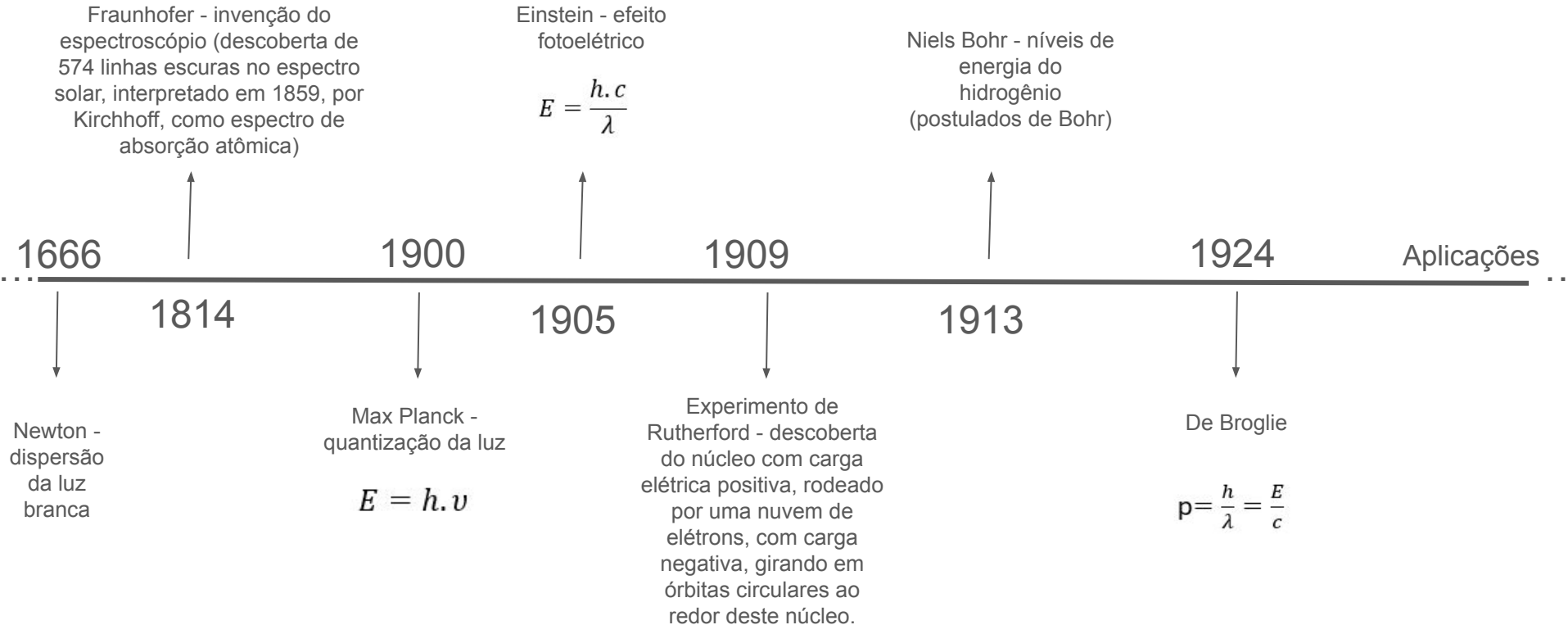


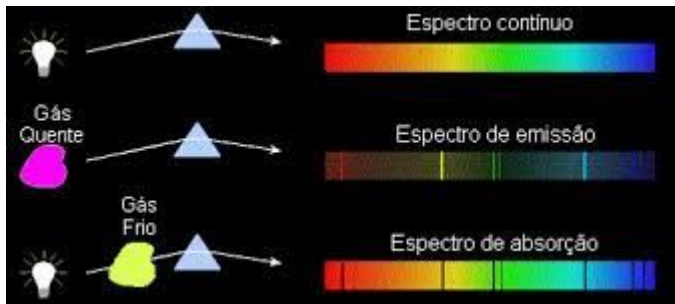
Espectros atômicos

Manoel Resende

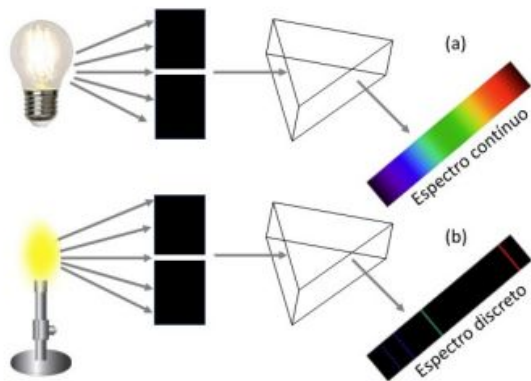
Linha do tempo



Esquema experimental de obtenção do espectro de emissão e absorção



Disponível em: https://www.if.ufrgs.br/fis02001/aulas/aula_espec.htm. Acesso em 05/03/24



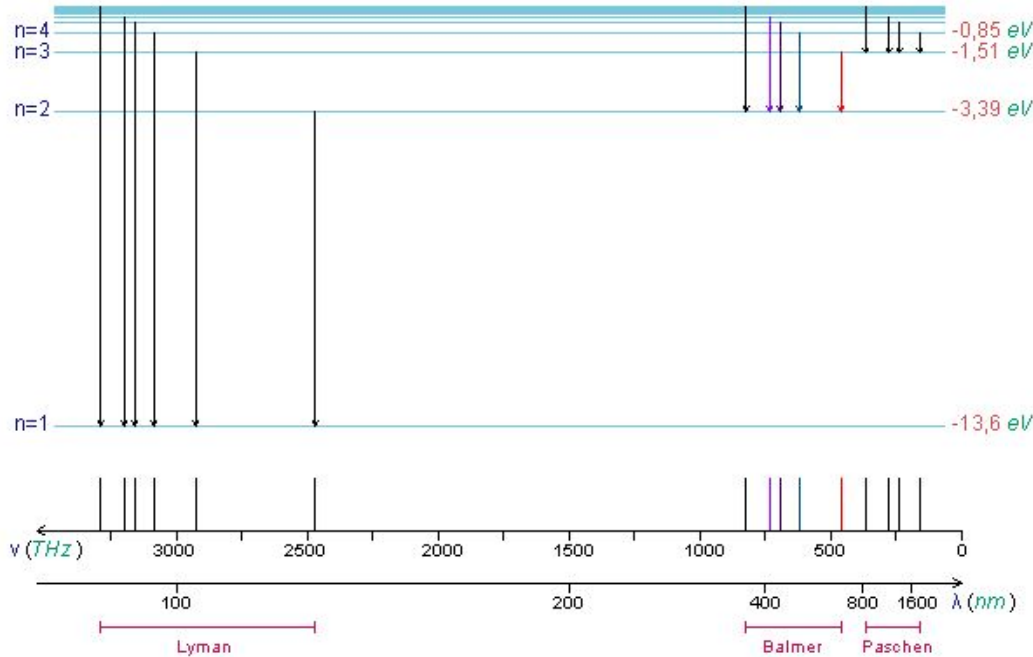
Disponível em:
https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/5600314/mod_resource/content/2/espectroscopia.pdf. Acesso em 05/03/24

1. A fonte gera uma descarga elétrica que passa através de uma região contendo um gás monoatômico.
2. Devido à colisão com alguns elétrons e entre si, alguns dos átomos da descarga ficam com energia maior do que a do seu estado normal e, com isso, cedem esse excesso de energia na forma de radiação eletromagnética.
3. A radiação eletromagnética emitida é colimada pela fenda e atravessa uma rede de difração, sendo decomposta em seu espectro de comprimento de onda, que será, então, gravada na chapa fotográfica.

Resultados

1. Radiação eletromagnética emitida por átomos livres está concentrada em um conjunto de comprimentos de onda discretos (linhas). Isso é diferente do resultado da emissão de radiação contínua a partir de sólidos a altas temperaturas.
2. Cada átomo tem seu espectro característico, com comprimentos de onda característico.
3. Permite complementar técnicas usuais de análise química.
(ESPECTROSCOPIA)

Átomo de Hidrogênio



Sendo n cada nível de energia.

$n = 1 \rightarrow$ estado fundamental

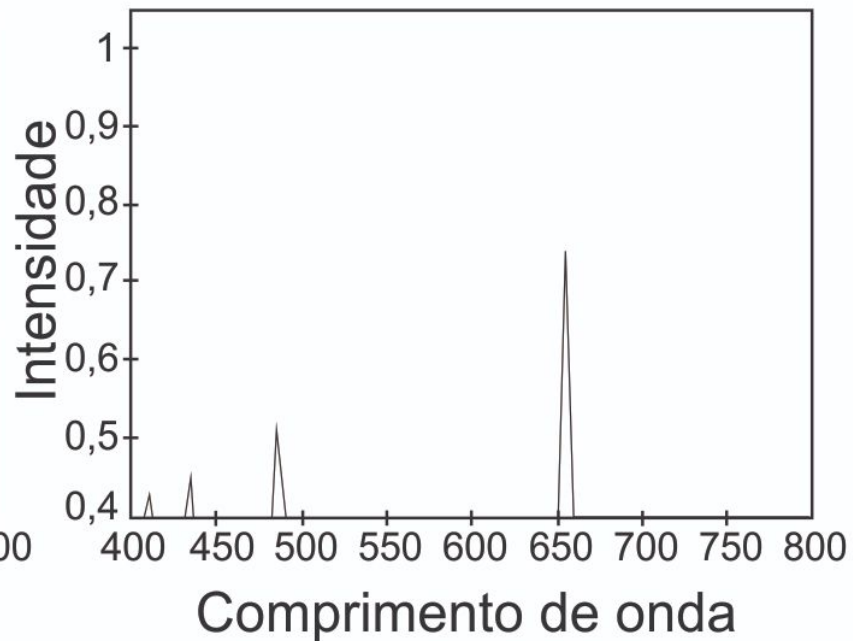
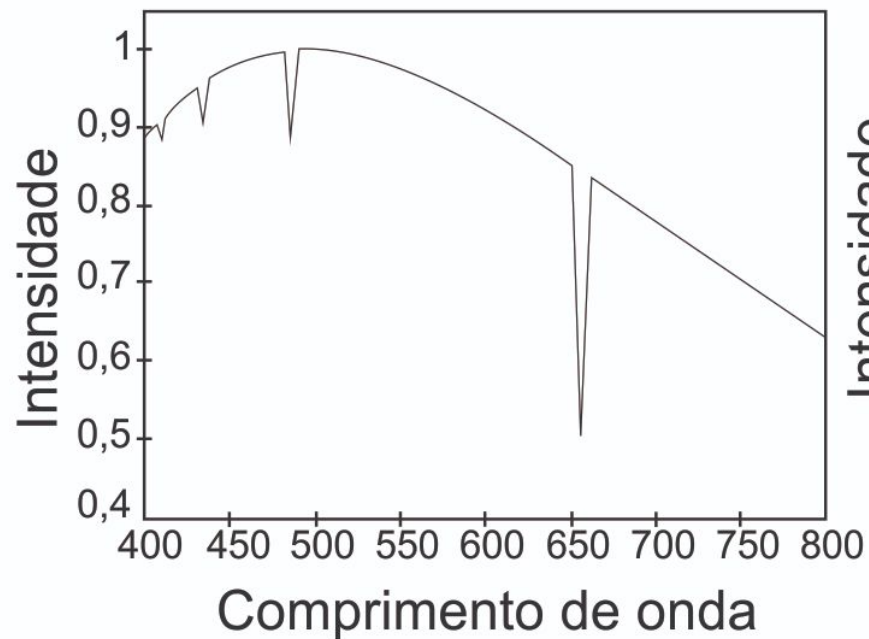
Para $n > 1$, são os estados

excitados. Ou seja:

$n = 2 \rightarrow$ primeiro estado excitado

$n = 3 \rightarrow$ terceiro estado excitado

...



Série de Balmer (faixa do visível)

Átomo de hidrogênio

$$\lambda = 3646 \text{ \AA} \frac{n^2}{n^2-4}$$



convergência do
limite da série

Para $n = 3, 4, 5 \dots$

Se $n = 3 \rightarrow H_{\alpha}$

Se $n = 4 \rightarrow H_{\beta}$

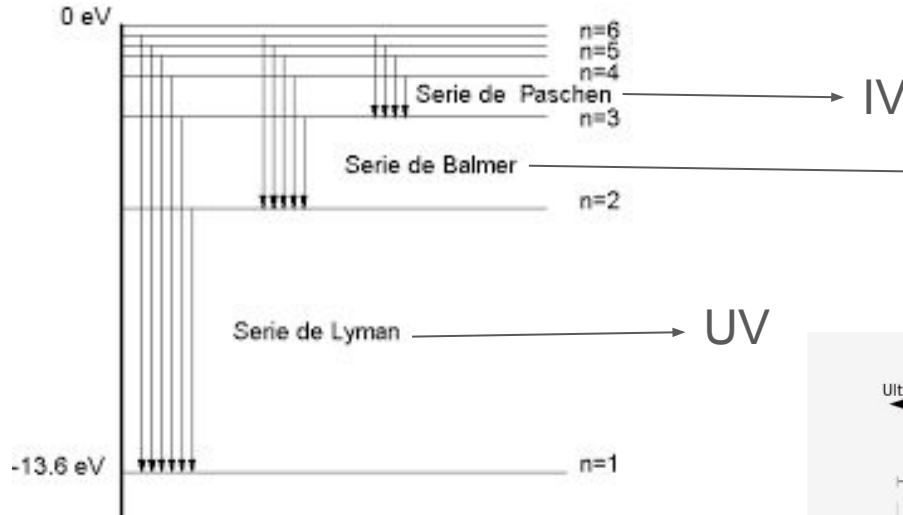
Se $n = 5 \rightarrow H_{\gamma}$

COR	NOME	λ (em Angstroms)	n
VERMELHO	H_{α}	6563	3
VERDE	H_{β}	4858	4
AZUL	H_{γ}	4340	5
VIOLETA	H_{δ}	4101	6

É possível prever o comprimento de onda das nove primeiras linhas da série (que eram todas conhecidas na época com uma precisão de 1/1000)!

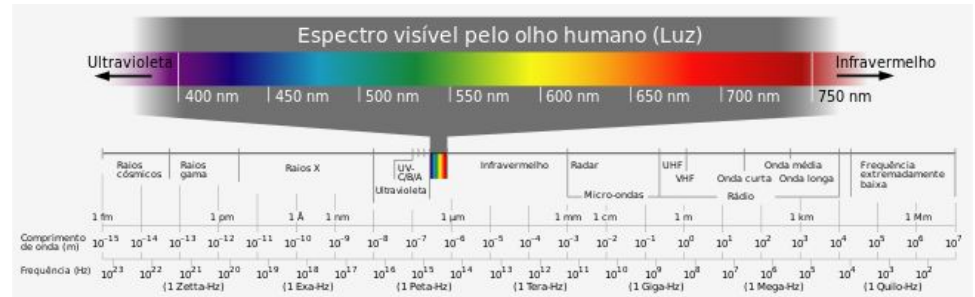
Séries do Hidrogênio

Séries - Emissão de radiação



Sendo n cada nível de energia.
 $n = 1 \rightarrow$ estado fundamental
Para $n > 1$, são os estados excitados.
Ou seja:
 $n = 2 \rightarrow$ primeiro estado excitado
 $n = 3 \rightarrow$ terceiro estado excitado
...

Luz visível



A busca por outros padrões...



Johannes Rydberg
(1854-1919)

Em 1890, publicou “Investigação sobre a constituição das emissões espectrais de elementos químicos”.

Para a série de Balmer do átomo de hidrogênio:

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

$$n = 3, 4, 5...$$

$$\text{Constante de Rydberg } R_H = 10967757,6 \pm 1,2 \text{ m}^{-1}$$

destaca-se a precisão em medidas espectroscópicas!

Série	Faixa de Comprimento de Onda	Fórmula e nível de base
Série de Lyman	Ultravioleta	$n_{baixo} = 1 \rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ $n = 2, 3, 4, \dots$
Série de Balmer	Ultravioleta e Luz Visível	$n_{baixo} = 2 \rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ $n = 3, 4, 5, \dots$
Série de Paschen	Infravermelho	$n_{baixo} = 3 \rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ $n = 4, 5, 6, \dots$
Série de Brackett	Infravermelho	$n_{baixo} = 4 \rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ $n = 5, 6, 7, \dots$
Série de Pfund	Infravermelho	$n_{baixo} = 5 \rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ $n = 7, 8, 9, \dots$

Existência de cinco séries de linhas no espectro do hidrogênio!

De forma genérica, equação de Rydberg-Ritz:

$$k = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_{baixo}^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Para átomos de elementos alcalinos

Lítio (Li), Sódio (Na), Potássio (K), Rubídio (Rb), Césio (Cs) e Frâncio (Fr)

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

constante de Rydberg para
o elemento considerado

m é um número inteiro fixo

a e b são constantes para a série considerada

n é um número inteiro variável

Postulados de Bohr

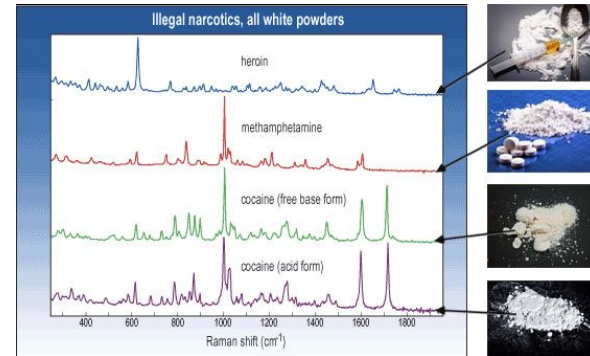
Em 1913, Niels Bohr desenvolveu um modelo modelo que apresentava concordância quantitativa precisa com alguns dos dados espectroscópicos (como por exemplo, espectro do hidrogênio).

1. Um elétron em um átomo se move em órbita circular em torno do núcleo sob influência da atração coulombiana entre o elétron e o núcleo, obedecendo às leis da mecânica clássica. (EXISTÊNCIA DO NÚCLEO ATÔMICO)
2. Em vez da infinidade de órbitas que seriam possíveis segundo a mecânica clássica, um elétron só pode se mover em uma órbita na qual seu momento angular orbital L é um múltiplo inteiro de \hbar . (QUANTIZAÇÃO)
3. Apesar de estar constantemente acelerado, um elétron que se move em uma dessas órbitas possíveis não emite radiação eletromagnética. Portanto sua energia total E permanece constante. (ELIMINA O PROBLEMA DA ESTABILIDADE DO ELÉTRON EM ÓRBITA CIRCULAR - modelo de Rutherford)
4. É emitida radiação eletromagnética se um elétron, que se move inicialmente sobre uma órbita de energia total E_i , muda seu movimento descontinuamente de forma a se mover em uma órbita de energia total E_f . A frequência da radiação emitida:

$$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$$

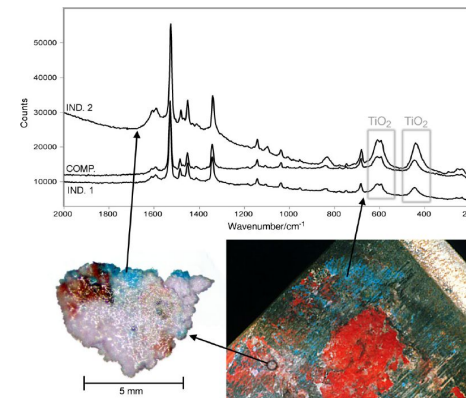
Aplicações (espectroscopia Raman)

- Área forense → espectroscopia Raman

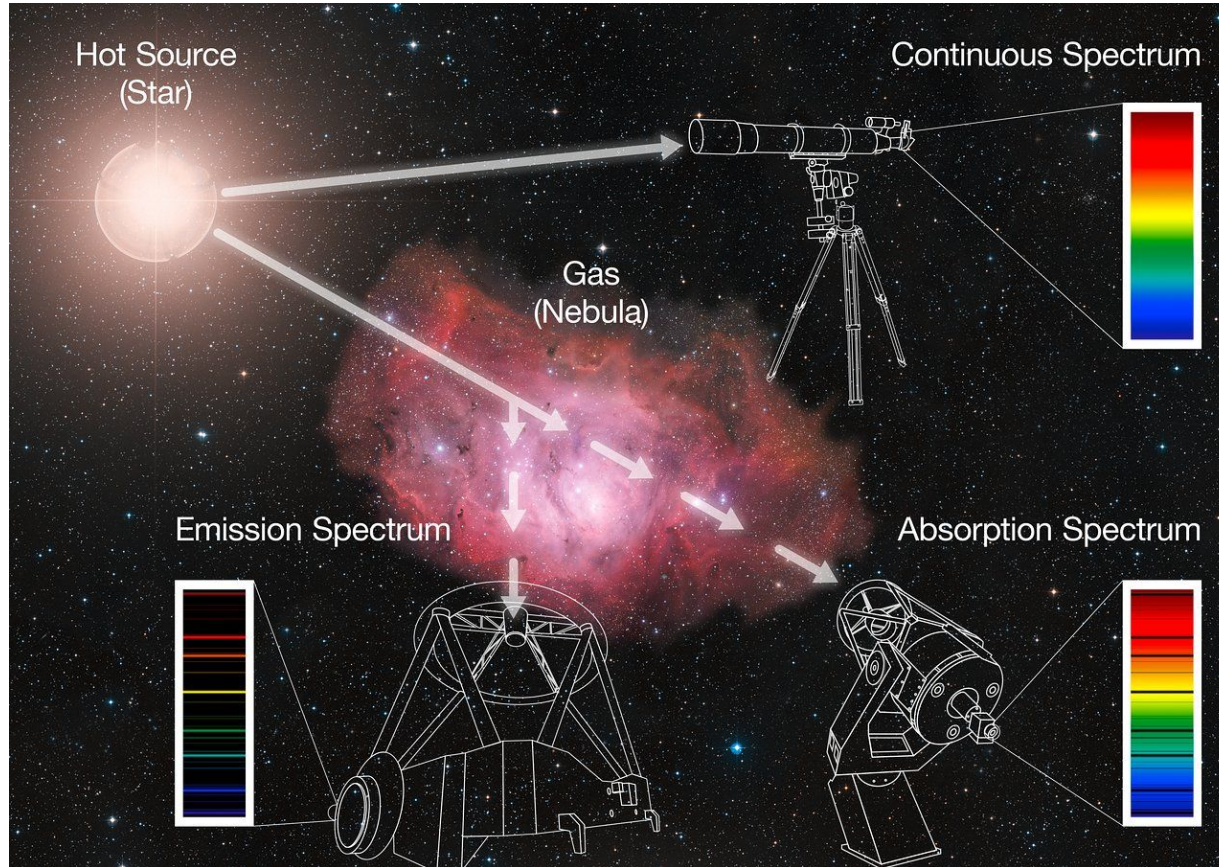


- Validação de obras de arte

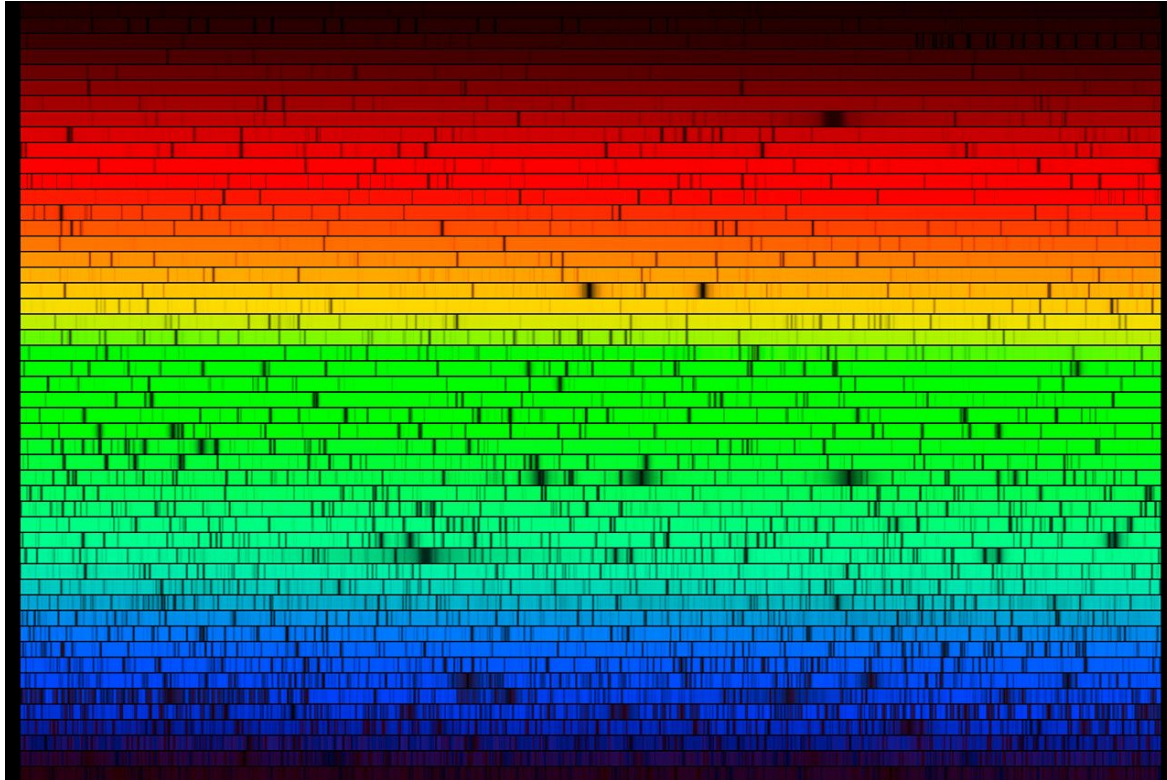
JRS



Espectroscopia estelar



“Código de barras” solar



Atividade elaborada pelo Perimeter Institute (Canadá)

O Universo em Expansão

Siga as orientações do seu professor para a realização da atividade proposta.

A assinatura das estrelas

Um arco-íris revela que a luz branca é a combinação de todas as cores. Em 1666, Isaac Newton demonstrou que a luz branca podia ser separada em suas cores componentes usando prismas de vidro. Não demorou, cientistas estavam usando essa nova ferramenta para analisar a luz vinda de diferentes fontes. Alguns cientistas olharam para objetos e gases quentes; outros, para as estrelas e planetas. Todos fizeram observações e perceberam padrões, mas levou por volta de 250 anos para que compreendessem as conexões.

Parte 1: Todo elemento possui uma assinatura única.

Cada elemento *emite* uma variedade de cores, chamado de **espectro de emissão**. Um espectro similar é produzido quando a luz brilha através de um gás; porém, nesse caso, certas cores, ou comprimentos de onda, são *absorvidos* pelo gás. Um **espectro de absorção** é o padrão de cores e linhas escuras que é produzido quando a luz brilha através de um gás, e esse gás absorve certos comprimentos de onda. Esse é o mesmo padrão que ocorre no espectro de emissão para o mesmo meio. A Figura 1 mostra algumas linhas espectrais de absorção simplificadas.

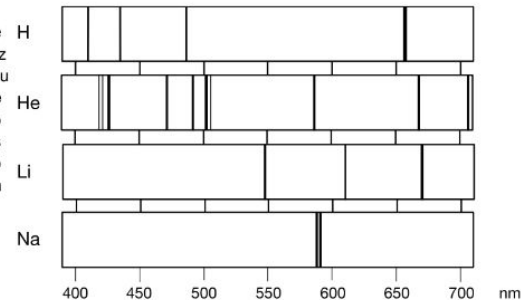


Figura 1 As linhas indicam os comprimentos de onda que estão faltando da luz após atravessar a amostra. O peso (espessura) das linhas indica a quantidade de luz absorvida naquele comprimento de

Referências bibliográficas

EISBERG, R.; RESNICK, R. **“Física Quântica”**.

Saraiva, M.F.O.; Filho, K.S.O.; Muller, A.M.; “Notas de aula: Espectroscopia”
<[link de acesso](#)>

“Notas de aula: átomo de hidrogênio” <[link de acesso](#)>

Referências das imagens na própria apresentação.