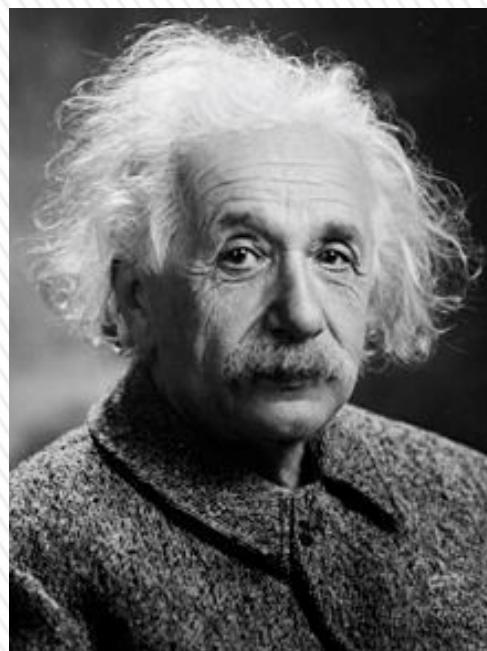


27- FÍSICA MODERNA



Max Planck
(1858-1947).
Nobel de Física 1918
Considerado como el
fundador de la teoría
cuántica (1900)



Albert Einstein
(1879-1955).
Nobel de Física 1921
Autor de la Teoría de la
Relatividad,
explicación del efecto
fotoeléctrico.



**Louis Víctor de
Broglie**
(1892-1987).
Nobel de Física
1929
Ondas de
materia,
descubrimiento
ondulatorio del
electrón.



Niels Bohr
(1885-1962).
Nobel de Física
1922
Estructura del
átomo y
mecánica
cuántica

EJEMPLO: Ejercicio 6.2.2

El emisor de un tubo fotoeléctrico tiene una longitud de onda umbral de 6000 Å. Calcular la longitud de onda de la luz incidente si el potencial de frenado para esta luz es de 2,50 V.

Datos: $\lambda_U = 6000 \text{ \AA} = 600 \text{ nm}$ $V_s = 2,50 \text{ eV}$

La función de trabajo ϕ cumple que: $\phi = hf_U = \frac{hc}{\lambda_U}$

$$\phi = hf_U = \frac{hc}{\lambda_U} = \frac{1240}{600} = 2,067 \text{ eV}$$

$$K_{MÁX} = eV_s = 2,50 \text{ eV}$$

$$\frac{h \cdot c}{\lambda} = K_{MÁX} + \phi \quad \lambda = \frac{hc}{K_{máx} + \phi} = \frac{1240}{2,50 + 2,067} = 271,53 \text{ nm}$$

$\lambda = 272 \text{ nm}$

EJEMPLO: Ejercicio 6.2.7

Calcular el potencial bajo el cual debe acelerarse un electrón de forma que éste adquiera una longitud de onda de De Broglie de 1,0 Å.

Datos: $\lambda_B = 1,0 \text{ \AA}$ $m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$

A partir de la ecuación de De Broglie $p = \frac{h}{\lambda_B} = \frac{6,626 \times 10^{-34}}{1,0 \times 10^{-10}} = 6,626 \times 10^{-24} \text{ kg.m/s}$

Considero que la energía potencial eléctrica es igual a la energía cinética

$$e \cdot \Delta V = K = \frac{p^2}{2m}$$

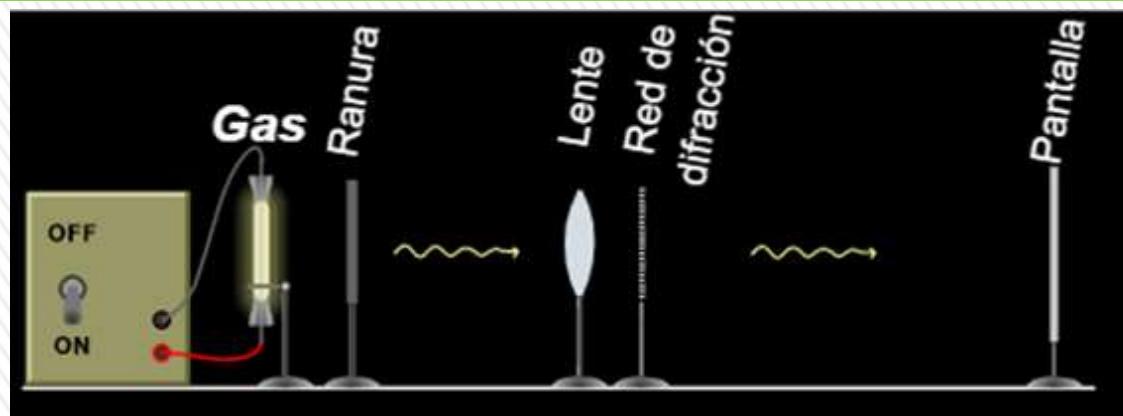
$$\Delta V = \frac{p^2}{2me} = \frac{(6,626 \times 10^{-24})^2}{2(9,11 \times 10^{-31})(1,602 \times 10^{-19})} = 150 \text{ V}$$

$\Delta V = 0,15 \text{ KV}$



ESPECTROS ATÓMICOS

Tubo de vidrio con vacío se llena con hidrógeno a baja presión y se aplica un voltaje suficientemente grande como para producir una corriente eléctrica en el gas: el tubo emite una luz característica.



Al analizar la luz se observan líneas brillantes tenues y cada una tiene una λ o color diferente. Esta serie de líneas espectrales se llama **espectro de emisión**.

Las longitudes de onda contenidas en este espectro son características del gas que emite la luz.

Como ningún par de elementos emite el mismo espectro de líneas, este fenómeno representa una técnica confiable para identificar elementos en una sustancia gaseosa.



El **espectro de emisión del hidrógeno** incluye 4 líneas prominentes que ocurren a estas λ : 656,3 nm; 486,1 nm; 434,1 nm y 410.2 nm.

En 1885, Johann Balmer descubrió que las longitudes de onda de éstas y de líneas menos prominentes pueden describirse mediante una simple ecuación empírica.

$$\lambda = 364,6 \frac{m^2}{m^2 - 4}$$

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

ESPECTROS ATÓMICOS

Hacia fines siglo XIX: se tenían numerosos datos sobre la emisión de luz por átomos de un gas al ser excitados por una descarga eléctrica.

El análisis con espectroscopio permitía determinar una serie discreta de rayas de distintos colores (distintas λ), con separación e intensidades de los rayos características de cada elemento.

Las λ de estos rayos fueron determinadas con gran exactitud y se buscaron fórmulas que expresaran las regularidades en los espectros, la primera fue la de Balmer (1885).

Además de la serie de Balmer, se descubrieron después la serie de Lyman en el ultravioleta lejano y en la que las λ radiadas se describen mediante una ecuación similar, pero con 1^2 en lugar de 2^2 en la ecuación anterior y el entero m mayor que 1 y la serie de Paschen que corresponde a λ de onda mayores que la serie de Balmer, pero con 3^2 en lugar de 2^2 en la ecuación y $m > 3$.

En 1888 se alcanzó una fórmula general para espectros de varios elementos (Rydberg).

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

son enteros tal que $n_1 < n_2$

R_H constante de Rydberg para el hidrógeno con $R_H = 1,0973732 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Para $n_1 = 1$ y n_2 a partir de 2 se obtiene la serie Lyman, para $n_1 = 2$ y n_2 a partir de 3 la serie Balmer...

Esta ecuación de Rydberg no podía ser explicada a través de la física clásica, recién pudo explicarse a través del modelo del átomo de Bohr.

ESPECTROS ATÓMICOS

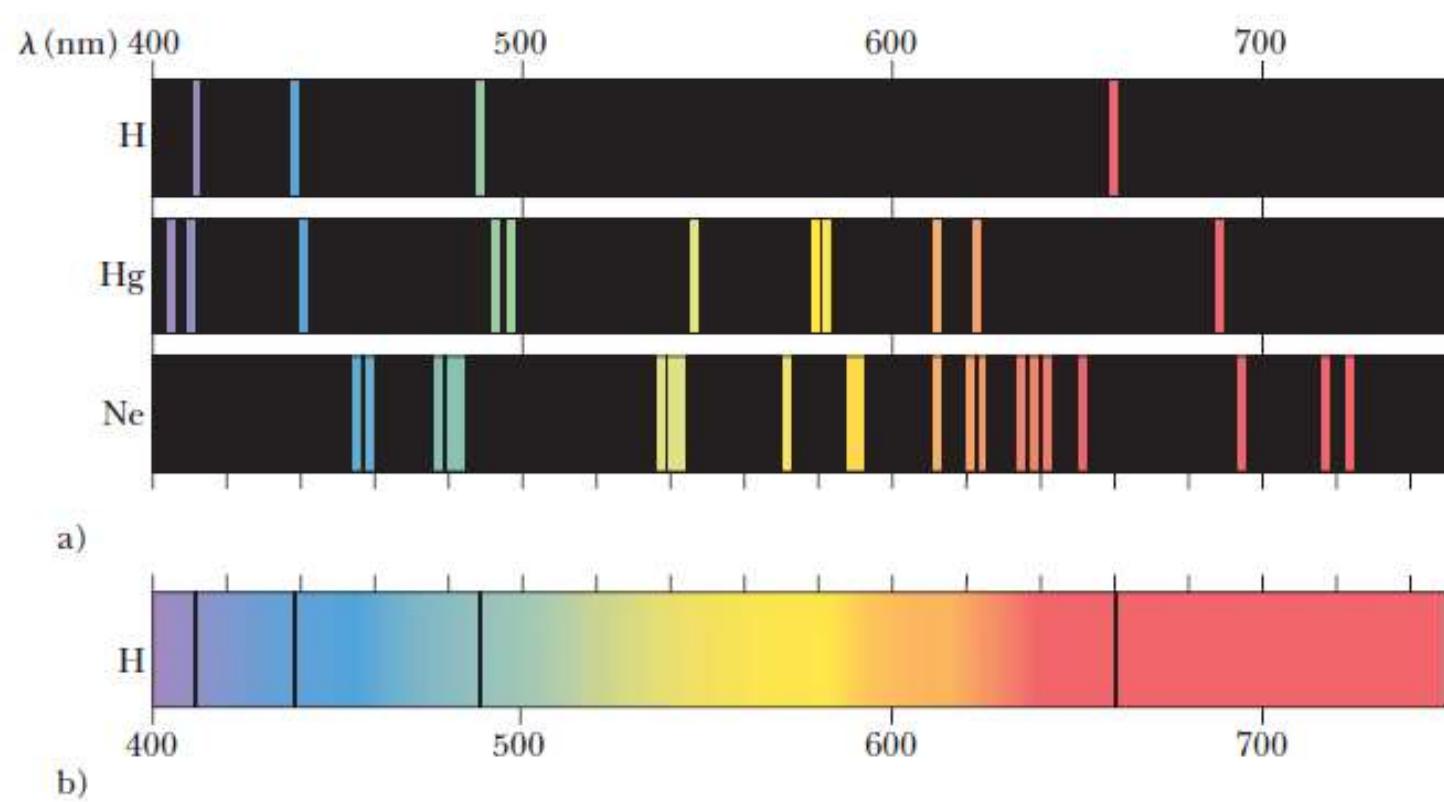
Estos modelos, junto con muchas otras observaciones, se pueden combinar para producir la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

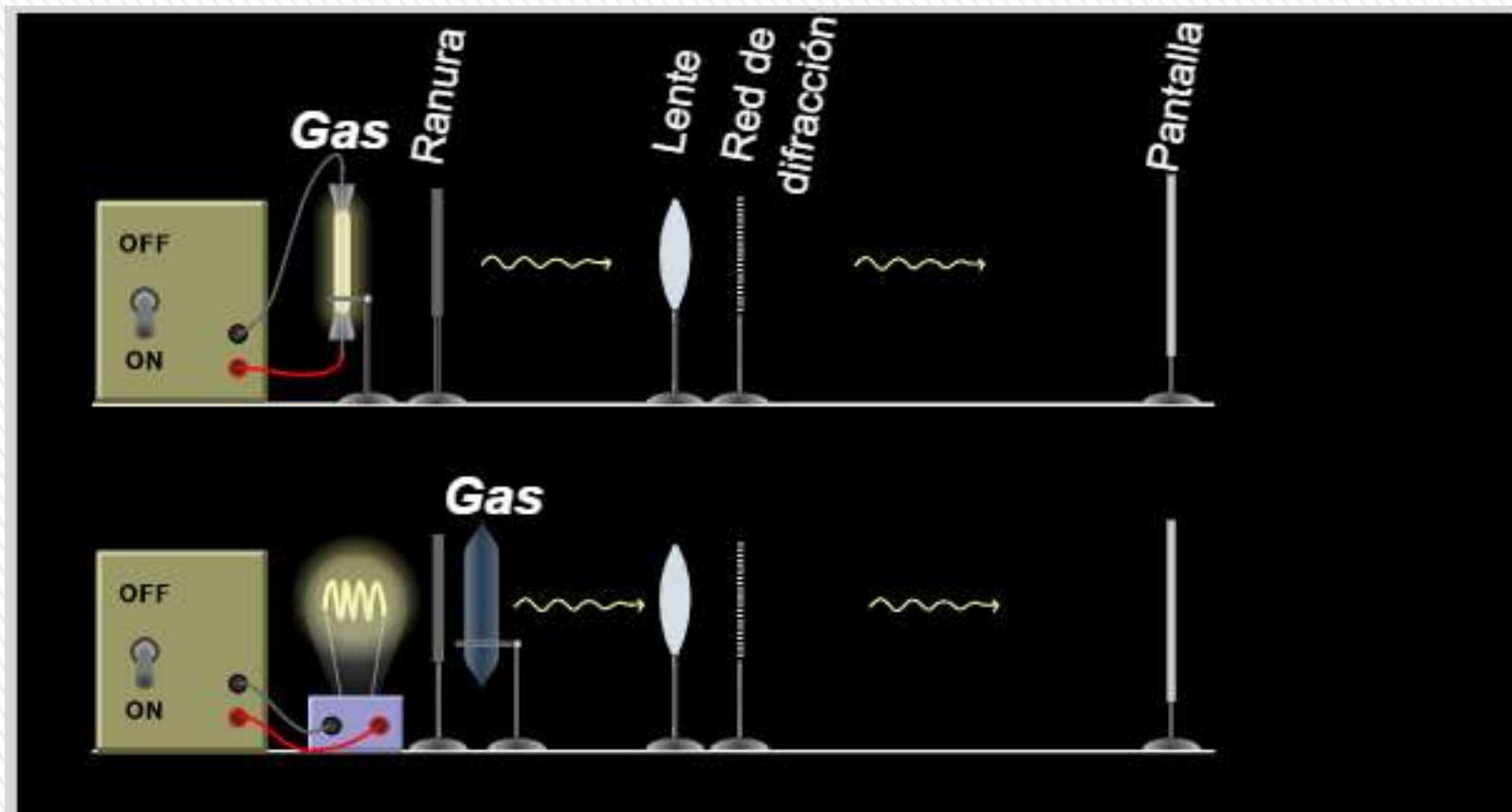
donde n_1 y n_2 son enteros positivos y $n_1 < n_2$.

La ecuación de Rydberg no podía ser explicada a través de la física clásica, recién pudo explicarse a través del modelo del átomo de Bohr.

- a) Espectros de líneas de emisión para el hidrógeno, el mercurio y el neón.
b) Espectro de absorción del hidrógeno.
Las líneas oscuras de absorción se presentan en las mismas longitudes de onda que las líneas de emisión del hidrógeno en a)



ESPECTROS DE LÍNEAS



Espectro de emisión

Espectro de absorción

Cada átomo es capaz de emitir o absorber radiación electromagnética, aunque sólo en algunas frecuencias que son características propias de c/u de los diferentes elementos químicos. Al aportarle energía se estimula un determinado elemento en su fase gaseosa, sus átomos emiten radiación en ciertas frecuencias del visible, que constituyen su **espectro de emisión**. Si el mismo elemento, también en estado de gas, recibe radiación electromagnética, absorbe en ciertas frecuencias del visible, precisamente las mismas en las que emite cuando se estimula mediante calor. Este será su **espectro de absorción**.

MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Bohr (1913) modelo semi-clásico (**modelo de Bohr**): determina *niveles de energía del hidrógeno* ajustándose a los valores determinados a partir de los espectros.

Modelo planetario de Rutherford:

¿Qué mantenía a los electrones con carga negativa a distancias relativamente grandes ($\approx 10^{-10}$ m) del núcleo tan pequeño ($\approx 10^{-14}$ m) con carga positiva, a pesar de su atracción electrostática?

Rutherford sugirió que quizá los electrones *giraban en órbitas* en torno al núcleo, justo como los planetas giran alrededor del Sol.

Según la teoría electromagnética clásica, toda carga que acelera (ya sea oscilante o giratoria) irradia ondas electromagnéticas y la *frecuencia de las ondas electromagnéticas* emitidas debe ser igual a la frecuencia de revolución. Si los electrones irradian energía, sus rapideces angulares cambiarían en forma continua, y emitirían un espectro *continuo* y no los espectros *de líneas* que se observan en realidad.

$$\text{Radiación de Larmor: } Pot = \frac{q^2 a^2}{6\pi\varepsilon_0 c^3} = \frac{q^2 a^2}{4,5 \times 10^{15}} = 2,2 \times 10^{-16} q^2 a^2$$

Bohr hace propuesta revolucionaria: **un electrón en un átomo puede moverse en torno al núcleo en ciertas órbitas estables, circulares, sin emitir radiación**, al contrario de las predicciones de la teoría electromagnética clásica

MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Combina: teoría cuántica original de Planck, concepto de Einstein de fotón, modelo planetario de Rutherford y la mecánica newtoniana.

4 postulados revolucionarios:

1. El electrón se mueve en órbitas circulares alrededor del protón bajo la influencia de fuerza eléctrica coulombiana de atracción.
2. Sólo ciertas órbitas del electrón son estables. Cuando está en alguno de estos **estados estacionarios**, el electrón no emite energía en forma de radiación.
3. La radiación se emite por el átomo cuando el electrón hace una transición de una órbita inicial más energética a una órbita de menor energía.

La frecuencia f del fotón emitido está dada por: $E_i - E_f = hf$ ($E_i > E_f$)

Un fotón incidente puede ser absorbido por el átomo, pero sólo si fotón tiene una energía igual exactamente a la diferencia entre energía de un estado permitido del átomo y un estado de energía superior. Una vez ocurrida la absorción, el fotón desaparece y el átomo hace una transición al estado de energía superior.



MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

4. Sólo están permitidas aquellas órbitas en las cuales el **momento angular orbital del electrón L es igual a un múltiplo entero de $\hbar = h/2\pi$.**

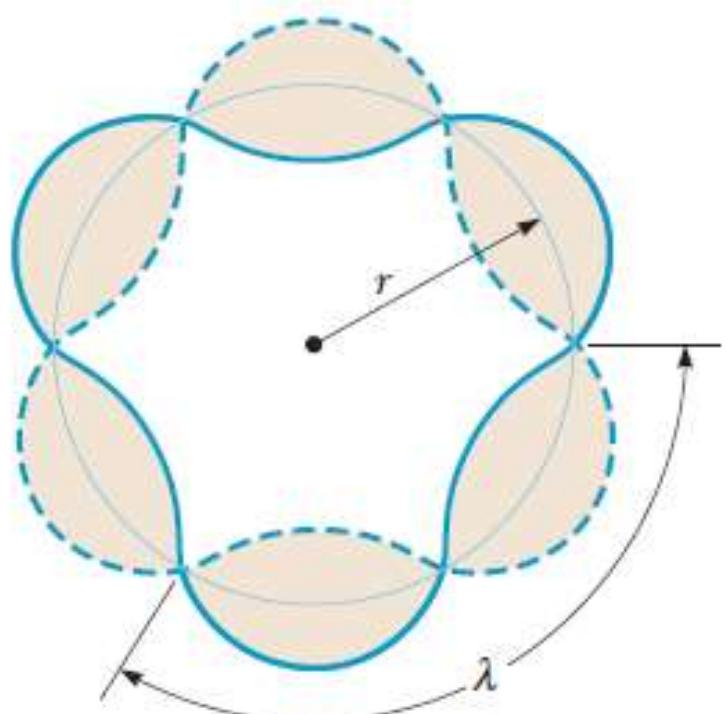
Esta ecuación se puede expresar como:

$n = 1, 2, 3, \dots$; m_e masa del electrón, v_n rapidez del electrón en su órbita y r_n radio orbital.

$$L_n = m_e v_n r_n = n \hbar = n \frac{h}{2\pi}$$

Cada valor de n corresponde a un valor permitido del radio de la órbita, r_n , y una rapidez v_n correspondiente.

El valor de n para cada órbita se llama **número cuántico principal de la órbita**.



Este postulado luego fue reinterpretado de la siguiente forma.

La circunferencia de la órbita de un electrón debe contener un número entero de longitudes de onda de De Broglie:

$$2\pi.r = n.\lambda,$$

y como la longitud de onda de De Broglie de un electrón es $\lambda = h/(m_e v)$,

$$2\pi.r = h/(m_e v)$$

por lo que se cumple $m_e v \cdot r = h/2\pi$.



MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

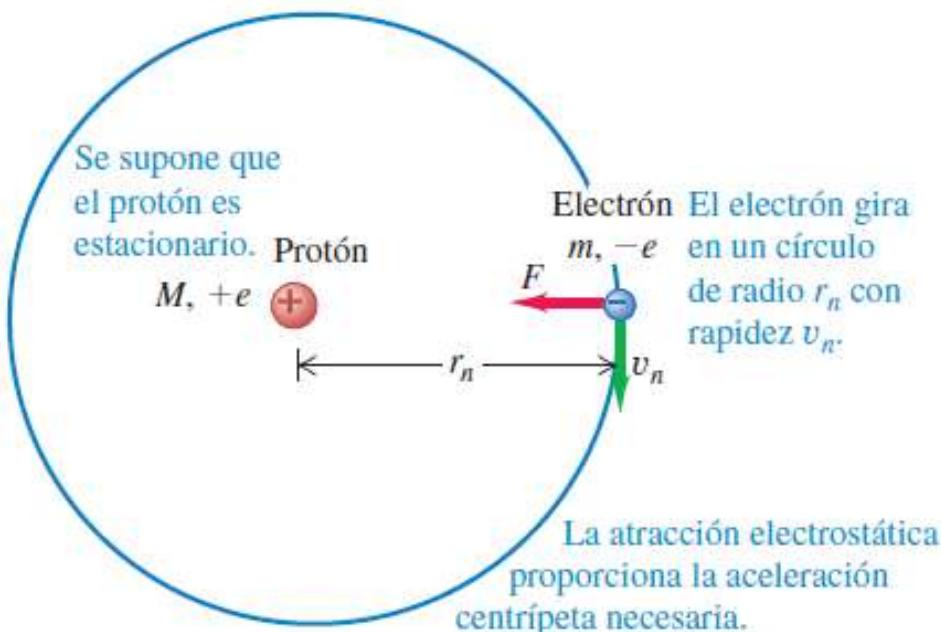
2da. Ley de Newton al movimiento del electrón

De la condición de cuantización de Bohr:

$$L_n = m_e v_n r_n = n \hbar = n \frac{h}{2\pi}$$

$$v_n = \frac{n\hbar}{2\pi m_e r_n}$$

Radio de las órbitas:



$$m_e \frac{v_n^2}{r_n} = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{e^2}{r_n^2}$$

$$r_n = \varepsilon_0 \frac{h^2}{\pi m_e e^2} n^2$$

$$v_n = \frac{e^2}{2\varepsilon_0 h n}$$

Rapidez orbital:

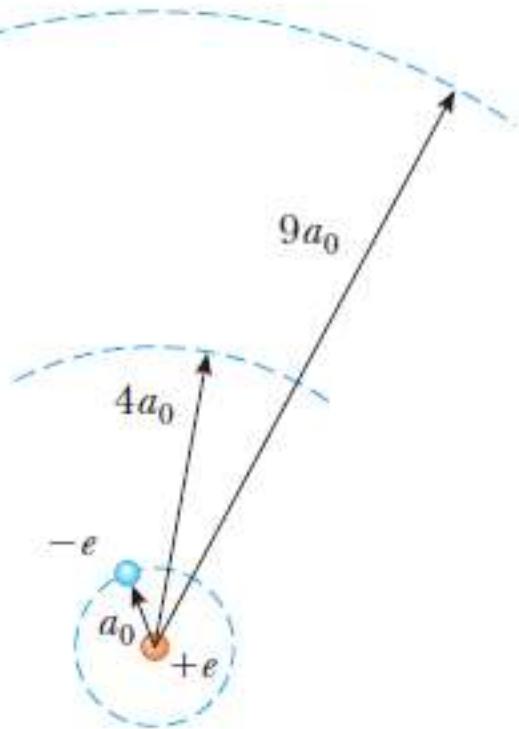
El radio más pequeño corresponde a $n=1$. Se representa con a_0 a este radio mínimo, que se conoce como **radio de Bohr**

$$a_0 = \varepsilon_0 \frac{h^2}{\pi m_e e^2} = 0,0529 \text{ (nm)}$$

Modelo de Bohr átomo de hidrógeno.
Electrón girando sólo puede estar en
órbitas específicas de radios discretos.

MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

$$r_n = a_0 n^2$$



Primeras tres órbitas del átomo de hidrógeno circulares que predice el modelo de Bohr.

$$K_n = \frac{1}{2} m_e v_n^2 = \frac{1}{\varepsilon_0^2} \frac{m_e e^4}{8n^2 h^2}$$

Energía potencial eléctrica del átomo de hidrógeno:

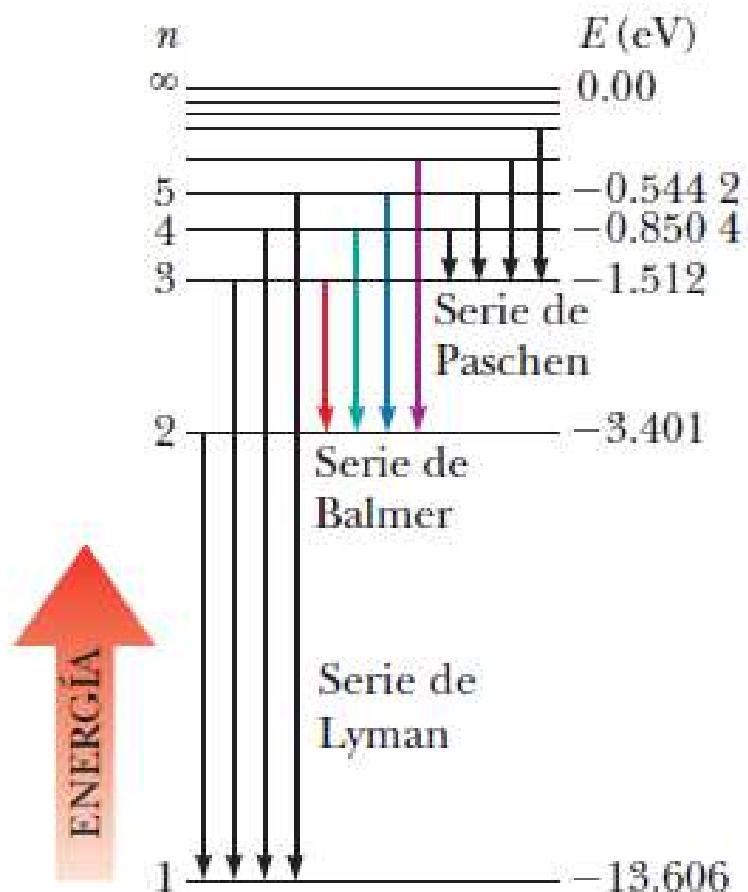
$$U = \frac{q_1 q_2}{4\pi \varepsilon_0 r} = \frac{(-e)e}{4\pi \varepsilon_0 r} = -\frac{e^2}{4\pi \varepsilon_0 r}$$

$$U_n = -\frac{1}{4\pi \varepsilon_0} \frac{e^2}{r_n} = -\frac{1}{\varepsilon_0^2} \frac{m_e e^4}{4n^2 h^2}$$

$$E_n = K_n + U_n = -\frac{1}{\varepsilon_0^2} \frac{m_e e^4}{8n^2 h^2}$$

$$E_n = -\frac{1}{\varepsilon_0^2} \frac{m_e e^4}{8n^2 h^2} = -\frac{13,606 \text{ eV}}{n^2}$$

MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO



$$E_n = -\frac{1}{\epsilon_0^2} \frac{m_e e^4}{8n^2 h^2} = -\frac{13,606 \text{ eV}}{n^2}$$

Sólo las energías que satisfagan esta ecuación están permitidas.

Nivel energía más bajo: **estado fundamental o base**, tiene $n= 1$ y $E_1 = -13,606 \text{ eV}$.

El siguiente nivel de energía, el **primer estado excitado**, tiene $n= 2$ y una energía $E_2 = E_1/2^2 = -3,401 \text{ eV}$.

La figura muestra un diagrama de niveles de energía que muestra las energías de dichos estados estacionarios y los correspondientes números cuánticos.

El nivel superior, que corresponde a $E = 0$ y $n \rightarrow \infty$, representa el estado para el cual el electrón se libera por completo del átomo. En este estado las energías cinética y potencial del electrón son ambas cero, lo cual significa que el electrón está en reposo infinitamente lejos del protón.

La energía mínima requerida para ionizar el átomo (esto es, para removerlo por completo del electrón) se llama **energía de ionización**.

La **energía de ionización** para el hidrógeno es 13,6 eV (otro logro del modelo).

MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Como la frecuencia f de la radiación emitida en el salto del electrón está dado por: $E_i - E_f = hf$; y la energía de los distintos estados cuánticos está dada por:

$$E_n = -\frac{1}{\varepsilon_0^2} \frac{m_e e^4}{8n^2 h^2}$$

y de acuerdo al tercer postulado de Bohr, si el electrón salta de una órbita con número cuántico n_i a una segunda órbita con número cuántico n_f , es decir de una órbita exterior a una interior, emite un fotón de frecuencia f dada por

$$f = \frac{E_i - E_f}{h} = \frac{1}{\varepsilon_0^2} \frac{m_e e^4}{8h^2} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (n_f < n_i)$$

Para convertir esta ecuación en una análoga a la ecuación de Rydberg, sustituimos $f = c/\lambda$ y dividimos ambos lados por c , y obtenemos

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{f}{c} = \frac{1}{8} \frac{m_e e^4}{c \varepsilon_0^2 h^3} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$R_H = \frac{1}{8} \frac{m_e e^4}{c \varepsilon_0^2 h^3}$$

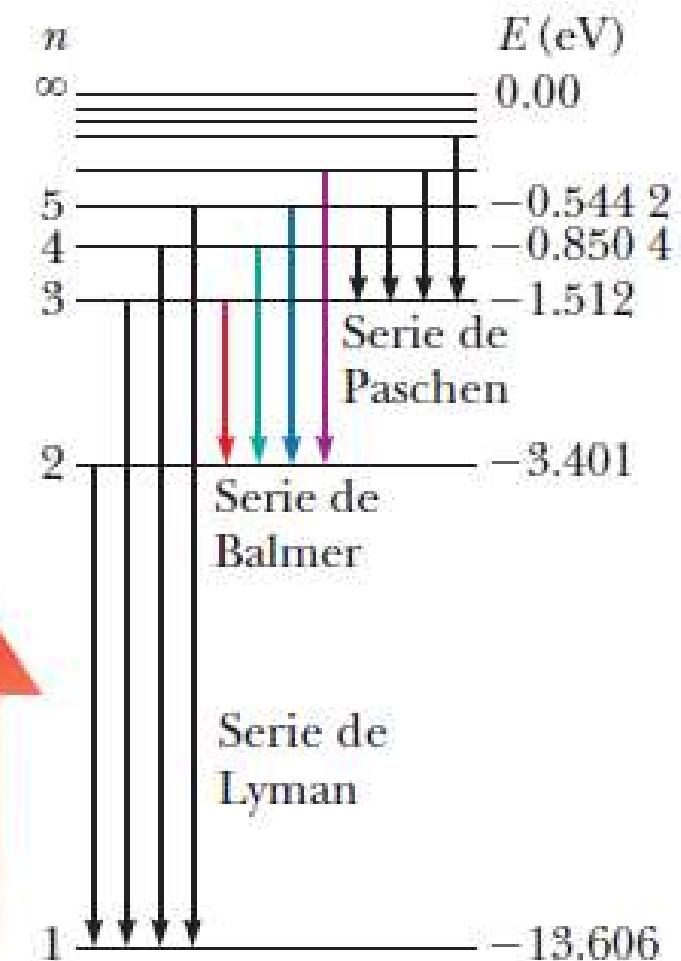
Al sustituir los valores de las constantes se comprueba que este valor teórico para la constante de Rydberg está en excelente concordancia con el valor derivado experimentalmente.

MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Cuando Bohr demostró esta concordancia, se reconoció como un gran logro de su teoría. Es posible usar la ecuación anterior para evaluar las longitudes de onda para las diversas series en el espectro del hidrógeno. Por ejemplo, en la serie de Balmer, $n_f = 2$ y $n_i = 3, 4, 5, \dots$

El diagrama de niveles de energía para el hidrógeno que se muestra indica el origen de las líneas espectrales.

Siempre que una transición ocurre entre un estado n_i a otro n_f ($n_i > n_f$), se emite un fotón con una frecuencia $(E_i - E_f)/h$.

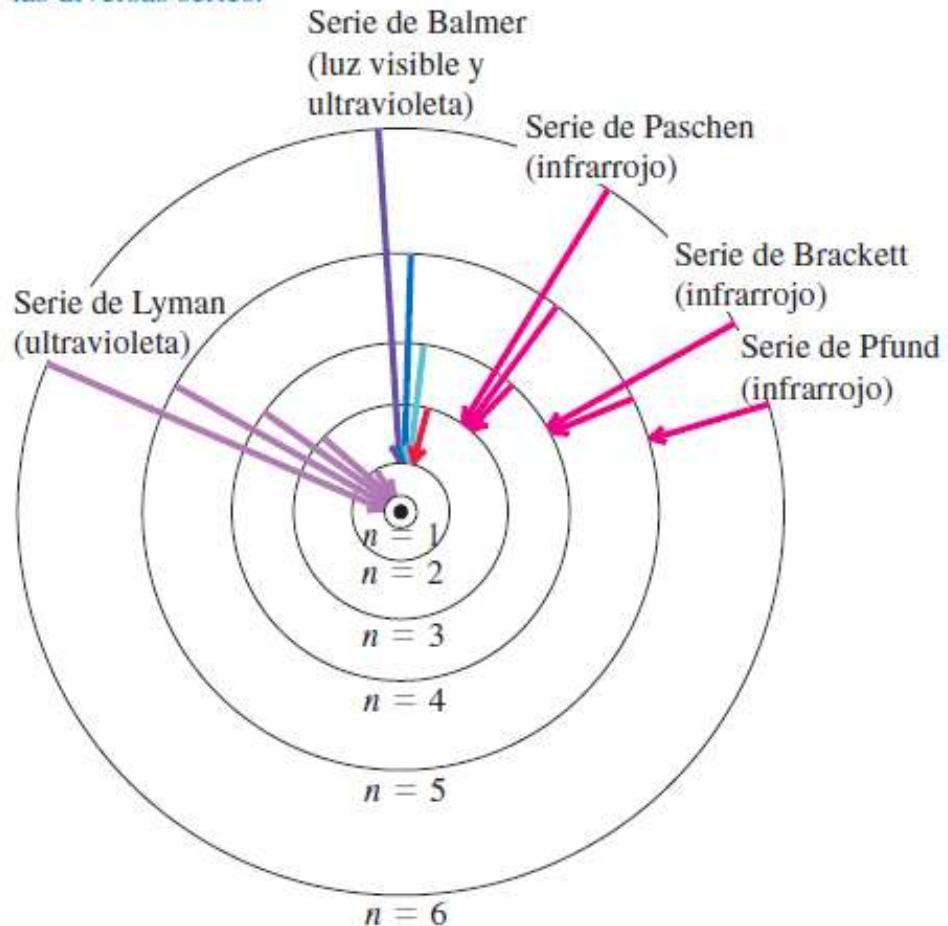


Este proceso se puede interpretar del modo siguiente: las líneas en la parte visible del espectro de hidrógeno (de Balmer) surgen cuando el electrón salta de la órbita tercera, cuarta o incluso superior, a la segunda órbita.

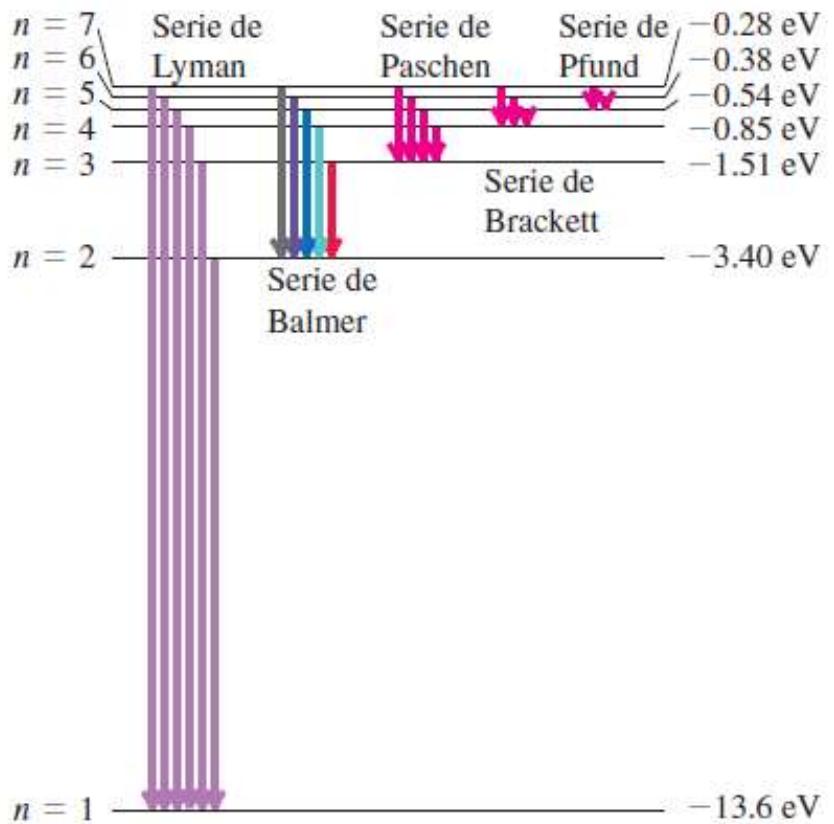
La teoría de Bohr predice exitosamente las longitudes de onda de todas las líneas espectrales observadas del hidrógeno

MODELO DE BOHR DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

a) Órbitas “permitidas” de un electrón para el modelo de un átomo de hidrógeno, según Bohr (no está a escala). Las flechas indican las transiciones causantes de algunas de las líneas de las diversas series.

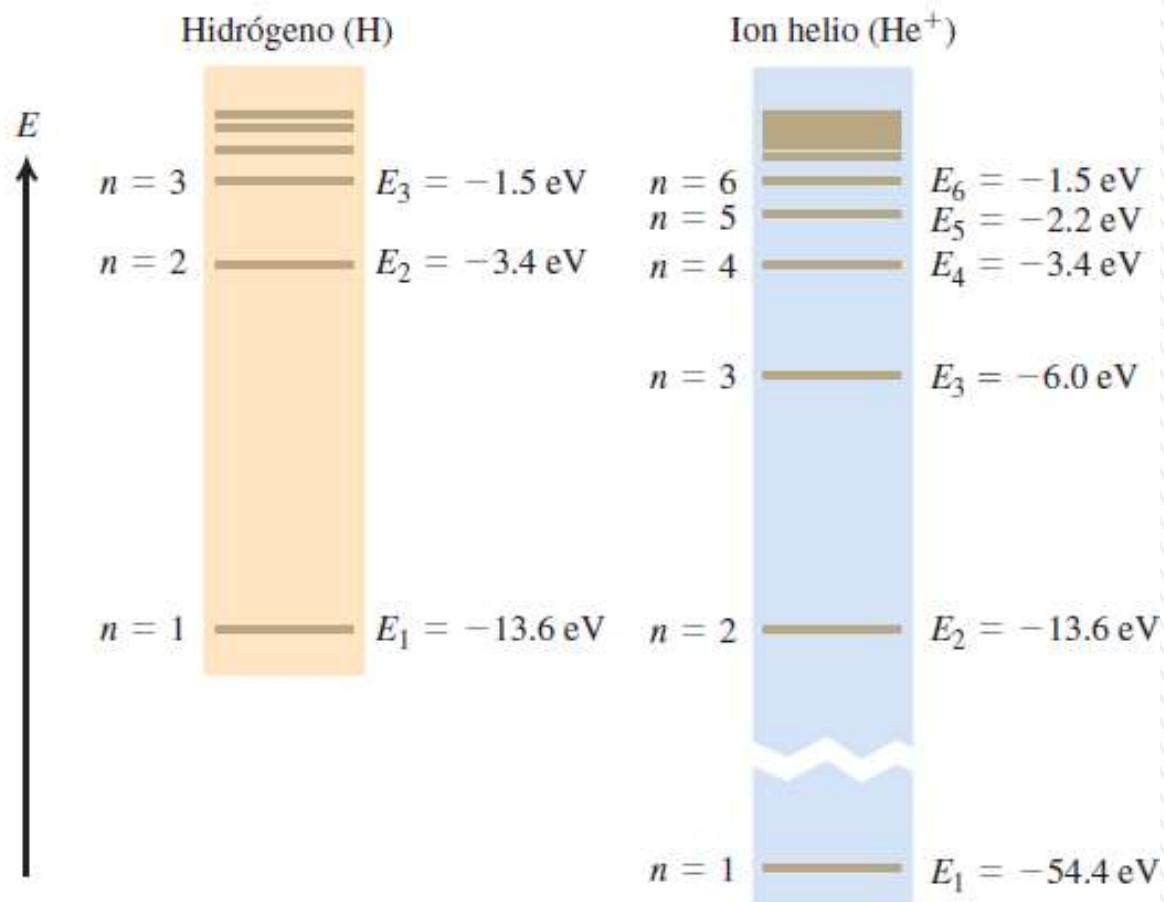


b) Diagrama de niveles de energía para el hidrógeno; muestra algunas transiciones correspondientes a las diversas series.



Átomos hidrogenoides

Modelo de Bohr se puede extender a otros átomos de un electrón: helio simplemente ionizado (He^+), el litio doblemente ionizado (Li^{+2}), etc.: **átomos hidrogenoides**.



Niveles de energía del H y del He^+ . La ecuación de la energía se multiplica por $Z^2 = 4$ para el He^+ , por lo que la energía de un ion He^+ con determinada n casi es *exactamente igual* a cuatro veces la de un átomo de H con la misma n . (Hay pequeñas diferencias, del orden del 0,05%, porque las masas reducidas son ligeramente diferentes.)

La carga nuclear es Ze , con Z número atómico (cantidad de protones del núcleo). El efecto de Z en el análisis anterior es remplazar Ze^2 donde quiera que aparezca e^2 . Los radios de las órbitas r_n se vuelven menores por un factor de Z , y los niveles de energía E_n se multiplican por Z^2 .

$$r_n = \frac{1}{n^2} \frac{a_0}{Z}$$

$$E_n = -\frac{1}{\varepsilon_0^2} \frac{m_e Z^2 e^4}{8n^2 h^2}$$



Limitaciones del modelo

Modelo de Bohr predice correctamente energía de ionización para el hidrógeno y las características generales del espectro del hidrógeno.

- 1) No es adecuado para espectros de átomos más complejos y no explica detalles sutiles del espectro del hidrógeno (líneas que no únicas sino que c/u es un grupo de líneas muy cercanas entre sí).
- 2) El electrón en un átomo de hidrógeno no se mueve en un círculo plano alrededor del núcleo, sino que describe una esfera.
- 3) La cantidad de momento angular del átomo en el estado fundamental es cero y no \hbar .
- 4) Un electrón que se mueve en una de las órbitas circulares de Bohr forma un circuito de corriente, y debería producir un momento magnético. Sin embargo, un átomo de hidrógeno en su nivel fundamental *no tiene momento magnético* debido a su movimiento orbital.

No tuvieron éxito los intentos de modelar átomos con dos o más electrones.

Este modelo fue sustituido por otro más complejo...un “**modelo cuántico**”

Evolución posterior del modelo del átomo

Al poco tiempo descubren nuevas líneas espectrales, incluso en el hidrógeno, el modelo de Bohr es cuestionado: parecía haber otros estados posibles para el electrón, además de las que permitían las sencillas órbitas circulares con un número cuántico único (n).

En 1916 Arnold Sommerfeld mejora el modelo de Bohr para representar átomos con más de un electrón, introduciendo un modelo con correcciones relativistas y en el que las **órbitas de los electrones** podían ser **circulares o elípticas**. Además, expandió en la idea de los niveles energéticos, afirmando que también existen los **subniveles**, agregando un nuevo número cuántico: k .

Es decir, dos electrones podían estar en un mismo nivel energético, pero distinto subnivel.

Este modelo fue sustituido por otro más complejo...un “**modelo cuántico**”

Modelo actual átomo

El modelo actual del átomo denominado **modelo mecano-cuántico del átomo** o **modelo de la nube electrónica** se basa en los principios de la **mecánica cuántica** y describe los átomos de una manera más compleja y precisa que el de Bohr.

Fue desarrollado gracias a los trabajos principalmente de Schrödinger, Heisenberg, Pauli y Dirac, en la década de 1920, cuyas características principales son las siguientes.

1. Principio de dualidad onda-partícula- Los electrones no siguen trayectorias fijas alrededor del núcleo (como en el modelo de Bohr), sino que se describen mediante **funciones de onda** que representan la probabilidad de encontrar al electrón en ciertas regiones del espacio.

2. Función de onda y ecuación de Schrödinger- Describe cómo cambia la función de onda de una partícula a lo largo del tiempo. Para el caso de los electrones en un átomo: determina una región tridimensional donde es más probable encontrarlo llamada **orbital**. Los **orbitales** no son órbitas, sino nubes de probabilidad de diferentes formas (esféricas, lobulares, etc.) que dependen de la energía y de otros parámetros cuánticos.

3. Principio de incertidumbre de Heisenberg- Establece que es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y la cantidad de movimiento del electrón, lo que significa que no podemos definir una órbita exacta para los electrones; solo podemos determinar dónde es probable que se encuentren en un momento dado, por lo cual se representa al electrón como una **nube de probabilidad**.

Modelo actual átomo

4. Números cuánticos- Los electrones en un átomo se describen mediante un conjunto de **números cuánticos** que determinan las características de sus orbitales:

Número cuántico principal (n): Indica el nivel de energía del electrón y está relacionado con el tamaño del orbital.

Número cuántico angular (l): Determina la forma del orbital (s, p, d, f).

Número cuántico magnético (m): Describe la orientación espacial del orbital.

Número cuántico de espín (s): Representa el sentido de rotación intrínseco del electrón, que puede ser $+1/2$ o $-1/2$.

Estos números cuánticos determinan la ubicación probable de los electrones y su disposición en niveles de energía y subniveles.

5. Principio de exclusión de Pauli- Establece que **no puede haber dos electrones en un átomo con los mismos valores para los cuatro números cuánticos**. Esto significa que cada electrón en un átomo ocupa un estado cuántico único. Este principio explica la estructura de capas y subcapas de los electrones, así como la disposición de los electrones en la tabla periódica.

6. Nube electrónica y orbitales atómicos- Los **orbitales** son regiones de espacio donde es más probable encontrar un electrón.

Las formas y tamaños de estos orbitales dependen del nivel de energía y de los números cuánticos del electrón.

Modelo actual átomo

Los orbitales **s** tienen forma esférica, los orbitales **p** tienen forma de lóbulos, con orientaciones en diferentes ejes y los orbitales **d** y **f** tienen formas más complejas. Estos orbitales, juntos, forman la **nube electrónica** del átomo, que rodea al núcleo y define el espacio probable en el que se encuentran los electrones.

7. Interacción con el núcleo y la energía- La energía de los electrones depende de su proximidad al núcleo y de su configuración en los orbitales. Los electrones más cercanos al núcleo tienen menor energía, mientras que los que ocupan orbitales más alejados tienen mayor energía.

Resumiendo, este modelo describe a los electrones como ondas de probabilidad en lugar de partículas en órbitas definidas. Sus características principales son:

- **Niveles y subniveles de energía** definidos por números cuánticos.
Distribución probabilística de los electrones en orbitales, formando una nube electrónica.
Principio de exclusión que limita el número de electrones en cada nivel.
Principio de incertidumbre que limita la precisión de conocer simultáneamente la posición y momento de los electrones.

Este modelo ha sido validado por numerosos experimentos y se considera la representación más precisa del átomo en la actualidad.

EJEMPLO: Ejercicio 6.2.5

La energía de un átomo de hidrógeno es $E_n = -13,6/n^2$ eV, donde n es un número entero que identifica el nivel de energía.

- a) ¿Qué energía del fotón se necesita para excitar el electrón del hidrógeno desde el estado base ($n=1$) hasta el nivel $n=2$?
- b) ¿Cuál es la mayor frecuencia de fotón que puede emitir el átomo de hidrógeno?
- c) ¿Qué podemos decir de la menor frecuencia de fotón que puede emitir el átomo de hidrógeno?

$$a) \Delta E = E_2 - E_1 = -\frac{13,606}{2^2} - \left(-\frac{13,606}{1^2}\right) = 13,606 - \frac{13,606}{4} = 10,2045 \text{ eV}$$

$$\Delta E = 10,2 \text{ eV}$$

- b) Mayor frecuencia del fotón emitido corresponde a una transición de $n = \infty$ a $n = 1$, y cuya energía corresponde a la de ionización: $13,606 \text{ eV} = 13,606 \times 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$.

$$f = \frac{E}{h} = \frac{13,606 \times 1,602 \times 10^{-19}}{6,62607 \times 10^{-34}} = 3,2896 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

$$f = 3,29 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

- c) La menor frecuencia es cero, ya que para n suficientemente grande podemos hacer la diferencia entre las energías de dos estados cuánticos tan pequeña como se quiera.



EJEMPLO: Ejercicio 6.2.7

De acuerdo al modelo de Bohr, la energía de un átomo de hidrógeno, expresada en electrón-volt vale:

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

donde n es un número entero que identifica el nivel de energía.

¿Cuánto debe valer la longitud de onda del fotón que se necesita para excitar el electrón del hidrógeno desde el estado base ($n=1$) hasta el nivel $n=3$?

$$\Delta E = E_f - E_i = E_3 - E_1 = -\frac{13,606}{3^2} - \left(-\frac{13,606}{1^2}\right) = 13,606 - \frac{13,606}{9} = 12,0942 \text{ eV}$$

$$\frac{hc}{\lambda} = \Delta E \quad \lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{1240 \text{ eV} \cdot \text{nm}}{12,0942 \text{ eV}} = 102,53 \text{ nm}$$

$\lambda = 103 \text{ nm}$

Identifique entre las siguientes afirmaciones relacionadas con el experimento anterior las que son correctas:

- i) La energía que debe tener el fotón para que el electrón realice la transición anterior es de 15,1 eV. **Falso**
- ii) La diferencia de energía entre dos niveles de energía consecutivos es tanto menor cuanto mayor sea el n . **Verdadero**
- iii) La mayor frecuencia que puede tener un fotón emitido por un átomo de hidrógeno es de $3,29 \times 10^{15} \text{ Hz}$. **Verdadero**

Energía máxima: 13,606 eV

$$f_{\max} = \frac{E_{\max}}{h} = \frac{13,606 \times 1,602 \times 10^{-19}}{6,626 \times 10^{-34}} = 3,289 \times 10^{15} \text{ Hz}$$