

1. Radiación electromagnética

El estudio de las radiaciones electromagnéticas y su interacción con la materia fue, desde el siglo XVIII, fundamental para el análisis de la estructura atómica. Las hipótesis sobre su naturaleza ondulatoria o corpuscular marcaron el camino que condujo desde el modelo atómico de Rutherford hasta el modelo atómico actual, pasando por el del Bohr.

Naturaleza corpuscular



En 1672, Isaac Newton formula la primera hipótesis sobre la naturaleza de la luz.

Para Newton, la luz estaba compuesta por partículas que formaban rayos. Con esta hipótesis, explicó la reflexión y la refracción de la luz, pero no consiguió explicar el fenómeno de la interferencia.

Naturaleza ondulatoria



A finales del siglo XVII, el físico neerlandés Christian Huygens propuso la hipótesis de que la luz era un fenómeno ondulatorio y, como tal, se desplazaba vibrando.

Huygens creía que la luz era una onda similar al sonido. Esta naturaleza ondulatoria explicaba el fenómeno de la interferencia.

1.1. Las ondas electromagnéticas

En 1860, J. C. Maxwell demostró matemáticamente que la radiación electromagnética es una combinación de campos eléctricos y magnéticos que vibran propagándose en el espacio en forma de ondas que portan energía. Estas ondas viajan a la velocidad de la luz c y no necesitan un medio material para propagarse.

Observa los parámetros principales que caracterizan a una onda electromagnética:

Magnitudes temporales

Periodo (T): tiempo que tarda una onda en alcanzar dos puntos en el mismo estado de vibración.

Frecuencia (ν): número de oscilaciones que pasan por cada punto en la unidad de tiempo. Su unidad es s^{-1} , que se denomina Hz (hercio). Es la inversa del periodo.

$$\text{Periodo y frecuencia: } T = \frac{1}{\nu}$$

Magnitudes espaciales

Longitud de onda (λ): distancia mínima entre dos puntos que están en el mismo estado de vibración. Sus unidades son de longitud.

Numero de onda (k): número de veces que vibra una onda en una unidad de distancia. Es la inversa de la longitud de onda.

$$\text{Número de onda y longitud de onda: } k = \frac{1}{\lambda}$$

Velocidad de propagación de una onda (v): es el espacio recorrido por una onda en un tiempo dado.

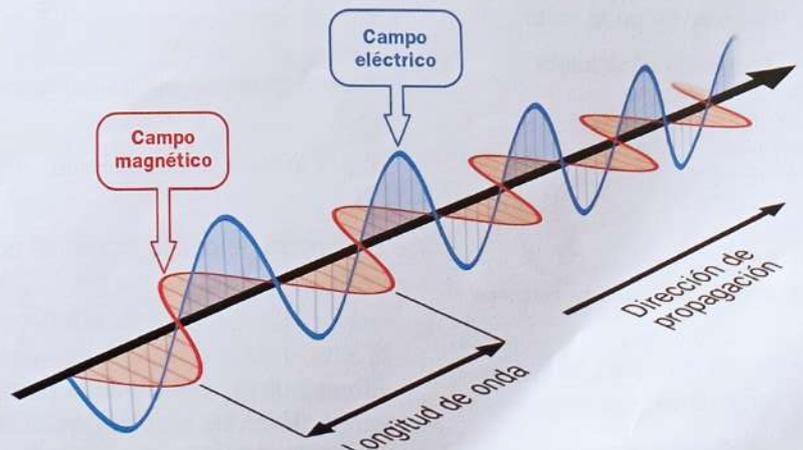
$$v = \frac{s}{t}$$

Teniendo en cuenta las magnitudes de la onda, la velocidad puede expresarse como el cociente entre la longitud de onda y el periodo.

$$c = \frac{\lambda}{T} \text{ o bien } c = \lambda \nu$$

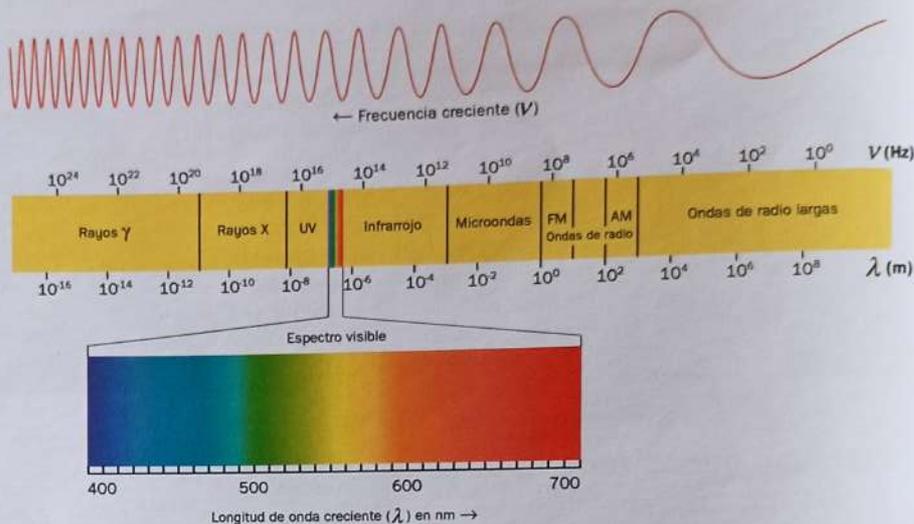
El valor de la velocidad de la luz en el vacío es:

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$



1.2. El espectro electromagnético

El espectro electromagnético no está formado solo por las ondas que podemos percibir con los sentidos. En la imagen puedes observar las distintas radiaciones, ordenadas por longitud de onda creciente, que lo componen. Observa que la luz visible supone una fracción muy pequeña del total del espectro electromagnético.



El **espectro electromagnético** es un **continuo** y está formado por el conjunto de todas las radiaciones electromagnéticas.

Actividad resuelta 1

Calcula la frecuencia y el número de onda para las radiaciones que tienen longitud de onda de 3 500 Å y de 15 335 nm. ¿Podría un humano percibir estas radiaciones?

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación es: $c = \lambda \nu$. Siendo c la velocidad de la luz; $\nu = \frac{c}{\lambda}$.

Para la primera radiación, la longitud de onda es $3\,500 \text{ Å} = 3\,500 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 350 \text{ nm}$.

$$\text{La frecuencia es } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{3\,500 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 8,57 \cdot 10^{14} \text{ Hz.}$$

El número de ondas se define como el inverso de la longitud de onda.

$$k = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{3\,500 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 2,86 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

Para la segunda radiación, la longitud de onda es $\lambda = 15\,335 \text{ nm} = 15\,335 \cdot 10^{-9} \text{ m}$.

$$\text{Y, por lo tanto, la frecuencia, } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{15\,335 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 1,96 \cdot 10^{13} \text{ Hz.}$$

El número de ondas se define como el inverso de la longitud de onda.

$$k = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{15\,335 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 6,52 \cdot 10^4 \text{ m}^{-1}$$

El ser humano solo puede percibir radiaciones de longitud de onda comprendidas en el rango de la luz visible (380-750 nm). Estas radiaciones –primera radiación, 350 nm; y segunda, 15 335 nm– están fuera del rango de espectro visible.

Sabías que...

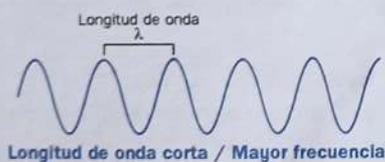
El camarón mantis es uno de los animales con mayor rango de visión. Además del espectro visible, es capaz de visualizar luces ultravioleta y parte del espectro infrarrojo.



Recuerda

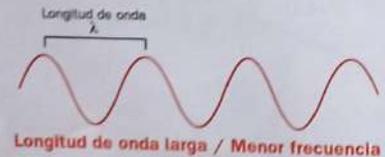
El ángstrom (Å) es una unidad de longitud de onda que se usa frecuentemente en campos como la espectroscopia y la medicina.

$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$$



$$\lambda = 3\,500 \text{ Å} = 3,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Longitud de onda corta
Radiación ultravioleta



$$\lambda = 15\,335 \text{ nm} = 1,5335 \cdot 10^{-5} \text{ m}$$

Longitud de onda larga
Radiación infrarroja

1.3. El espectro atómico

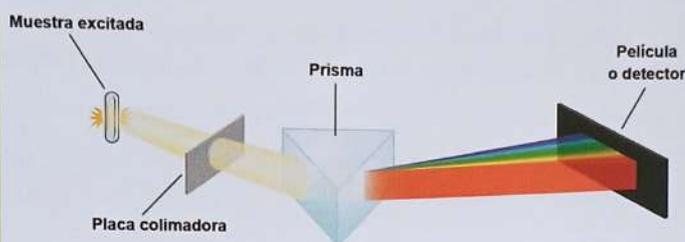
La radiación es emitida o absorbida por la materia como resultado de los cambios en la estructura de esta. Por ejemplo, si calientas un material, este está absorbiendo radiación térmica, que es radiación infrarroja. Y en el momento que se enfríe, estará emitiéndola.

En el siglo XIX, Kirchhoff y Bunsen desarrollaron el espectroscopio, un aparato que permite observar las diferentes radiaciones emitidas y absorbidas por distintos átomos al desviar con diferente ángulo las frecuencias de la radiación tras pasar por un prisma.

Con sus experimentos observaron lo siguiente:

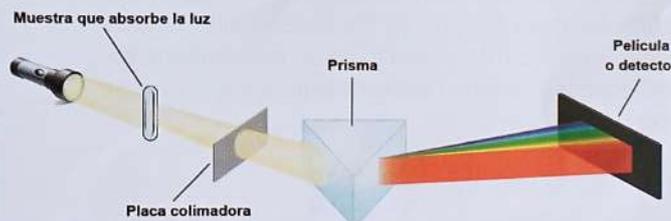
Espectro atómico de emisión

Al suministrar energía a un determinado elemento en su fase gaseosa, sus átomos se excitan y **emiten radiación** en ciertas longitudes de onda, que constituyen su **espectro de emisión**.



Espectro atómico de absorción

Si el mismo elemento **recibe radiación electromagnética** de una fuente de luz blanca, absorbe ciertas longitudes de onda y transmite otras, que constituyen su **espectro de absorción**.



Experimentalmente, se observa que un elemento absorbe y emite el mismo conjunto discreto de frecuencias de radiación electromagnética.

Kirchhoff y Bunsen identificaron en el espectro de emisión del sodio un doblete de líneas más intensas de color amarillo. Observando un incendio en Hamburgo desde kilómetros de distancia, se les ocurrió hacer pasar un haz de luz por un prisma y, viendo reflejada en una pantalla la misma intensa luz amarilla que habían observado en el espectro del sodio, dedujeron que lo que estaba ardiendo era un almacén de salazones. Así pues, comprobaron que la espectroscopia podía usarse para detectar los componentes químicos conocidos y reconocer los elementos químicos aún desconocidos como sucedió, por ejemplo, con el rubidio o el cesio.

El **espectro de absorción o emisión** de cada elemento es único. Por lo tanto, la espectroscopia se puede utilizar para identificar elementos en sistemas de composición desconocida.

Sabías que...

El físico Richard Feynman, mientras trabajaba en el proyecto Manhattan, fue el único que vio la explosión de la prueba de la bomba atómica sin las gafas de sol. Razonó que, para protegerse de la radiación UV, bastaba con mirar a través de un parabrisas de un coche. Agachado, debido al inmenso brillo de la explosión, vio una mancha púrpura.

Espectro de emisión del berilio



Se aprecia un conjunto de líneas que corresponden a emisiones de solo algunas longitudes de onda. El espectro es discontinuo.

Espectro de absorción del berilio



Se aprecia un conjunto de líneas oscuras que corresponden a las longitudes de onda absorbidas. El espectro es discontinuo.

Conéctate

En el siguiente enlace puedes encontrar el espectro atómico de absorción y emisión de cada uno de los elementos de la tabla periódica:

bit.ly/Educaplus_espectros

Laboratorio en el aula 1. Espectros a la llama



Puedes observar el color predominante de los espectros del sodio, el potasio y el boro preparando disoluciones de cloruro de sodio, hidrogenocarbonato de potasio y ácido bórico. Si se pulverizan sobre una llama o se impregnan en bastoncillos de oídos y producimos la llama, se puede obtener el espectro de emisión del sodio de un color amarillento, el del potasio, de color rojo y el del boro, de color verde.

2. Comportamiento corpuscular de la radiación

¿Por qué se producen las líneas espectrales? ¿Cómo se relacionan las líneas con la estructura de la materia? Las ideas clásicas basadas en el modelo ondulatorio daban por hecho que los cuerpos emitían radiación de forma continua y no eran capaces de responder estas preguntas ni de explicar la discontinuidad de los espectros atómicos.

2.1. La hipótesis de Planck

Para explicar este resultado experimental, en 1900, Max Planck estableció una hipótesis sobre la forma en que la materia emite energía.

La materia no emite radiación de forma continua, sino en paquetes o cuantos de energía discreta, denominados **fonones** y cuya energía (E) es proporcional a su frecuencia (ν).

$$E = h \cdot \nu; \text{ o bien } E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

La constante de proporcionalidad (h) recibe el nombre de **cuanto de acción de Planck** o **constante de Planck**, y su valor es de $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

Sabías que...

Un led es un diodo emisor de luz, un dispositivo que emite luz cuando es atravesado por corriente eléctrica en un sentido determinado.

Laboratorio en el aula 2. Medida de la constante de Planck con ledes

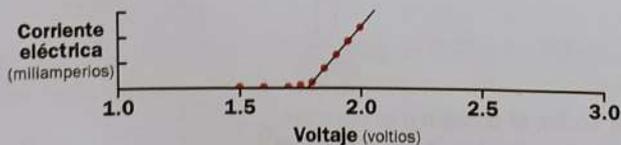
Se va a determinar el valor de la constante de Planck a partir de la corriente que circula por un led. Cuando este se conecta a voltajes pequeños, no se dispone de energía suficiente para producir la emisión de fotones. Pero a partir de cierto valor, denominado **potencial o voltaje de activación** (V_A), el led comienza a emitir fotones cuya energía (E_{ev}) se relaciona con dicho voltaje de acuerdo con la ecuación:

$$V_A = \frac{E_f}{e} + \frac{\lambda}{c}; \quad E_f = h \cdot \frac{c}{\lambda}, \text{ por lo que } V_A = \frac{h \cdot c}{e} \cdot \frac{1}{\lambda} + \frac{\lambda}{c}$$

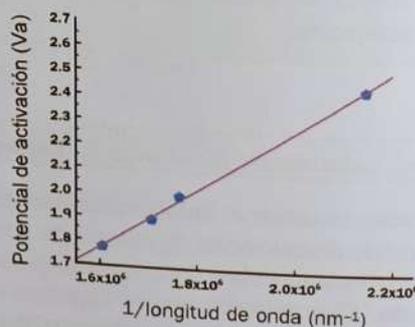
Esta expresión es una recta o función afín cuya variable independiente es ($1/\lambda$), la dependiente, V_A y su pendiente y ordenada en el origen son:

$$m = \frac{h \cdot c}{e} \text{ y } n = \frac{\lambda}{c}$$

- Construye el circuito tal como indica el diagrama y conecta el amperímetro en serie con el led para medir la intensidad de corriente que pasa por él y el voltímetro en paralelo para medir la diferencia de potencial en el led. El voltaje aplicado puede variarse con el potenciómetro.
- Toma medidas de la intensidad (5 mA, como máximo), variando el voltaje a intervalos de 0,05 V desde 0 a 3 V. Observa que, cuando la corriente que atraviesa el led es pequeña, este no emite luz aunque el amperímetro detecte paso de corriente.
- Para cada led, realiza una gráfica de intensidad de corriente (I) frente a voltaje (V). De cada led se obtiene el potencial de activación, V_A .

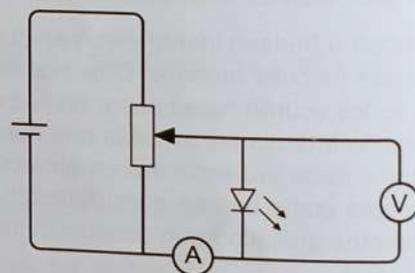


- Representa los datos de (V_A) frente a ($1/\lambda$) de cada led. El valor de h se puede determinar de la pendiente.



Material:

- Ledes que emitan luz de diferente frecuencia.
- Batería de 9 v.
- Voltímetro y amperímetro.
- Potenciómetro.



► Actividad resuelta 2

Calcula la energía en electronvoltios (eV) de un fotón de luz roja de longitud de onda 700 nm y de un fotón de luz verde de 55000 Å y la energía de un mol de fotones.

Se puede obtener la energía de un fotón o cuanto de radiación a partir de su frecuencia (ν) y esta a partir de la longitud de onda (λ) de acuerdo a las expresiones:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \quad \text{y} \quad E = h \cdot \nu \quad ; \quad \text{unificando ambas: } E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

- Sustituyendo, obtenemos la energía del fotón de luz roja:

$$E_r = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{700 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 1,78 \text{ eV}$$

- Análogamente, calculamos la energía del fotón de luz verde:

$$E_v = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{5500 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 3,61 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,26 \text{ eV}$$

Los fotones tienen diferente energía porque esta depende de la frecuencia. Los fotones verdes poseen menor longitud de onda y, por tanto, mayor frecuencia y mayor energía.

Se puede calcular la energía de un mol de fotones multiplicando la energía del fotón por el número de Avogadro:

$$E_{1 \text{ mol}} = N_A \cdot E = N_A \cdot h \cdot \nu$$

- Sustituyendo, obtenemos la energía de un mol de fotones de luz roja:

$$E_{1 \text{ mol}} = N_A \cdot E_r = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1,78 \text{ eV} = 1,072 \cdot 10^{24} \text{ eV} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Análogamente, calculamos la energía de un mol de fotones de luz verde:

$$E_{1 \text{ mol}} = N_A \cdot E_v = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 2,26 \text{ eV} = 1,361 \cdot 10^{24} \text{ eV} \cdot \text{mol}^{-1}$$

► Actividad resuelta 3

Para ionizar el átomo de sodio, se precisan $118,5 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$. Si esta energía es de procedencia luminosa, ¿cuál será la frecuencia más baja posible capaz de conseguirlo?

Obtengamos en el SI la energía para ionizar un átomo a partir de $118,5 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$118,5 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{N_A \text{ átomos}} = \frac{118,5}{6,022 \cdot 10^{23}} \frac{\text{kcal}}{\text{átomo}} = 1,97 \cdot 10^{-22} \frac{\text{kcal}}{\text{átomo}}$$

$$1,97 \cdot 10^{-22} \frac{\text{kcal}}{\text{átomo}} = 1,97 \cdot 10^{-22} \frac{\text{kcal}}{\text{átomo}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \text{ cal}} = 8,21 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo}}$$

La frecuencia se puede obtener de la ecuación de Planck:

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{8,21 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{átomo}^{-1}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 1,24 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

Actividades

- EV AU** El dióxido de carbono, CO_2 , gas de efecto invernadero, absorbe parte de la radiación infrarroja emitida por la superficie de la Tierra. Su espectro infrarrojo (IR) muestra que este gas absorbe intensamente la radiación electromagnética de $4,237 \mu\text{m}$ de longitud de onda. Calcula la frecuencia y la energía de esta radiación absorbida.

S: $\nu = 7,08 \cdot 10^{13} \text{ Hz}$; $E = 4,69 \cdot 10^{-20} \text{ J} = 0,293 \text{ eV}$

- Para arrancar un electrón del átomo de hidrógeno, hace falta una energía de $13,595 \text{ eV}$. Calcula la frecuencia, la longitud de onda y el número de onda del fotón que lo lograría.

S: $\nu = 3,28 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$; $\lambda = 9,13 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 91,3 \text{ nm}$; $k = 1,10 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

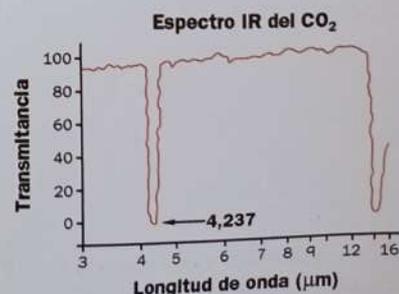
! Importante

El eV es una unidad de energía que se utiliza a menudo en espectroscopia. Se define como la energía que adquiere un electrón cuando se somete a una diferencia de potencial de 1 voltio:

$$1 \text{ eV} = 1q_e \cdot 1 \text{ V} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 1 \text{ V} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

! Importante

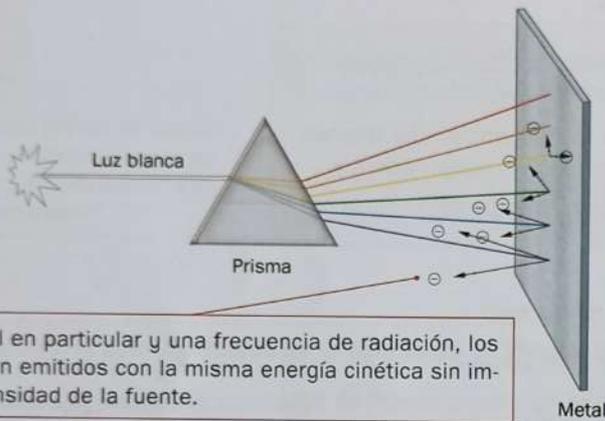
La mínima energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo recibe el nombre de **primera energía de ionización**.



2.2. El efecto fotoeléctrico

¿Alguna vez te has preguntado cómo funcionan los sensores de las puertas de los ascensores? Cuando pasas por la puerta del ascensor, interrumpes el camino de un haz de luz invisible, que, al incidir sobre una placa metálica, provoca una corriente de electrones que regula un circuito eléctrico, lo que permite cerrar la puerta.

Este fenómeno, llamado **efecto fotoeléctrico**, fue descubierto por Heinrich Hertz en 1887. Concluyó que la energía de la radiación era traspasada a los electrones aportándoles la energía suficiente para escapar del metal. Sin embargo, no fue capaz de explicar por qué este fenómeno ocurría más intensamente cuando se iluminaba el metal con luz ultravioleta. Estas son algunas de sus observaciones experimentales:



Para un metal en particular y una frecuencia de radiación, los electrones son emitidos con la misma energía cinética sin importar la intensidad de la fuente.

1. La energía de los electrones emitidos no depende de la intensidad de la radiación incidente.

Por debajo de una **frecuencia umbral**, no se emiten electrones, independientemente de la intensidad de la luz.

Los electrones emitidos con mayor energía cinética son los de la luz con mayor frecuencia, es decir, con menor longitud de onda.

Para la mayoría de las superficies:

- La luz roja no es capaz de desprender electrones.
- La luz verde puede hacer emitir electrones con poca energía cinética.
- Las radiaciones ultravioleta y los rayos X desprender electrones con mayor energía cinética.

2. La energía de los electrones depende de la frecuencia de la radiación incidente.

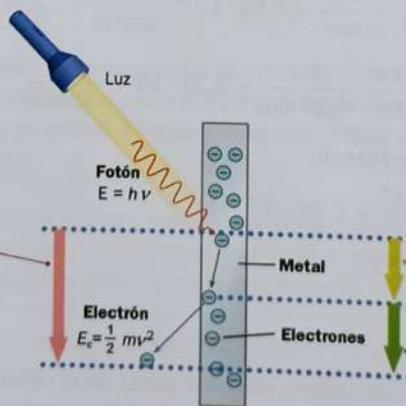
En 1905, Albert Einstein explicó este fenómeno basándose en la teoría de Planck. Asumió que la energía cinética de los electrones depende de la energía de los fotones (cuantos) que inciden, es decir, depende de la frecuencia de radiación.

1

El fotón dispone de una energía

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot \nu$$

Cuando colisiona con un electrón próximo a la superficie del metal, le **transmite** toda su energía.



2

La energía del fotón se emplea en:

Arrancar el electrón: se utiliza W_{min} , que es la energía mínima o trabajo de extracción que se precisa para liberar el electrón de la superficie.

Corresponde con la energía del fotón de la **frecuencia umbral**.

$$W_{\text{min}} = h \cdot \nu_0$$

Suministrar la energía cinética para que salga con una velocidad.

$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

Podemos concluir, por tanto, que, en el **efecto fotoeléctrico**, la energía del fotón se utiliza para extraer el electrón (W_{min}) y dotarlo de energía cinética (E_c):

$$E_{\text{fotón}} = W_{\text{min}} + E_c; \quad \text{o bien} \quad h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

3. Introducción a los modelos atómicos

Un modelo atómico es una representación estructural del átomo que trata de explicar su comportamiento y propiedades. A lo largo de la historia, han aparecido diferentes modelos atómicos, desde Demócrito, que introdujo el concepto de átomo indivisible (400 a. C.), hasta nuestros días.

Partimos del experimento de Rutherford, con el que el físico británico planteó la idea de átomo hueco, base del modelo de Bohr, desterrando la idea del «pudding con pasas» de Thomson.

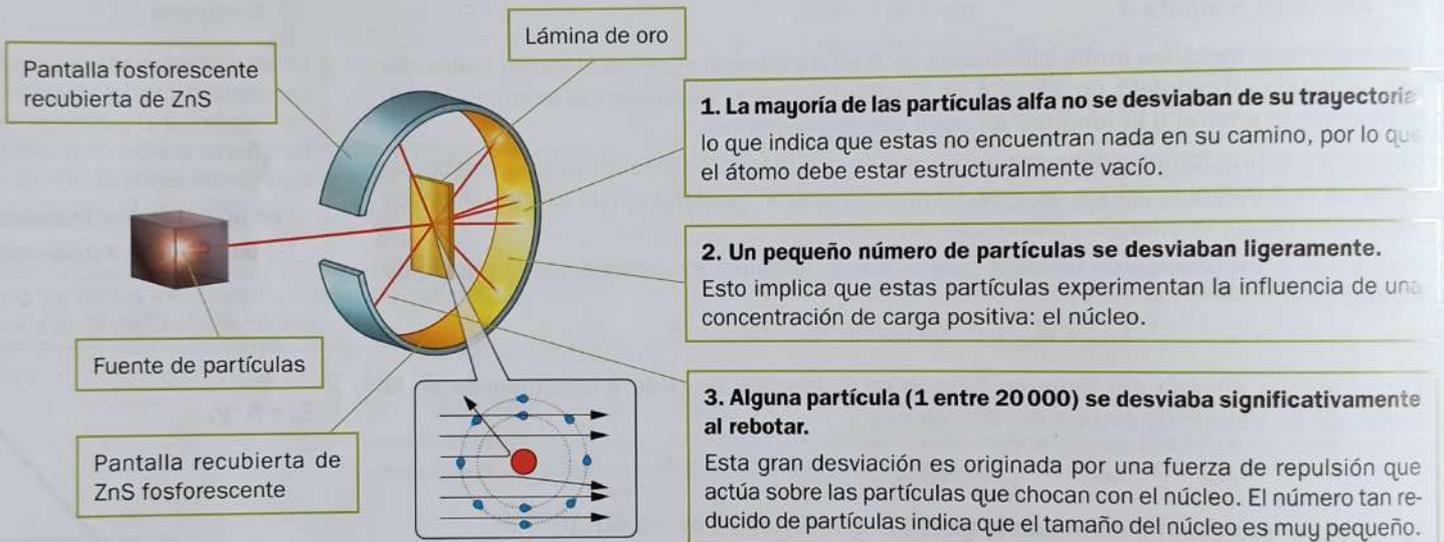
Conéctate

En la siguiente simulación puedes reproducir el experimento de Rutherford con su interpretación y la previa del modelo de Thomson:

bit.ly/Phet_Rutherford

3.1. Modelo atómico de Rutherford

Los primeros experimentos diseñados para estudiar la estructura atómica fueron los experimentos de dispersión llevados a cabo por Rutherford en 1911. Consistieron en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa (He^{2+} , núcleos de helio). Siguiendo el modelo de Thomson, las partículas alfa no debían desviarse, ya que la carga positiva debería estar repartida en todo el volumen del átomo y, por lo tanto, el campo eléctrico generado por este sería débil e insuficiente para provocar desviaciones por repulsión de las partículas alfa. Sin embargo, el experimento de Rutherford no pudo corroborar esta hipótesis.



Con estos resultados, **Rutherford** consideró que el átomo estaba compuesto por dos partes, el núcleo y la corteza, entre las cuales solo existía **vacío**:

Núcleo: concentración de carga en el centro del átomo, que constituía el 99 % de la masa.

Corteza: zona donde los electrones se encontraban girando en órbitas muy alejadas del núcleo.

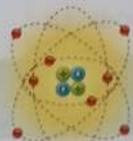
1904: átomo de Thomson

Thomson descubrió los electrones y estableció sus propiedades y características. Su modelo considera el átomo como una masa con las cargas negativas incrustadas.



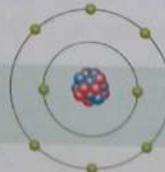
1911: átomo de Rutherford

El átomo está constituido por una parte central, llamada núcleo, que contiene la carga positiva y donde se concentra casi toda su masa. Los electrones se encuentran girando a una gran distancia.



1913: átomo de Bohr

Primer modelo atómico que trata la energía basándose en la cuantización descrita por Planck y Einstein. Los electrones describen órbitas circulares manteniendo su energía. Pueden transitar a órbitas permitidas perdiendo o ganando energía.



1926: modelo mecano-cuántico

El modelo actual fue desarrollado con las aportaciones de Heisenberg, Schrödinger y la visión de la mecánica cuántica. Implica el cambio de órbitas a orbitales de diferentes geometrías, espacios en los que la probabilidad de encontrar un electrón es máxima.

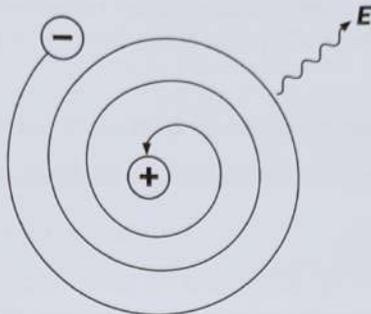


4. El átomo de Bohr

El modelo de Rutherford de 1911 tenía dos grandes limitaciones:

1. El átomo de Rutherford era inestable.

En el contexto de la teoría ondulatoria de la luz, la teoría electromagnética de Maxwell predecía que el electrón, al sufrir una aceleración normal, debería emitir continuamente energía en forma de ondas electromagnéticas. Esta pérdida continua de energía provocaría que el electrón terminaría describiendo órbitas de menor radio, en espiral, hasta chocar con el núcleo. Este fenómeno se conocía como **colapso atómico**.



2. Los espectros de emisión debían ser continuos.

La emisión de energía era continua y gradual, por lo que se esperaba la observación de un espectro de emisión continuo.



Esto no sucedía, pues los espectros de emisión de los átomos son discontinuos.



En 1913, el físico Niels Bohr propuso un modelo para el átomo que buscaba explicar la estabilidad de las órbitas de los electrones alrededor del núcleo y que interpretaba el espectro discontinuo del átomo. Para ello, aplicaba la hipótesis de Planck sobre la cuantización de la energía. El modelo de Bohr fue el primero que incluyó ideas cuánticas, además de las clásicas, y se desarrolló a partir de tres postulados.

4.1. Primer postulado de Bohr y cálculo de la velocidad

Para superar el problema de la inestabilidad del átomo, Bohr supuso que los electrones solamente podían describir órbitas específicas, caracterizadas por su nivel energético, denominadas órbitas estacionarias. Cada una de ellas puede identificarse mediante un número entero n .

Bohr postuló que el electrón no debía emitir energía mientras se mantuviera en una de estas órbitas, contradiciendo las predicciones de las teorías clásicas del electromagnetismo, formuladas en el contexto de la teoría ondulatoria.

El **primer postulado de Bohr** indica que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares, denominadas órbitas estacionarias, sin emitir energía.

Para mantenerse en órbita, manteniendo el equilibrio mecánico, la fuerza de atracción eléctrica del electrón por el núcleo debe actuar como una fuerza centrípeta. De manera que, igualando los módulos de las fuerzas, obtenemos:

Fuerza centrípeta

$$m_e \frac{v^2}{r} = K \frac{q_n \cdot e}{r^2}$$

Fuerza eléctrica:

K es la constante de Coulomb
 q_n Carga del núcleo $q_n = Z \cdot e$
 e y e son las cargas del núcleo y del electrón, respectivamente.

Despejando la expresión de **la velocidad al cuadrado** del 1.º postulado, obtenemos:

$$v^2 = \frac{Z \cdot e^2 \cdot K}{m_e \cdot r}$$

Actividades

5. Observa la dependencia de la velocidad orbital con el radio y contesta:

- Cómo varía la velocidad orbital en un átomo?
- ¿Están cuantizados los valores de los radios orbitales en el átomo de Bohr?
- Justifica si cada órbita tendrá una energía cuantificada.

Ojo

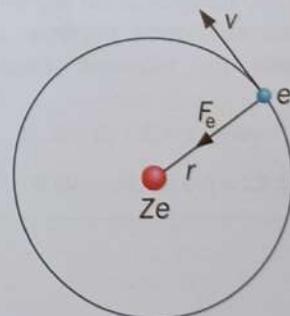
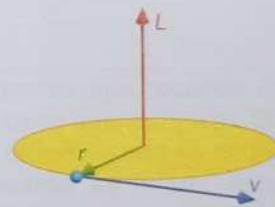
Momento angular del electrón

L es una magnitud vectorial

$$\vec{L} = \vec{r} \times \vec{p} = r \cdot m \cdot v$$

Como las órbitas de Bohr son circulares, el ángulo que forman r y v es de 90° , por lo que el módulo del momento angular es:

$$L = r \cdot m \cdot v \cdot \sin 90^\circ = r \cdot m \cdot v$$



4.2. Segundo postulado de Bohr y cálculo del radio de la órbita

Además de que el electrón giraba en órbitas estacionarias sin emitir energía, Bohr supuso que estas órbitas permitidas estaban caracterizadas por el momento angular de cada electrón, que estaba cuantizado y solo podía variar en fracciones enteras de la constante de Planck.

El **segundo postulado de Bohr** plantea que las órbitas permitidas al electrón son aquellas en las que su momento angular está cuantizado y su valor es un múltiplo entero de $\frac{h}{2\pi}$.

$$L = m_e \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}, \text{ donde } n = 1, 2, 3$$

Bohr calculó para cada nivel energético, n , la distancia a la cual se hallaba del núcleo, es decir, el radio de cada una de las órbitas permitidas en el átomo:

1. Despejando el radio del 2.º postulado de Bohr y elevándolo al cuadrado, obtenemos:

$$r^2 = \frac{n^2 \cdot h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot m_e^2 \cdot v^2}$$

2. Despejando la expresión de la velocidad al cuadrado del 1.º postulado, obtenemos:

$$v^2 = \frac{Z \cdot e^2 \cdot k}{m_e \cdot r}$$

3. Combinando las dos expresiones, obtenemos una ecuación que nos da el valor de los radios de las órbitas permitidas, en función del número n .

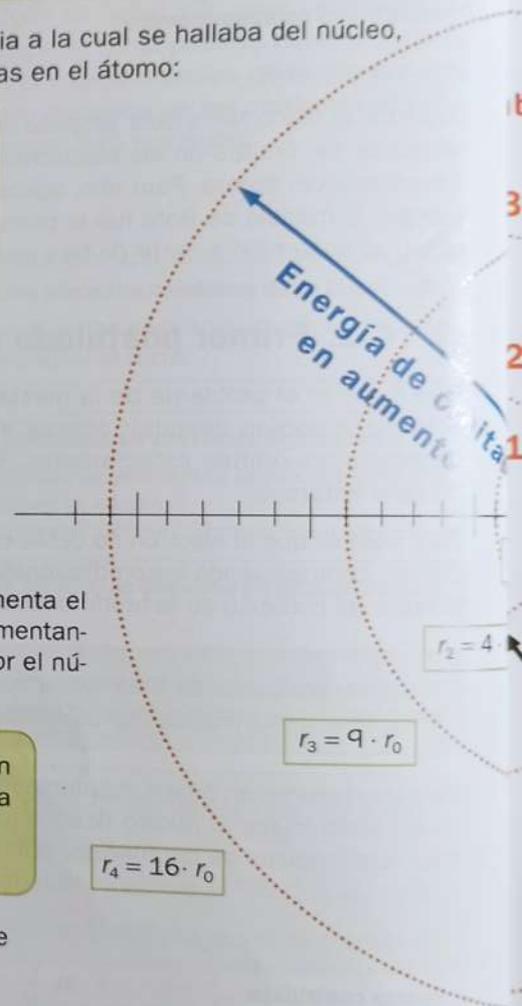
$$r = \left(\frac{h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot m_e \cdot e^2 \cdot k \cdot Z} \right) \cdot n^2$$

Observa que, al aumentar el nivel energético (n), aumenta el radio atómico; y, al aumentar la carga efectiva incrementando Z , los electrones son más fuertemente atraídos por el núcleo y disminuye el radio del átomo. Por tanto:

En el átomo de Bohr, el **radio** está cuantizado y es un múltiplo cuadrático de r_0 , donde r_0 es el radio de la órbita más próxima al núcleo.

$$r = r_0 \cdot n^2$$

Para el átomo de hidrógeno, r_0 ($Z = 1$) = 0,53 Å y se denomina radio de Bohr.



Actividades

6. Justifica si las siguientes afirmaciones sobre el átomo de Bohr son ciertas:
- Los electrones tienen aceleración, a pesar de no variar su energía.
 - Los electrones no tienen aceleración por estar en órbitas estables.
 - Los electrones tienen la misma velocidad en cualquier órbita.
 - Los electrones pueden adoptar cualquier valor de la energía.
7. Sabiendo que el radio de Bohr $r_0 = 0,53$ Å, determina el radio del átomo de hidrógeno, helio y litio, y compara los resultados con los valores reales 53 pm, 31 pm y 167 pm, respectivamente.
- S: $r(\text{H}) = 53$ pm; $r(\text{He}) = 26,5$ pm; $r(\text{Li}) = 106$ pm

4.3. Tercer postulado y cálculo de la energía del electrón

Con su tercer postulado, Bohr propuso que los electrones excitados eran los responsables de los saltos electrónicos y, por tanto, de la aparición de las rayas en los espectros.

El tercer postulado de Bohr indica que, cuando un electrón pasa de una órbita a otra, absorbe o emite radiación electromagnética cuya energía es la diferencia entre las energías de la órbita final e inicial.

$$E = E_f - E_i = h \cdot \nu$$

1. Si un electrón pasa de una órbita de menor energía a una de mayor valor, necesita la aportación de energía. Esa energía será igual a la diferencia de energía entre los niveles.

$$E = E_f - E_i = h \cdot \nu \geq 0, \text{ energía absorbida}$$

2. Si un electrón pasa de una órbita de mayor energía a otra de menor valor, emite un fotón. La energía de ese fotón será igual a la diferencia de energía entre los niveles.

$$E = E_f - E_i = h \cdot \nu \leq 0, \text{ energía emitida}$$

3. En los niveles de energía permitidos para el electrón, es decir, **estados estacionarios**, la energía del electrón será la suma de la energía cinética y la potencial.

$$E = E_c + E_p = \frac{1}{2} \cdot m_e \cdot v^2 + \left(-k \cdot \frac{Z \cdot e^2}{r} \right)$$

Sustituyendo la expresión de v^2 del 1.º postulado:

$$v^2 = \frac{Z \cdot e^2 \cdot k}{m_e \cdot r}$$

Sustituyendo la expresión de r del 2.º postulado:

$$r = \left(\frac{h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot m_e \cdot e^2 \cdot k \cdot Z} \right) \cdot n^2$$

$$E = -\frac{1}{2} \cdot k \cdot \frac{Z \cdot e^2}{r} = -\frac{2 \cdot K^2 \cdot m_e \cdot e^4 \cdot \pi^2}{h^2} \cdot \frac{Z^2}{n^2} ; E = -E_0 \cdot \frac{Z^2}{n^2}$$

La energía total del electrón para el átomo de hidrógeno ($Z = 1$) está regida por la siguiente expresión, donde n es el nivel energético:

$$E_n = -E_0 \cdot \frac{1}{n^2}$$

Y E_0 es la energía del electrón en el nivel energético $n = 1$ en valor absoluto:

$$E_0 = \frac{2 \cdot K^2 \cdot m_e \cdot e^4 \cdot \pi^2}{h^2} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV}$$

n	r_n	$r_n (Z=1)$
1	r_0	0,53 Å
2	$4r_0$	2,12 Å
3	$9r_0$	4,76 Å
4	$16r_0$	8,46 Å

4. Observa que, cuando $n = \infty$, se obtiene que la $E_\infty = 0$. En este caso el radio sería ∞ , con lo que el electrón se habría escapado de la influencia del núcleo.

La energía de ionización del hidrógeno, energía absorbida necesaria para arrancar un electrón, será:

$$E = E_f - E_i = E_\infty - E_1$$

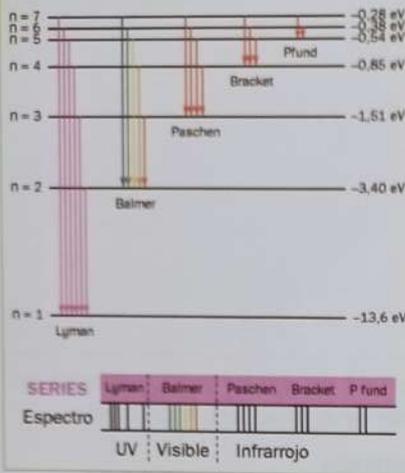
$$E = 0 \text{ eV} - (-13,6 \text{ eV}) = 13,6 \text{ eV}$$

La energía total del electrón para el átomo de hidrogeno ($Z = 1$) está regida por $E_n = -\frac{R_H}{n^2}$, donde la constante de Rydberg es $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ y n es el nivel energético.

Actividades

- Determina las energías de los cinco primeros niveles energéticos del átomo de Bohr.
- Para las siguientes energías, establece si son posibles y a qué nivel del átomo de hidrógeno corresponden. ¿Y si fuera el átomo de helio ($Z = 2$)?
a) $-3,400 \text{ eV}$ b) $-1,305 \text{ eV}$ c) $-6,044 \text{ eV}$ d) $-0,850 \text{ eV}$ e) $-2,176 \text{ eV}$ f) $-2,550 \text{ eV}$

Series espectrales



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

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

4.4. El espectro del hidrógeno

Bohr interpretó el espectro de emisión del hidrógeno relacionando las líneas observadas con las transiciones de los electrones desde niveles más energéticos a otros de menos energía con la consecuente emisión de energía. Se descubrieron cinco series de líneas, que toman el nombre de sus descubridores.

La energía desprendida o absorbida por un electrón al pasar de una órbita n_0 a una órbita n_f se determina mediante el tercer postulado de Bohr:

$$\Delta E = E_f - E_i = \left(-E_0 \cdot \frac{1}{n_f^2} \right) - \left(-E_0 \cdot \frac{1}{n_0^2} \right)$$

Observa cómo necesitarás una constante diferente según uses una fórmula u otra.

Energía:

$$\Delta E = E_0 \cdot \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

La constante de Rydberg

En unidades de energía:

$$R_H = E_0 = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV}$$

Frecuencia:

$$\nu = \frac{E_0}{h} \cdot \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = R'_H \cdot \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

En unidades de frecuencia:

$$R'_H = \frac{E_0}{h} = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Longitud de onda:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0}{c \cdot h} \cdot \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = R''_H \cdot \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

En unidades de número de onda:

$$R''_H = \frac{E_0}{c \cdot h} = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Recuerda

- Si $n_f > n_0$, $\Delta E > 0$, energía absorbida.
- Si $n_f < n_0$, $\Delta E < 0$ energía emitida.

Esta última fórmula fue descubierta ya en 1890 por el físico sueco Rydberg, quien observó que las longitudes de ondas de las líneas obedecían a esa ecuación empírica. Rydberg dio, además, nombre a la constante R_H .

Actividad resuelta 5

Determina para el átomo de hidrógeno la energía necesaria para ionizar un átomo que se encuentra en el estado fundamental. ¿Y si el electrón está en el nivel $n = 2$?

Para ionizar el átomo, debemos arrancar el electrón, es decir, llevarlo desde el nivel que se encuentre hasta la órbita más alejada, fuera de la influencia del núcleo donde tomamos $n = \infty$ y la energía es $E_\infty = 0$.

1. En el estado fundamental está el primer nivel. Su energía es $E_1 = -13,6 \text{ eV}$.

$$\Delta E = E_\infty - E_1$$

$$\Delta E = (0 \text{ eV}) - (-13,6 \text{ eV}) = 13,6 \text{ eV}$$

2. Si inicialmente está el segundo nivel, su energía será $E_2 = -3,4 \text{ eV}$.

$$\Delta E = E_\infty - E_2$$

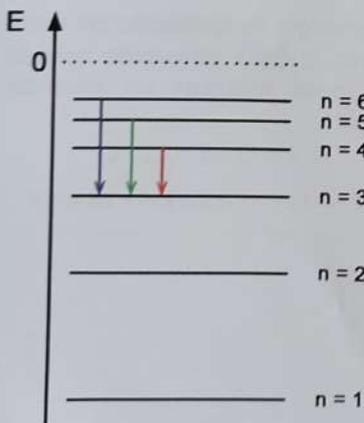
$$\Delta E = (0 \text{ eV}) - (-3,4 \text{ eV}) = 3,4 \text{ eV}$$

Actividades

10. Obtén las energías del espectro de emisión que finaliza en el tercer nivel en función de E_0 . Particularízalo para el átomo de hidrógeno y para el helio catión $+1$. Considera hasta el sexto nivel. Por último, elabora una hoja de cálculo que permita obtener estos valores para cualquier nivel inicial, consulta los datos: bit.ly/2BAC_U1_Espectros_niveles

$$S: E_n^{\text{H}} (\text{eV}) = \{-1,133 \text{ eV}; -0,967 \text{ eV}; -0,661 \text{ eV}\};$$

$$E_n^{\text{He}} (\text{eV}) = \{-4,533 \text{ eV}; -3,868 \text{ eV}; -2,644 \text{ eV}\}$$



La siguiente presentación puede ayudarte: bit.ly/Ejercicio_Bohr