



# Espectroscopia Ótica

## Objetivos

- Entender o funcionamento básico de um espectroscópio ótico e calibrá-lo a partir das raias do átomo de mercúrio;
- Determinar os níveis de energia do átomo de Hidrogênio;

## Introdução

A espectroscopia é uma técnica para identificação de átomos e moléculas através da radiação que emitem. Nesta experiência, examinaremos a luz emitida por átomos de mercúrio (Hg) e hidrogênio (H).

A espectroscopia era uma ciência conhecida bem antes de que seu mecanismo fosse entendido. Hoje sabemos que um átomo possui níveis discretos de energia, próprios de cada espécie. Os elétrons de um átomo preenchem sempre os estados (níveis) de mais baixa energia, a menos que sejam excitados por algum agente externo, como por exemplo, um campo elétrico ou alguma partícula incidente. Neste caso, os elétrons podem alcançar temporariamente níveis de energia mais elevados, retornando aos níveis mais baixos, para recompor o edifício atômico. Ao voltar para níveis mais baixos de energia os elétrons emitem a diferença de energia que separa os dois níveis na forma de fótons de radiação eletromagnética. Se  $E_i$  e  $E_f$  forem as energias inicial e final do átomo, a radiação emitida terá comprimento de onda dado por:

$$\Delta E = |E_f - E_i| = hf = h \frac{c}{\lambda}$$

onde  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  J.s, é a constante de Planck,  $f$  é a frequência da radiação emitida,  $c$  é a velocidade da luz e  $\lambda$  seu comprimento de onda. Cada átomo possui um espectro de radiação que é único. Na equação acima, o módulo é necessário pois essa equação na realidade expressa a conservação de energia  $E_f - E_i + hf = 0$ .

## O Átomo de Hidrogênio na Visão de Bohr

A forma mais simples de obter os níveis de energia do hidrogênio – e só para ele! – utiliza a teoria de Bohr, para o qual o átomo possuía uma estrutura planetária, com elétrons executando órbitas ao redor do núcleo. Este modelo, apesar de não ser correto, fornece resultados corretos para o átomo de hidrogênio. No modelo de Bohr, a energia do elétron em um dado nível do átomo de hidrogênio é dada por (uma revisão detalhada deste assunto pode ser obtida em [1])

$$E_n = -\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2 n^2}$$

onde  $m = 9,11 \times 10^{-31}$  kg e  $e = 1,6 \times 10^{-19}$  C são a massa e carga do elétron,  $\varepsilon_0 = 8,85 \times 10^{-12}$  Fm<sup>-1</sup> é a permissividade elétrica do vácuo. O índice inteiro  $n = 1, 2, 3, \dots$  representa o nível de energia do átomo. Quanto maior o valor de  $n$  (órbita mais externa), maior a energia associada a este nível (note que os níveis de energia estão numa escala negativa, portanto  $E=0$  é maior que  $E = -13,6$  eV). Neste modelo,  $n = 1$  corresponde à primeira órbita do elétron e ao estado (ou nível) fundamental:

$$E_1 = -20,76 \times 10^{-19} \text{ J} = -13,60 \text{ eV}$$



Cada valor de  $n$  corresponde a uma órbita eletrônica de Bohr e a um nível de energia. Se um elétron ganha energia do meio exterior, ele passa a ocupar um nível de energia maior (órbita mais externa), porém, tende a voltar rapidamente para o estado fundamental passando pelos níveis intermediários, emitindo fótons de energias  $E = h\nu$  iguais às diferenças de energia entre estes níveis intermediários. O conjunto de todas as transições possíveis terminando no nível  $n = 1$  (estado fundamental) recebeu o nome de Série de Lyman. O conjunto de transições para o nível  $n = 2$ , são tais que os fótons emitidos estão na faixa do visível, e recebeu o nome de Série de Balmer. Esta é a série que vamos observar no espectroscópio didático. Na Fig. 1, está o diagrama de níveis de energia previsto pelo modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio, incluindo as séries de transições eletrônicas citadas acima.

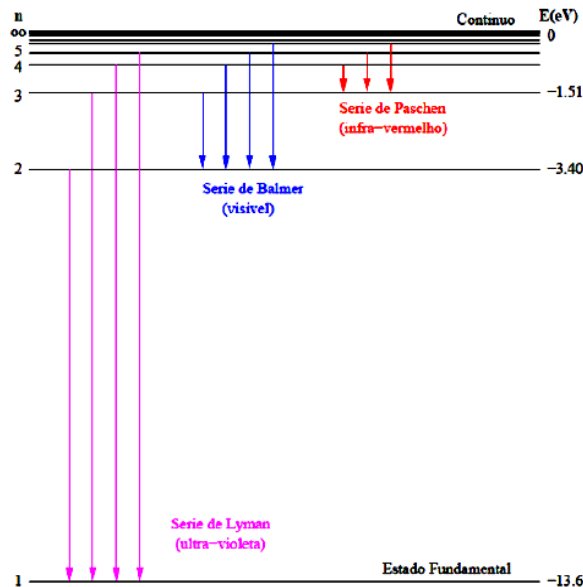


Figura 1 - Níveis de energia e transições eletrônicas para o átomo de hidrogênio segundo o modelo de Bohr.

Historicamente, além de descobrir a série que leva seu nome, Balmer também criou uma fórmula empírica (1885) que reproduz corretamente a localização das nove primeiras linhas da série do espectro do hidrogênio que leva seu nome. Rydberg, em 1890, modificou esta fórmula passando a escrevê-la em termos do inverso do comprimento de onda,

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right|$$

onde  $R_H$  é conhecida como constante de Rydberg,  $n_f$  e  $n_i$  correspondem ao estado final e ao estado inicial do elétron. A situação para qual  $n_i > n_f$  corresponde à **emissão** de energia em forma de radiação. A situação inversa  $n_i < n_f$  representa a **absorção** de fótons do meio externo. A série de Balmer corresponde a  $n_f = 2$ . Utilizando-se a energia das órbitas previstas pelo modelo de Bohr, a constante de Rydberg fica determinada a partir de outras constantes fundamentais. A partir da expressão de Bohr, a constante de Rydberg é dada por:

$$R_H = \frac{me^4}{8h^3 \epsilon_0^2 c} = 1,09737 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

(Para levar em conta a massa finita do núcleo, e a órbita em torno do centro de massa do sistema, basta substituir a massa do elétron na expressão acima pela massa reduzida do átomo,



$\mu = mM/(m + M)$  onde  $M$  é a massa do núcleo. Para o hidrogênio este resultado, mais preciso, é  $R_H = 1,09681 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

### **O Espectroscópio Ótico Didático**

O espectroscópio ótico contém uma luneta que dirige um feixe de luz incidente sobre uma rede de difração. Pode-se então determinar os comprimentos de onda da luz, medindo o ângulo de difração associado a cada componente monocromático da luz analisada. Conhecido o espectro de radiação produzido por uma certa fonte de luz, podemos determinar qual ou quais átomos constituem esta fonte.

Um esquema simplificado do espectroscópio ótico didático que vai ser utilizado em nossa experiência é mostrado na Fig. 2.

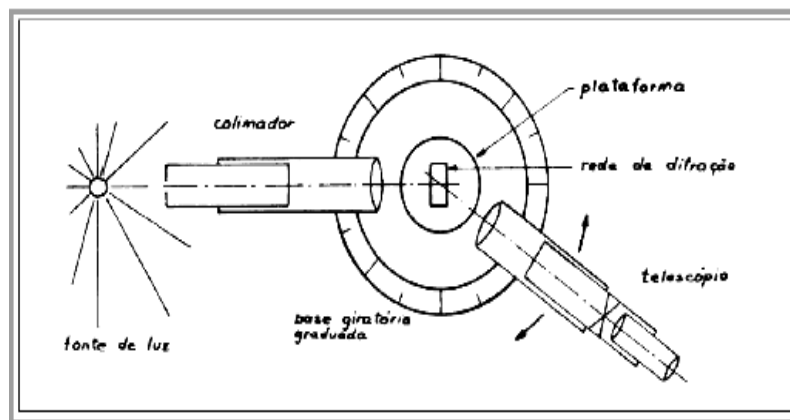


Figura 2 - Os principais componentes do espectroscópio são: o colimador, a luneta por onde a luz a ser examinada entra; a rede de difração onde a luz incidente é separada nas diversas frequências que a compõe e o telescópio, montada em uma base giratória com escala angular, para medir os desvios angulares sofridos por cada componente da luz incidente na rede de difração.

Se a luz emitida por um gás de átomos incide perpendicularmente à rede de difração, todos os comprimentos de onda desta luz apresentarão o máximo principal ( $m = 0$ ) no mesmo ponto, pois neste caso nenhum deles terá desvio angular ( $\theta = 0$ ). No entanto os máximos de primeira ordem ( $m = 1$ ) e os de ordens superiores possuirão posições angulares diferentes para cada comprimento de onda, o que nos possibilita obter o espectro de radiação (ou raias) deste átomo. A observação das cores deste espectro de raias é feita através do telescópio e os respectivos ângulos de difração são medidos através da escala graduada localizada na sua base giratória.

### **Rede de Difração**

A rede de difração utilizada no espectroscópio ótico é uma rede de difração por transmissão: uma pequena lâmina de vidro ou plástico transparente com múltiplas fendas ou ranhuras iguais, paralelas e equidistantes. Um feixe de luz que incide na rede é difratado e os raios provenientes das diversas fendas interferem como se gerados por múltiplas fontes coerentes e alinhadas, formando uma figura de intensidade variável como na figura 3. A figura projetada apresenta máximos de intensidade nas posições sempre que a diferença de



caminho óptico ( $d \sin \theta$ ) entre os raios provenientes de duas fendas adjacentes, distantes  $d$  entre si, for igual a um número inteiro ( $m = 0, 1, 2, \dots$ ) de comprimentos de onda  $\lambda$ .

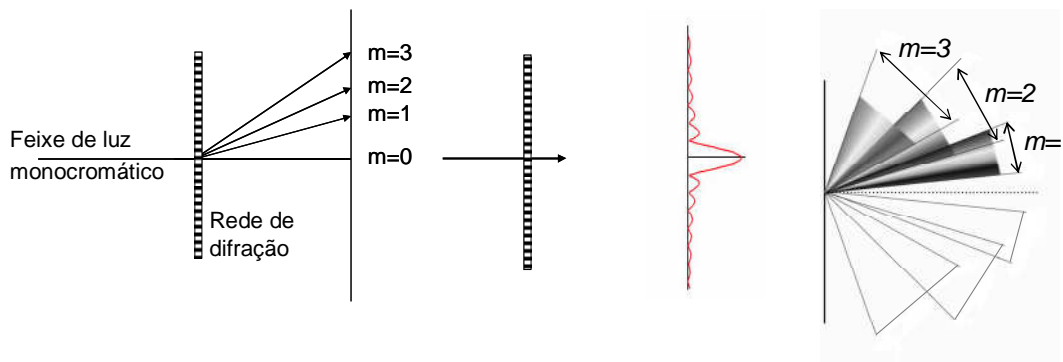


Figura 3. Rede de difração e suas ordens de difração.

Difração de um feixe de luz monocromático

Difração de um feixe de luz policromático.

Ao usar um espectroscópio com rede de difração é necessário calibrar o instrumento, ou seja, determinar a relação entre o ângulo de observação do telescópio (veja fig 2) e o comprimento de onda associado. Isso em geral é feito usando uma fonte de luz policromática cujos comprimentos de onda são conhecidos (Hg no nosso caso). Para modelar fisicamente o espectroscópio, usando as equações da rede de difração, precisamos verificar se a rede está de fato perpendicular com o feixe de luz incidente. Isso é feito medindo os ângulos de difração ( $m=1, m=2$  etc..) em ambos os lados da rede e ajustando a plataforma móvel até que os ângulos sejam simétricos.

## Referências

- [1] Serway, cap. 40 Física 4 Física Moderna, Relatividade, Física Atômica e Nuclear 3<sup>a</sup> ed. LTC - Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 1996.