

Física IV

Prática: Espectroscopia e Determinação da constante de Rydberg

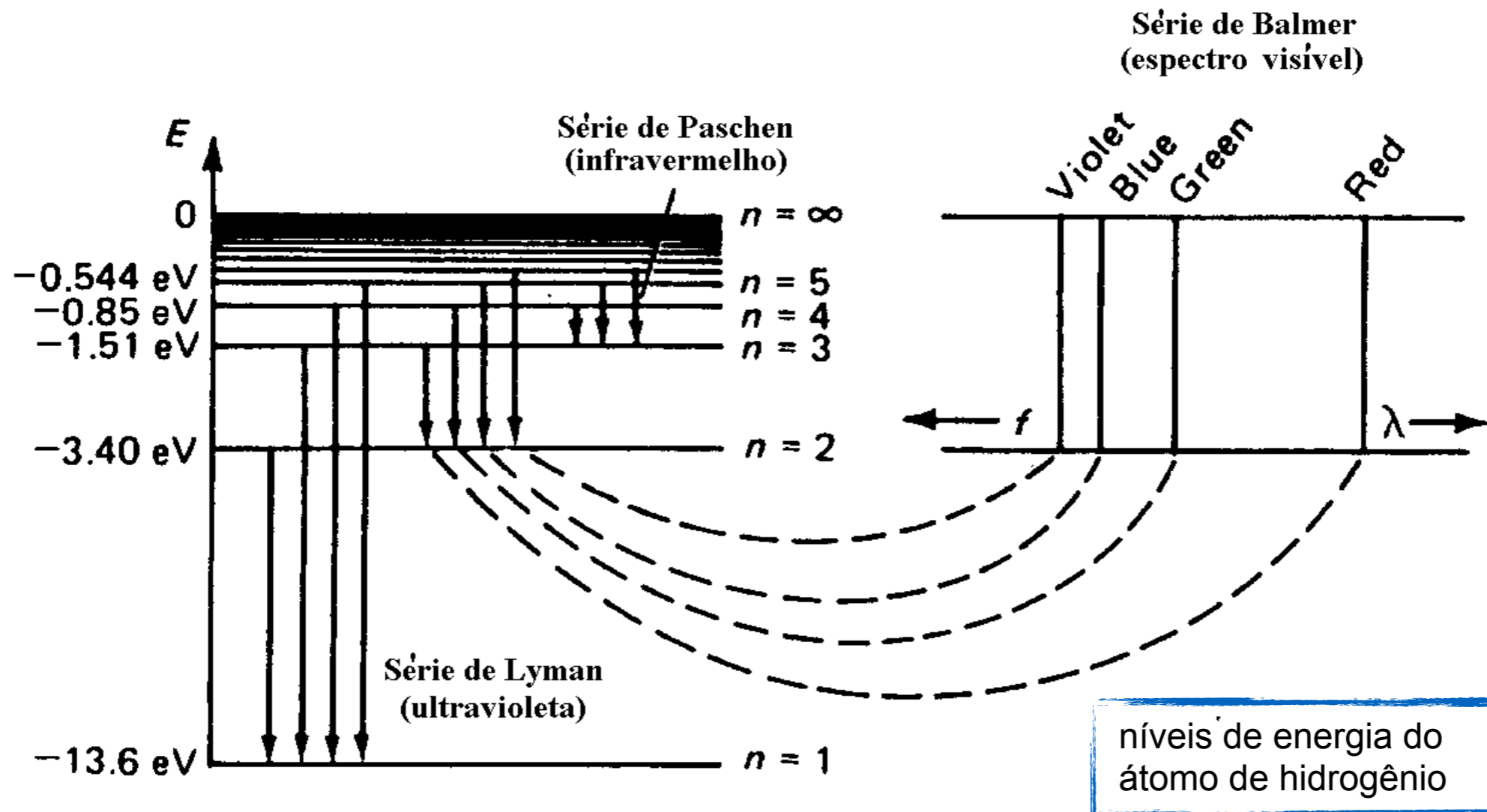
Baseado no material preparado por
Sandro Fonseca
Helena Malbouisson
Clemencia Mora

Parte I: Espectroscopia

Linhas de emissão e estrutura atômica

Os átomos excitados de um gás monoatômico emitem luz em comprimentos de onda característicos do elemento químico.

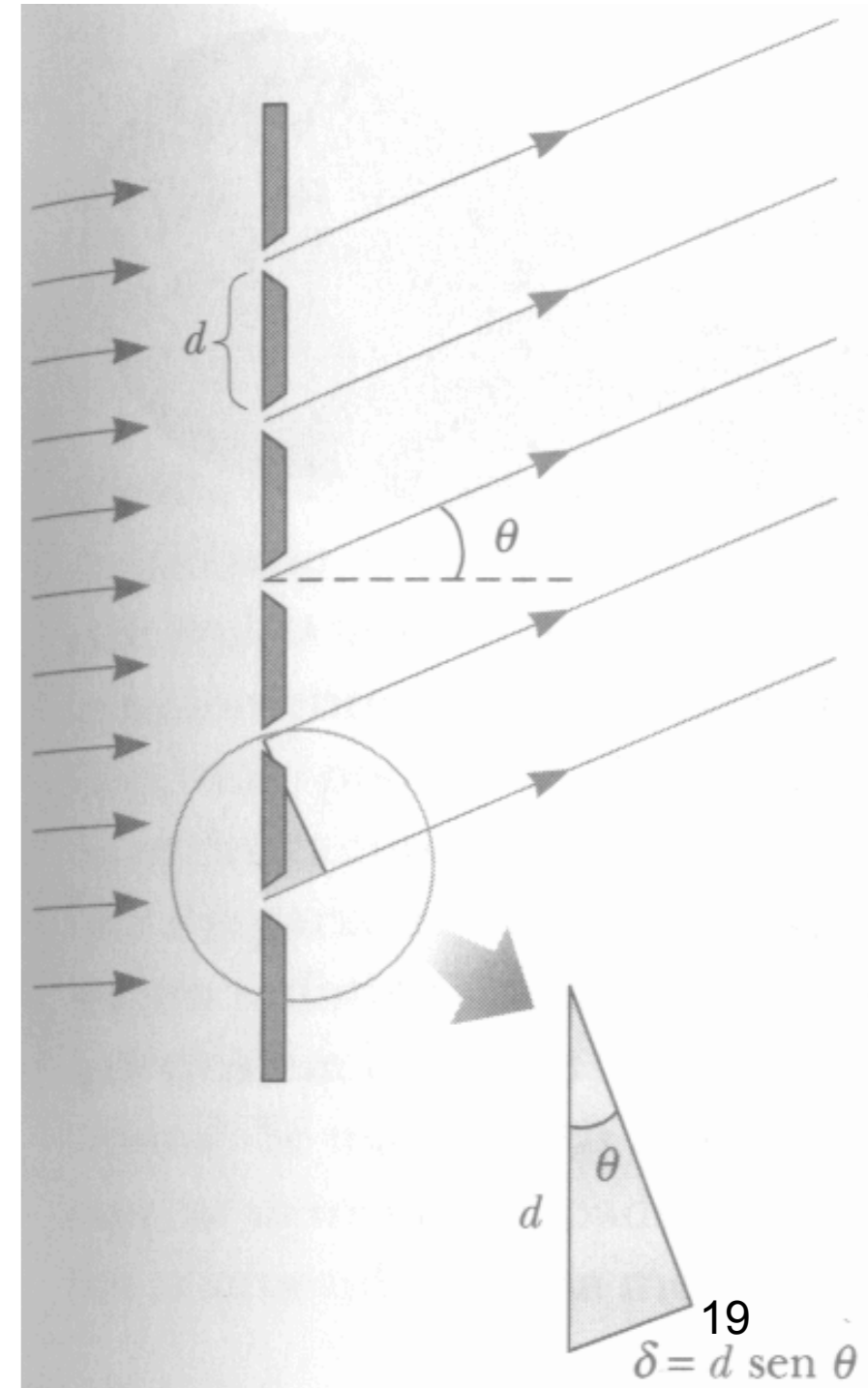
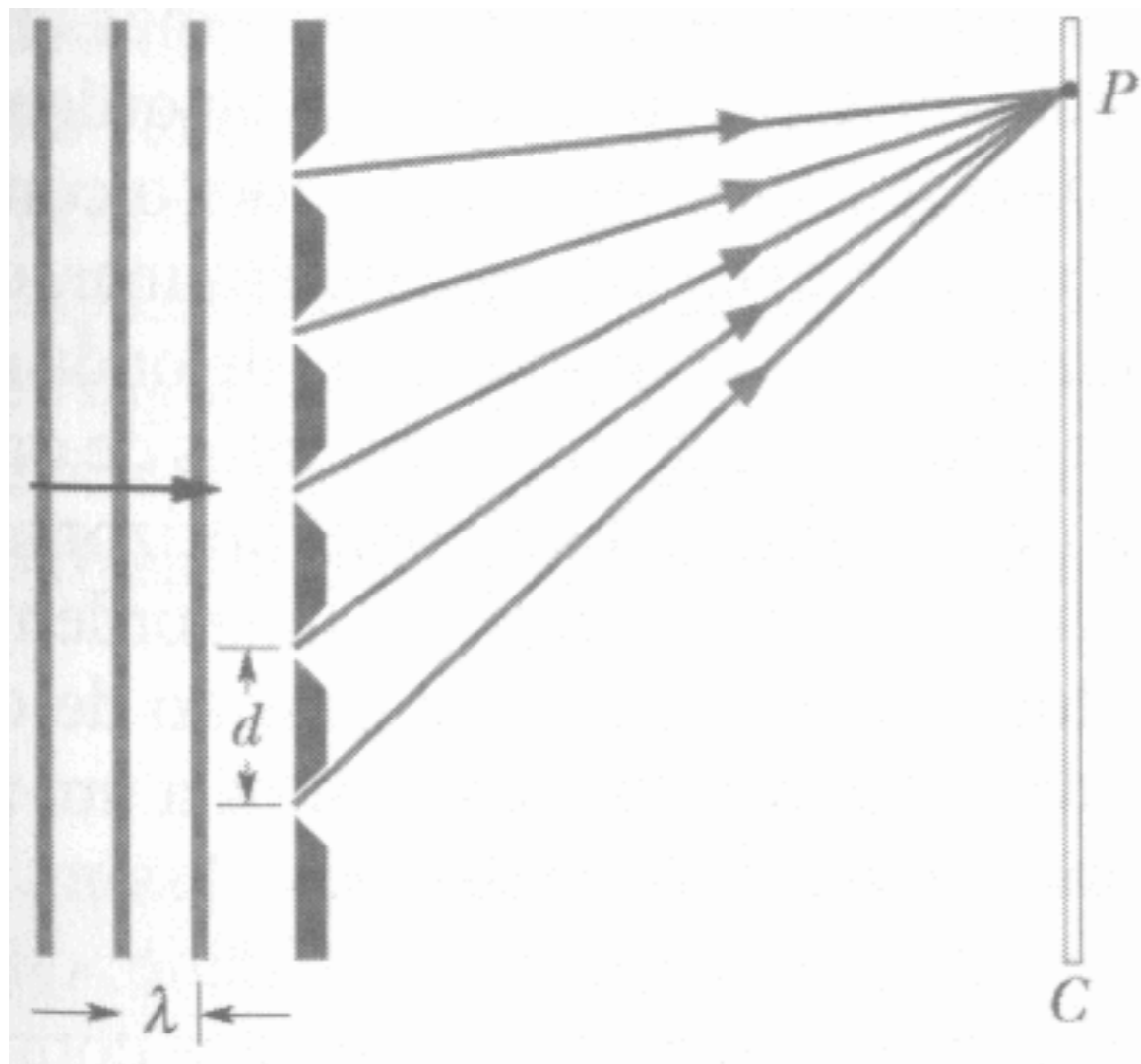
Ao dispersar a luz emitida pelo gás usando um prisma ou uma rede de difração, observa-se um espectro de linhas característico do elemento químico.



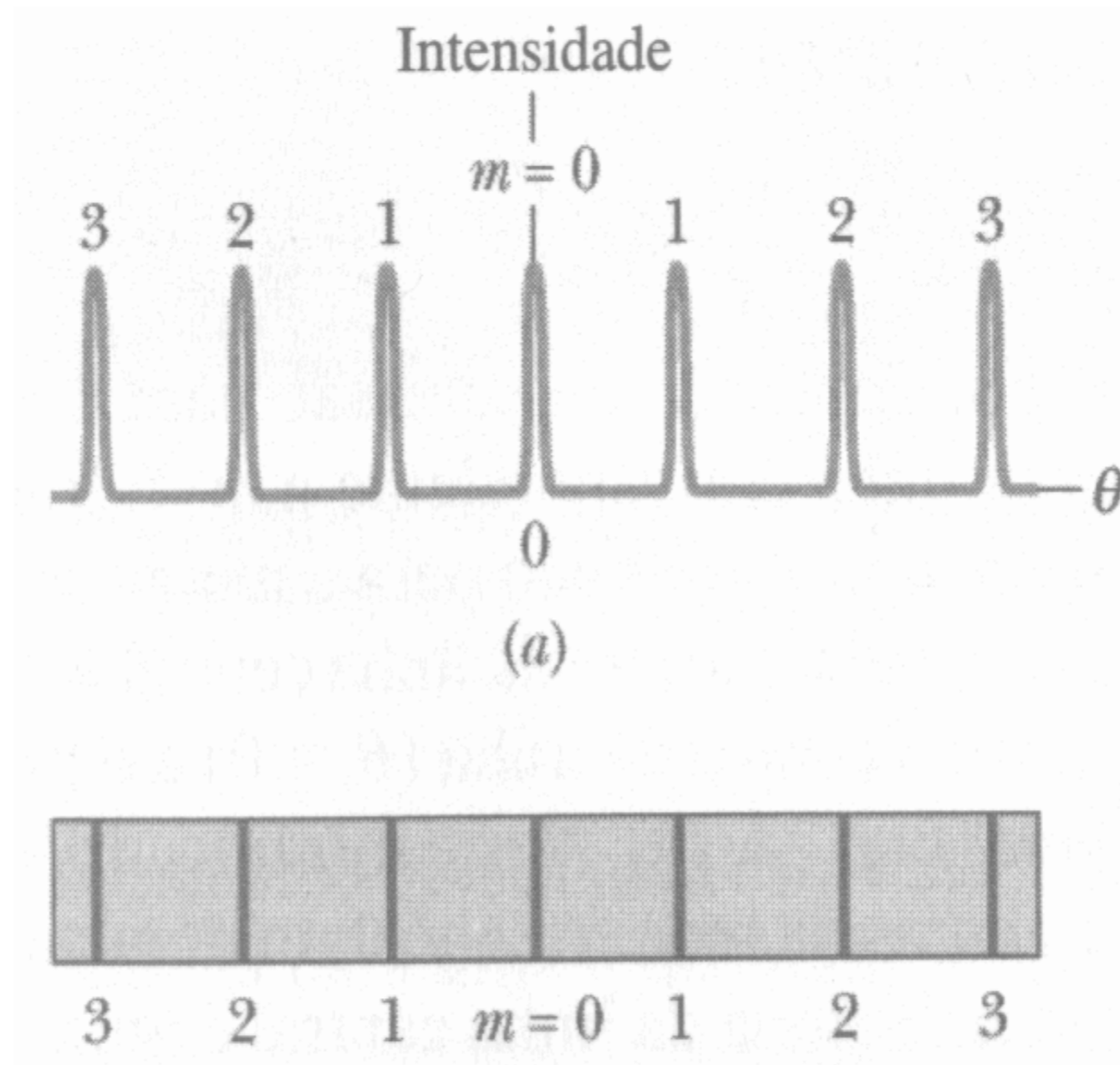
Rede de Difração

- Os máximos no anteparo ocorrem quando:

$$d \operatorname{sen} \theta = m \lambda ; \quad (m = 0, 1, 2, \dots)$$

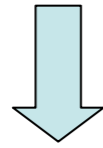


A rede de difração tem uma resolução muito superior a uma fenda dupla, por exemplo:



Pode ser utilizada para determinar o valor de um comprimento de onda desconhecido a partir do ângulo de observação com grande precisão.

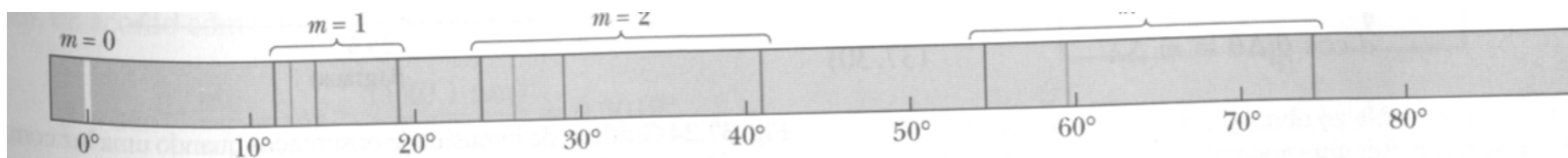
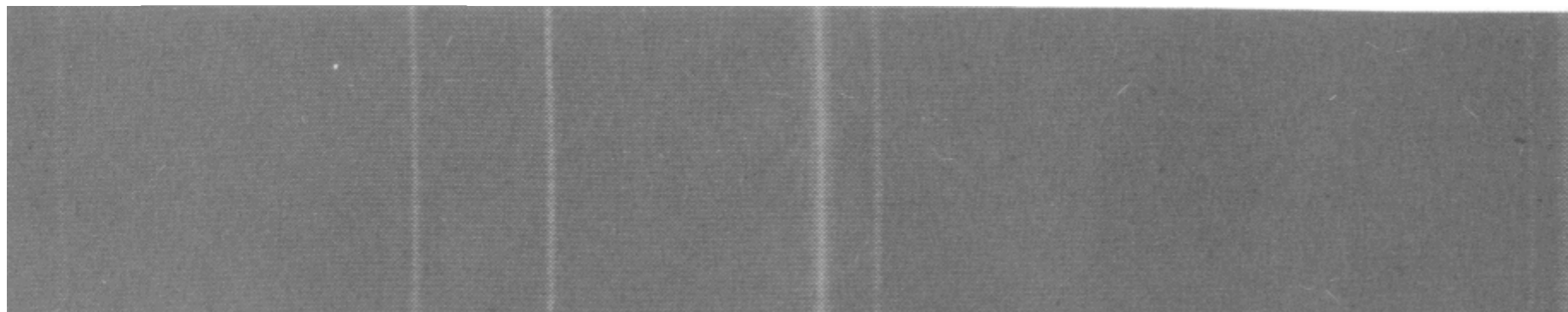
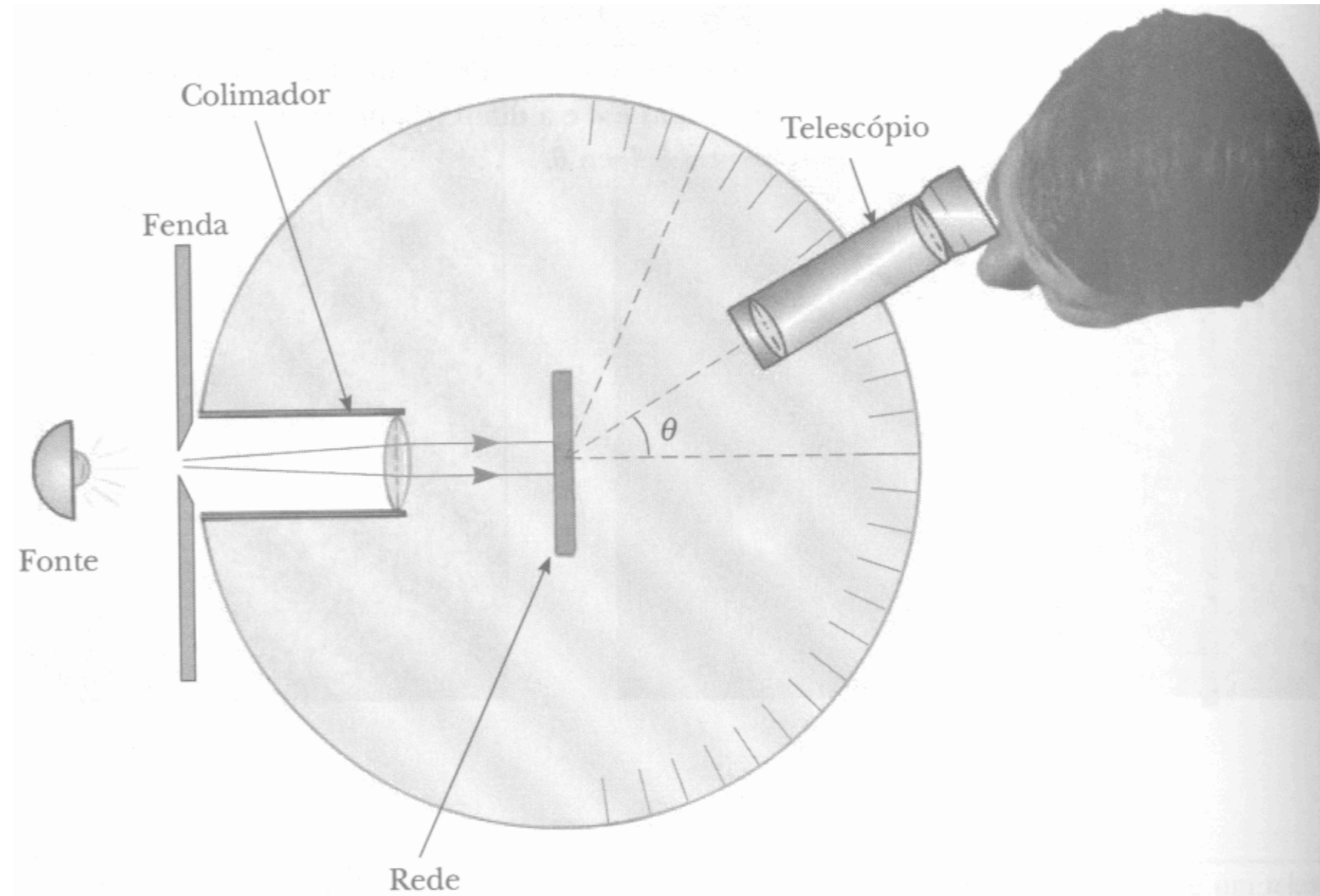
$$d \sin \theta = m \lambda$$



$$\theta = \arcsin \left(\frac{m \lambda}{d} \right)$$

$$\lambda = d \sin \theta / m$$

Espectrômetro de Rede de Difração



37.22 Linhas de emissão do hidrogênio na faixa da luz visível, até a quarta ordem. Observe que as linhas são mais afastadas para g

Parte II: Constante de Rydberg

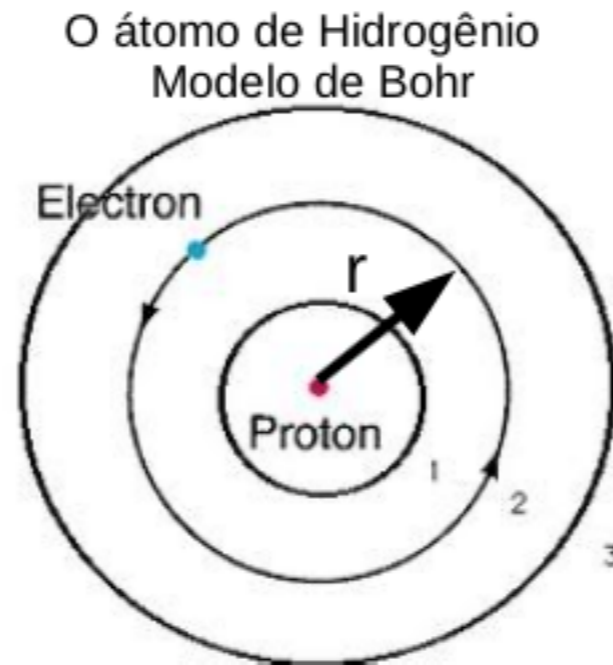
O átomo de Hidrogênio

- modelo de Bohr para o átomo de Hidrogênio → primórdios da Física quântica!
- O que se sabia na época (~1900):
 - O átomo de Hidrogênio só emite e absorve alguns comprimentos de onda específicos;
 - Esses comprimentos de onda podem ser calculados a partir da equação de Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad \text{para } n=3, 4, 5 \text{ e } 6$$

Onde R é uma constante.

- Por que o átomo de hidrogênio não emitia e absorvia luz em qualquer comprimento de onda?
==> formulação começou com Bohr em 1913, com o modelo do átomo de hidrogênio.



O átomo de Hidrogênio

→ Segundo o modelo de Bohr:

→ o raio orbital do elétron, r , é quantizado;

→ O menor raio orbital possível é igual a a → **raio de Bohr**;

→ O elétron não pode se aproximar do núcleo a uma distância menor que o raio de Bohr.

a energia do átomo do Hidrogênio do Modelo de Bohr é quantizada.

$$E_n = -\frac{me^4}{8\pi\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}, \quad E_n = -\frac{13,61 \text{ eV}}{n^2}, \quad \text{para } n=1,2,3,\dots$$

Mudanças de energia

Quando um átomo de hidrogênio emite ou absorve luz, sua energia muda. A absorção ou emissão de luz só é possível se

$$hf = \Delta E = E_{\text{alta}} - E_{\text{baixa}},$$

Onde f é a frequência da luz e E_{alta} e E_{baixa} são duas energias permitidas.

Sabemos que:

$$f = \frac{c}{\lambda}, \quad E_{\text{alta}} = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n_{\text{alto}}^2}, \quad E_{\text{baixa}} = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n_{\text{baixo}}^2}$$

Logo, a diferença entre dois níveis de energia é dada por:

$$\frac{hc}{\lambda} = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_{\text{alto}}^2} - \frac{1}{n_{\text{baixo}}^2} \right) \rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c} \left(\frac{1}{n_{\text{baixo}}^2} - \frac{1}{n_{\text{alto}}^2} \right)$$

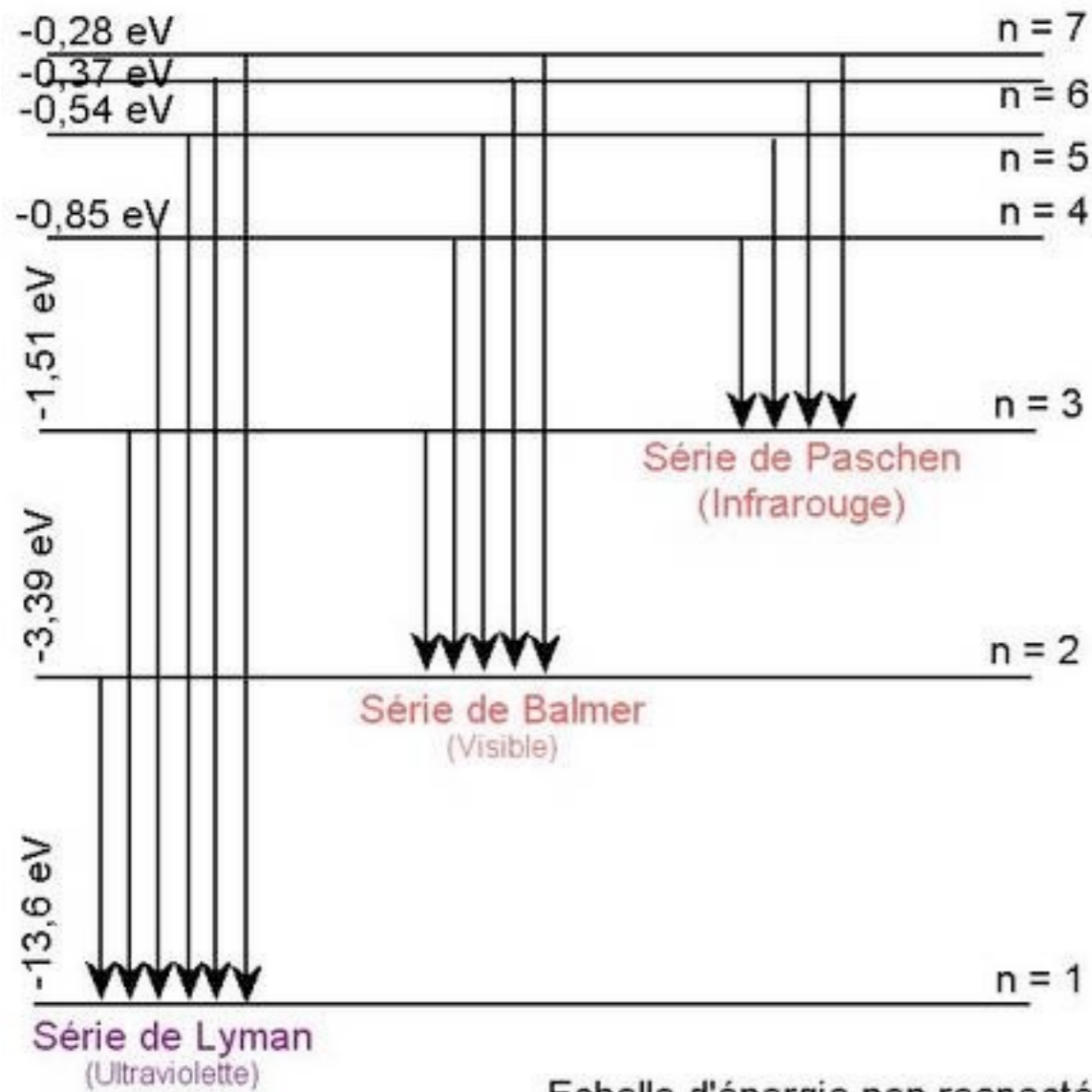
$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_{\text{baixo}}^2} - \frac{1}{n_{\text{alto}}^2} \right)$$

$$\text{onde } R = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c} = 1,097373 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

R é conhecida como **constante de Rydberg**.

- A equação do Modelo de Bohr pode ser comparada diretamente com a equação de Balmer;
- Esse resultado foi muito promissor na época e fez os físicos tratarem o átomo como sendo quantizado;
- Porém o modelo de Bohr não está correto e se aplica somente ao átomo de hidrogênio, falhando para átomos mais complexos;
- O tratamento correto é assumindo que um elétron de qualquer átomo é uma onda de matéria confinada em um poço de potencial;
 - Para determinar seus níveis de energia é necessário resolver a equação de Schrodinger.

Átomo de Hidrogênio

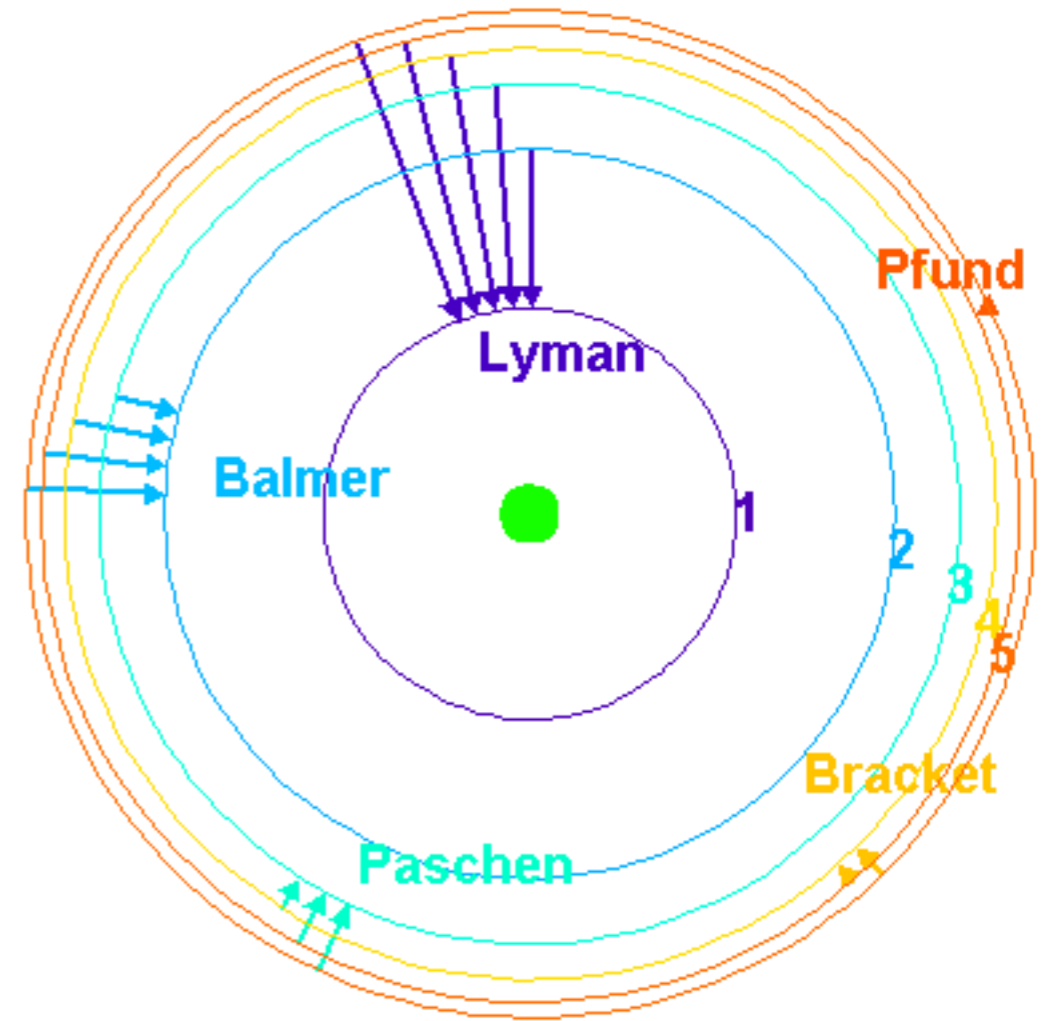


Echelle d'énergie non respectée

Constante de Rydberg

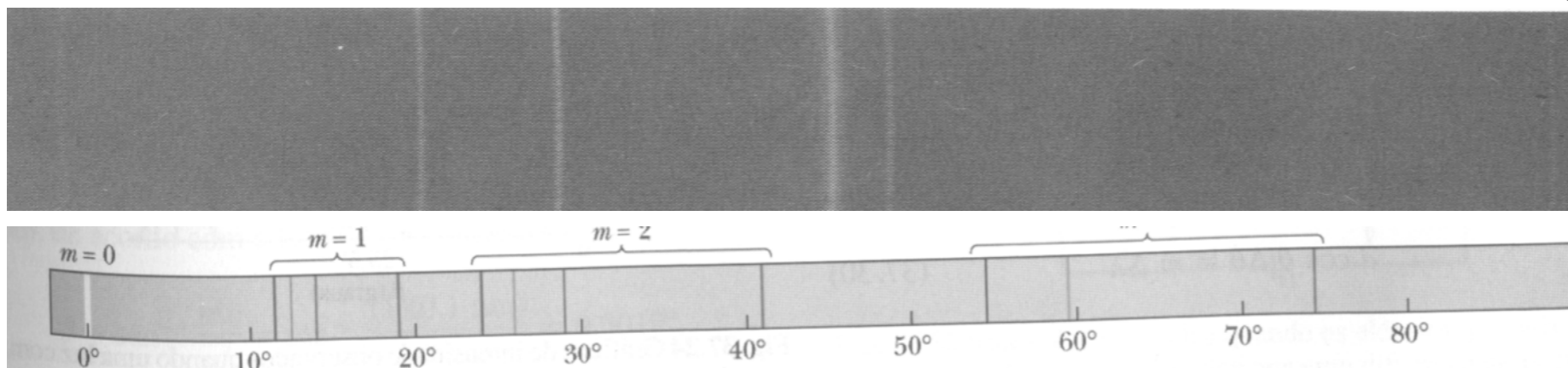
Pode ser determinada experimentalmente:

$$R = 1,097373155 \times 10^{-3} \text{Å}^{-1}$$



Fórmula generalizada de Balmer

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



Objetivo

- Parte I: Estudar o funcionamento de um espectroscópio e calibrá-lo.
- Parte II: Estudar a linhas de emissão do espectro visível do hidrogênio e determinar a constante de Rydberg.

Material Utilizado

- Espectroscópio
- Rede de Difração
- Lâmpadas a vapor (Hg, He, H₂)

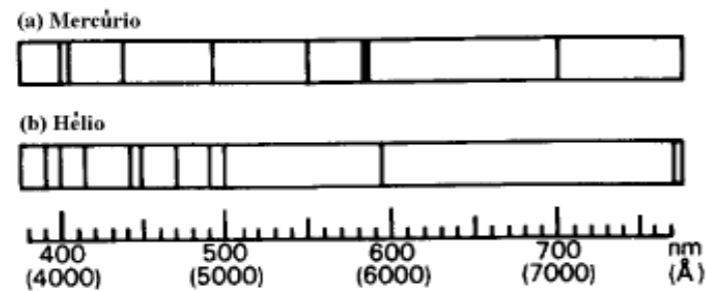
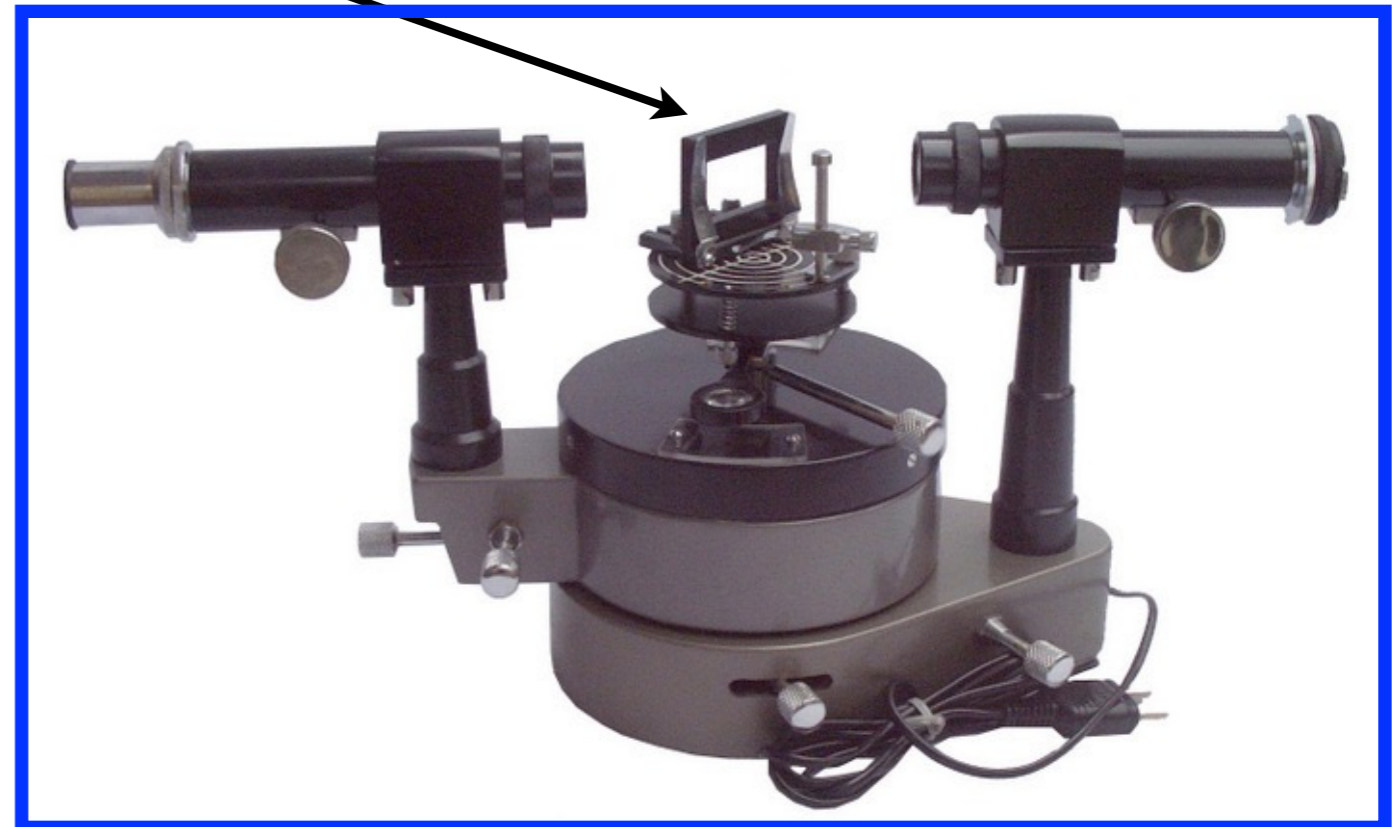


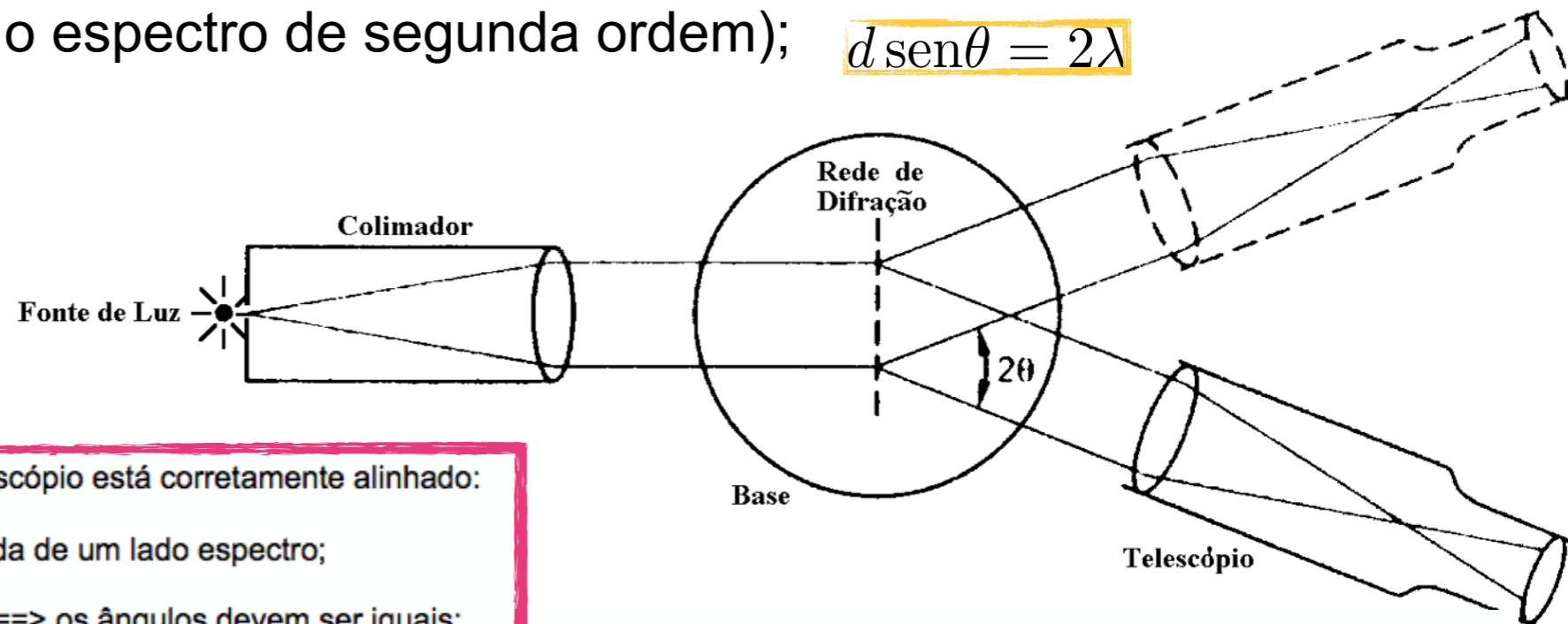
Figura 9.4: Espectros visíveis para (a) mercúrio e (b) hélio.

Procedimento - Parte I

- Antes de colocar a rede de difração sobre a mesa giratória do espectroscópio, **aponte o telescópio para um objeto distante** e ajuste o **foco** (manipulando a ocular e a objetiva) de forma que os fios capilares (cruz) possam ser vistos com nitidez;
- Coloque a **lâmpada de mercúrio** em frente ao colimador e ajuste a fenda com o parafuso até obter uma **imagem estreita e nítida**. Posicione o telescópio alinhado com o colimador. Olhando através do telescópio, ajuste o foco do colimador intervindo na lente da objetiva;
- Posicione um dos fios capilares na vertical sobre a imagem da fenda (use o parafuso de ajuste fino);
- Fixe o suporte da rede de difração sobre a mesa giratória. Faça o **alinhamento de forma que a rede fique na perpendicular da linha de visada**. Isso pode ser feito observando-se duas raias correspondentes do espectro, uma de cada lado da imagem direta da fenda;

Procedimento

- O espectroscópio faz medidas *relativas* dos ângulos de difração. Portanto, antes de começar as medidas estabeleça um **ponto de referência** (p.ex., a imagem direta da fenda) na escala vernier;
- Variando a posição angular do telescópio, **encontre as raiais do espectro do mercúrio e associe as cores aos respectivos ângulos** de difração (Sugestão: pode ser mais conveniente trabalhar com o espectro de segunda ordem); $d \sin \theta = 2\lambda$



Antes de começar suas medidas, verifique se o espectroscópio está corretamente alinhado:

1. Meça o ângulo de difração da primeira raia de cor nítida de um lado do espectro;
2. Meça a mesma raia de cor do outro lado do espectro ==> os ângulos devem ser iguais;
3. O espectroscópio pode ser considerado alinhado se $|\theta_1 - \theta_2| \leq 0,2$

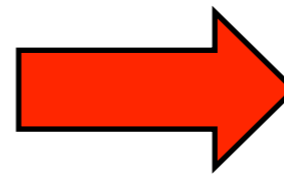
Caso o espectroscópio não esteja alinhado:

1. Determine a diferença entre os ângulos da mesma raia de cor de cada lado do espectro (item 3 acima);
2. Gire a mesa giratória da rede de difração de um ângulo igual à diferença mencionada acima, **na direção do ângulo de maior valor**;
3. Verifique o alinhamento do espectroscópio novamente.

Procedimento

- Substitua a lâmpada de mercúrio por uma de **hélio** e meça os ângulos de difração das raias espectrais;
- Usando os valores tabelados do comprimento de onda (v. Tabs. 9.1 e 9.2) e os correspondentes valores de ângulos medidos, construa um **gráfico** no papel milimetrado. A partir deste gráfico característico do espectroscópio, obtém-se uma reta de calibração, a partir de um ajuste linear (Método dos Mínimos Quadrados).

Reta de calibração



$$\lambda \times \sin(\theta)$$

Raia	λ (Å)	Intensidade Relat
violeta	4046,6	média
violeta	4077,8	fraca
azul-violeta	4358,3	forte
turqueza	4916,0	fraca
verde	5460,7	forte
amarela	5769,6	forte
amarela	5790,7	forte

Tabela 9.1: Comprimentos de onda para algumas raias espec

Raia	λ (Å)	Intensidade Relativa
violeta	3889	fraca
violeta	3965	fraca
violeta	4026	fraca
azul-violeta	4388	fraca
azul-escura	4471	forte
azul	4713	média
azul-esverdeada	4922	média
verde	5015	forte
amarela	5876	forte
vermelha	6678	forte
vermelha	7065	fraca

Tabela 9.2: Comprimentos de onda para algumas raias espectrais do hélio. Algumas raias não são visíveis a olho nu.

Procedimento

Mercúrio:

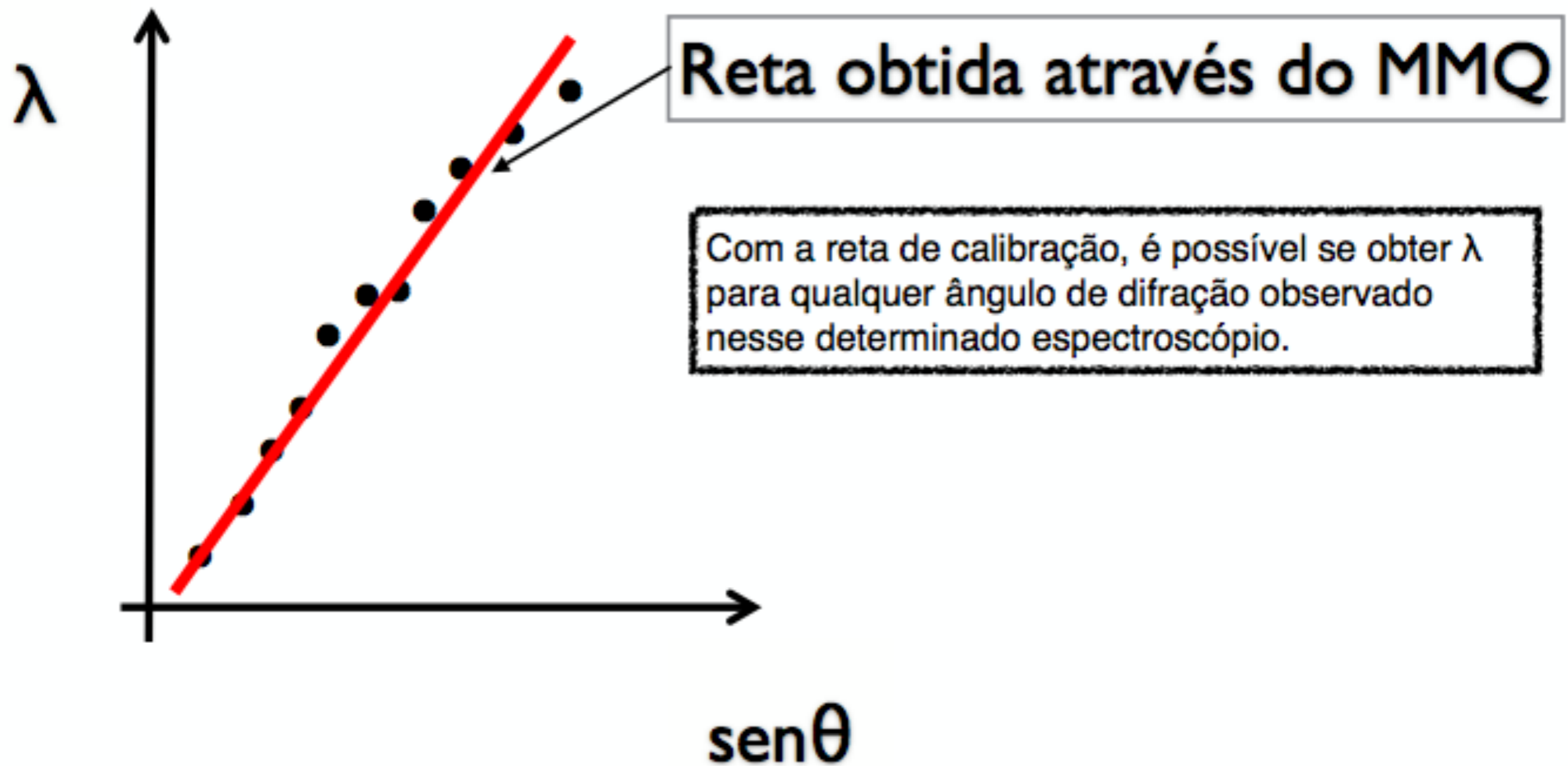
Cor	λ (Å)	θ (graus)	Int. Relativa
violeta 1	4046,6		média
violeta 2	4077,8	*	fraca
azul-violeta	4358,3		forte
turquesa	4916,0		fraca
verde	5460,7		forte
amarela 1	5769,6		forte
amarela 2	5790,7		forte

* As raias marcadas com este sinal são muito fracas, e por isso são muito difíceis de serem visualizadas. Suas medições são opcionais.

Hélio:

Cor	λ (Å)	θ (graus)	Int. Relativa
violeta 1	3889	*	fraca
violeta 2	3965	*	fraca
violeta 3	4026	*	fraca
azul-violeta	4388		fraca
azul-escura	4471		forte
azul	4713		média
azul-esverdeada	4922		média
verde	5015		forte
amarela	5876		forte
vermelha 1	6678		forte
vermelha 2	7065		fraca

Reta de calibração



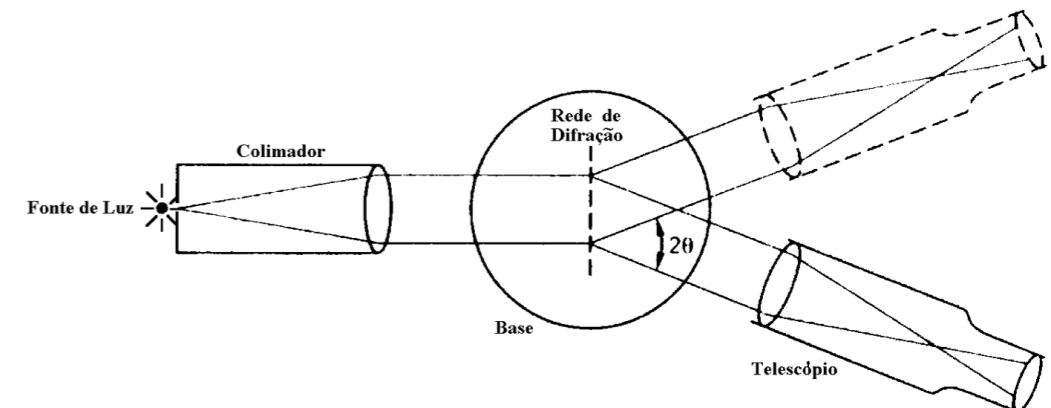
Procedimento - Parte II

- Com a rede de difração, repita o procedimento de alinhamento como descrito na Parte I e substitua a lâmpada pela de hidrogênio;
- **O espectroscópio faz medidas relativas dos ângulos de difração.** Portanto, antes de começar as medidas estabeleça um **ponto de referência** na escala vernier;
- Variando a posição angular do telescópio, encontre as raias do espectro do hidrogênio e associe as cores aos respectivos ângulos de difração;
- Antes de começar suas medidas, **verifique se o espectroscópio está corretamente alinhado**:
 1. Meça o ângulo de difração da primeira raia de cor nítida de um lado do espectro;
 2. Meça a mesma raia de cor do outro lado do espectro ==> os ângulos devem ser iguais;
 3. O espectroscópio pode ser considerado alinhado se $|\theta_1 - \theta_2| \leq 0,2^\circ$

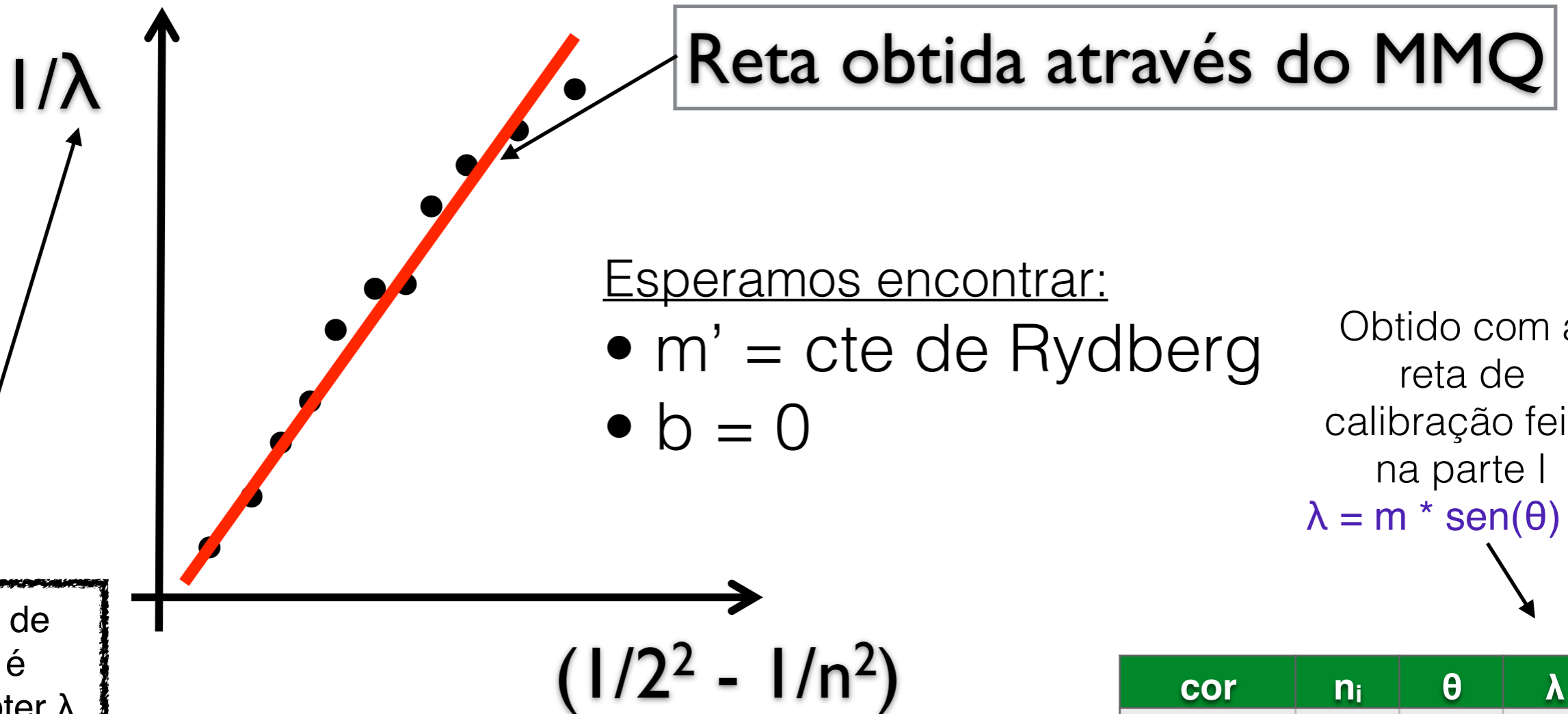
Caso o espectroscópio não esteja alinhado:

1. Determine a diferença entre os ângulos da mesma raia de cor de cada lado do espectro (item 3 acima);
2. Gire a mesa giratória da rede de difração de um ângulo igual à diferença mencionada acima, **na direção do ângulo de maior valor**;
3. Verifique o alinhamento do espectroscópio novamente.

cor	n_i	θ	λ
violeta 1	6		
violeta 2	5		
azul-verde	4		
vermelha	3		



Determinação da constante de Rydberg



Com a reta de calibração, é possível obter λ para qualquer ângulo de difração observado nesse determinado espectroscópio.

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

cor	n_i	θ	λ
violeta 1	6		
violeta 2	5		
azul-verde	4		
vermelha	3		

$$R = 1,097373155 \times 10^{-3} \text{Å}^{-1}$$