

Estabilidad del átomo nuclear

1

✓ Si los electrones del átomo de Rutherford se suponen estacionarios, no existe ningún arreglo estable de electrones que impida el colapso de los electrones hacia el núcleo, atraídos por la fuerza coulombiana.

Esto implicaría que el átomo sería el de Thomson con un radio de 10^{-14} m. aproximadamente en contradicción con los valores experimentales asociados a los átomos de 10^{-10} m.

✓ Apoyado en la propuesta de Rutherford, el físico danés Niels Bohr sugirió en 1913 (mientras trabajaba en el Laboratorio de Rutherford) que el átomo podía parecerse a un sistema planetario en miniature donde los electrones circularan alrededor del núcleo de la misma forma que los planetas se mueven alrededor del sol.

✓ El problema con la sugerencia de Bohr es que si los electrones giran en torno al núcleo, de acuerdo a la teoría electromagnética están radiando energía pues son cargas eléctricas aceleradas.

Ellos estarían perdiendo energía mecánica ejecutando un movimiento en espiral hacia el núcleo hasta colapsar en un tiempo, que según la teoría electromagnética, sería $\sim 10^{-12}$ s, considerando un diámetro de 10^{-10} m.

✓ De esta forma el átomo tendría las dimensiones nucleares lo cual no se observa experimentalmente y además, el espectro de emisión de radiación sería continuo y no discreto que es lo que se observa experimentalmente.

Espectros atómicos

Ver Fig. 38.1, Sears-Zemansky, pag. 1309, Vol. 2, Ed. 12

a) Espectro continuo producido por el filamento de una lámpara incandescente (Radiación térmica)

✓ La luz blanca es una mezcla de todos los colores de la luz visible; un objeto que está caliente y se ve blanco, está emitiendo luz con todas las longitudes de onda del espectro visible.

✓ Al comienzo del curso (Radiación térmica) estudiamos que la materia condensada (sólidos y líquidos) a cualquier temperatura emiten radiación electromagnética.

✓ El espectro de radiación $R_T(\lambda)$ vs λ fué explicado por la teoría de Planck sin hacer ninguna referencia a los detalles ^{físicos} de cómo la radiación es producida por el material del que está hecho el cuerpo ni la naturaleza del mismo.

En realidad lo que determina la forma continua del espectro en este caso es el comportamiento colectivo de un sistema de muchos átomos que interactúan entre ellos.

b) Espectro de líneas, emitido por una lámpara que contiene un gas caliente.

✓ Si la fuente luminosa es un gas al que se le aplica una descarga eléctrica (como en un letrero de neón), ^{o que se calienta} el espectro contiene solo algunos colores en forma de líneas paralelas nítidas y aisladas (cada línea es una imagen de la rendija del espectrógrafo usado, desviada a un ángulo que depende de la longitud de onda de la luz que forma esa imagen).

✓ Los átomos o moléculas en un gas rarificado están tan lejos unos de otros (en promedio) que solo interactúan ocasionalmente en colisiones. Bajo estas circunstancias, es razonable pensar que la radiación emitida es característica o específica de los átomos o moléculas presentes en el gas.

Cuando un gas o vapor a baja presión es "excitado" haciéndole pasar una corriente eléctrica a través de él, la radiación emitida tiene un espectro que contiene solo ciertas longitudes de onda específicas.

Ver Fig. 38.8, pag. 1315, Sears - Zemansky, Vol. 2, Ed. 12

La serie de Balmer de líneas espectrales para el hidrógeno

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (*) \quad n = 3, 4, 5, \dots$$

$R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ (Constante de Rydberg elegida para que la ecuación (*) ajuste las longitudes de onda experimentales)

$$n = 3 \Rightarrow \lambda = 656.3 \text{ nm} \quad (\text{línea } H\alpha ; \text{ roja})$$

El límite es cuando $n \rightarrow \infty \Rightarrow \lambda_{\infty} = \frac{4}{R} = 3.646 \times 10^{-7} \text{ m}$

$$\lambda_{\infty} = 364.6 \times 10^{-9} \text{ m} = 364.6 \text{ nm} \quad (\text{ultravioleta})$$

Ir a la pag. 1316, Sears - Zemansky.

5

Otras series espectrales

Serie de Lyman: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 2, 3, 4, \dots)$

Serie de Paschen: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 4, 5, 6, \dots)$

Serie de Brackett: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 5, 6, 7, \dots)$

Serie de Pfund: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 6, 7, 8, \dots)$

Serie de Lyman → ultravioleta

Series de Paschen, Brackett y Pfund → infrarrojo

Serie de Balmer → visible y ultravioleta

- ✓ En los espectros de emisión, las líneas aparecen en número discreto y distanciadas entre sí por zonas de oscuridad, debido a que no se desvía radiación luminosa hacia dichas zonas. (Región visible)
- ✓ Ver espectro de emisión del Hg y Na, Krane, pag. 180, Modern Physics. Fig. 6.14.
- ✓ Cada sustancia diferente que se quiere estudiar en la ampolla tiene un espectro característico que la identifica. El espectro de emisión de cada elemento es como una "huella dactilar".

- ✓ Se han usado métodos espectroscópicos (similares al que hemos expuesto en este documento) para determinar la composición del Sol y las estrellas, y se ha podido medir la velocidad con que se alejan las estrellas con respecto al sistema solar mediante el desplazamiento Doppler de las líneas espectrales de éstas (corrimiento hacia el rojo).

Espectros de absorción

Ver Fig. 6.15, pag. 181, Krane, Modern Physics.

Aparato para observar espectros de absorción.

- ✓ Se hace incidir luz blanca (todas las longitudes de onda en un espectro de radiación electromagnético continuo) sobre la sustancia que se quiere estudiar (gas del elemento de interés).
- ✓ Algunas de las longitudes de onda emitidas por la fuente de luz blanca son absorbidas por la sustancia (gas en estudio).
- ✓ Las longitudes de onda que no son absorbidas son dispersadas por el prisma o la rejilla de difracción que se usa. El resultado (en la pantalla o mecanismo detector) es un espectro continuo (tipo arco iris) con líneas oscuras o muy atenuadas (por la dispersión después de ser re-emitidas por los átomos o moléculas excitadas) que corresponden a las longitudes de onda absorbidas por la sustancia.

→ Figs. 6.14 y 6.15

(Comparar el espectro de emisión del Hg y Na con el de absorción)

- ✓ Para cada línea del espectro de absorción de un elemento existe una línea (de la misma longitud de onda) correspondiente en su espectro de emisión; sin embargo, el inverso no es cierto.
- ✓ Normalmente, para el gas hidrógeno solo aparecen en el espectro de absorción las líneas que corresponden a la serie de Lyman, pero cuando el gas está a alta temperatura, por ejemplo en la superficie de una estrella, las líneas que se observan son las de la serie de Balmer.
(Pregunta a responder por los estudiantes luego)