Química

Linhas espectrais e Bohr

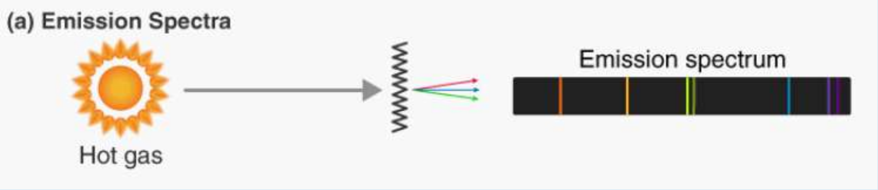
Prof. Diego J. Raposo

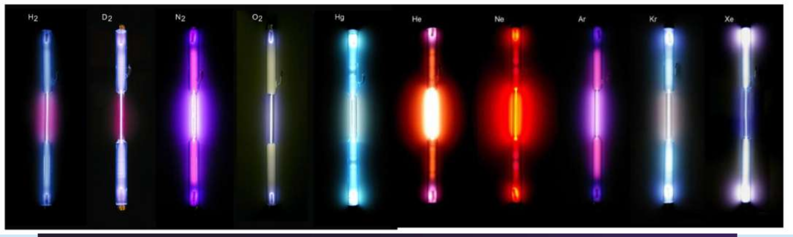
UPE – Poli

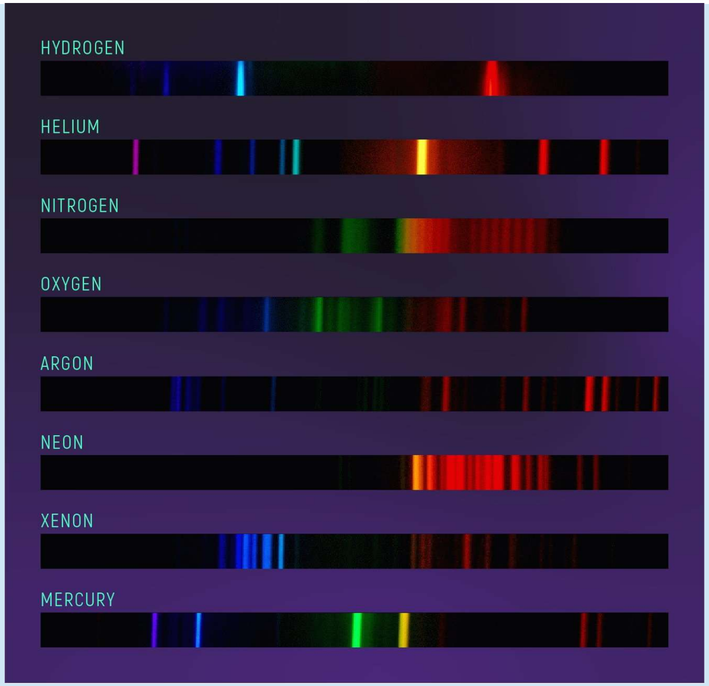
2025.2

Linhas espectrais

- Gases confinados emitem luz quando submetidos a uma corrente elétrica: cor depende do gás;
- Essa luz pode ser decomposta nos comprimentos de onda que a formam com um prisma. Com isso têm-se um espectro de emissão;
- Diferentes gases possuem espectros de emissão distintos, uma assinatura que explica as diferentes cores.

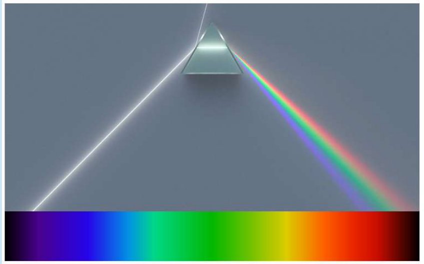


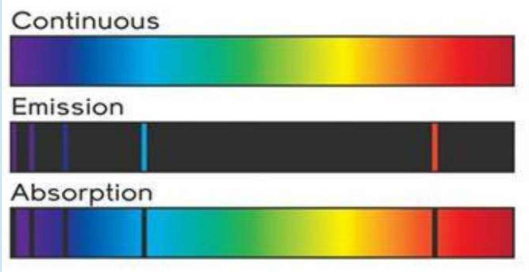




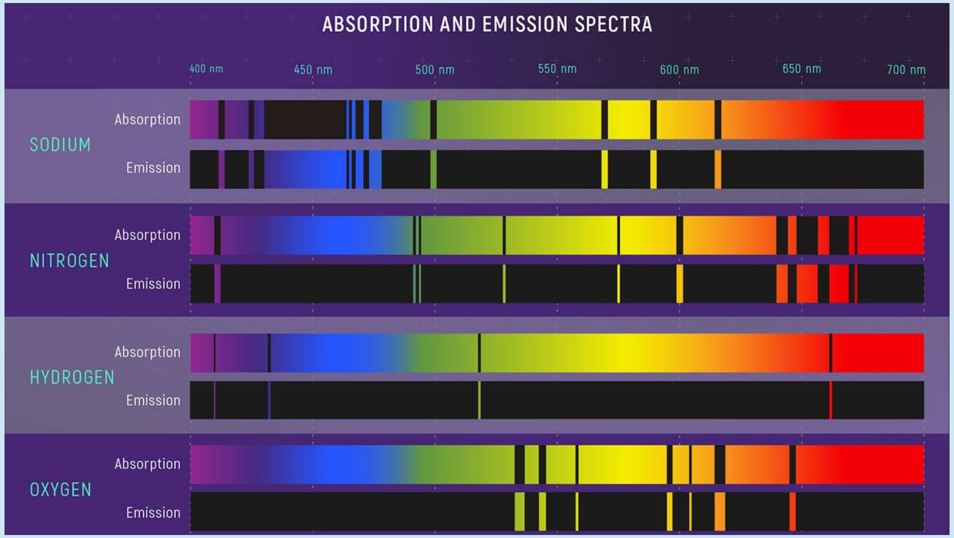
Linhas espectrais

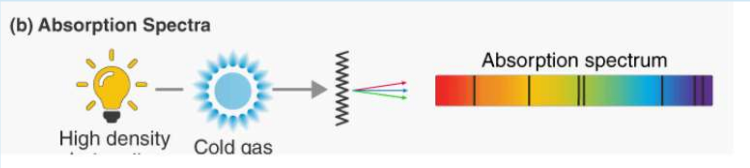
- A luz branca possui fótons com todos os comprimentos de onda na faixa visível do espectro eletromagnético, formando um espectro contínuo.



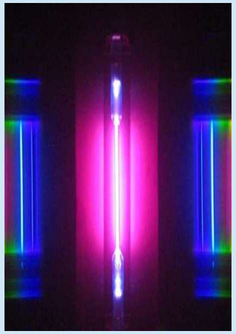


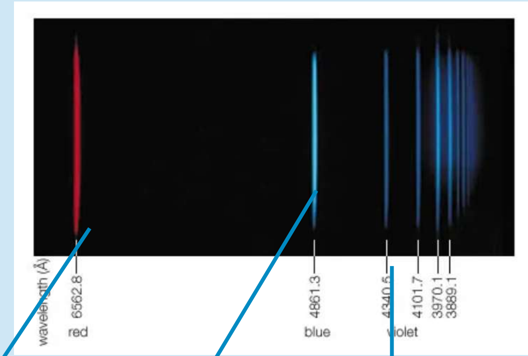
- Se no caminho da luz branca colocarmos um gás confinado, e depois passarmos por um prisma, observaremos o espectro contínuo com algumas linhas negras. Elas estão na mesma posição das linhas de emissão de um gás, mas agora indicam que a luz naqueles comprimentos de onda foi absorvida, não emitida. Esse é chamado de espectro de absorção do gás.





Espectro do hidrogênio





- O espectro do hidrogênio possui linhas no IV, no visível e no UV. As linhas no visível são chamadas série de Balmer: uma em 650 nm (vermelho), outra em 480 (azul) e várias outras abaixo de 430 nm.

- Balmer observou que é possível obter o espectro usando a relação matemática:

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right), \qquad n = 3,\ 4,\ 5, \ldots$$

$$\frac{1}{\lambda_1} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda_3} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda_2} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)$$

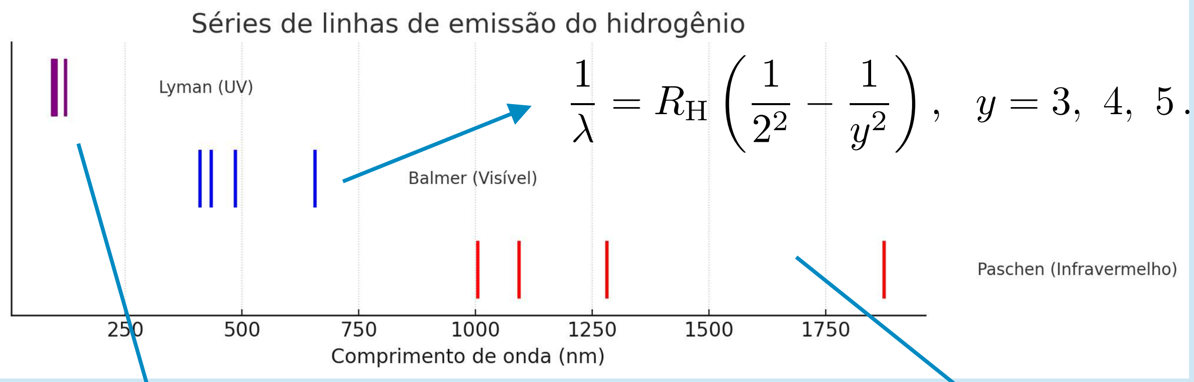
Onde R_{H} é a constante de Rydberg, $1{,}097 \cdot 10^7\ \mathrm{m}^{-1}$.

$$\frac{1}{\lambda_1} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{3^2 - 2^2}{3^2 \cdot 2^2}\right) = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{9-4}{9 \cdot 4}\right) = \frac{5R_{\mathrm{H}}}{36}$$

$$\lambda_1 = \frac{36}{5R_{\mathrm{H}}} = \frac{36}{5 \cdot 1,097 \cdot 10^7\ \mathrm{m}^{-1}} \cdot \left(\frac{1\ \mathrm{nm}}{10^{-9}\ \mathrm{m}}\right) = 656\ \mathrm{nm}$$

Espectro do hidrogênio

- Outras linhas existem em outras faixas, e notou-se que relações similares se aplicavam a elas.



$$\frac{1}{\lambda} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{y^2}\right), \quad y = 3,\ 4,\ 5\ldots$$

Série	n_1	n_2	Região	Comprimento de onda, λ (Å)
Lyman	1	2, 3, 4, 5, etc.	ultravioleta	920 – 1200
Balmer	2	3, 4, 5, 6, etc.	visível	4000 – 6500
Paschen	3	4, 5, 6, 7, etc.	infravermelho	9500 – 18750
Brackett	4	5, 6, 7	infravermelho	19450 – 40500
Pfund	5	6, 7	infravermelho	37800 – 75000

Tabela C.1: Séries de linhas de emissão do átomo de hidrogênio.

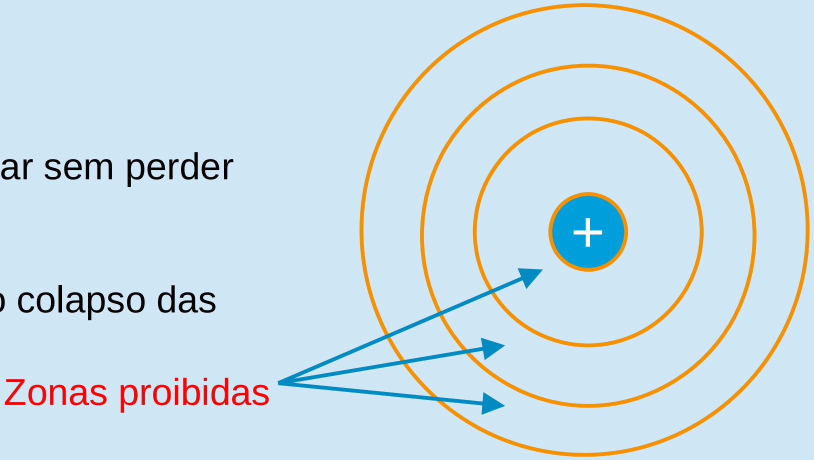
$$\frac{1}{\lambda} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{x^2}\right), \quad x = 2,\ 3,\ 4\ldots \qquad \frac{1}{\lambda} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{z^2}\right), \quad z = 4,\ 5\ldots$$

- Portanto, de uma maneira geral

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R_{\mathrm{H}}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right), \quad n_1 = 1, 2, 3\ldots \text{(depende da série)}, \quad n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \ldots}$$

Modelo de Bohr

- Modelo de Rutherford previa que o elétron rodopiaria ao redor do núcleo, perdendo energia e se aproximando dele até o colapso. O átomo seria instável e emitiria luz em todos os comprimentos de onda, o que não ocorre.
- Para explicar a estabilidade do átomo, Niels Bohr se inspirou nas descobertas anteriores (Planck e Einstein):
- 1) Hipótese quêntica: o momento angular do elétron so pode assumir valores discretos, múltiplos de um valor mínimo (h/2π);
- Isso implica que:
  - Existem órbitas estacionárias onde o elétron pode trafegar sem perder energia;
  - Outras órbitas são proibidas (inacessíveis), o que evita o colapso das cargas (e do átomo);

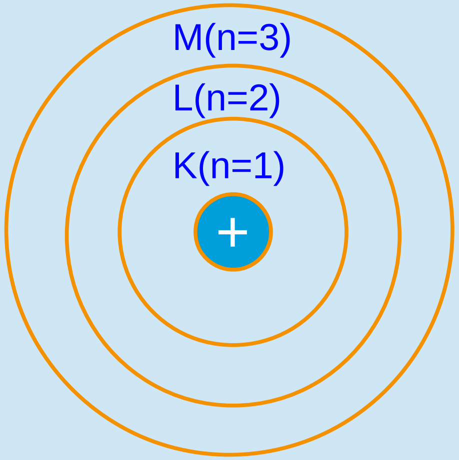


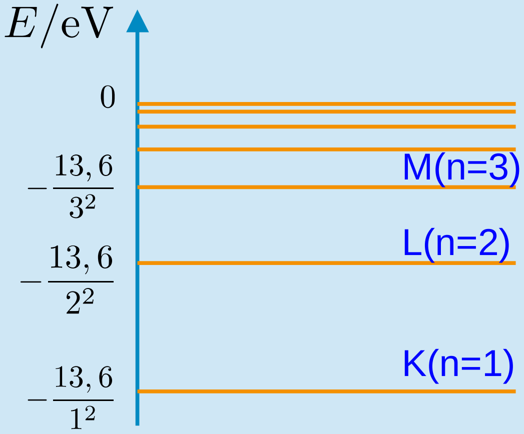
Modelo de Bohr

- Cada órbita passou a ser chamada de camada (K, L, M, ...) de acordo com o valor de n, o número quântico principal;
- Tanto a energia quanto a distância são agora funções de *n* e características das camadas. A energia, por exemplo, para um átomo de hidrogênio é:

$$E(n) = -\frac{13,6}{n^2}\ \mathrm{eV}$$

- Portanto quanto maior o *n*, menos negativa é a energia e menor o seu módulo. Podemos representar essas observações em um diagrama de energia;
- Ex.: Qual a energia do elétron na camada M do átomo de hidrogênio segundo o modelo de Bohr, em eV?
- Ex.: Determine os dois primeiros comprimentos de onda da série de Brackett (n_1 = 4), em Å.



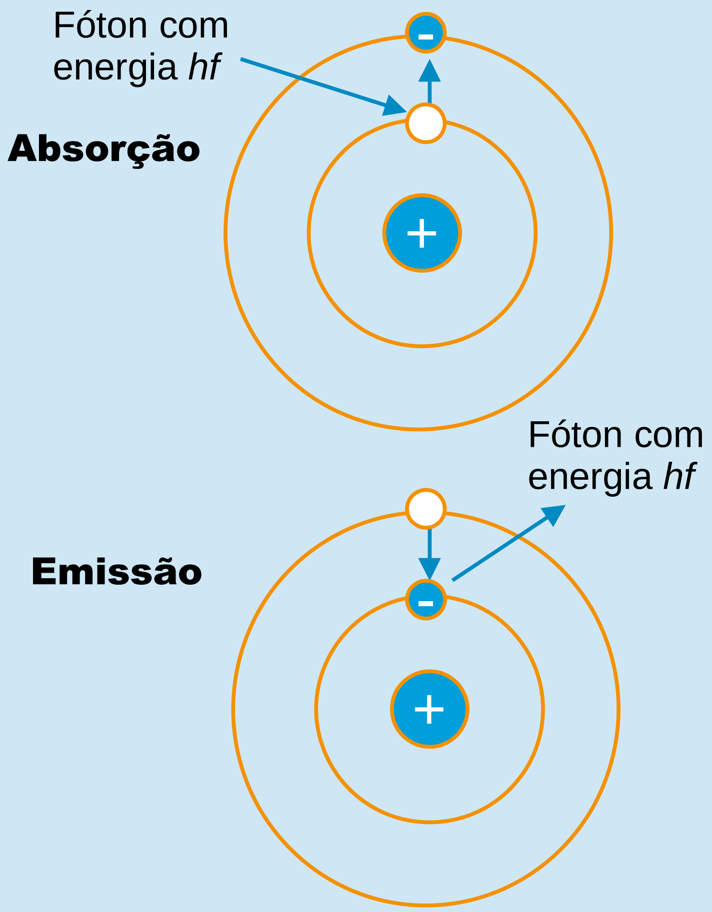


Modelo de Bohr

- 2) Relação com a frequência: um elétron pode mudar de uma órbita para a outra, o que chamamos de transição eletrônica;
- Para que ela aconteça um fóton com energia igual à diferença das energias das orbitas, $\Delta E = E(n_f) - E(n_i)$ (com $n_f > n_i$) deve ser absorvido ou emitido. Para um fóton de frequência f:

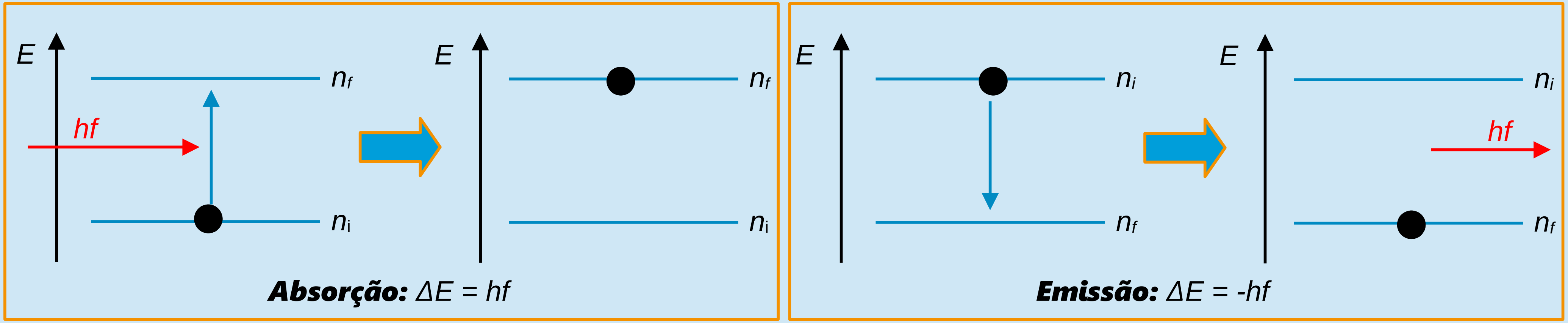
$$\boxed{\Delta E = hf = \frac{hc}{\lambda}}$$

- Portanto:
  - Absorção: $\Delta E = hf$
  - Emissão: $-\Delta E = hf$
- O sinal garante que não haja frequências negativas.



Modelo de Bohr

- Podemos representar essas transições em um diagrama de níveis de energia:



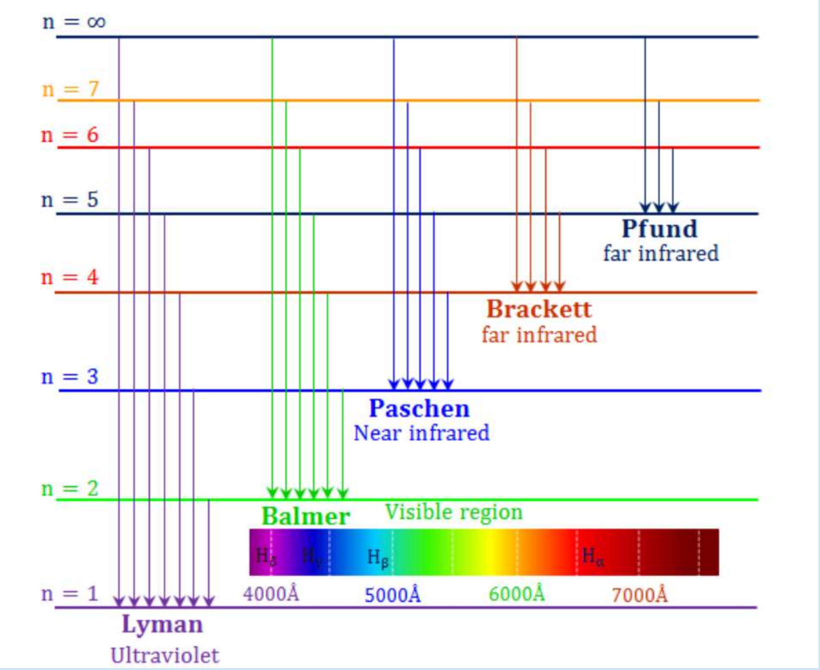
- Usando essa relação entre ΔE e frequência, Bohr pôde deduzir a eq. das linhas espectrais do hidrogênio, e interpretar n_1 e n_2 como os números quânticos principais das camadas inicial e final da emissão/absorção.

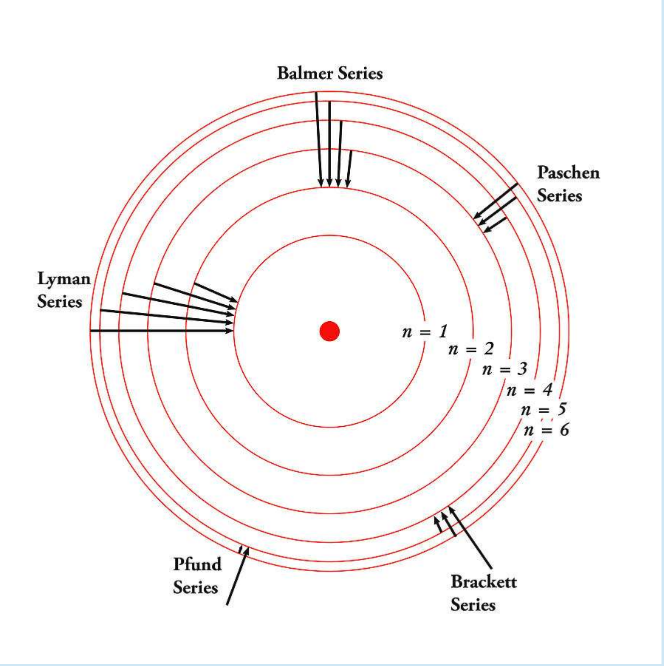
$$-\Delta E = E(n_i) - E(n_f) = hf = \frac{hc}{\lambda} \longrightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{hc}\left[E(n_i) - E(n_f)\right] = \frac{13,6\ \text{eV}}{hc}\left[\frac{1}{n_f} - \frac{1}{n_i}\right]$$

- Ele também conseguiu prever a constante de Rydberg. Determine-a usando o cálculo acima;

Modelo de Bohr

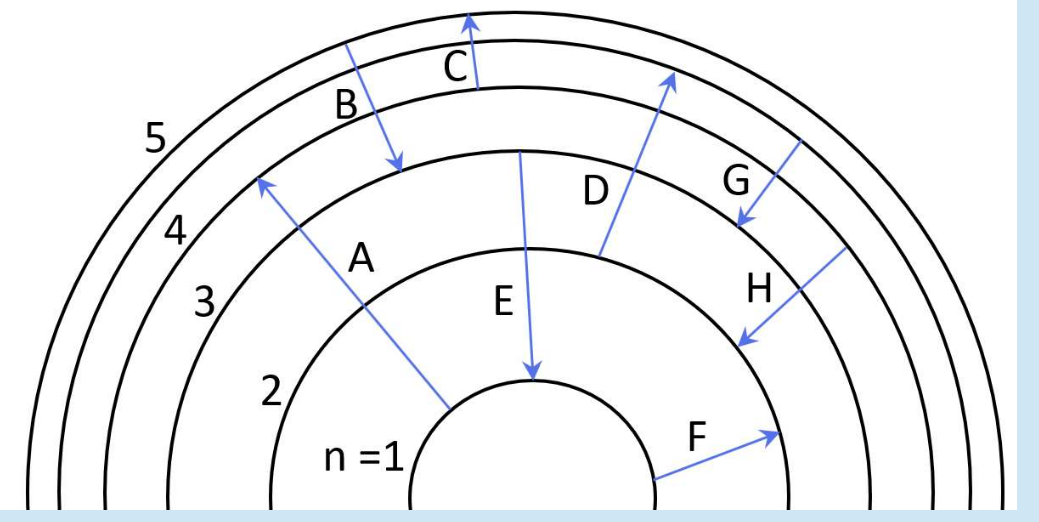
- A série de Balmer, por exemplo, envolve transições das camadas M (n=3), N (n=4), O (n = 5), ..., a uma mesma camada final: a L (n = 2). A série de Lyman corresponde às transições L → K (2 → 1), M → K (3 → 1), etc.





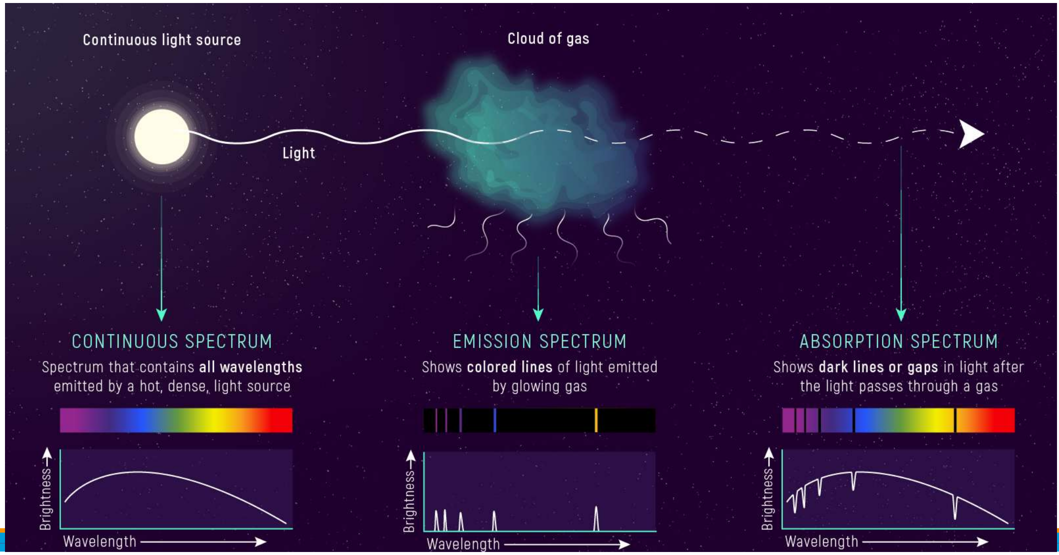
Exemplos

- Determine se os processos são acompanhados de emissão ou absorção de fótons, e qual a energia dos mesmos.

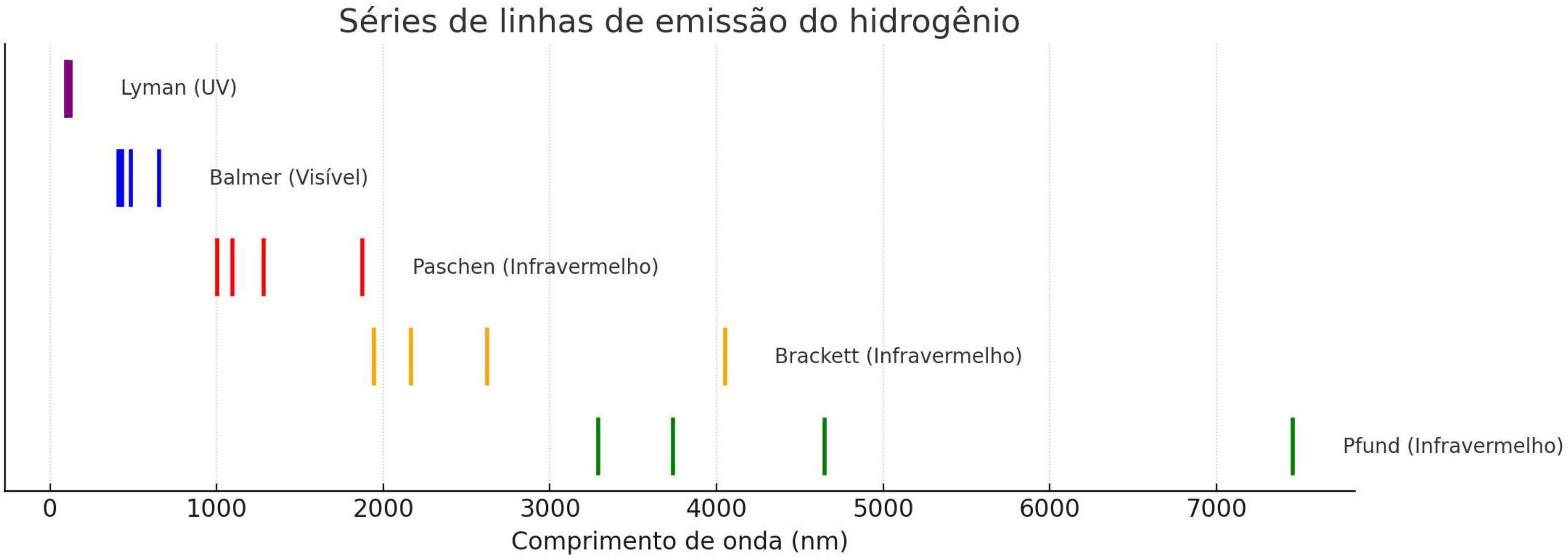


Bons estudos!

Apêndices



Continuous light source
Cloud of gas
Light
CONTINUOUS SPECTRUM
Spectrum that contains all wavelengths emitted by a hot, dense, light source
EMISSION SPECTRUM
Shows colored lines of light emitted by glowing gas
ABSORPTION SPECTRUM
Shows dark lines or gaps in light after the light passes through a gas
Brightness
Wavelength
Brightness
Wavelength
Brightness
Wavelength


Séries de linhas de emissão do hidrogênio
Lyman (UV)
Balmer (Visível)
Paschen (Infravermelho)
Brackett (Infravermelho)
Pfund (Infravermelho)
0
1000
2000
3000
4000
5000
6000
7000
Comprimento de onda (nm)