

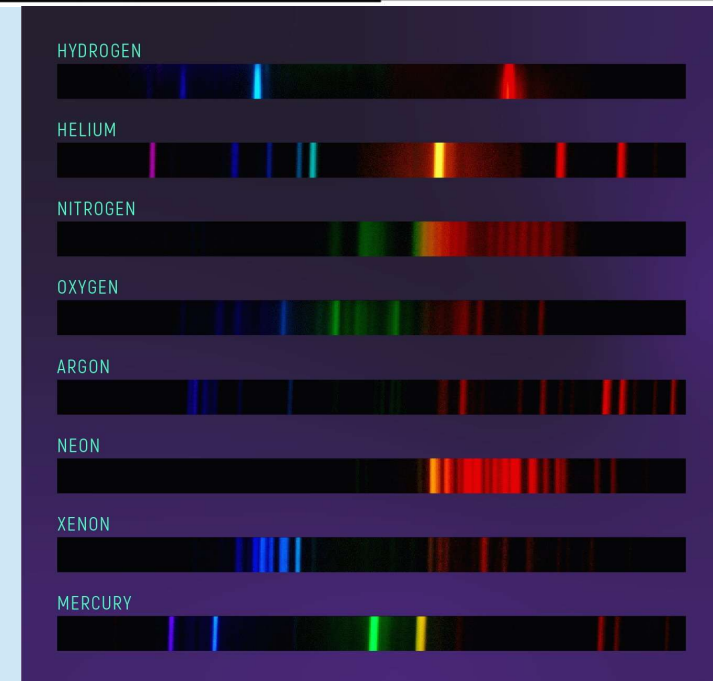
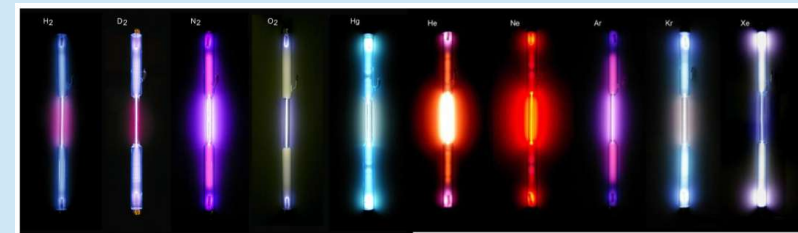
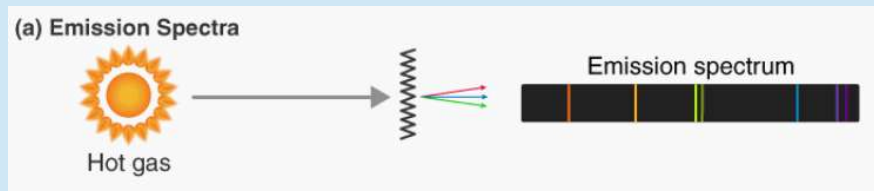
Química

Linhas espectrais e Bohr

Prof. Diego J. Raposo
UPE – Poli
2025.2

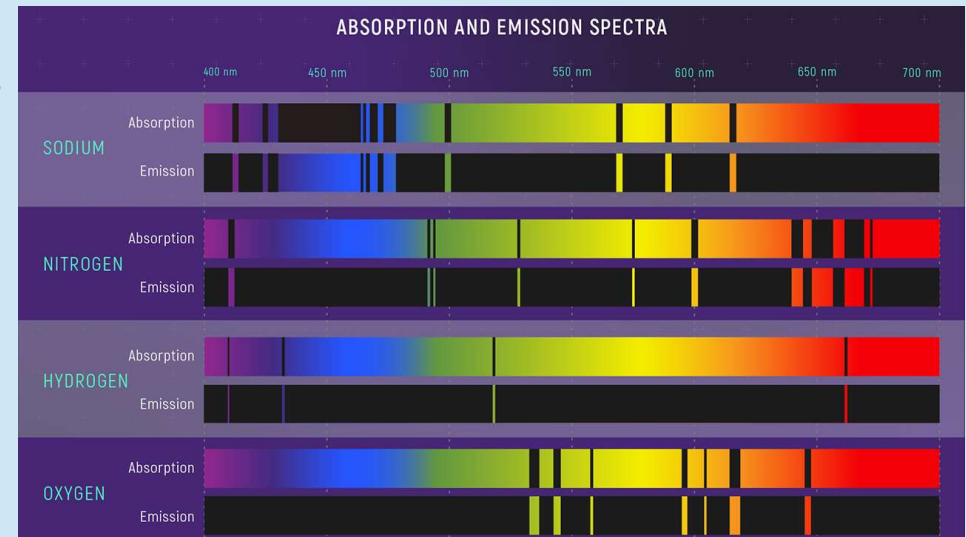
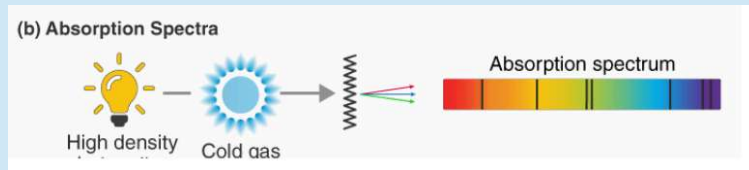
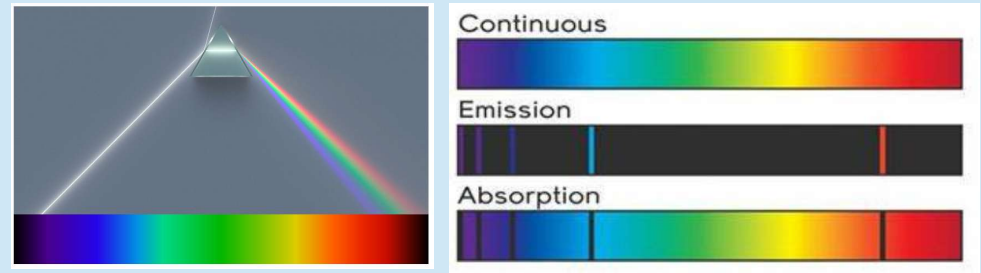
Linhas espectrais

- 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:

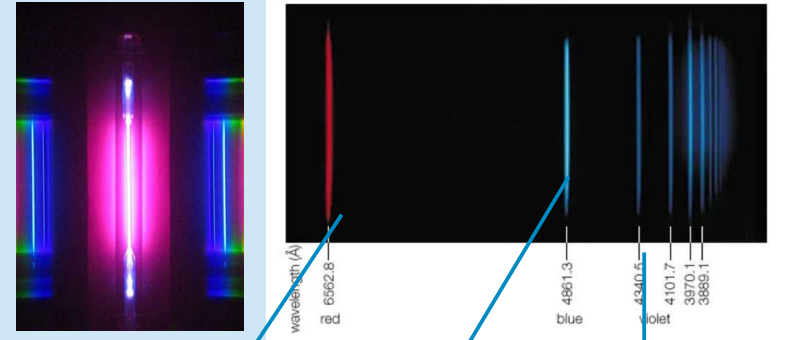
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 3, 4, 5, \dots \quad \frac{1}{\lambda_1} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \quad \frac{1}{\lambda_3} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

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

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

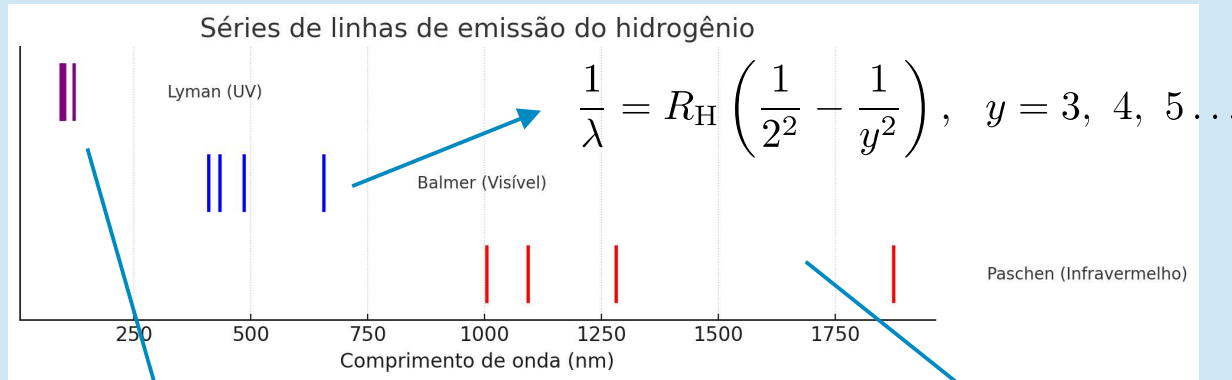
$$\frac{1}{\lambda_1} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = R_H \left(\frac{3^2 - 2^2}{3^2 \cdot 2^2} \right) = R_H \left(\frac{9 - 4}{9 \cdot 4} \right) = \frac{5R_H}{36}$$

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



Espectro do hidrogênio

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



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.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{x^2} \right), \quad x = 2, 3, 4 \dots$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{z^2} \right), \quad z = 4, 5 \dots$$

- Portanto, de uma maneira geral:

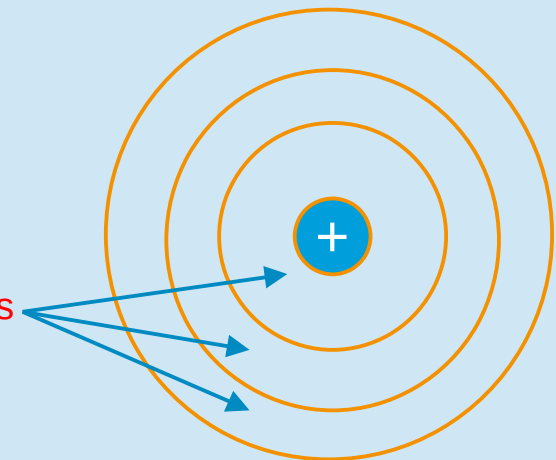
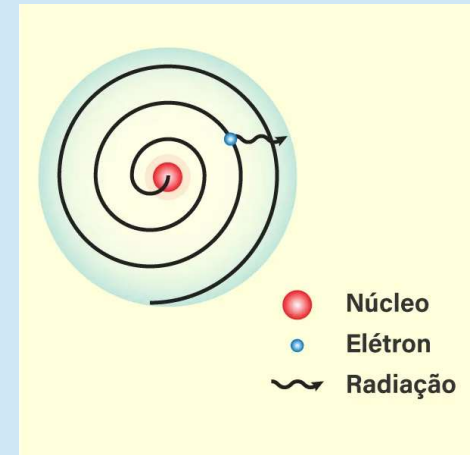
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right), \quad n_1 = 1, 2, 3 \dots (\text{depende da série}), \quad n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots$$

- Ex.: Determine os dois primeiros comprimentos de onda da série de Brackett ($n_1 = 4$), em Å.

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 quântica:** o momento angular do elétron só pode assumir valores discretos, múltiplos de um valor mínimo;
- 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);

$$\text{Momento angular} = n \times \text{Quantidade mínima}$$
$$n = 1, 2, 3, \dots$$



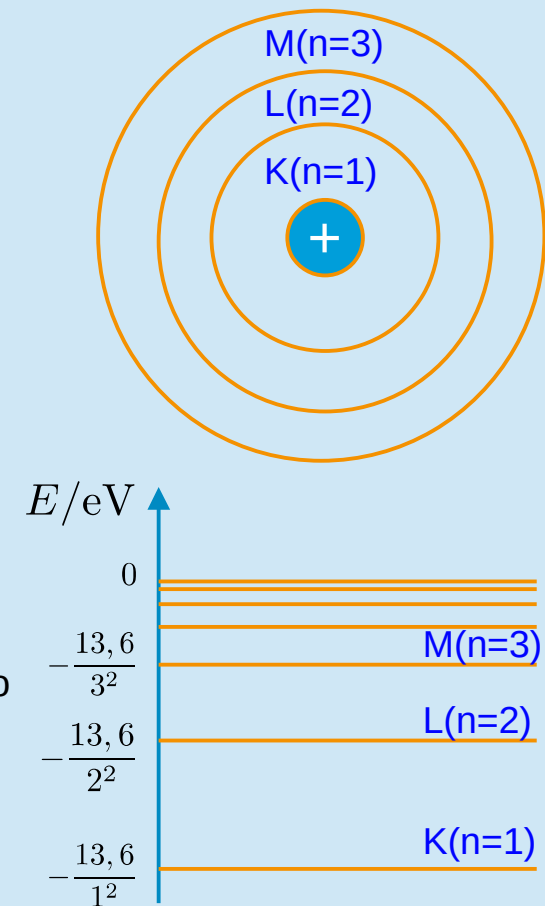
Modelo de Bohr

- 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:

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

- 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?

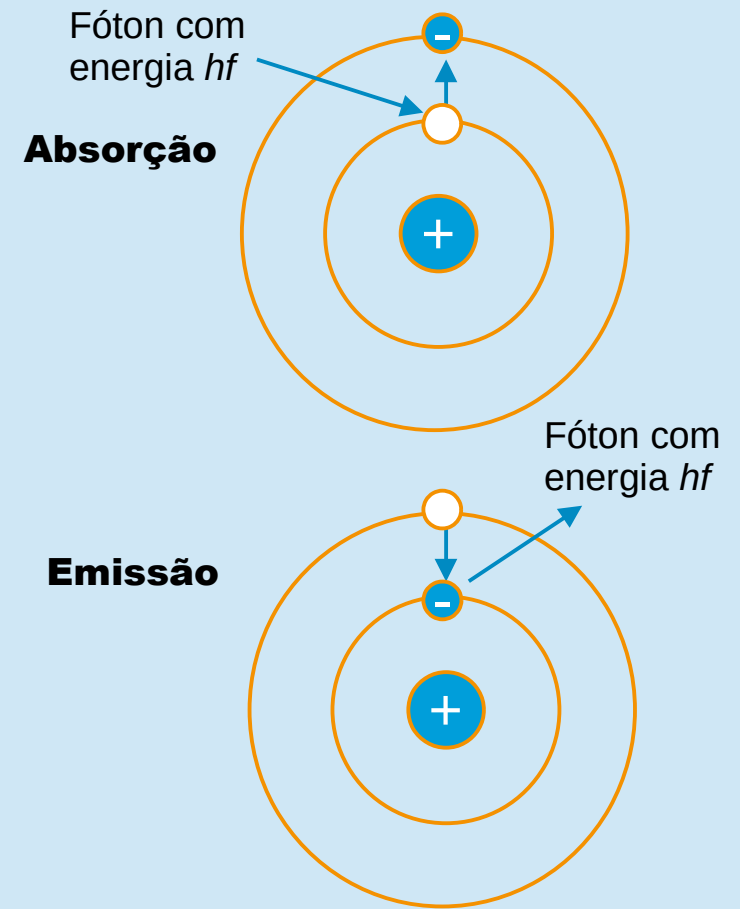


Modelo de Bohr

- 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 :

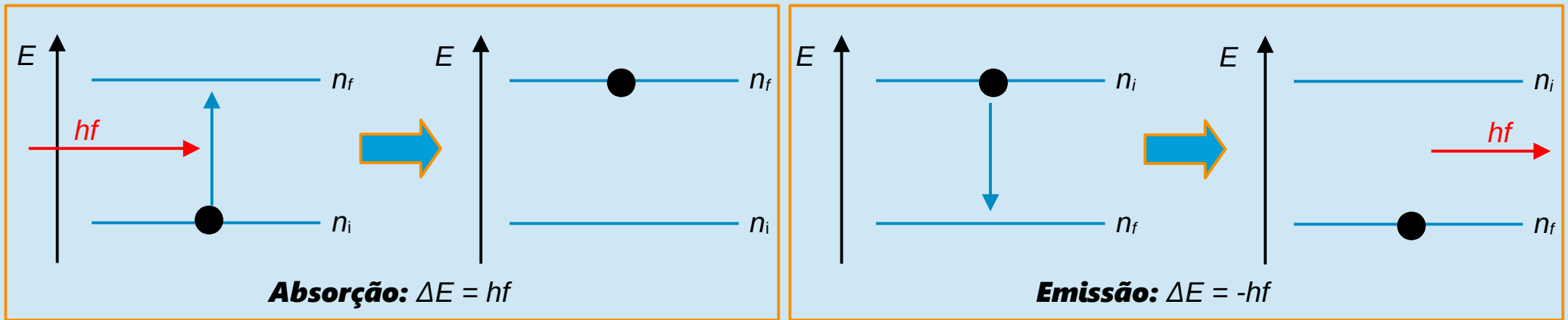
$$\Delta E = hf = \frac{hc}{\lambda}$$

- 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:



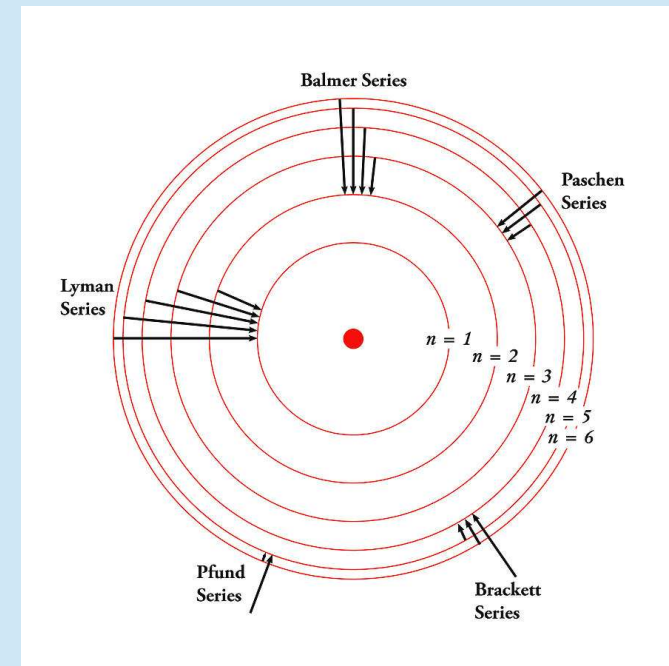
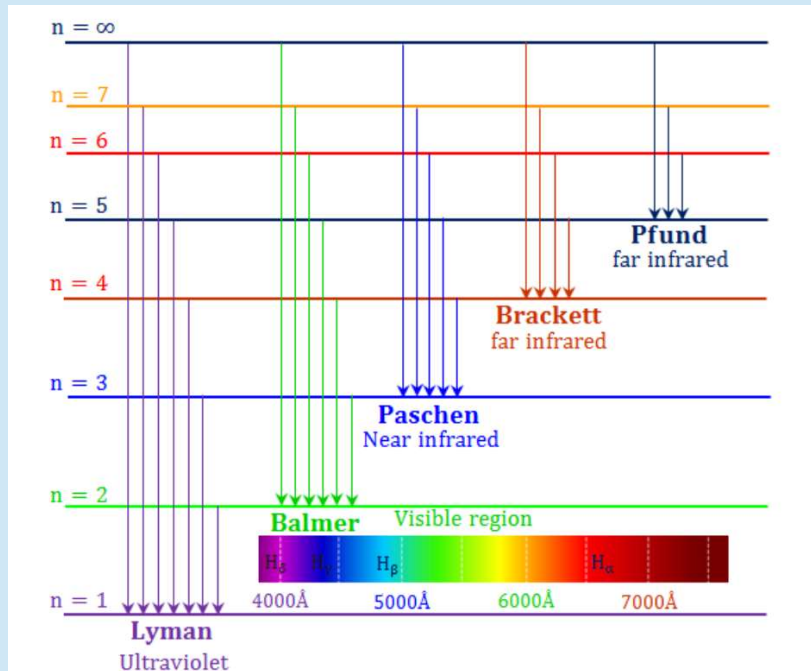
- Usando essa relação entre ΔE e frequência, Bohr pôde deduzir a eq. das linhas espectrais do hidrogênio, e interpretar n_1 e n_2 como os números quânticos principais das camadas inicial e final da emissão/absorção.

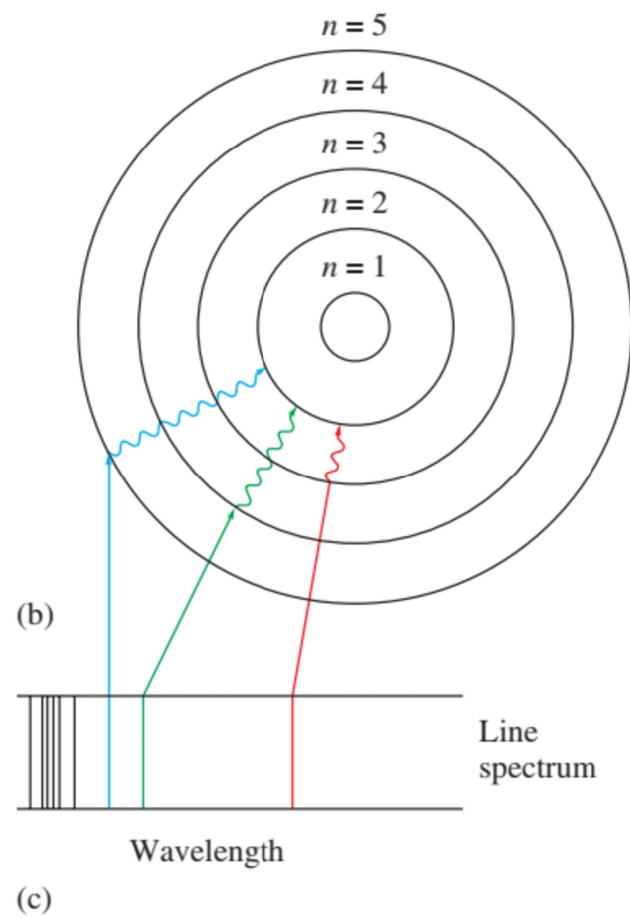
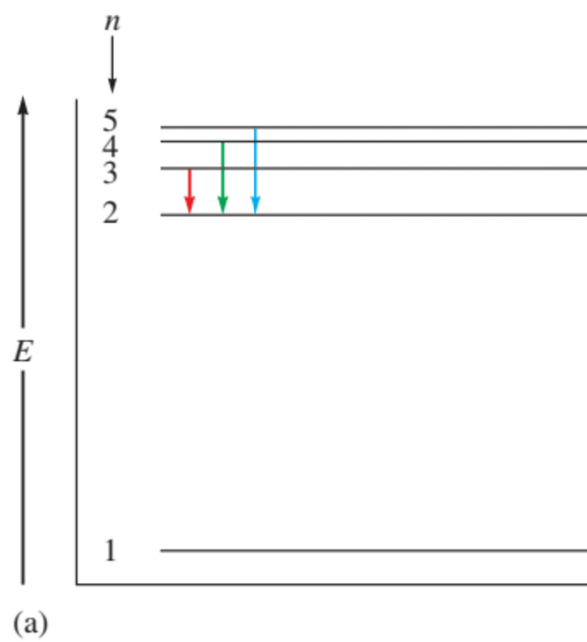
$$-\Delta E = E(n_i) - E(n_f) = hf = \frac{hc}{\lambda} \longrightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{hc} [E(n_i) - E(n_f)] = \frac{13,6 \text{ eV}}{hc} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

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

Modelo de Bohr

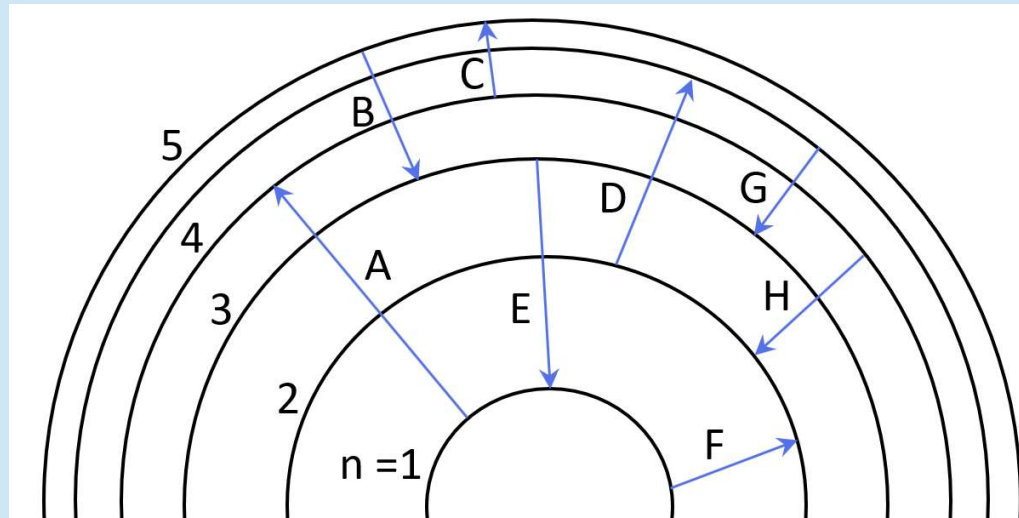
- A série de Balmer, por exemplo, envolve transições das camadas M ($n=3$), N ($n=4$), O ($n=5$), ..., a uma mesma camada final: a L ($n=2$). A série de Lyman corresponde às transições L \rightarrow K ($2 \rightarrow 1$), M \rightarrow K ($3 \rightarrow 1$), etc.





Exemplos

- Determine se os processos são acompanhados de emissão ou absorção de fótons, e qual a energia em eV, e a frequência em Hz do processo B.



Bons estudos!

Apêndices

Séries de linhas de emissão do hidrogênio

