

Guía docente

## Bohr y los espectros atómicos

**Área disciplinar:** Física y Astronomía

**Nivel:** Secundario

**Año:** 6°

### Contenido

- Espectro del átomo de hidrógeno. La cuantización de la energía. El átomo de Bohr.

### ► Presentación

El material audiovisual *Bohr y los espectros atómicos* expone la interpretación de los espectros del hidrógeno desde conceptos cuánticos. Esto permitió a Bohr proponer un modelo de átomo sustentado teóricamente. Su visualización abre paso al análisis del proceso de construcción e integración de los conceptos y a las contradicciones e ideas que surgen en relación a la interpretación de la naturaleza de la materia en interacción con la energía y la valoración del trabajo de los científicos.

Esta secuencia de actividades tiene como propósito ayudar a interpretar las ideas cuánticas que propone el modelo de Bohr y aprender a utilizar el vocabulario científico asociado.

### Actividades sugeridas

1. Antes de la visualización del video, se recomienda recordar el concepto de espectro de un elemento y el hecho de que la espectroscopía ya había arrojado resultados desde los experimentos clásicos. Es importante tener conocimiento de los aspectos históricos relacionados al estudio de la cuantización de la energía Planck y a la cuantización de la luz de Einstein, y tener presente que estos descubrimientos fueron realizados en un contexto controversial. Recordar también las características del modelo planetario de átomo propuesto por Rutherford, sus limitaciones y el fenómeno de la emisión de radiación electromagnética por parte de una carga acelerada.

Luego de una primera visualización del video se sugiere el análisis del dispositivo experimental que presenta inicialmente y la información brindada por la espectroscopía, que sirve como base a Niels Bohr, y el desarrollo de su modelo atómico.

La idea es que los estudiantes puedan comprender qué leyes físicas advirtieron a los científicos sobre la contradicción que se daba al considerar la fuerza eléctrica, la aceleración centrípeta y la pérdida de energía por radiación electromagnética. Es decir, los aspectos que contradicen la estabilidad de los

átomos. Al visualizar el video por partes es posible rescatar las ideas importantes a partir de los siguientes interrogantes:

- ¿Qué postulados presenta Bohr en su modelo?
- ¿Cómo soluciona la falencia del modelo de Rutherford?
- ¿Dónde introduce la idea cuántica de Planck?
- ¿Qué es un fotón?
- ¿Cómo opera el modelo en la explicación de las líneas espectrales que ya se conocían?

## 2. Interpretando conceptos

Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones y justificar la respuesta.

Respecto a los espectros atómicos podemos decir:

- Son comunes para todos los elementos.
- No sirven para diferenciar un elemento de otro.
- Nos dan información respecto a los niveles de energía de los elementos.
- Son continuos y contienen todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta.

Según el modelo atómico de Bohr, los electrones:

- Deberían colapsar sobre el núcleo en breves instantes de tiempo.
- Sólo pueden girar en ciertas órbitas de radios determinados.
- Se encuentran incrustados en el átomo como pasas de budín.
- Giran en órbitas circulares dentro del núcleo atómico.
- Giran en la corteza del átomo en órbitas definidas.

## 3. Fortaleciendo las ideas cuánticas

Unir con una flecha las frases de la primera columna con las de la segunda, según corresponda (una frase puede estar relacionada con más de un concepto).

Órbitas estables  
Estado excitado  
Estado fundamental  
Línea espectral  
Cuanto de energía  
Cuantización de la energía

estados estacionarios  
salto entre órbitas  
frecuencia de radiación emitida  
 $n \neq 1$   
niveles de energía  
 $n = 1$   
fotón emitido  
fotón  
radiación como partícula  
diferencia de energía entre niveles  
Planck  
onda electromagnética

#### 4. Haciendo algunos cálculos con el modelo de Bohr

Es necesario repasar antes la relación entre energía, frecuencia, longitud de onda y velocidad de la onda electromagnética (ver video de Educaplay “Más allá de los colores” de Física para 4° y 5° año) y la equivalencia entre las unidades de energía electrón voltio y Joule.

Resolver los siguientes problemas:

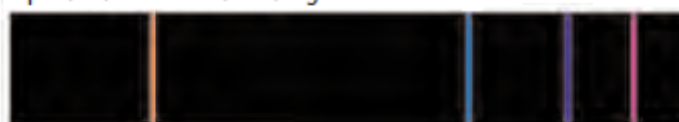
- a. La energía en eV de los distintos niveles energéticos u órbitas del átomo de hidrógeno pueden calcularse, según el modelo de Bohr, con esta fórmula:

$$E = - \frac{13,6}{n^2} eV$$

Obtener la energía del estado fundamental y los 5 primeros estados excitados.

- b. La figura muestra las 4 líneas espectrales del espectro del hidrógeno en la región visible (serie de Balmer) y sus valores aproximados de longitudes de onda.

Espectro de emisión de hidrógeno:



(4858 Å), (6560 Å),

(4098 Å), (4337 Å)

Usando el concepto de salto energético entre niveles para generar cada línea y sabiendo que ellas se generan por saltos desde un nivel superior hasta el nivel número  $n=2$ , calcular los valores de las longitudes de onda de estas cuatro líneas y corroborar sus resultados con los dados. Identificar el valor de la longitud de onda con el color de la línea espectral.

#### Bibliografía

- Aristegui, R. y otros (2000). *Física II*. Editorial Santillana.
- Botto, J. (dir.) (2015). *Física. Educación Secundaria Superior*. Tinta Fresca.
- Hecht, E. (1987). *Física en Perspectiva*. Addison-Wesley Iberoamericana.
- Hewitt, P. (2007). *Física conceptual*. (10ª ed.). Pearson Educación.



Material  
extra

Moncada Mijic, F. y Vides Arriagada, P. (2012). *Física 4°*. Santillana del Pacífico.

#### Créditos (equipo docente):

Zulma Ibarra, Irene Lucero, Gabriel Pérez y Julián Vallejos.