

UNIDAD DIDÁCTICA 1

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

4.- MODELO ATÓMICO DE BOHR

ESTUDIA / APRENDE

- La idea de Bohr sobre los **valores de energía permitidos** a los electrones dentro de un átomo.
- La manera en que, según Bohr, se movían los electrones: concepto de **órbita**.
- Qué significa decir que la **energía** está **cuantizada**.
- A qué llamamos **cuanto de energía**.
- Qué dicen los **postulados de Bohr**.
- Cuál es la fórmula que relaciona las energías de un electrón en dos órbitas distintas (según el modelo de Bohr): **valor energético de un cuanto**.

En este apartado vamos a ver que Bohr determinó que los electrones giran en órbitas; pero no en cualquier órbita, solo en unas órbitas de un radio determinado, al igual que los planetas giran en unas órbitas determinadas alrededor del Sol.



Unos años después de que Rutherford determinara su modelo atómico una serie de descubrimientos hizo que este modelo atómico tuviera que ser ampliado. Esta ampliación del anterior modelo atómico la realizó Bohr con el fin de explicar el comportamiento de la materia ante estas nuevas investigaciones. Estas investigaciones estaban relacionadas con un fenómeno que estudiaremos en este tema en un apartado posterior: los espectros de emisión y de absorción.

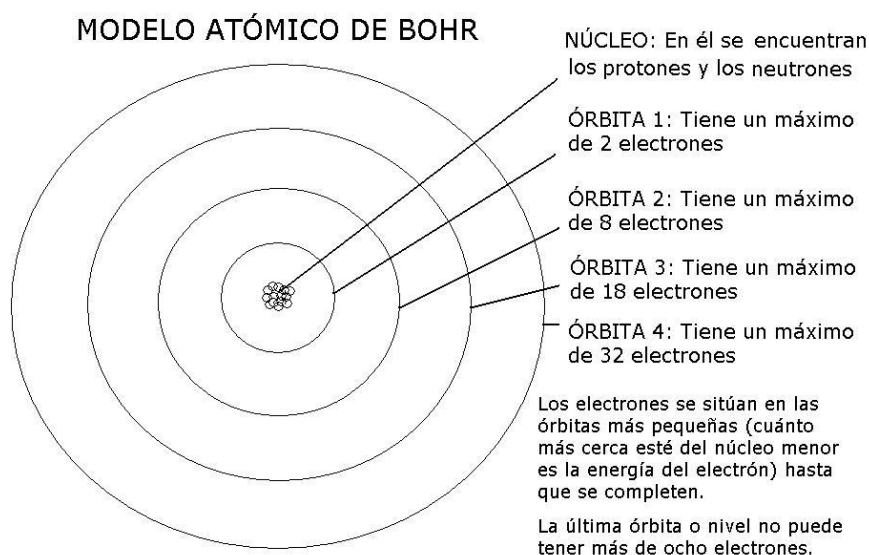
Al estudiar los espectros de emisión y de absorción, BOHR dedujo algo en los electrones que era de tremenda importancia. Aunque era evidente que todos los electrones son exactamente iguales entre sí, no todos se mueven con la misma energía dentro de un átomo. Es más, descubrió que cada átomo “permitía” moverse a los electrones sólo con unos pocos valores de energía posibles, no con cualquier valor. Y que cada valor de energía permitido no admite más que un número máximo de electrones determinado.

- Los electrones se mueven en la corteza atómica con unos **VALORES DE ENERGÍA PERMITIDOS**: A estos valores de energía permitidos los llamó **NIVELES DE ENERGÍA**.
- Cada valor de energía (NIVEL DE ENERGÍA) que se le permite a los electrones dentro de un átomo no admite más que **UN NÚMERO DE ELECTRONES MÁXIMO** determinado.

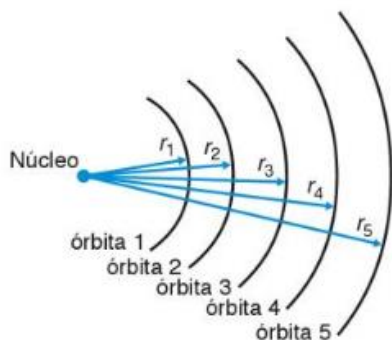
Ante esto la modificación que realizó Bohr de la idea del átomo que hasta entonces se tenía consistió en lo siguiente:

- BOHR mantenía la idea válida de que el núcleo está formado por protones y neutrones y que su radio es 10.000 veces menor que el radio del átomo. La ampliación que hace Bohr es **para explicar cuál es la distribución de los electrones en torno a ese núcleo**.

- Los electrones no se movían de cualquier manera en torno al núcleo. Bohr pensó que los electrones debido a esos diferentes valores de energía que podían tener, se movían a grandes velocidades en órbitas circulares y elípticas en torno al núcleo (de igual manera que los planetas se mueven alrededor del sol).
- Además determinó que los electrones de menor energía se movían en órbitas más cercanas al núcleo, y a medida que la energía que poseyeran los electrones fuera mayor, éstos se movían en órbitas cada vez más lejanas.
- No podía haber órbitas intermedias a las permitidas, puesto que cada órbita se caracterizaba por su valor de energía. Esto es lo mismo que decir que la energía está **"cuantizada"**: un electrón para saltar de una órbita inferior a otra superior debería captar energía del exterior, pero justamente el valor que suponía la diferencia de energía entre las dos órbitas, nunca un valor intermedio: a ese valor lo llamamos **CUANTO de energía o FOTÓN: el valor energético de un cuanto de energía se corresponde con la diferencia de energía entre dos órbitas del modelo de Bohr, cuyo valor está indicado más adelante**. Igualmente cuando un electrón pasa de un valor de energía superior a un valor de energía inferior permitida lo hace emitiendo energía radiante (luminosa) cuyo valor es exactamente la diferencia entre ambos valores energéticos (cuanto). Por tanto podemos decir que **la emisión de energía radiante por un cuerpo no se hace de forma continua sino que tiene lugar en forma de "paquetes o cuantos" de energía**. (Ley de Planck)
- Por eso se llamó **"número cuántico"** a los números que indicaban el nivel energético de cada electrón. Genéricamente se representa a estos números con la letra "n" y se le va dando como valores los números naturales de forma creciente según va creciendo el valor energético. (El valor $n = 1$ corresponde al nivel energético de menor valor, $n = 2$ al siguiente y así sucesivamente)
- Además los electrones circulaban por las órbitas menos energéticas posibles, es decir lo más cerca del núcleo que le era permitido. Incluso calculó una fórmula que indicaba el número máximo de electrones que podía haber en cada órbita, es decir **el número máximo de electrones en cada NIVEL DE ENERGÍA**. Cuando una órbita estaba completa los electrones tendrían que pasar a ocupar la inmediatamente superior y así sucesivamente.



De esta manera pudo determinar la distribución y el movimiento de los electrones dentro del átomo, hasta que su modelo fue incapaz de explicar algunos fenómenos que el desarrollo de la tecnología permitió detectar, por lo que hubo que modificarlo de nuevo dando lugar al modelo atómico que utilizamos hoy día: el modelo mecánico-cuántico o modelo de orbitales.



En la figura se representan diferentes radios orbitales según el modelo de Bohr. Cuanto menor sea el radio de la órbita menor es la energía de la órbita.

➔ LOS POSTULADOS DE BOHR.

Los postulados en que se basó Bohr para su modelo fueron, por tanto:

1^{er} POSTULADO

Los electrones, al girar en su propia órbita circular, no emiten ni absorben energía.

2^o POSTULADO

Cada órbita tiene una energía característica y sólo pueden existir ciertas órbitas estacionarias "permitidas" a las que llamamos por su número de orden "n" (n=1 para la más cercana al núcleo, n=2 para la segunda...).

El número n o **número cuántico principal** indica el número de orden de la órbita. Puede tomar los valores 1, 2, 3, 4..., hasta infinito.

Al movimiento de un electrón en su órbita le podemos asociar una magnitud vectorial que en cinemática hemos llamado momento angular L o momento de la cantidad de movimiento, cuyo módulo (valor numérico) es igual a: $L = r \cdot m \cdot v$, siendo r el radio de la órbita, m la masa del electrón y v su velocidad (recuerda que $m \cdot v$ es la cantidad de movimiento "p"). Bohr determinó que las órbitas permitidas para los electrones dentro de un átomo eran solo aquellas en las que el momento angular del electrón era un múltiplo de un valor constante h (constante de Planck) dividido entre 2π :

$$L = r \cdot m \cdot v = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

O sea los valores permitidos se obtienen dando a n valores numéricos enteros, y como se puede observar el valor n se corresponde con el valor del número cuántico principal (n = 1, 2, 3...)

3^{er} POSTULADO

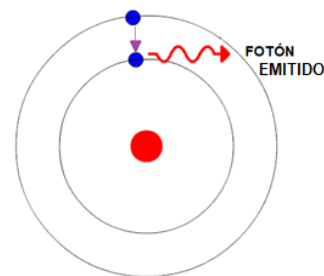
Cuando un electrón cambia de órbita desprende o absorbe energía. La energía liberada por un electrón al pasar de una órbita superior a una órbita inferior la emite en forma de radiación electromagnética.

Recordamos que las radiaciones electromagnéticas son emisiones de energía no materiales formadas por la vibración de un campo eléctrico y otro magnético variables de manera perpendicular a la velocidad de propagación. Son ondas a las que asociamos una frecuencia de vibración ν cuyo valor nos indica el número de vibraciones que se producen por segundo (ciclos por segundo o hertzios). Tenemos que recordar también que en todo movimiento ondulatorio a cada frecuencia ν le corresponde una longitud de onda λ . Según sea el valor de dicha λ la energía transmitida se manifestará de una forma determinada del espectro electromagnético. La relación entre ambas magnitudes viene dada por la fórmula:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Donde c es la velocidad de las ondas electromagnéticas (velocidad de la luz).

A esta energía en forma de radiación electromagnética emitida por un electrón al pasar de un valor de energía permitido superior a otro inferior lo llamamos **FOTÓN**. Un fotón podríamos decir que es un “paquete de energía” que no se puede dividir.



Por tanto un fotón tiene una frecuencia ν tal que contiene una cantidad de energía que se corresponde con la diferencia entre las energías de las dos órbitas.

La energía de un fotón viene dada por la fórmula establecida por Planck:

$$E = h \cdot \nu$$

donde h es la constante de Planck y ν es la frecuencia de la radiación emitida.

$$h = \text{constante de Planck} = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$\nu = \text{frecuencia de la radiación.}$$

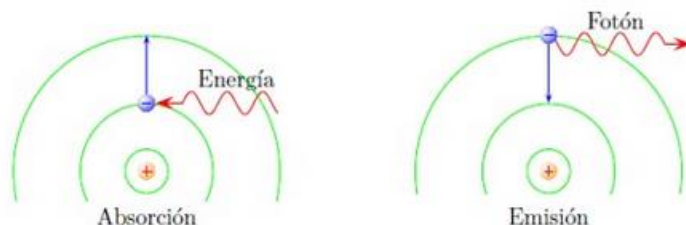
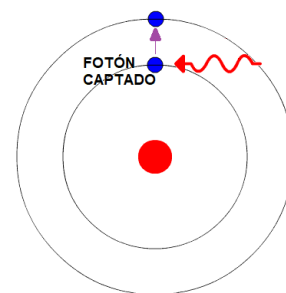
Por tanto el valor energético de cada fotón emitido cuando sabemos la diferencia de energía entre dos órbitas lo calculamos por la fórmula:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

donde ΔE es la diferencia entre la energía del electrón en la órbita inicial (exterior) y la energía del electrón en la órbita final (interior);

Con esta fórmula comprobamos que la energía de un fotón es directamente proporcional a su frecuencia de vibración y por tanto inversamente proporcional a su longitud de onda.

Por lo mismo para pasar de una órbita inferior a una superior el electrón debe absorber una cantidad de energía exactamente igual a la diferencia de energía entre dichas órbitas, y por tanto será una radiación electromagnética o fotón de una frecuencia que tenga esa cantidad de energía.



La emisión de energía implica un salto electrónico desde una órbita más externa a otra más interna. La absorción de energía implica un salto electrónico desde una órbita más interna a otra más externa

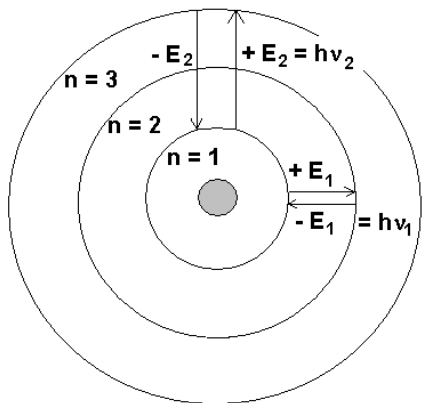
En los apartados siguientes tienes una explicación más exhaustiva de las radiaciones electromagnéticas.

Mediante este modelo, Bohr calculó:

- las posibles capas o niveles electrónicos, a las que nombró con números o letras: 1 ó K, 2 ó L, 3 ó M, 4 ó N, 5 ó O, 6 ó P, 7 ó Q, etc.; y
- el número máximo de electrones contenidos en cada una de ellas: Capa K ó 1 con 2 electrones, capa L ó 2 con 8 electrones, etc., y, en general, $2n^2$ electrones en cada capa

Además añadió que en condiciones normales (a temperatura y presión ordinarias), todos los electrones se encuentran en el nivel energético más bajo permitido, (*fundamental*). Así, en el hidrógeno el único electrón que posee ocupa el primer nivel.

Cuando un electrón pasa a un nivel de energía superior decimos que se encuentra en un estado *excitado*, estado que es inestable para él. Un estado excitado se corresponde con órbitas de mayor radio. Al cesar la perturbación, el electrón vuelve al estado fundamental emitiendo un fotón.



Esta imagen nos puede ser útil para comprender lo que hemos visto acerca del átomo de Bohr y de la cuantización de la energía.

Las órbitas permitidas quedan señaladas por los números que representan a los niveles electrónicos:

$n = 1; n = 2; n = 3.$

Para que un electrón “salte” del nivel 1 al 2 necesita captar la energía electromagnética justa que hay entre los dos niveles; si llamamos E_1 a esta energía, la frecuencia de la onda asociada a esta energía ν_1 está relacionada con dicho valor de energía por la fórmula:

$E_1 = h \cdot \nu_1$; a este valor energético se le llama cuanto o fotón.

Cuando el electrón excitado regresa a su órbita original desprende un cuanto de energía en forma de energía electromagnética cuyo valor es el mismo: $E_1 = h \cdot \nu_1$

Para que el electrón salte desde la órbita 1 a la 3 necesita captar una energía electromagnética que se corresponde con la diferencia de energía que hay entre las dos órbitas. Si a esta energía la llamamos E_2 , la frecuencia de la onda asociada a la misma está relacionada mediante la fórmula $E_2 = h \cdot \nu_2$; en este caso el valor del cuanto va a ser mayor y la frecuencia del cuanto emitido va a ser, por tanto, mayor.

Igual que vimos antes, cuando el electrón excitado regresa a su órbita original desprende un cuanto de energía en forma de energía electromagnética cuyo valor es el mismo: $E_2 = h \cdot \nu_2$.

Electronvoltio

Aunque la unidad de energía en el Sistema Internacional es el julio, en los procesos atómicos la unidad energética más utilizada es el electronvoltio (eV).

Un electronvoltio (eV) es la energía intercambiada por un electrón cuando se le somete a una diferencia de potencial (ΔV) de 1 voltio.

La relación entre el eV y el julio es el mismo valor que la carga del electrón expresada en culombios:

$$1e^- = 1,6 \cdot 10^{-19}C$$

$$1eV = 1,6 \cdot 10^{-19}J$$

EJERCICIOS RESUELTOS:

Una lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitudes de onda de 434,8 nm (azul) y 546,1 nm (verde). Calcula la energía de un fotón de cada una de estas radiaciones.

Teniendo en cuenta que el valor energético de un fotón viene dado por la fórmula:

$$E = h \cdot \nu$$

y que la relación entre frecuencia y longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Tenemos que:

$$E_{\text{azul}} = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} J \cdot s \cdot \frac{3 \cdot 10^8 m/s}{434,8 \cdot 10^{-9} m} = 4,57 \cdot 10^{-19} J$$

$$E_{\text{verde}} = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} J \cdot s \cdot \frac{3 \cdot 10^8 m/s}{546,1 \cdot 10^{-9} m} = 3,64 \cdot 10^{-19} J$$

Calcula la frecuencia y el valor del cuanto elemental de energía que corresponde a un oscilador que emite radiación con una longitud de onda en el vacío igual a 400 nm.

La relación entre frecuencia y longitud de onda hemos visto que es:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} \Rightarrow \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Por lo que para calcular la frecuencia no tenemos más que sustituir los valores conocidos:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{400 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 7,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} (\text{Hz})$$

Para calcular la energía:

$$E = h \cdot \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 7,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Calcula la energía de los fotones de rayos X, que tienen una frecuencia de $5 \cdot 10^{17}$ Hz, sabiendo que la constante de Planck tiene el valor de $6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s.

Para calcular la energía de un fotón hay que aplicar la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot \nu$$

Por lo que sustituyendo los datos conocidos:

$$E = h \cdot \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 5 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1} = 3,32 \cdot 10^{-16} \text{ J}$$

CONTESTA Y REPASA

- **¿Qué descubrió Bohr que era tan importante respecto al movimiento de los electrones en el átomo?**
- **Calcula el cuanto de una luz de frecuencia $4 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$.**
- **Señala si las siguientes la proposiciones son verdaderas o falsas:**
 - a) **Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10.000 nm).**
 - b) **Cuando un electrón pasa de la primera a la tercera órbita emite energía.**