

1. Título de la práctica de Laboratorio:

ESPECTROS DE EMISIÓN

Integrantes:

Código:

|   |       |       |
|---|-------|-------|
| ✓ | _____ | _____ |
| ✓ | _____ | _____ |
| ✓ | _____ | _____ |
| ✓ | _____ | _____ |

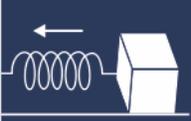
2. OBJETIVOS:

General:

- ✓ Observar espectros de emisión atómicos y moleculares, así como determinar la longitud de onda de las líneas espectrales mediante un montaje sencillo

Específicos:

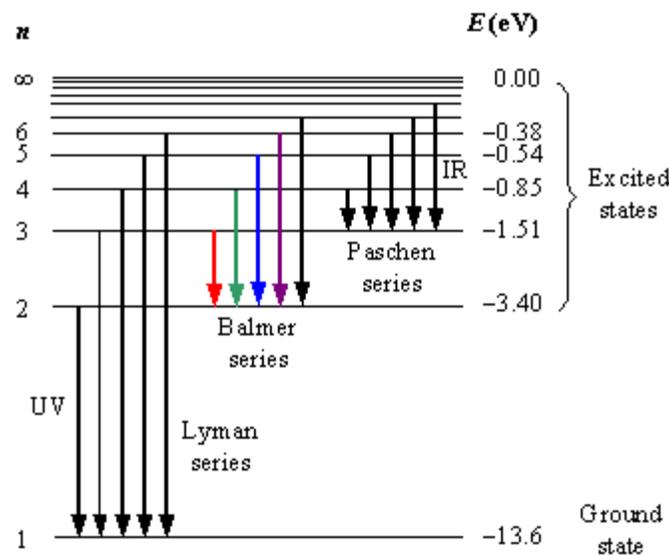
- ✓ Determinar la longitud de onda de las líneas espectrales del H, He, N, O y Hg
- ✓ Medir la longitud de onda de las líneas espectrales de Balmer situadas en la región visible del espectro
- ✓ Obtener experimentalmente el valor de la constante de Rydberg.



### 3. REFERENTES CONCEPTUALES Y MARCO TEÓRICO:

(<sup>1</sup>) Las líneas espectrales producidas por los distintos elementos no solo planteaban el problema de cuál era su origen sino que también se resistían a ser descritas mediante una expresión matemática que englobase las líneas de algunas series de elementos individuales. Fue un maestro de escuela suizo, Johann Jacob Balmer, quien, en 1885, descubrió de forma empírica una relación matemática sencilla que proporcionaba las longitudes de onda de las líneas del espectro del hidrógeno:

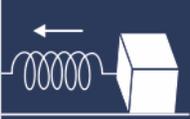
$1/\lambda = R_h(1/n^2 - 1/m^2)$  ec.1, donde  $\lambda$  longitud de onda correspondiente de la línea espectral,  $n$  y  $m > n$  son enteros y  $R_h = 1,09709 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$  es la denominada constante de Rydberg. Valores altos de  $n$  corresponden a líneas de longitud de onda corta y, por tanto, líneas en la región violeta del espectro. Las líneas espectrales que corresponden a  $n = 2$ , llamadas series de Balmer, están en la región visible. La serie de Lyman ( $n = 1$ ) en el ultravioleta, la de Paschen ( $n = 3$ ) y la de Brackett ( $n = 4$ ) están en el infrarrojo,  $m$  siempre toma valores correspondientes a  $n+1$ . Independientemente, la Figura 1 Diagrama de niveles de energía del átomo de hidrógeno



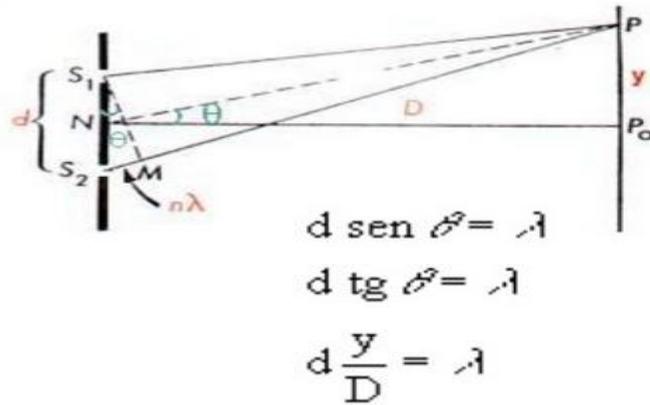
Energy levels of the hydrogen atom with some of the transitions between them that give rise to the spectral lines indicated.

fig 1

Las transiciones entre niveles dan lugar a las diferentes series de líneas del espectro. La espectroscopia es una ciencia experimental y como tal muy necesitada de mejoras instrumentales. Las redes de difracción, superficies atravesadas por miles de líneas paralelas, dan lugar a fenómenos de interferencia. Su utilización fue esencial para el estudio del dominio de las zonas de infrarrojo o ultravioleta. Las primeras redes de difracción fueron construidas por el ingeniero Henry A. Rowland



consiguiendo  $10000 \text{ líneas} \cdot \text{mm}^{-1}$ . La luz de longitud de onda  $\lambda$  que incide sobre una red de difracción de constante  $a$  (distancia entre líneas) se difracta. Los máximos de intensidad tienen lugar para ángulos que satisfacen la condición: donde



1. Triangulo

$$\tan \theta = \frac{\Delta r}{d} = \frac{\lambda}{d}$$

2. Triangulo

$$\tan \theta = \frac{y}{D}$$

fig 2

M es el orden de difracción, d es el parámetro de red (target holder), Y : distancia máximo central al máximo secundario respectivo, D: distancia fuente pantalla figura 2 y 3

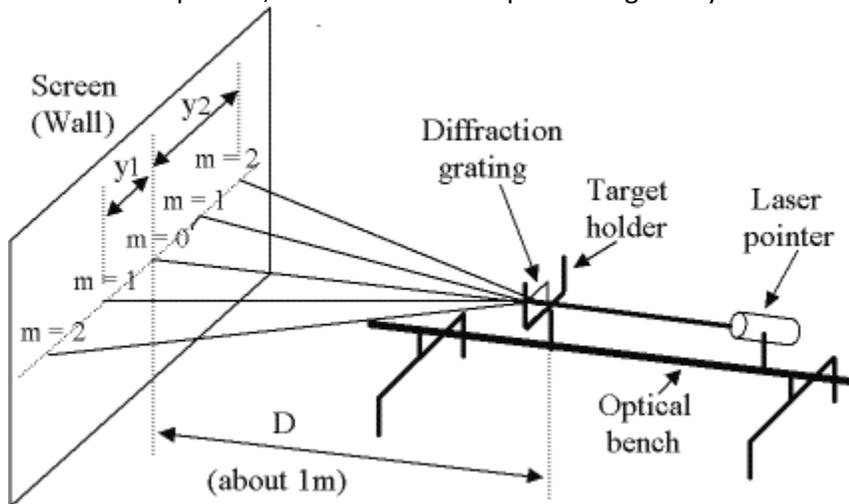


fig 3

En el modelo de Bohr, cuando un electrón efectúa una transición desde la órbita  $m$  a la  $n$ , se emite un fotón de energía  $h/\lambda$ . Mediante la mecánica clásica (newtoniana), Bohr demostró que cada órbita corresponde a un valor dado del momento angular del electrón cuantizado. Dedujo la ecuación empírica de Balmer para el hidrógeno sin más que suponer que el momento angular toma valores que son múltiplos de un cuanto fundamental  $h$ . De acuerdo con el modelo de Bohr del átomo de hidrógeno, la energía de cada nivel cuántico viene dada por:









