



TAREAS

- Registro del espectro de líneas del hidrógeno.
- Determinación de las frecuencias de las líneas H_{α} , H_{β} , H_{γ} y H_{δ} de la serie de Balmer del hidrógeno.
- Cálculo de la constante de Rydberg.
- Registro y evaluación de los espectros de línea de gases nobles y de vapores metálicos.

OBJETIVO

Registro y evaluación de la serie de Balmer para el hidrógeno y otros espectros en líneas en el espectro visible

RESUMEN

Los espectros de líneas de la luz que emiten los átomos son característicos para cada uno de los elementos químicos. Pero la complejidad aumenta con el aumento del número de orden del elemento. La parte del espectro de líneas del hidrógeno atómico que queda en la parte visible del espectro se puede explicar sencillamente con el modelo de átomo de Bohr.

EQUIPO REQUERIDO

Número	Aparato	Artículo N°
1	Espectrometro LD, digital	1018103
1	Fuente de alimentación de tubos espectrales (230 V, 50/60 Hz)	1000684
	Fuente de alimentación de tubos espectrales (115 V, 50/60 Hz)	1000683
1	Tubo espectral hidrógeno	1003409
1	Base con orificio central 1000 g	1002834
Recomendado adicionalmente:		
1	Tubo espectral helio	1003408
1	Tubo espectral neón	1003413
1	Tubo espectral argón	1003403
1	Tubo espectral criptón	1003411
1	Tubo espectral mercurio	1003412
1	Tubo espectral bromo	1003404
1	Tubo espectral yodo	1003410



FUNDAMENTOS GENERALES

Los átomos que emiten luz en un gas luminiscente producen espectros de muchas líneas individuales, que están claramente separadas entre sí, aunque se pueden sobreponer en algunos puntos. Las líneas son características para el elemento químico, porque estas líneas corresponden a una transición entre dos niveles energéticos en la coraza de electrones del átomo.

El espectro de emisión del hidrógeno atómico tiene en la parte visible cuatro líneas características H_{α} , H_{β} , H_{γ} y H_{δ} , las cuales en el ultravioleta se continúan en una serie. Para las frecuencias de esa serie en 1885 J.J. Balmer presentó una fórmula empírica:

$$(1) \quad \nu = R \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$n = 3, 4, 5, 6 \dots$$

$R = 3290 \text{ THz}$: Constante de Rydberg

La serie de frecuencias se pudo aclarar después en el marco del modelo atómico de Bohr como la entrega de energía del electrón al hacer una transición de una capa superior a la segunda capa inferior del átomo de hidrógeno.

Ya el espectro de líneas del átomo de helio que lleva sólo un electrón es mucho más complicado que el del hidrógeno, porque los espines de los dos electrones se pueden orientar de forma paralela o antiparalela y así ocupan diferentes niveles energéticos en el átomo de helio.

La complejidad sigue aumentando más para todos los otros elementos químicos. Pero en todo caso el espectro de líneas sigue siendo característico para cada elemento químico.

EVALUACIÓN

En la representación $\nu = f(1/n^2)$ las frecuencias de la serie de Balmer se encuentran en una recta, cuando a la línea H_{α} , se le asocia el número $n = 3$, a la línea H_{β} el valor $n = 4$...etc... (ver Fig. 1).

La pendiente de la recta corresponde a la constante de Rydberg R . El punto de corte con el eje x se encuentra en 0,25, porque las transiciones de la serie de Balmer están dirigidas hacia el nivel energético $n = 2$.

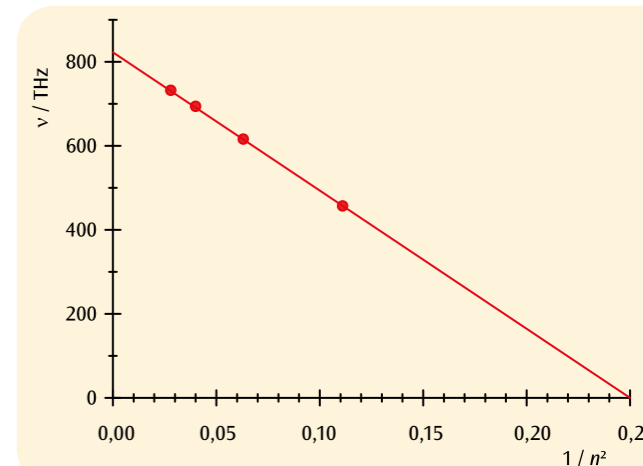


Fig. 1: Frecuencias de transición de la serie de Balmer que dependen de $1/n^2$

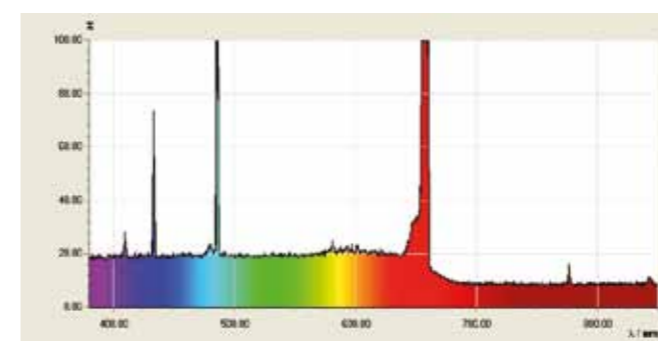


Fig. 2: Espectro de líneas del hidrógeno atómico

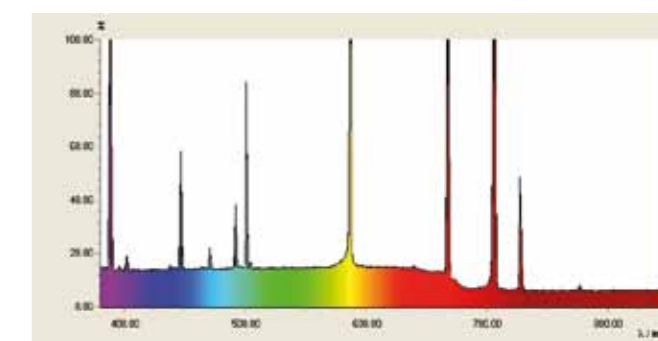


Fig. 3: Espectro de líneas del Helio

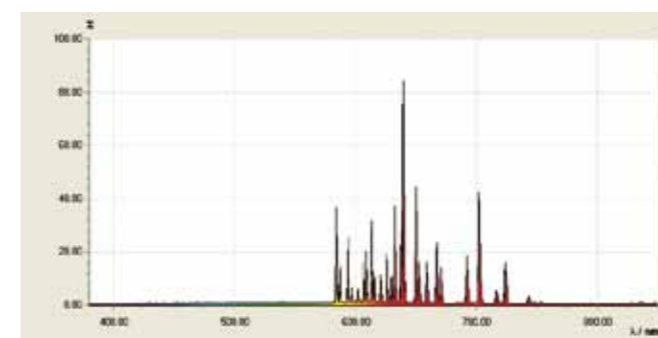


Fig. 4: Espectro de líneas del Neón

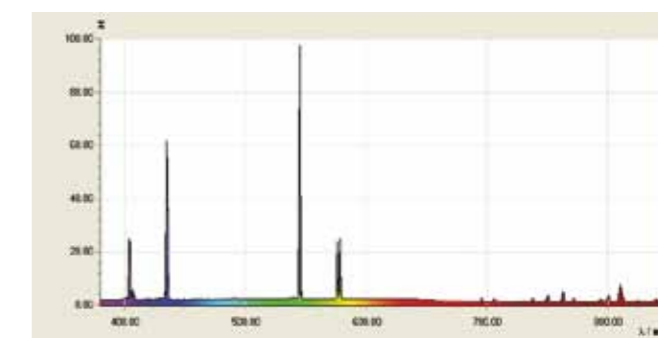


Fig. 5: Espectro de líneas del Mercurio