



Física IV

Prática VIII

parte II

Helena Malbouisson

Sandro Fonseca de Souza

Normas e Datas



- Atendimento ao estudante: sexta-feira de 14:00 - 15:00 na sala 3016 A.
- Presença é obrigatória as aulas de lab. e os alunos somente podem faltar a uma prática.
- A partir da segunda falta a média de lab. será reduzida em 10%
- Os alunos com menos de 75% de presença serão reprovados por falta.

Normas e Datas



- PI lab: 08/10 na sala 3050F no horário da aula.
- P2: lab 12/11 na sala 3050F no horário da aula.
- Não haverá reposição da prova do lab.
- Entretanto, solicitações extraordinárias devem ser feitas por escrito na secretaria do DFNAE (3001A).
- Cada estudante receberá um formulário sobre o método dos mínimos quadrados e deverá fazer suas próprias cópias dos mesmos.

dfnae.fis.uerj.br/twiki/bin/view/DFNAE/FisicaExp

Most Visited Getting Started Cambridge Dictio... CMS_jobs Gmail Language Tools YouTube - sfons... hypernews cms ... Latest Headlines [CMSSW] Index of... [CMSSW] Index of / Getting Started Latest Headlines

DFNAE

Main | UERJ

Laboratório:

Apostila:

• [Apostila](#)

Roteiros:

• [Folhas de Dados](#)

Slides:

• [Dados da turma](#)

--  Dilson Damiano - 2015-03-26

Comments

Add comment

<http://dfnae.fis.uerj.br/twiki/bin/view/DFNAE/FisicaExp>

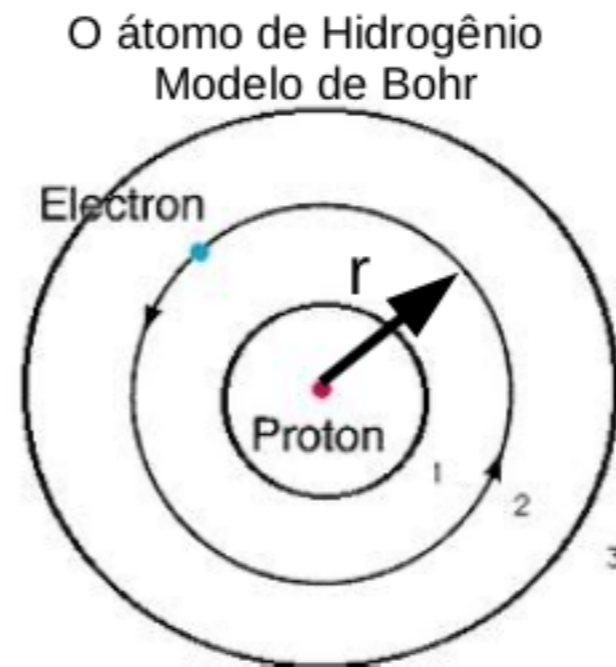
O átomo de Hidrogênio

- 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.

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

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:

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

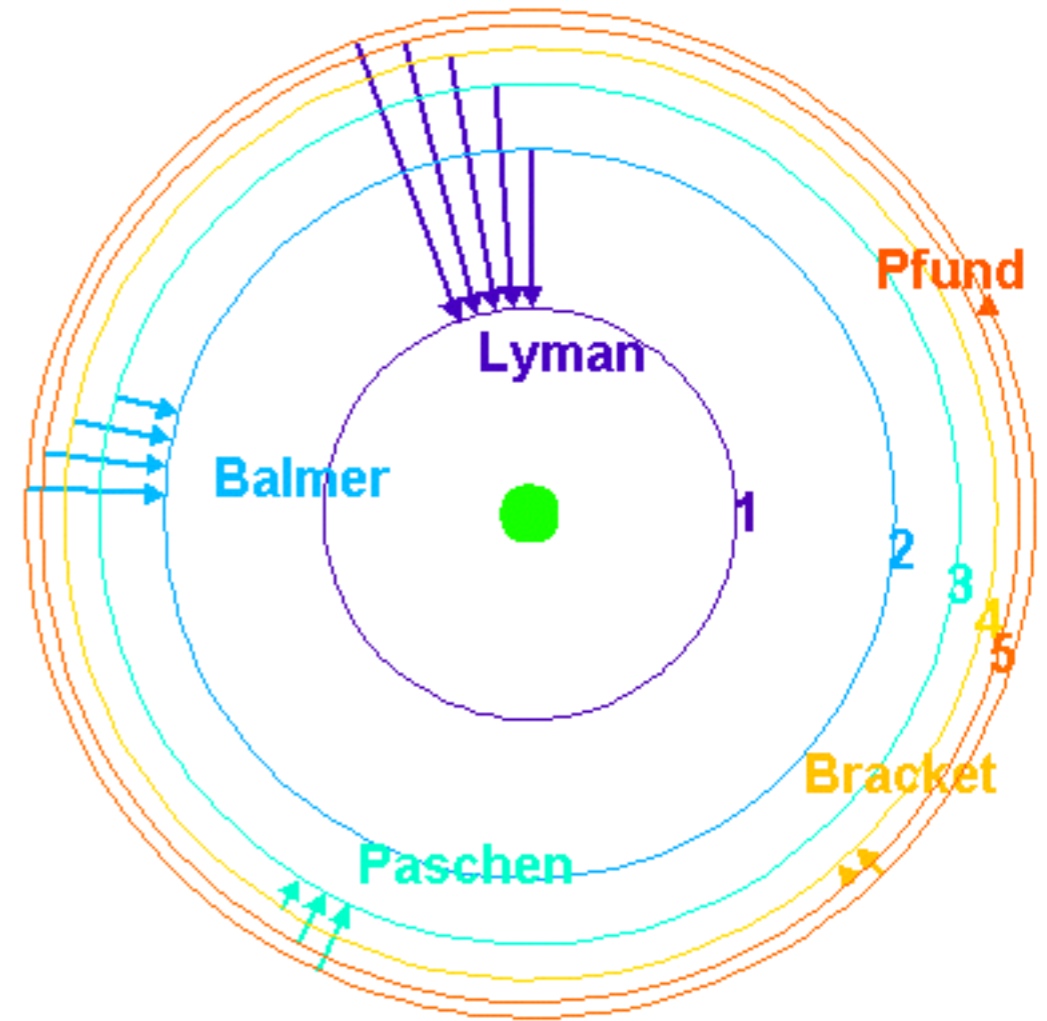
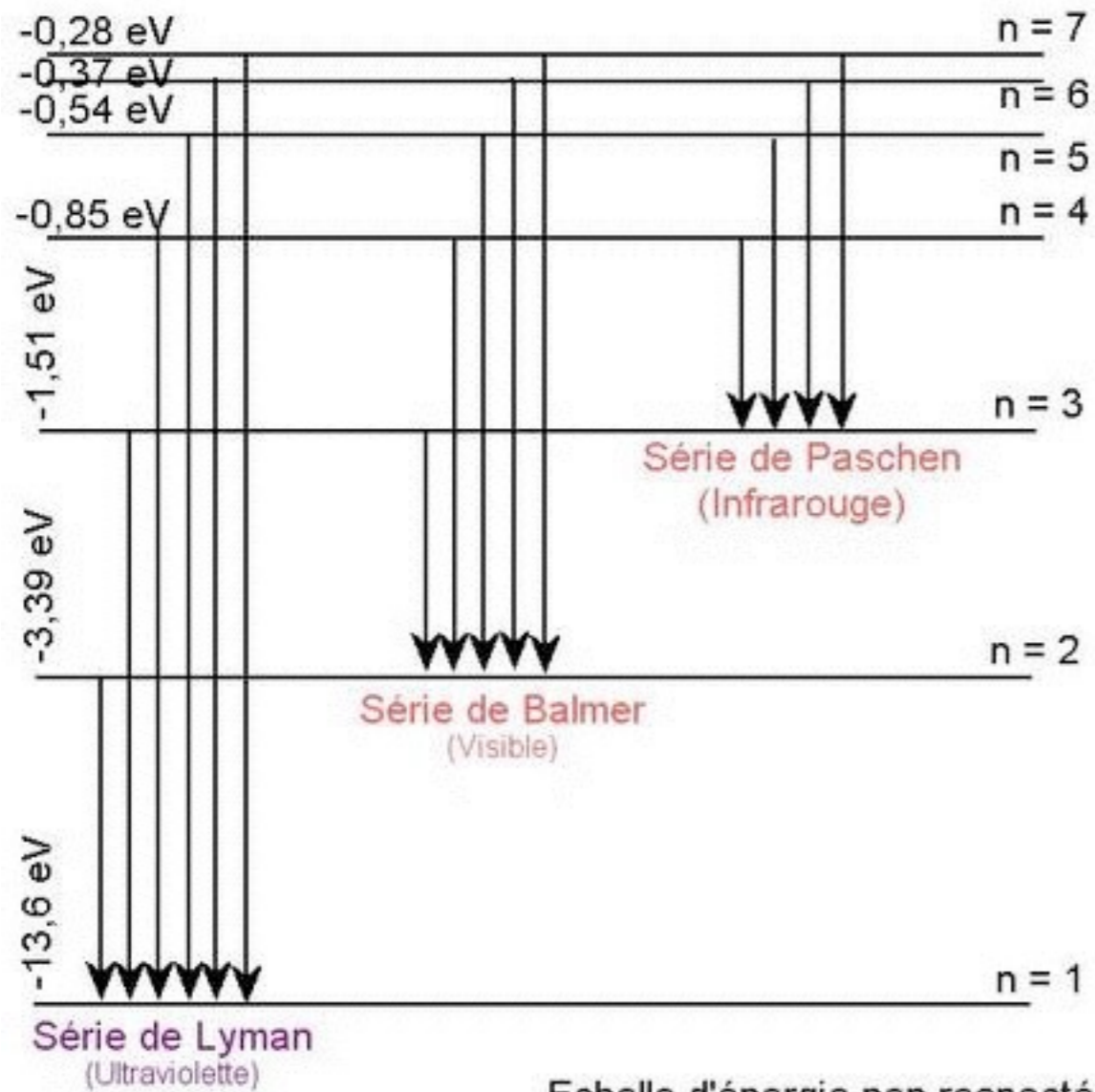
$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_{\text{baixo}}^2} - \frac{1}{n_{\text{alto}}^2} \right)$$

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

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.

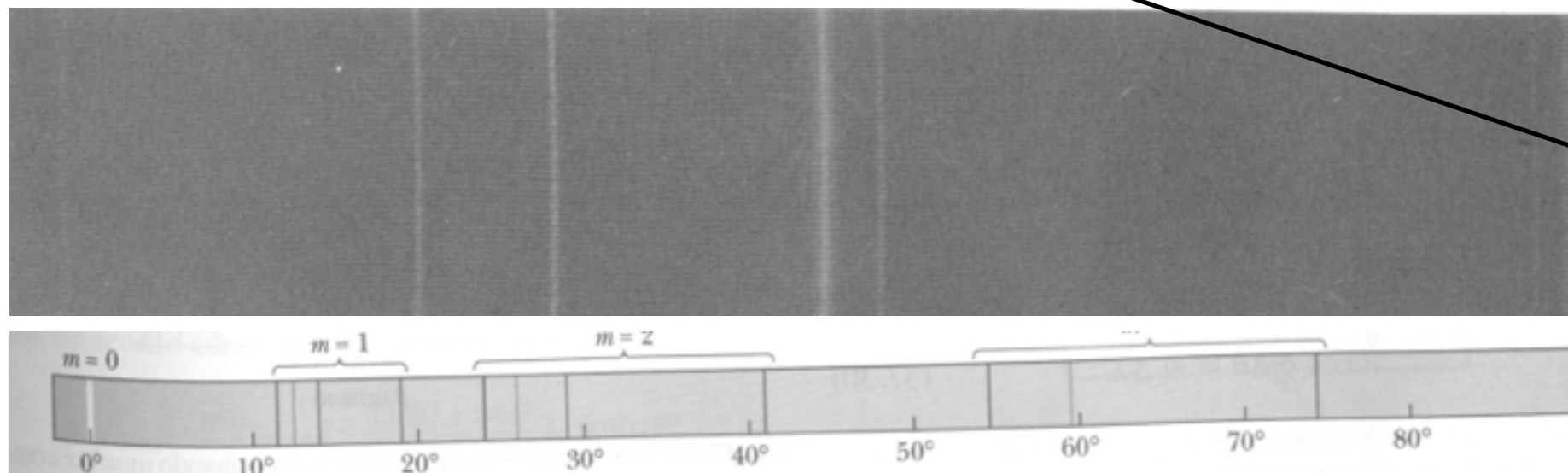
Átomo de Hidrogênio



Constante de Rydberg

Fórmula generalizada de Balmer

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



Material Utilizado

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

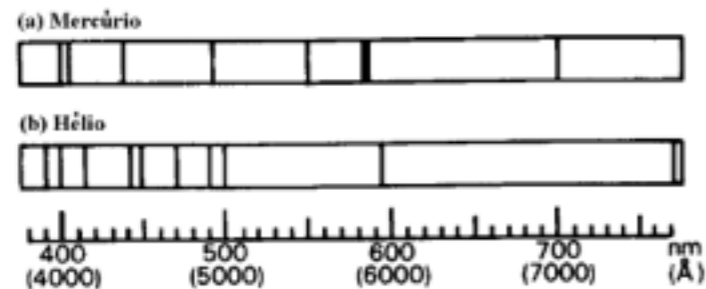
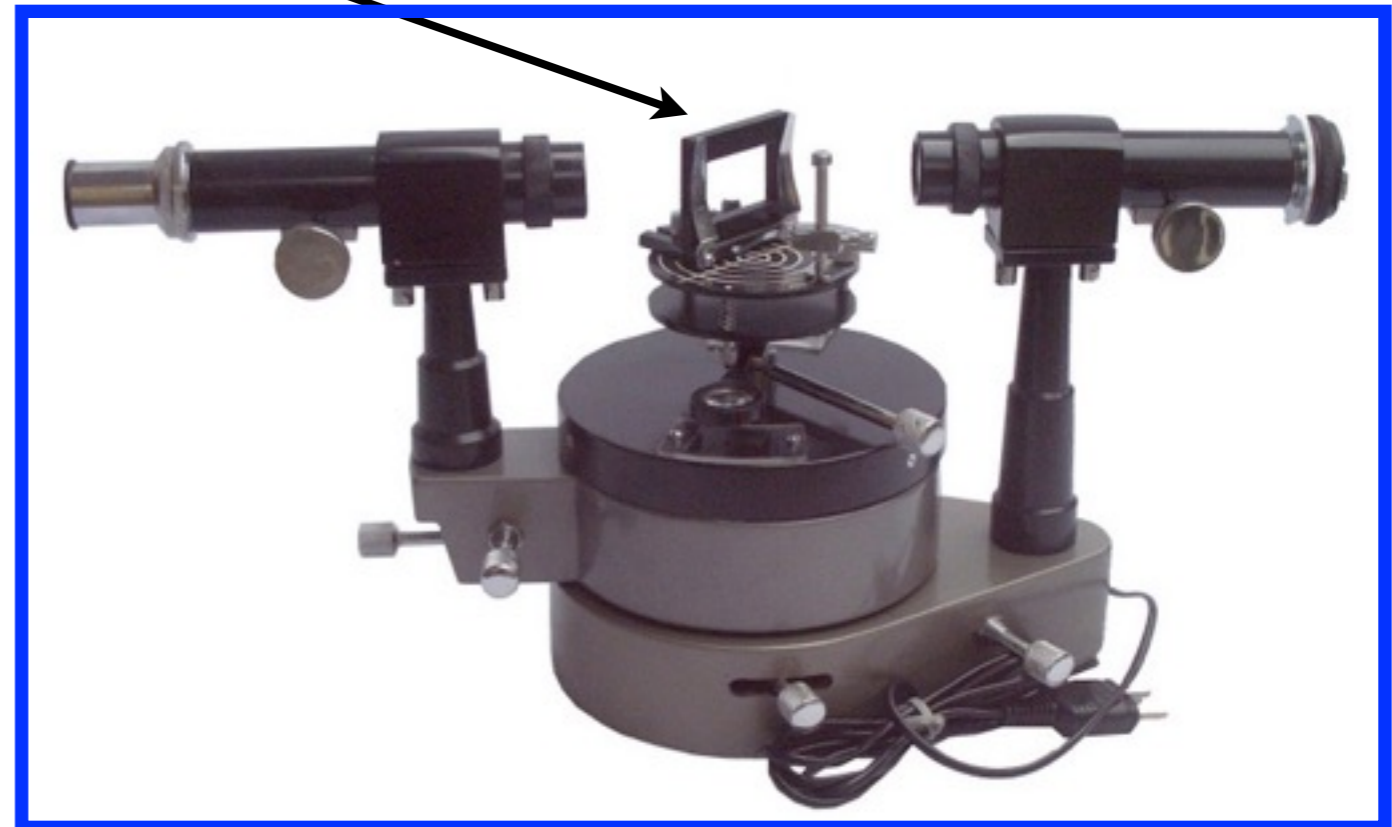


Figura 9.4: Espectros visíveis para (a) mercúrio e (b) hélio.

Procedimento

1. 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 possam ser vistos com nitidez;
2. Posicione a rede de difração;
3. Coloque a lâmpada de **hidrogênio** em frente ao colimador e ajuste a fenda 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;
4. Posicione um dos fios capilares na vertical sobre a imagem da fenda (use o parafuso de ajuste fino);
5. 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.
6. Verifique se o espectroscópio está **alinhado**:
 - isso pode ser feito observando-se duas raias correspondentes do espectro, uma de cada lado da imagem direta da fenda;

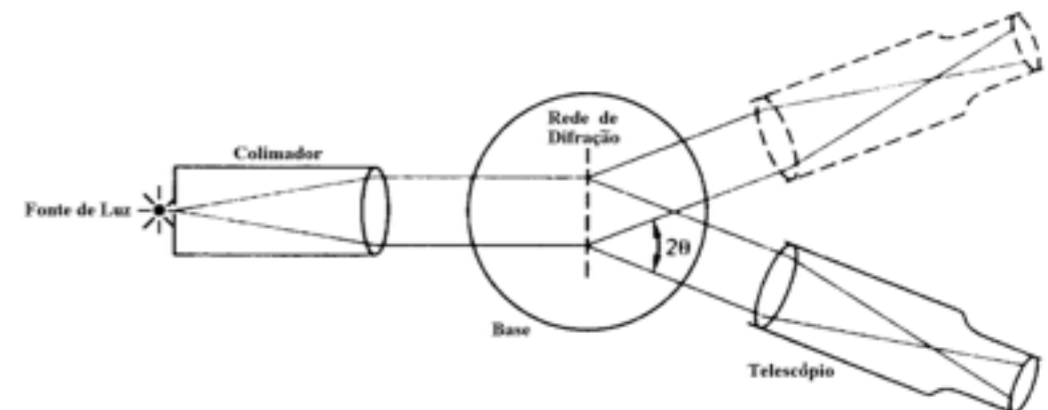
Procedimento

- **O espectroscópio faz medidas relativas dos ângulos de difração.** Portanto, antes de começar as medidas estabeleça um ponto de referência (a imagem direta da fenda, por exemplo) na escala vernier;
- Variando a posição angular do telescópio, encontre as raiais 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 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 $|\theta_1 - \theta_2| \leq 0,2$;

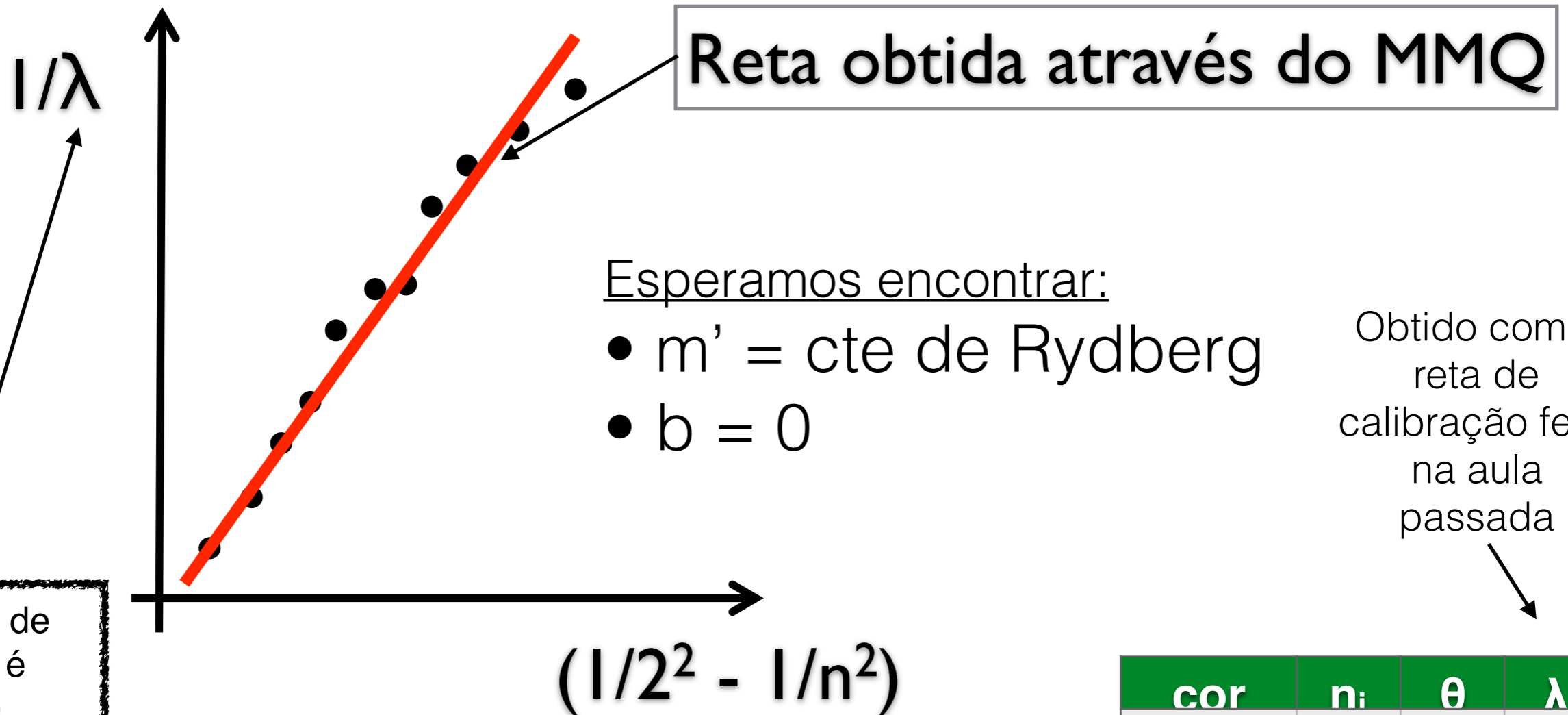
Caso o espectroscópio não esteja alinhado:

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.

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 se 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		

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