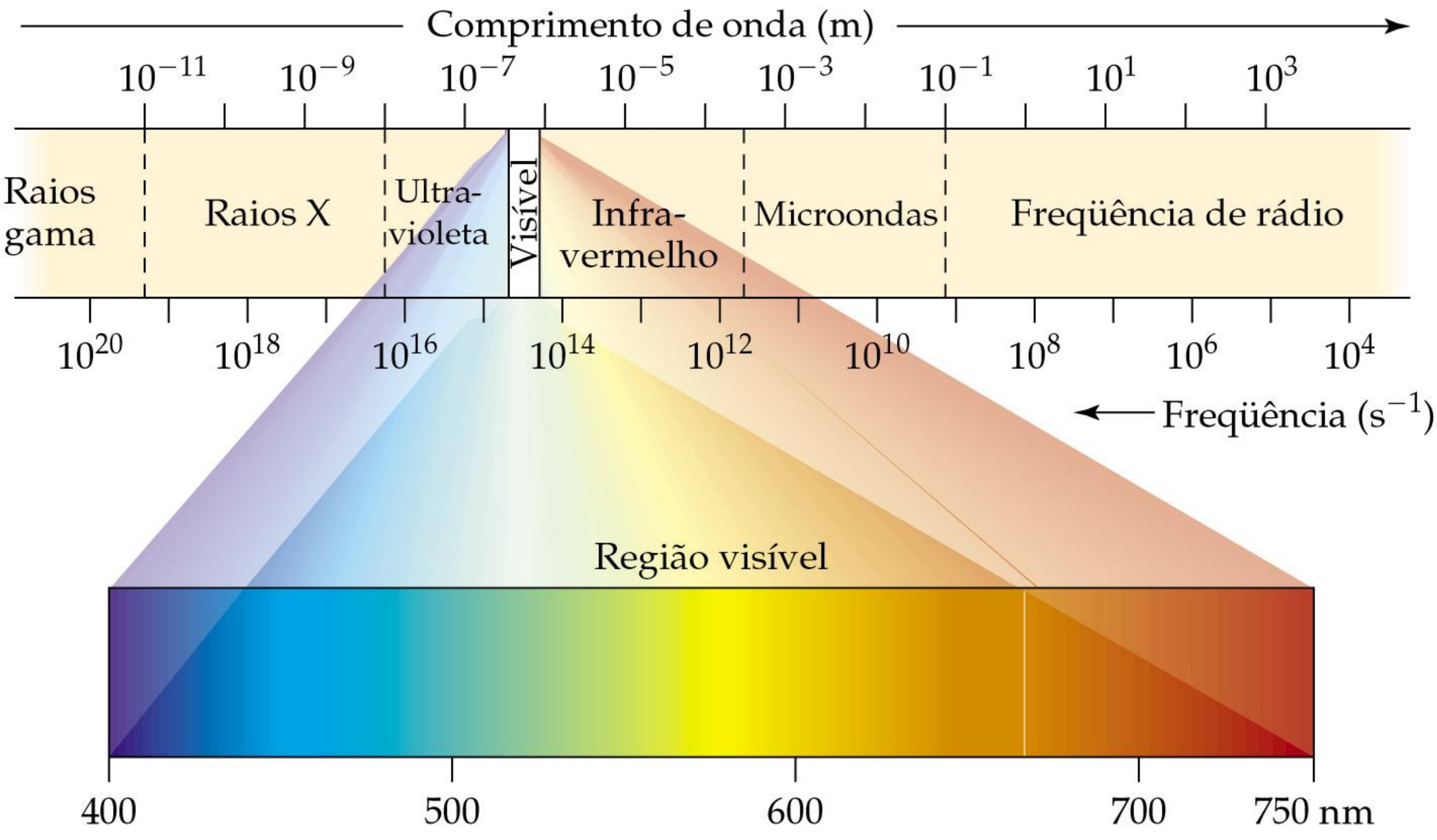
Natureza ondulatória da luz



Energia quantizada e fótons

- **Planck (1900)**: a energia só pode ser liberada (ou absorvida) por átomos em certos "pedaços de tamanhos mínimos", chamados quanta (*quantum*, no singular).

- A relação entre a energia e a frequência é $\mathbf{E} = \boldsymbol{h} \cdot \boldsymbol{\nu}$, onde h é a constante de Planck ($6{,}626 \times 10^{-34}$ J s).

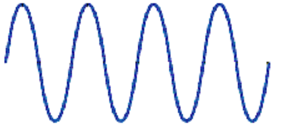
- Para entender a quantização, considere a subida em uma rampa *versus* a subida em uma escada: para a rampa, há uma alteração constante na altura, enquanto na escada há uma alteração gradual e quantizada na altura.

Energia quantizada e fótons

$$E = h\nu$$

Quanto maior a frequência de uma radiação, maior sua energia.

$c = \nu\lambda \rightarrow \nu = c/\lambda$



$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Quanto menor o comprimento de onda de uma radiação, maior sua energia.

Energia quantizada e fótons

O efeito fotoelétrico e os fótons

- O efeito fotoelétrico fornece evidências para a natureza de partícula da luz - “quantização”.

- Se a luz brilha na superfície de um metal, elétrons podem ser arrancados do metal.

- Os elétons somente serão expelidos se uma energia (ou frequência) mínima da luz é alcançada ($E = h \cdot \nu$).

- Abaixo da frequência mínima, nenhum elétron é expelido.

→ Aumentando a frequência (ENERGIA) da radiação: **?**

Energia quantizada e fótons

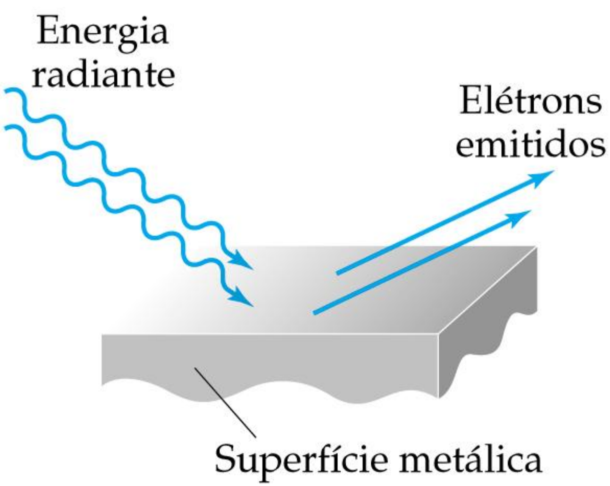
O efeito fotoelétrico e os fótons

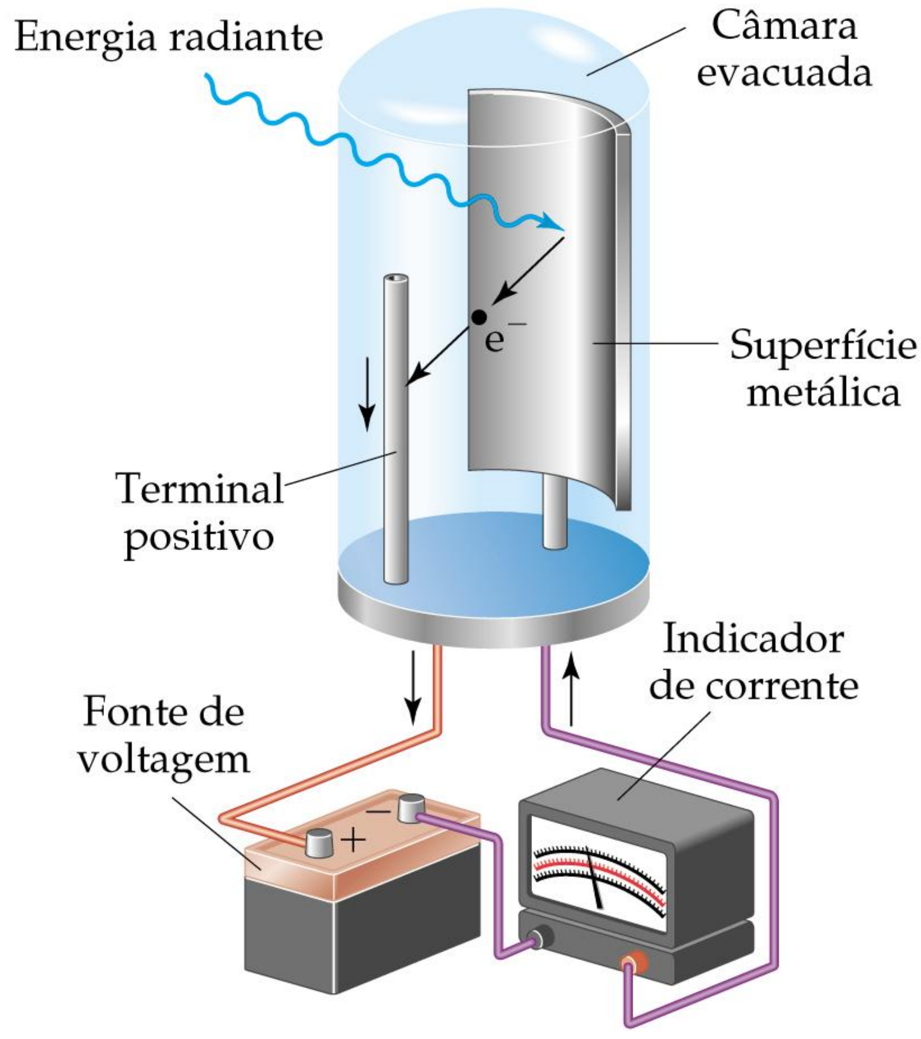
- O efeito fotoelétrico fornece evidências para a natureza de partícula da luz - "quantização".
- Se a luz brilha na superfície de um metal, elétrons podem ser arrancados do metal.
- Os elétons somente serão expelidos se uma energia (ou frequência) mínima da luz é alcançada.
- Abaixo da frequência mínima, nenhum elétron é expelido.

→ Aumentando a frequência (ENERGIA) da radiação:
o número de elétrons expelidos NÃO AUMENTA!

Energia quantizada e fótons

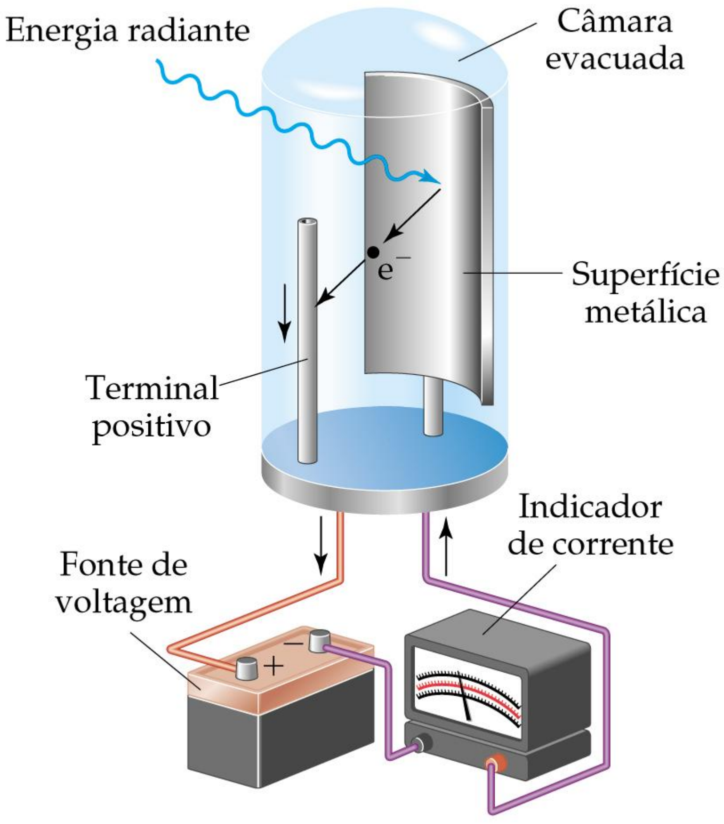
O efeito fotoelétrico e os fótons



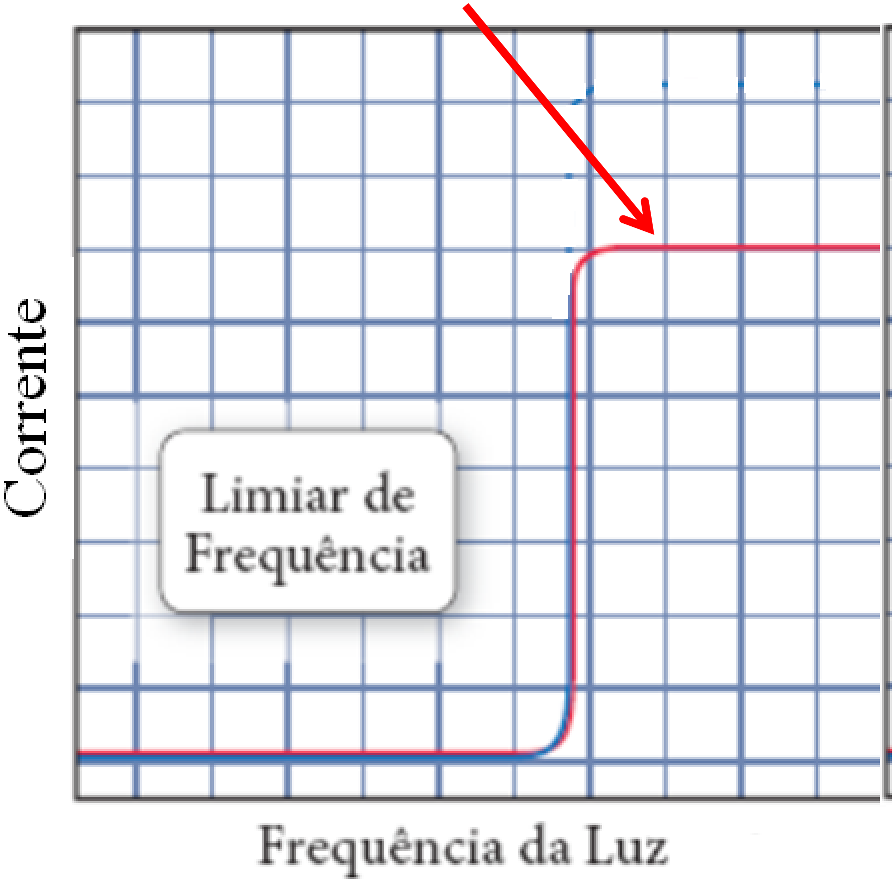


Energia quantizada e fótons

O efeito fotoelétrico e os fótons

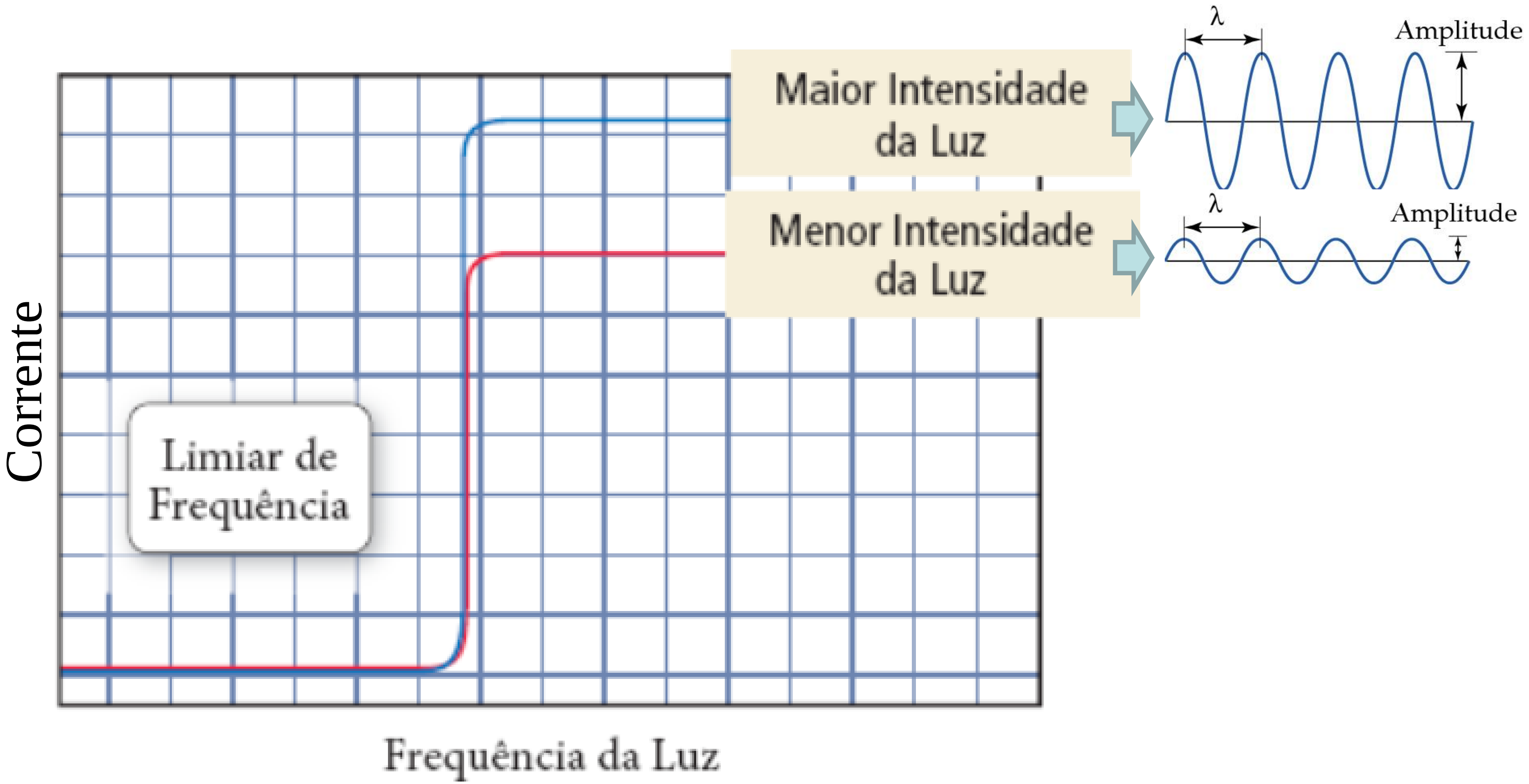


Aumentando a frequência (ENERGIA) da radiação
o número de elétrons expelidos NÃO AUMENTA!



Energia quantizada e fótons

O efeito fotoelétrico e os fótons

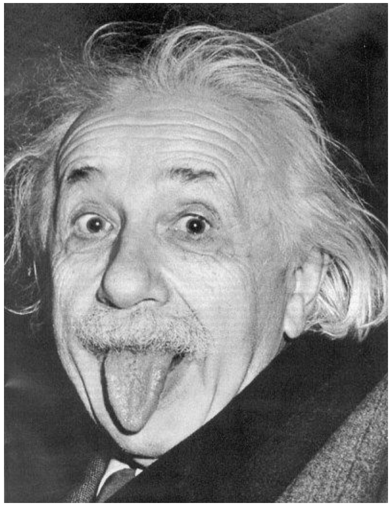


Acima da frequência mínima, o número de elétrons expelidos depende apenas da intensidade (amplitude) da luz.

Energia quantizada e fótons

O efeito fotoelétrico e os fótons

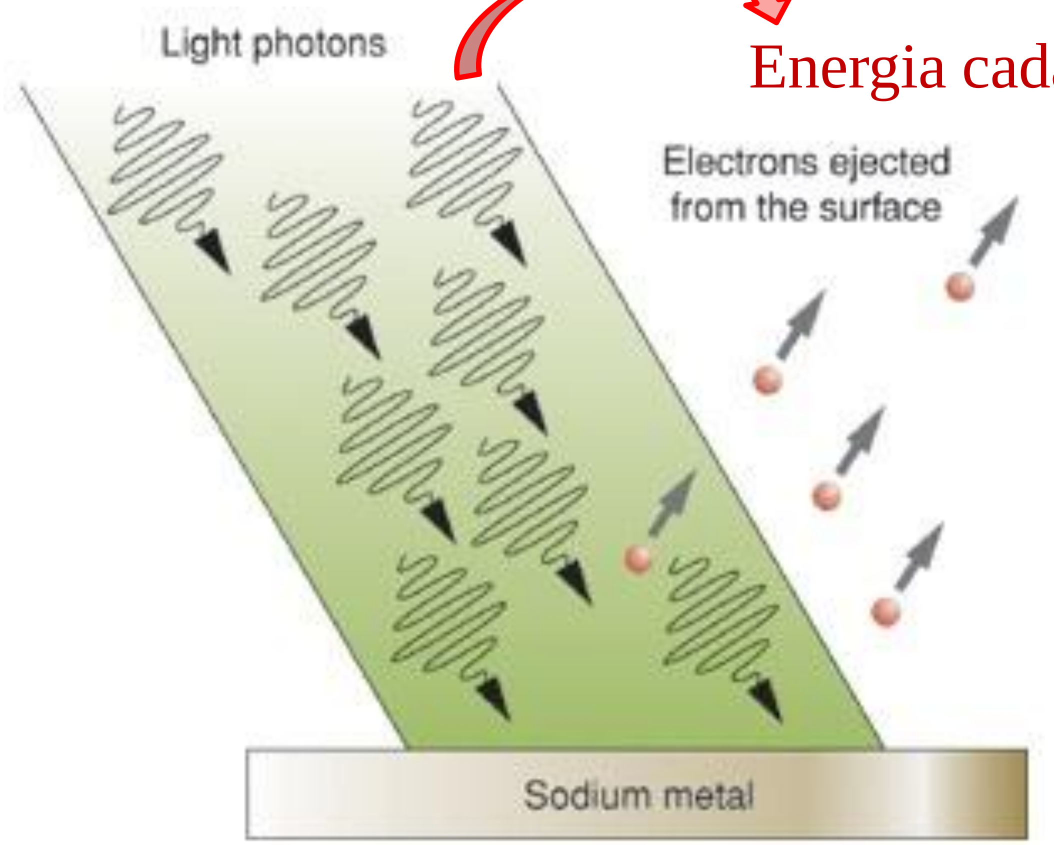
- **Einstein (1905)** supôs que a luz trafega em pacotes de energia denominados fótons.
- A energia de um fóton: $\boldsymbol{E = h\nu = hc/\lambda}$



Energia quantizada e fótons

O efeito fotoelétrico e os fótons

Energia cada fóton = $h\nu$



Cada elétron absorve a energia de um único fóton: se a energia (frequência) desse fóton for suficiente, o elétron é arrancado do átomo.

Energia quantizada e fótons

Qual a energia de um fóton cujo comprimento de onda seja de 337 nm?

$$E_{fóton} = hc/\lambda$$

$$E_{fóton} = (6{,}662\times10^{-34}\ \mathrm{J.\cancel{s}})(3{,}00\times10^{8}\ \mathrm{\cancel{m}.\cancel{s}^{-1}})/3{,}37\times10^{-7}\mathrm{\cancel{m}}$$

$$E_{fóton} = 5{,}90\times10^{-19}\mathrm{J}$$

Energia quantizada e fótons

Um pulso de laser de gás nitrogênio com um comprimento de onda de 337 nm contém 3,83 mJ de energia. Quantos fótons ele contém?

$$E_{fóton} = hc/\lambda = (6{,}662\times10^{-34}\ \mathrm{J}.\cancel{\mathrm{s}})(3{,}00\times10^{8}\ \cancel{\mathrm{m}}.\cancel{\mathrm{s}^{-1}})/3{,}37\times10^{-7}\cancel{\mathrm{m}} = 5{,}90\times10^{-19}\mathrm{J}$$

1 fóton ------------- $5{,}90 \times 10^{-19}$J
x fótons ------------- $3{,}83 \times 10^{-3}$J

x fótons $\times$ $5{,}90\times10^{-19}$J = $1 \times 3{,}83\times10^{-3}$J

x fótons = $3{,}83\times10^{-3}$J / $5{,}90\times10^{-19}$J

Número de fótons no pulso = $6{,}49\times10^{15}$ fótons

Energia quantizada e fótons

Energia cinética dos elétrons e os fótons

- A energia é conservada.

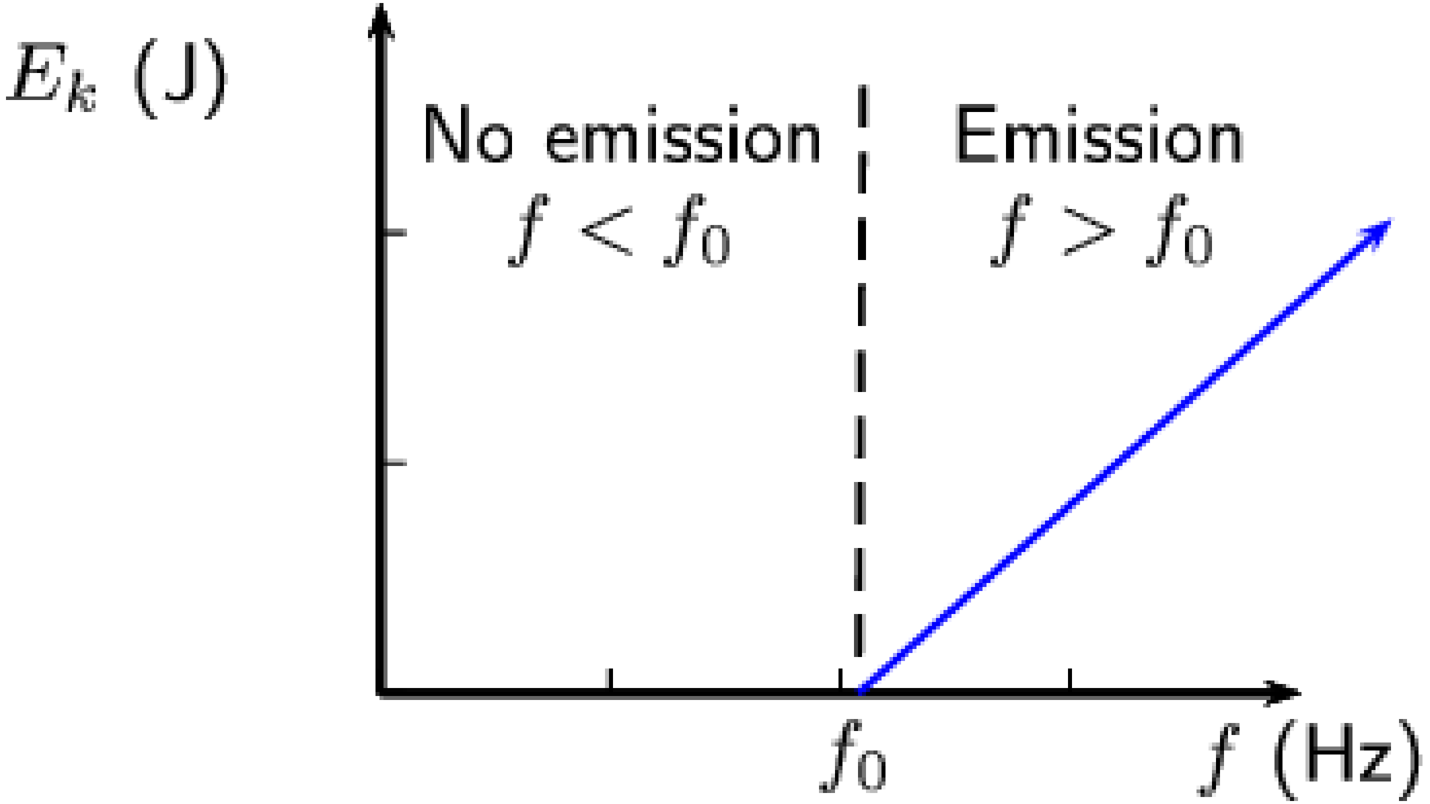
- A energia necessária para arrancar o elétron do átomo é igual à energia de ligação elétron – núcleo.

- Quando um fóton de energia maior do que aquela necessária para arrancar o elétron é absorvido, o elétron sai com uma "energia extra", na forma de energia cinética.

- A energia cinética do elétron ejetado, portanto, é a diferença entre a energia do fóton incidente ($h\nu$) e a energia de ligação do elétron (ϕ): **energia cinética = $h\nu - \phi$**

Energia quantizada e fótons

Energia cinética dos elétrons e os fótons



Energia quantizada e fótons

Energia cinética dos elétrons e os fótons

Lista de exercícios – Questão 5

- É necessário um fóton com energia mínima de $4{,}41 \times 10^{-19}$J para emitir elétrons do metal sódio.

  1) Qual a energia de ligação do elétron?

  2) Qual a frequência mínima de luz necessária para emitir elétrons do sódio pelo efeito fotoelétrico?

  3) Qual o comprimento de onda dessa luz?

  4) Se o sódio é irradiado com luz de 439 nm, qual é a possível energia cinética máxima dos elétrons emitidos?

Energia quantizada e fótons

Energia cinética dos elétrons e os fótons

- É necessário um fóton com energia mínima de $\underline{4,41\times10^{-19}J}$ para emitir elétrons do metal sódio = <u>energia de ligação do elétron</u>

  2) Qual a frequência mínima de luz necessária para emitir elétrons do sódio pelo efeito fotoelétrico?

  $E = h\nu \rightarrow 4,41\times10^{-19}J = 6,626\times10^{-34}\ J.s \times \nu$

  $\nu = 4,41\times10^{-19}J\ /\ 6,626\times10^{-34}\ J.s$

  $\boldsymbol{\nu = 6,656\times10^{14}\ s^{-1}}$

Energia quantizada e fótons

Energia cinética dos elétrons e os fótons

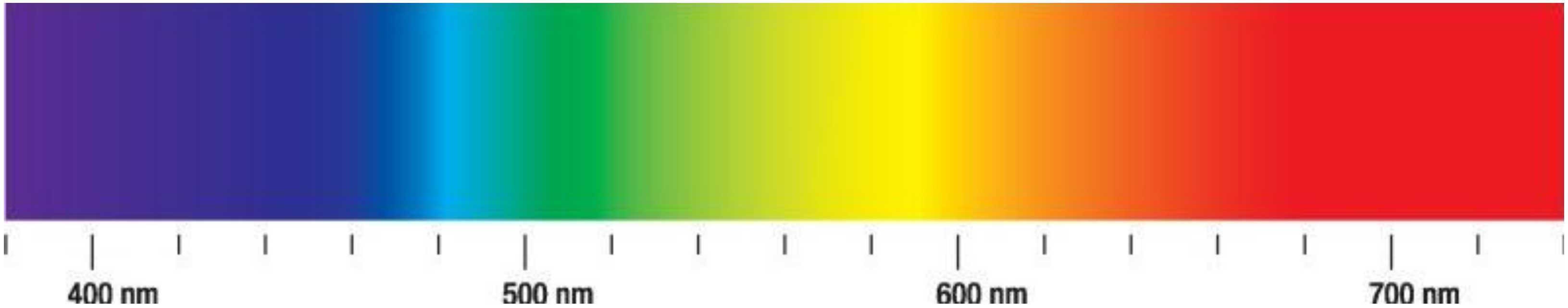
- É necessário um fóton com energia mínima de $4{,}41\times10^{-19}$J para emitir elétrons do metal sódio.

3) Qual o comprimento de onda dessa luz?

$c = \lambda\nu \rightarrow 3{,}00\times10^{8}\ \mathrm{ms^{-1}} = \lambda \times 6{,}656 \times10^{14}\ \mathrm{s^{-1}}$

$\lambda = 3{,}00\times10^{8}\ \mathrm{ms^{-1}} / 6{,}656 \times10^{14}\ \mathrm{s^{-1}}$

$\boldsymbol{\lambda = 4{,}51\times10^{-7}\ \mathrm{m} = 451\ \mathrm{nm}}$ **(luz violeta)**



Energia quantizada e fótons

Energia cinética dos elétrons e os fótons

•É necessário um fóton com energia mínima de $4{,}41\times10^{-19}$J para emitir elétrons do metal sódio.

4) Se o sódio é irradiado com luz de 439 nm, qual é a possível energia cinética máxima dos elétrons emitidos?

$E = h\nu;\ c = \lambda\nu \rightarrow E = hc/\lambda$

$E = 6{,}626\times10^{-34}\ \mathrm{J.s} \times 3{,}00\times10^{8}\ \mathrm{ms^{-1}} / 4{,}39\times10^{-7}\ \mathrm{m}$

$E = 4{,}53\times10^{-19}\ \mathrm{J}$

$E_c = h\nu - \phi$

$E_c = 4{,}53\times10^{-19}\ \mathrm{J} - 4{,}41\times10^{-19}\mathrm{J} = \mathbf{1{,}18\times10^{-20}J}$

Energia quantizada e fótons

Energia cinética dos elétrons e os fótons

energia cinética = $h\nu - \phi$

Luz de três diferentes comprimentos de onda, 125 nm, 455 nm e 632 nm ilumina uma superfície metálica. As observações para cada comprimento de onda, marcadas como A, B e C, são as que seguem:

A: Não foram observados fotoelétrons.

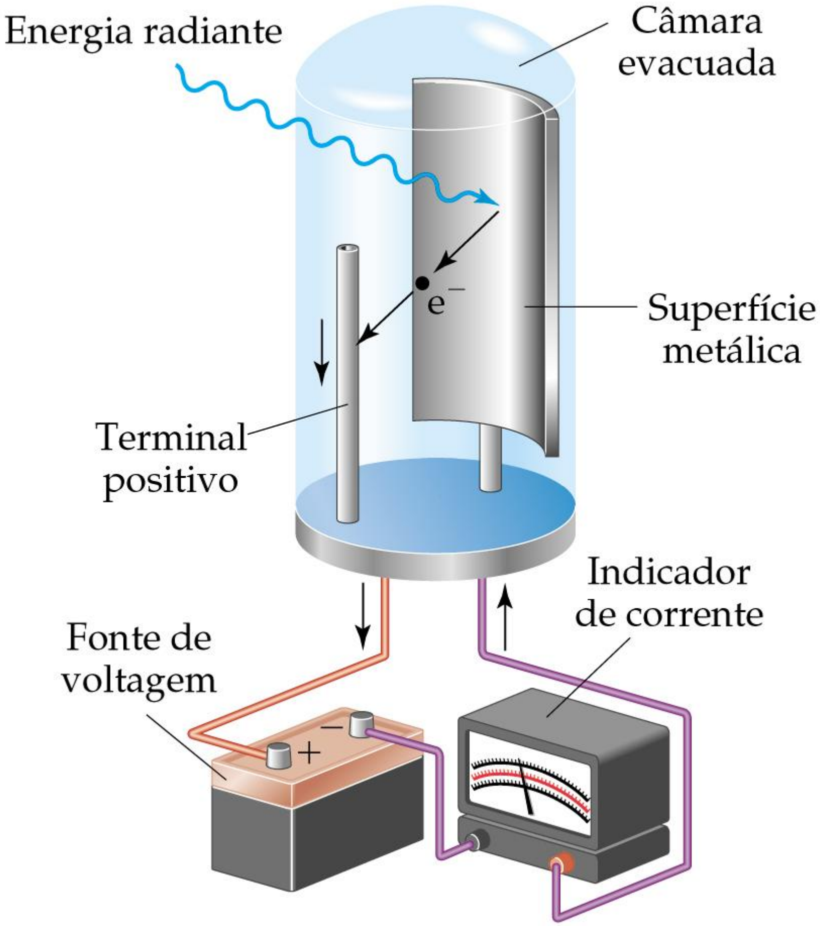
B: Foram observados fotoelétrons com uma energia cinética de 155 kJ.

C: Foram observados fotoelétrons com uma energia cinética de 51 kJ.

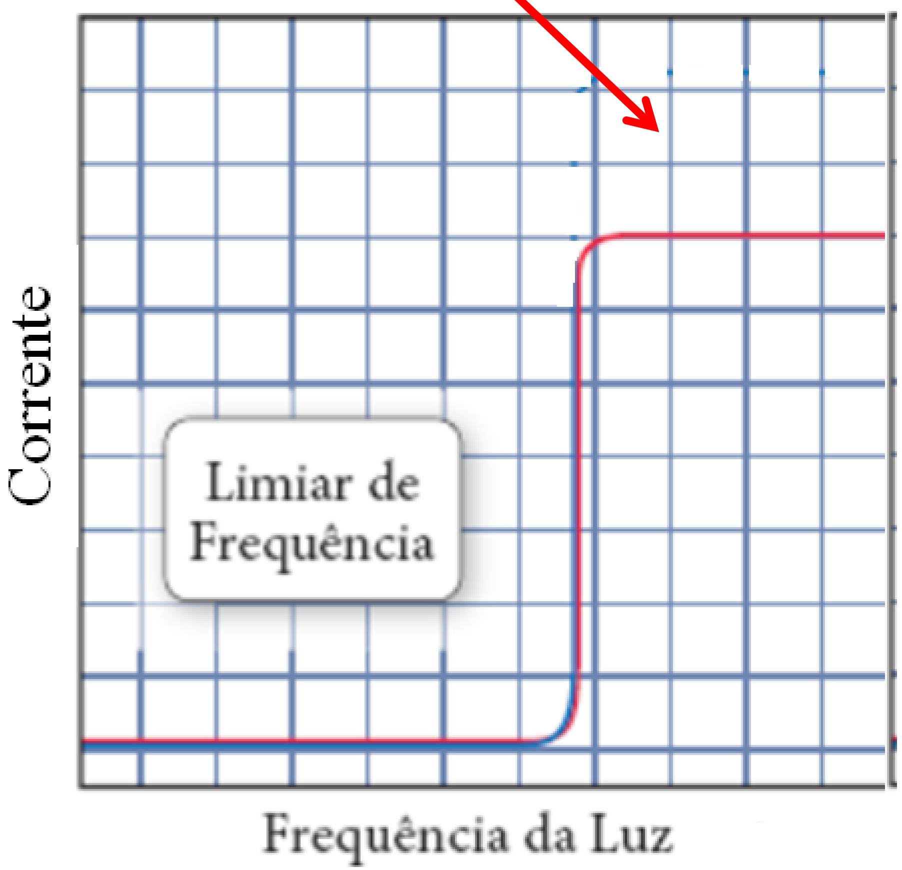
Qual a observação que corresponde a qual comprimento de onda da luz?

Energia quantizada e fótons

O efeito fotoelétrico e os fótons



Aumentando a frequência (ENERGIA) da radiação
o número de elétrons expelidos NÃO AUMENTA,
mas sua energia cinética sim!

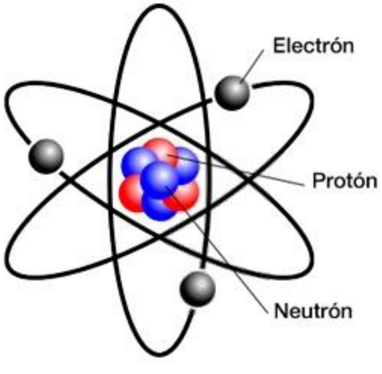


Elétrons em átomos

- **Rutherford** supôs que os elétrons orbitavam o núcleo da mesma forma que os planetas orbitam em torno do sol.

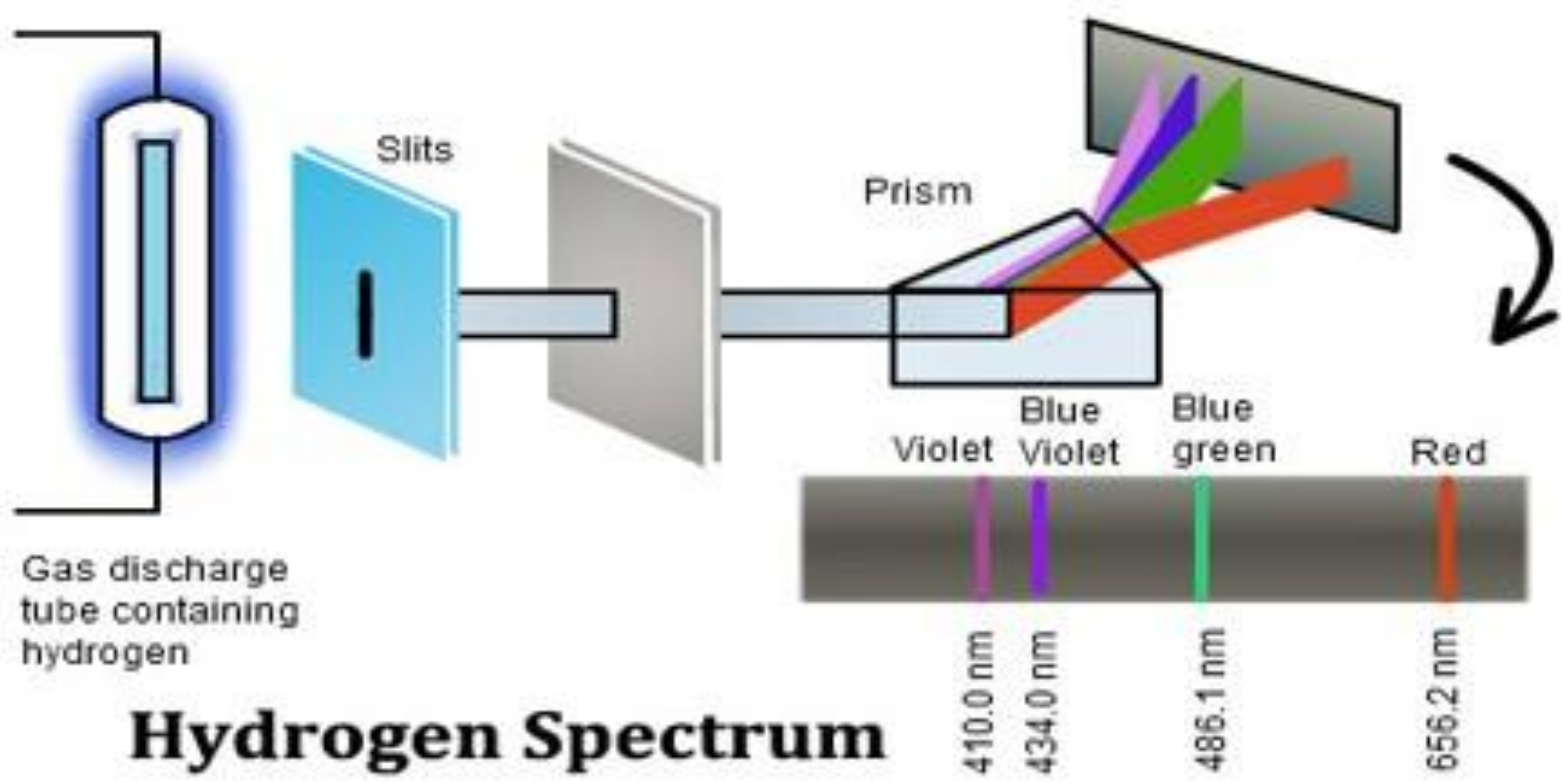
- Entretanto, uma partícula carregada movendo em uma trajetória circular deve perder energia.

- Isso significa que o átomo deve ser instável de acordo com a teoria de Rutherford.



Elétrons em átomos

- **Neils Bohr** observou o espectro de linhas de determinados elementos e admitiu que os elétrons estavam confinados em estados específicos de energia. Esses foram denominados <u>órbitas</u>.



Espectros de linhas e o modelo de Bohr

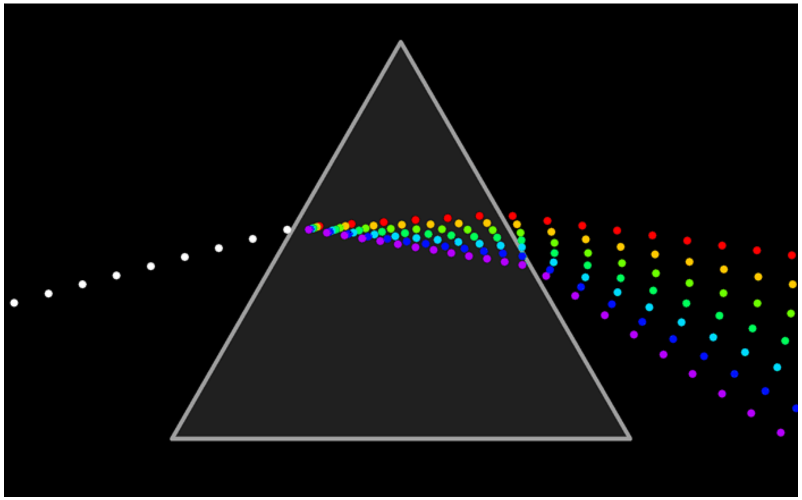
Espectros de linhas

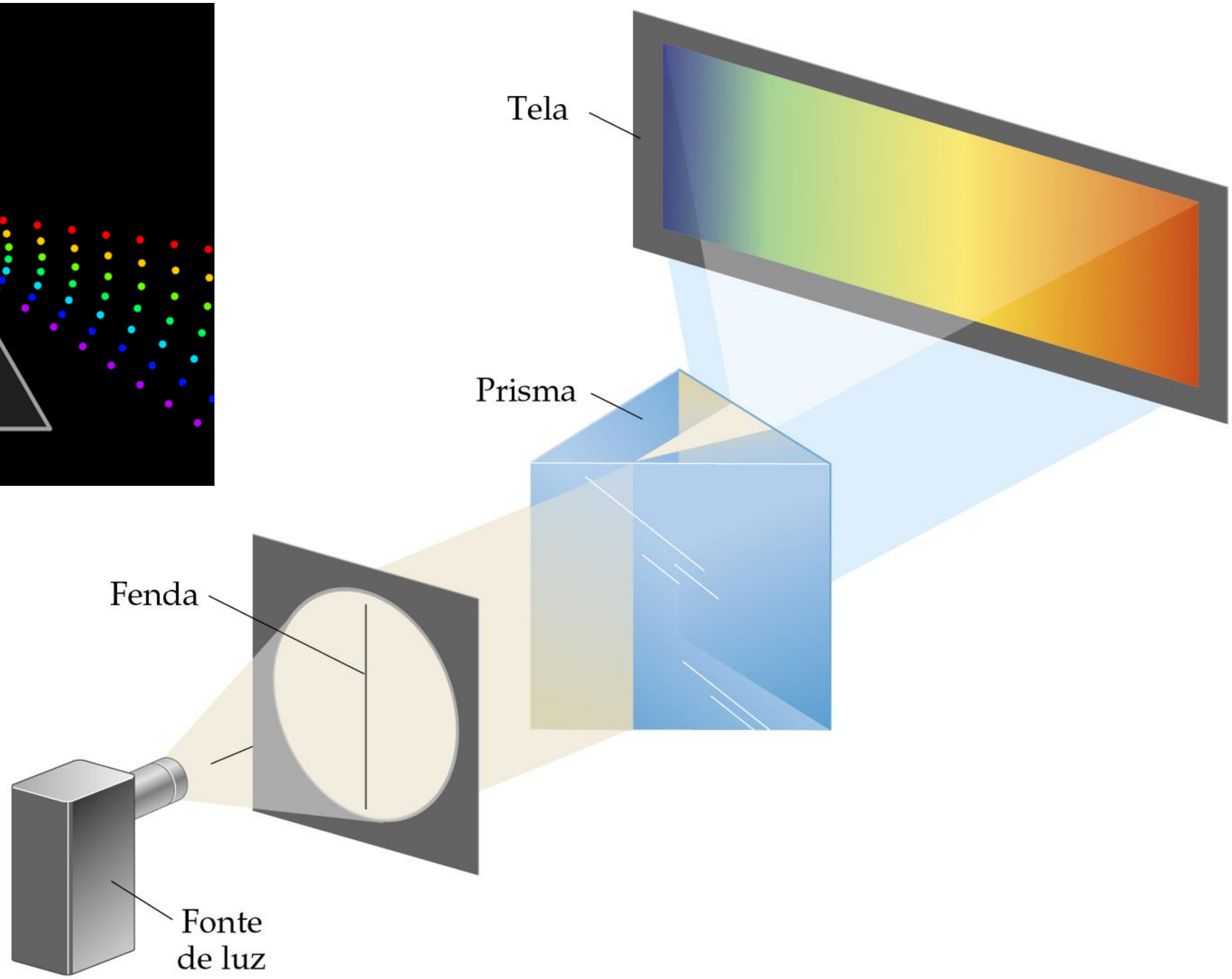
- A radiação composta por um único comprimento de onda é chamada de monocromática.

- A radiação que varre uma matriz completa de diferentes comprimentos de onda é chamada de contínua.

- A luz branca pode ser separada em um espectro contínuo de cores.

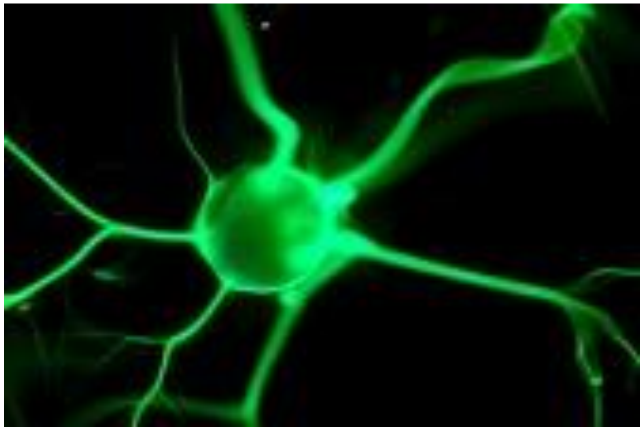
Espectros de linhas e o modelo de Bohr

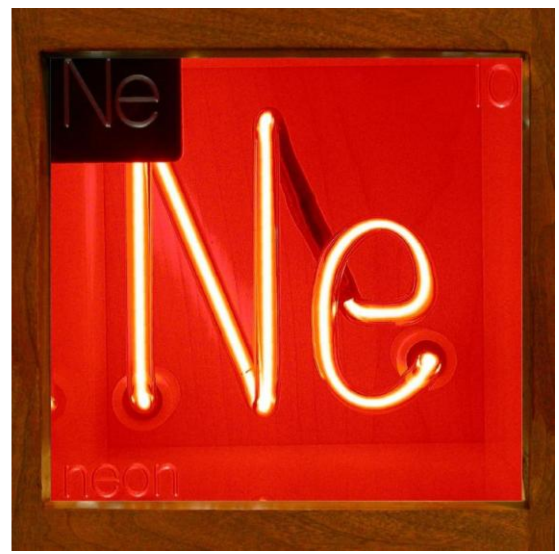




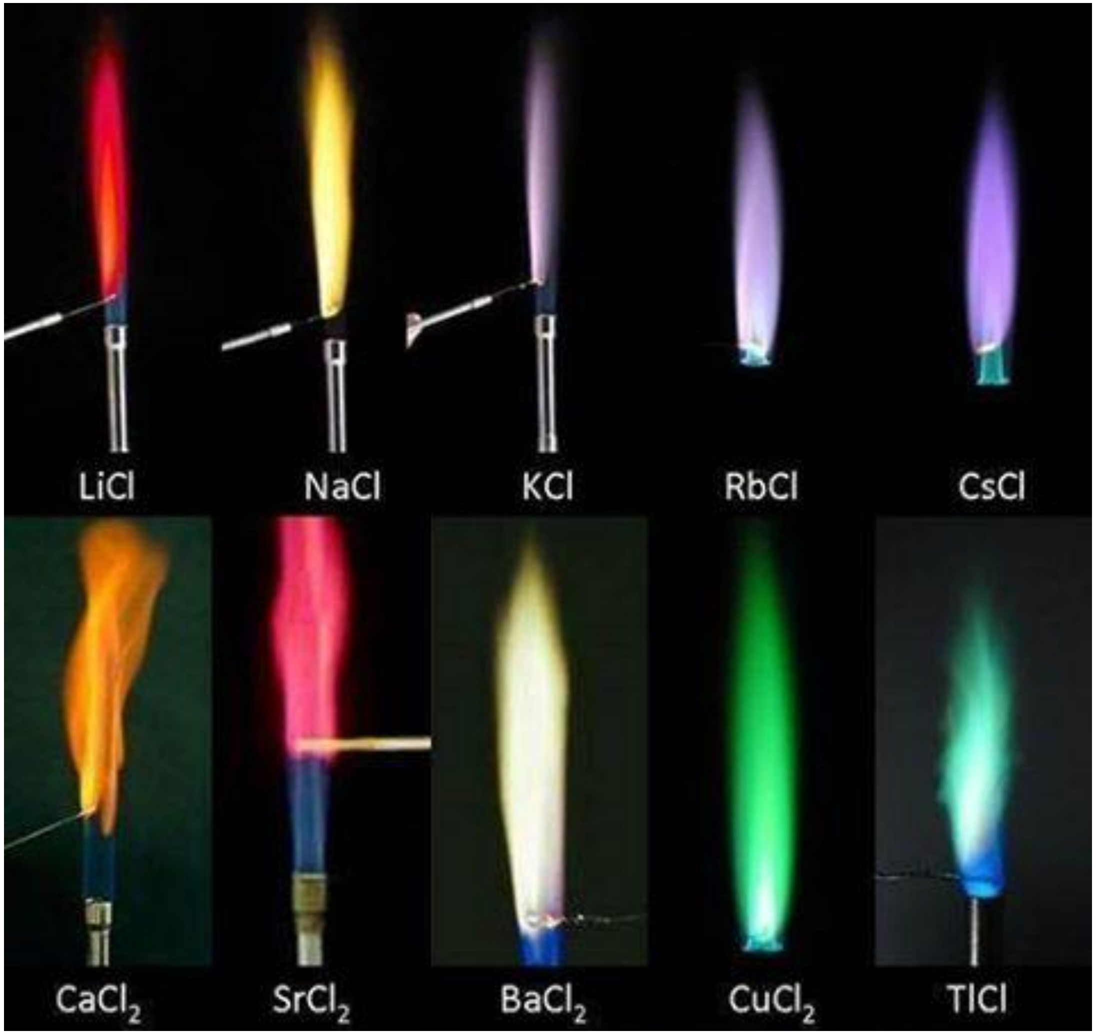
Observe que não há manchas escuras no espectro contínuo, que corresponderiam a linhas diferentes.

Espectros de linhas e o modelo de Bohr

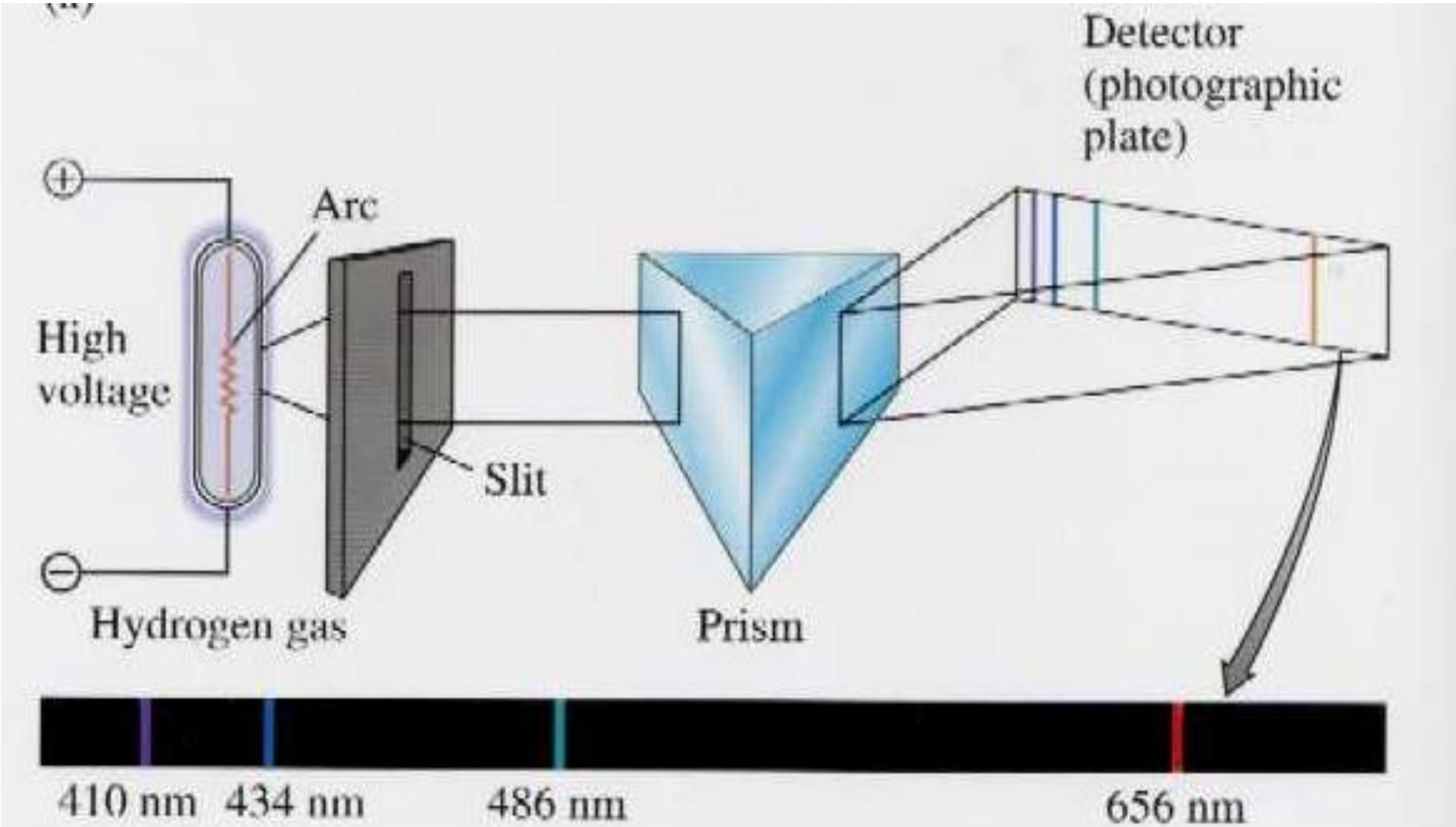




Espectros de linhas e o modelo de Bohr



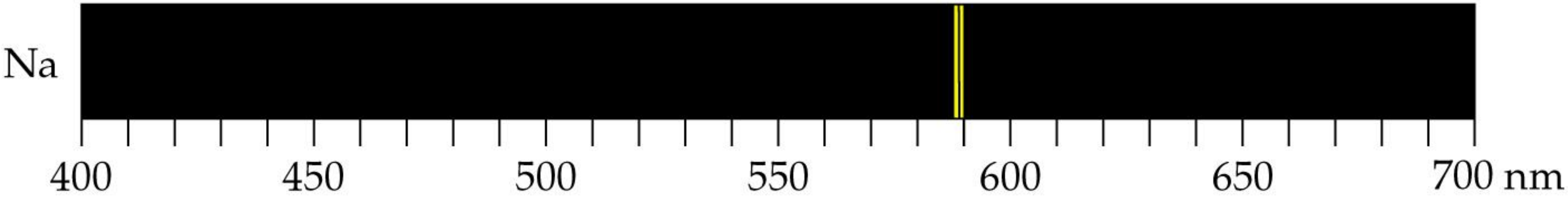
Espectros de linhas e o modelo de Bohr



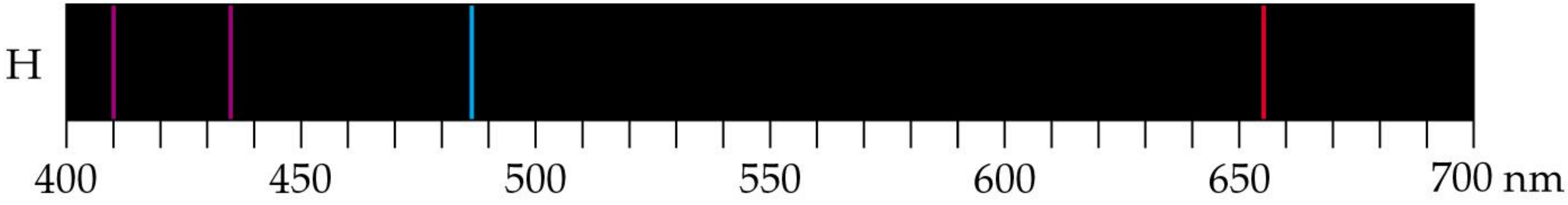
Espectros de linhas e o modelo de Bohr

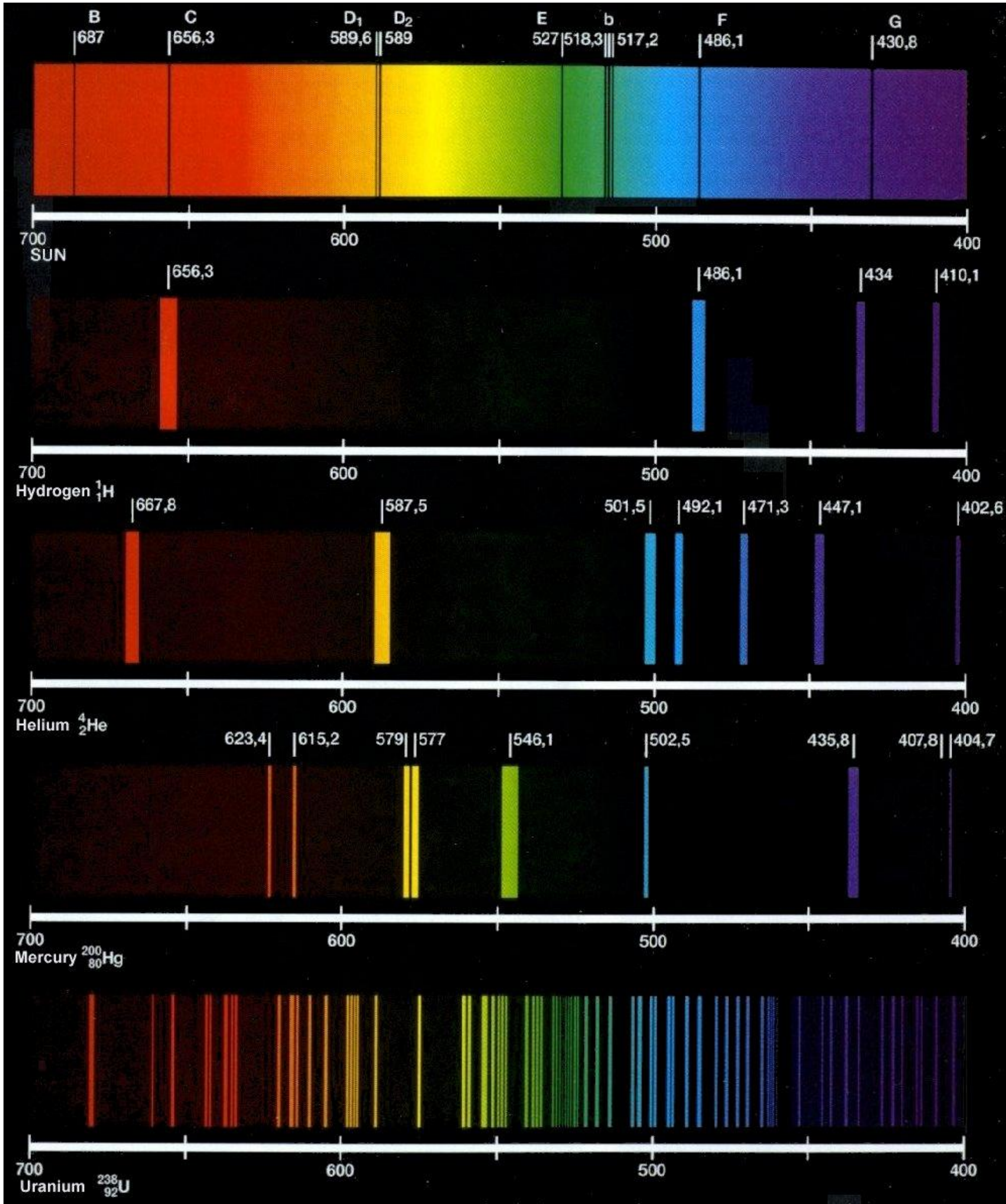
O modelo de Bohr

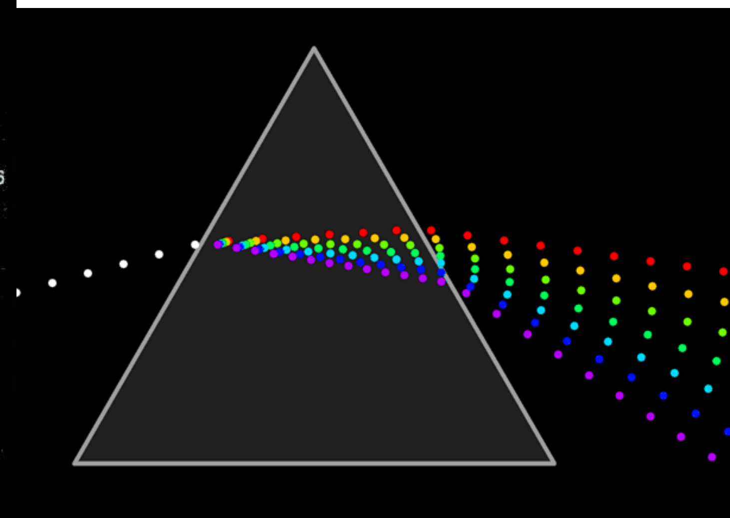
- As cores de gases excitados surgem devido ao movimento dos elétrons entre os estados de energia no átomo.



(a)




B 687
C 656,3
D1 589,6
D2 589
E 527
b 518,3 517,2
F 486,1
G 430,8
700 600 500 400
SUN
656,3 486,1 434 410,1
700 600 500 400
Hydrogen $^{1}_{1}H$
667,8 587,5 501,5 492,1 471,3 447,1 402,6
700 600 500 400
Helium $^{4}_{2}He$
623,4 615,2 579 577 546,1 502,5 435,8 407,8 404,7
700 600 500 400
Mercury $^{200}_{80}Hg$
700 600 500 400
Uranium $^{238}_{92}U$



Espectros de linhas e o modelo de Bohr

Espectros de linhas

- **Balmer:** descobriu que as linhas no espectro de linhas visíveis do hidrogênio se encaixam em uma equação simples.

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

onde R é a constante de Rydberg ($1{,}096776 \times 10^7$ m^{-1}),

e n é um número inteiro maior que 2: $\boldsymbol{n}$ **= 3, 4, 5**...

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad n = 3, 4, 5...}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 1{,}097\text{x}10^7\ \text{m}^{-1}\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}097\text{x}10^7\ \text{m}^{-1}(0{,}14) = 1{,}54\ \text{x}10^6\ \text{m}^{-1}$$

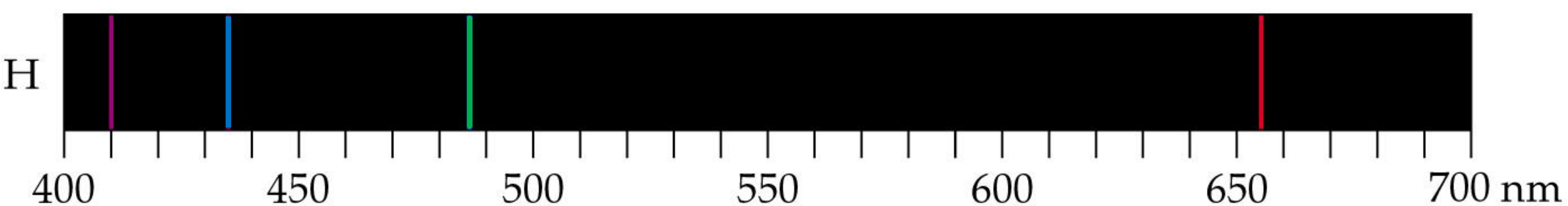
$$\lambda = \frac{1}{1{,}54\ \text{x}10^6\ \text{m}^{-1}} \approx 6{,}50\ \text{x}10^{-7}\ \text{m} \approx 650\ \text{nm}$$

Espectros de linhas e o modelo de Bohr

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

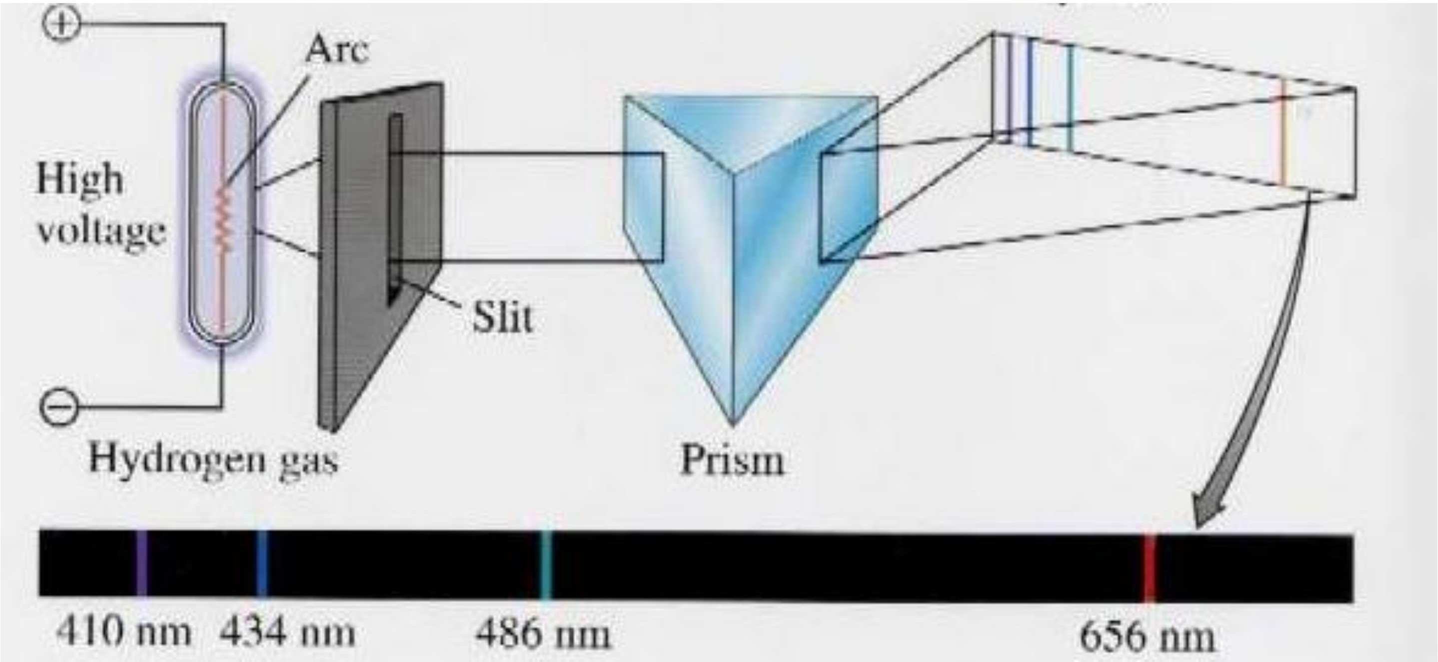
$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) \approx 650 \quad \text{nm}$$

$n = 6$ $n = 5$ $n = 4$ $n = 3$



410 nm 434 nm 486 nm 656 nm

Espectros de linhas e o modelo de Bohr



$n = 6$ $n = 5$ $n = 4$ $n = 3$

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

Série de Balmer (visível)

Espectros de linhas e o modelo de Bohr

Espectros de linhas

- Mais tarde, descobriu-se linhas também na região do IV e UV e Rydberg generalizou a equação de Balmer para:

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

$R = 1{,}096776 \times 10^7\ \mathrm{m}^{-1}$, $\boldsymbol{n_f}$ e $\boldsymbol{n_i}$ são números inteiros.

$$\Rightarrow\ \boldsymbol{n_f < n_i}$$

Espectros de linhas e o modelo de Bohr

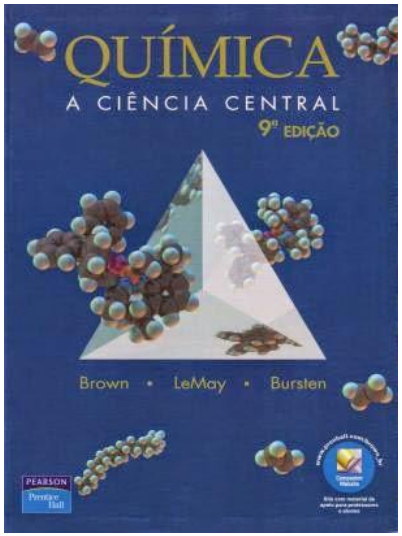
Espectros de linhas

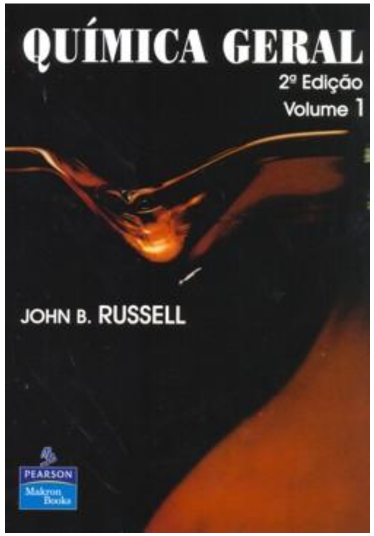
- **Equação de Rydberg:**

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

Série de Lyman	$n_f = 1;$	$n_i = 2, 3, 4, 5, \ldots, \infty$	UV
Série de Balmer	$n_f = 2;$	$n_i = 3, 4, 5, 6, \ldots, \infty$	Visível
Série de Pashen	$n_f = 3;$	$n_i = 4, 5, 6, 7, \ldots, \infty$	IV
Série de Brackett	$n_f = 4;$	$n_i = 5, 6, 7, 8, \ldots, \infty$	IV
Série de Pfund	$n_f = 5;$	$n_i = 6, 7, 8, 9, \ldots, \infty$	IV
Série de Humphreys	$n_f = 6;$	$n_i = 7, 8, 9, 10\ldots, \infty$	IV

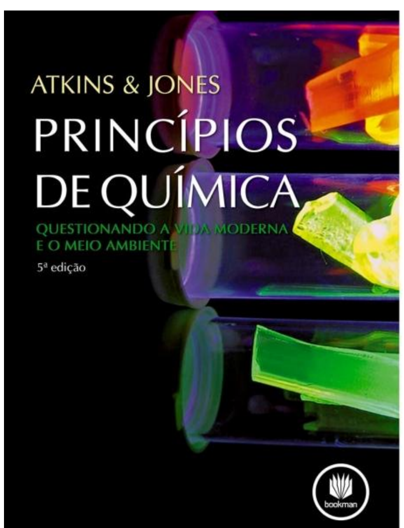
Espectros de linhas e o modelo de Bohr





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

$$R = 1{,}097 \times 10^{7}\ \text{m}^{-1}$$



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

$$R = 3{,}29 \text{ x } 10^{15}\ \text{Hz}$$