



Universidad Nacional Autónoma de Honduras

Facultad de Ciencias  
Escuela de Física



## Espectroscopia de Emisión Atómica

Elaborada por: D. Bulnes.

### Introducción

Cuando los átomos de gas hidrógeno absorben energía por medio de una descarga de alto voltaje, emiten luz que no es blanca sino coloreada y, al hacerla pasar a través de un prisma, se observa un espectro discontinuo, a diferencia del que se obtendrá con luz blanca. Este es el llamado espectro de emisión de un átomo y consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento químico posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. El físico Johann Balmer encontró, experimentalmente, que las longitudes de onda emitidas por el hidrógeno tenían el comportamiento de una sucesión. Experimentos posteriores con las longitudes de onda emitidas en el espectro ultra violeta e infrarrojo permitieron al físico Johannes Rydberg llegar a un resultado experimental llamado la ecuación de Rydberg, que permita calcular las longitudes de onda emitidas como una sucesión.

Solo había un problema: los modelos que se tenían de la estructura del átomo no podían explicar este fenómeno. Esto fue así hasta que Bohr planteó su modelo del átomo. El modelo atómico de Bohr establece que las órbitas que tienen los electrones alrededor de un núcleo y, por lo tanto, su energía y la de la luz que emite están cuantizadas, lo que concordaba con los resultados experimentales.

### Objetivos

1. Estudiar las diferencias en los Espectros de Emisión Atómica de distintos elementos químicos.
2. Determinar las longitudes de onda que conforman el espectro emitido por un gas ionizado.
3. Comprobar la validez del Modelo Atómico de Bohr y la Teoría de Cuantización de la Energía.

## Materiales y equipo

1. Regla en milímetros
2. Soporte Metálico y Base.
3. Fuente de Alta Tensión.
4. Transformador de Tensión.
5. Gases Hidrógeno y Mercurio.
6. Adaptadores de Tensión.
7. Señalizadores.
8. Soportes del gas.
9. Soporte de Rejilla de Difracción.
10. Rejilla de Difracción de 600 líneas/mm.
11. Base de Rejilla de Difracción

## Marco teórico

1. En base a su libro de texto defina los siguientes conceptos:
  - Espectroscopia de Emisión.
  - Modelo Atómico de Bohr.
  - Postulados del Modelo Atómico de Bohr.
  - Constante de Rydberg.
  - Series Espectrales.

## Procedimiento experimental

### Medición de la Longitud de Onda de Emisión del Hidrógeno

1. Conecte el transformador de tensión y la fuente de alta tensión al toma corriente.
2. Posicione el tubo de gas espectral en los soportes y ajuste bien los tornillos. Apague la luz del laboratorio en este momento.
3. Encienda el transformador y la fuente de alta tensión.
4. Posicione la base con la rejilla de difracción a una distancia de 39 cm para el gas de hidrógeno del soporte del tubo espectral. Tome la incertidumbre en la posición como 1 mm.
5. Gire la perilla de la fuente de alta tensión lentamente hasta que observe un bajón en el aumento de la tensión.
6. Observe que el tubo espectral se encuentra iluminado. Con la rejilla de difracción y con ayuda de una luz blanca identifique la posición de las líneas de emisión espectrales del gas hidrógeno.
7. Identifique el patrón simétrico.
8. Desplace los señalizadores en la regla hasta que se encuentren en las posiciones simétricas de las líneas espectrales.

9. Registre ambas distancias como  $d_1$  y  $d_2$  en la tabla 1.
10. Repita los pasos anteriores para la siguiente línea espectral.

## Medición de la Longitud de Onda de Emisión del Mercurio

1. Baje la perilla de la fuente de alta tensión a 0 kV.
2. Apague la fuente de alta tensión y el transformador de tensión. Encienda la luz del laboratorio nuevamente.
3. Con mucho cuidado retire el tubo espectral de hidrógeno del soporte y posicione el tubo espectral de mercurio.
4. Vuelva a encender el transformador de tensión y la fuente de alta tensión. (**Observación:** En ningún momento toque las partes metálicas del equipo cuando esté encendida la fuente de alta tensión).
5. Gire la perilla de la fuente de alta tensión lentamente hasta que observe una caída en la fuente.
6. Posicione la rejilla de difracción a una distancia de 19 cm para el gas de mercurio del tubo espectral. Tome la incertidumbre en la posición como 1 mm.
7. Observe que el tubo espectral se encuentra iluminado. Con la rejilla de difracción y con ayuda de una luz blanca identifique la posición de las líneas de emisión espectrales del gas mercurio.
8. Identifique el patrón simétrico.
9. Desplace los señalizadores en la regla hasta que se encuentren en las posiciones simétricas de las líneas espectrales.
10. Registre ambas distancias como  $d_1$  y  $d_2$  en la tabla 2.
11. Repita los pasos anteriores para las siguientes líneas espectrales.

## Tabla de datos experimentales

### Tabla de datos para el procedimiento experimental 1

Color	$d_1$ (mm)	$d_2$ (mm)	$N$ (línea/mm)	$r$ (cm)	$L$ (cm)
Rojo					39
Azul					

Tabla 1: Datos experimentales de distancias de líneas espectrales del hidrógeno

## Tablas de datos experimentales para el procedimiento experimental 2

Color	$d_1$ (mm)	$d_2$ (mm)	$N$ (línea/mm)	$r$ (cm)	$L$ (cm)
Verde					19
Amarillo					
Morado					

Tabla 2: Datos experimentales de distancias de líneas espectrales del mercurio

## Tratamiento de datos experimentales

### Cálculo de Longitudes de Onda para Líneas Espectrales.

Los cálculos pueden realizarse en una hoja de excel.

- Con las distancias de la tabla 1 y tabla 2, reste ambas distancias y divídalas entre 2.

$$l = \frac{d_2 - d_1}{2}$$

- Calcule el número de mm por línea de la rejilla de difracción.

$$r = \frac{1}{N}$$

- Calcule la longitud de onda para cada una de las líneas espectrales a partir de la ecuación. Tome el valor de  $n$  igual a 1.

$$\lambda = \frac{rl}{n\sqrt{l^2 + L^2}}$$

- Calcule la incertidumbre de la longitud de onda para cada una de las líneas espectrales a partir de la ecuación.

$$\Delta\lambda = \lambda \sqrt{\left(\frac{\delta l}{l}\right)^2 + \left(\frac{\delta L}{L}\right)^2}$$

## Análisis de Resultado

Para el análisis de resultados, tome en consideración algunos de las siguientes preguntas.

- Calcule el error porcentual para cada una de las líneas espectrales tomando los valores de referencia para el hidrógeno y para el mercurio como:

### Hidrógeno

$$\lambda_{rojo} = 656.27 \text{ nm}$$

$$\lambda_{azul} = 486.135 \text{ nm}$$

### Mercurio

$$\lambda_{verde} = 546.0735 \text{ nm}$$

$$\lambda_{amarillo} = 579.0663 \text{ nm}$$

$$\lambda_{morado} = 435.8328 \text{ nm}$$

2. Calcule la incertidumbre porcentual para cada una de las líneas espectrales.

$$Ip = \frac{\Delta\lambda}{\lambda} \times 100 \%$$

3. ¿Son satisfactorios sus resultados? ¿Qué podría realizar para mejorar los resultados experimentales?

## Cuestionario

1. Investigue qué aplicaciones tiene la espectroscopia de emisión en la ingeniería química.
2. ¿Qué otros modelos atómicos existieron antes del modelo atómico de Bohr?
3. ¿Qué es un espectro de absorción atómico y cómo se diferencia de uno de emisión?
4. Investigue la función matemática por la cuál es posible dibujar los orbitales atómicos para el hidrógeno.

LU  
CEM  
ASPI  
CIO

## Conclusiones

Redacte tres conclusiones con base en los resultados obtenidos y los objetivos planteados.

- 
- 
- 

## Bibliografía

Balmer Series and Determination of Rydberg's Constant PHYWE series of Publications

Bauer, W., & Westfall, G. Física para ingeniería y ciencias con física moderna (Vol. 2). México, D.F. Mc Graw Hill. (2011).

Serway-Jewett, Física para ciencias e ingeniería con Física Moderna 7ma edition (Cengage Learning, 2010).

LU  
CEM  
ASPI  
CIO