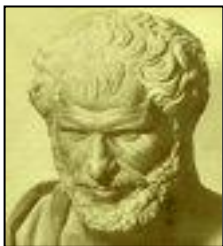


MODELOS ATÓMICOS

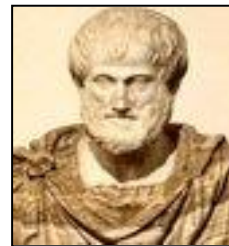


Demócrito
(460-370 a.C)

En la antigua Grecia dos concepciones compitieron por dar una interpretación racional a cómo estaba formada la materia.

Demócrito consideraba que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas átomos. Entre los átomos habría vacío.

Aristóteles era partidario de la teoría de los cuatro elementos, según la cual toda la materia estaría formada por la combinación de cuatro elementos: aire, agua, tierra y fuego.



Aristóteles
(384-322 a.C)

La teoría de los cuatro elementos fue la aceptada durante muchos siglos. Siguiendo la teoría aristotélica **los alquimistas** (que están considerados como los primeros químicos) intentaban obtener la Piedra Filosofal que les permitiría transmutar los metales en oro, curar cualquier enfermedad y evitar, incluso, la vejez y la muerte.

Su incesante trabajo en el laboratorio dio como fruto la invención o perfeccionamiento de muchos procedimientos aún hoy usados en los laboratorios (entre ellos la destilación), la síntesis de numerosos compuestos (como el ácido clorhídrico, sulfúrico o nítrico), el descubrimiento de técnicas metalúrgicas, la producción de tintes, pinturas o cosméticos... etc.



En 1808 **John Dalton** recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los átomos (partículas indivisibles) eran los constituyentes últimos de la materia que se combinaban para formar los compuestos.

John Dalton
(1766-1844)



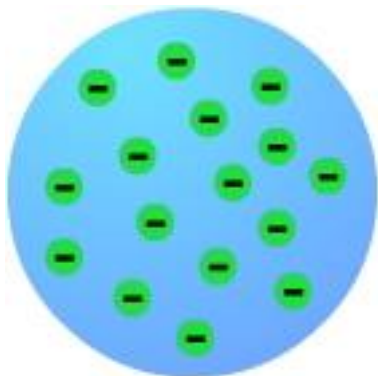
J. J. Thomson
(1856-1940)

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el electrón.

Los rayos catódicos, estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

J.J Thomson propone entonces el primer modelo de átomo:

Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encontraban incrustados en una nube de carga positiva. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



Primer modelo de átomo compuesto (Thomson, 1897)

Los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.



E. Rutherford
(1871-1937)

E. Rutherford realiza en 1911 un experimento crucial con el que se trataba de comprobar la validez del modelo atómico de Thomson.

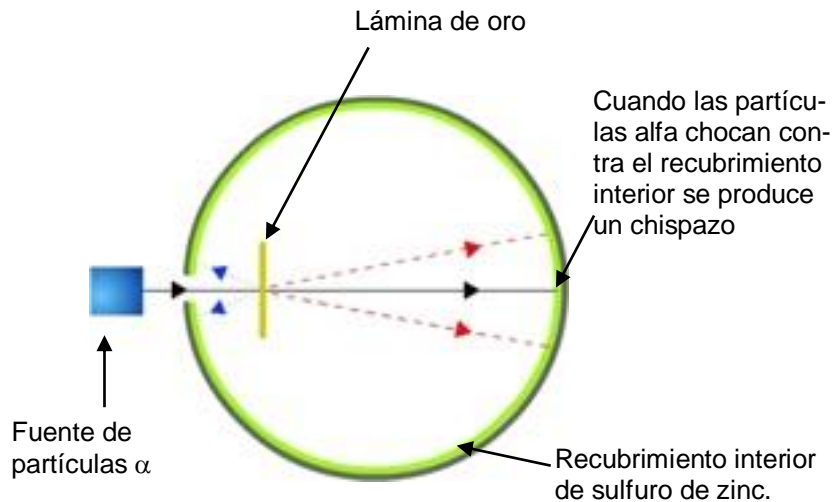
Un esquema del montaje experimental usado se muestra más abajo:

Las partículas alfa (α), procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina las partículas α chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

¿Qué es una partícula α ?
(ver iones)

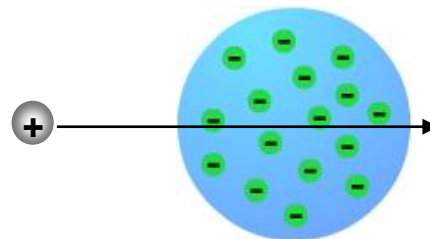
Las llamadas "partículas α " son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7.000 veces superior a la del electrón.

- La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación.
- Muy pocas (una de cada 10.000 aproximadamente) se desviaba un ángulo mayor de 10° (trazo a rayas)
- En rarísimas ocasiones las partículas α rebotaban (líneas de puntos)



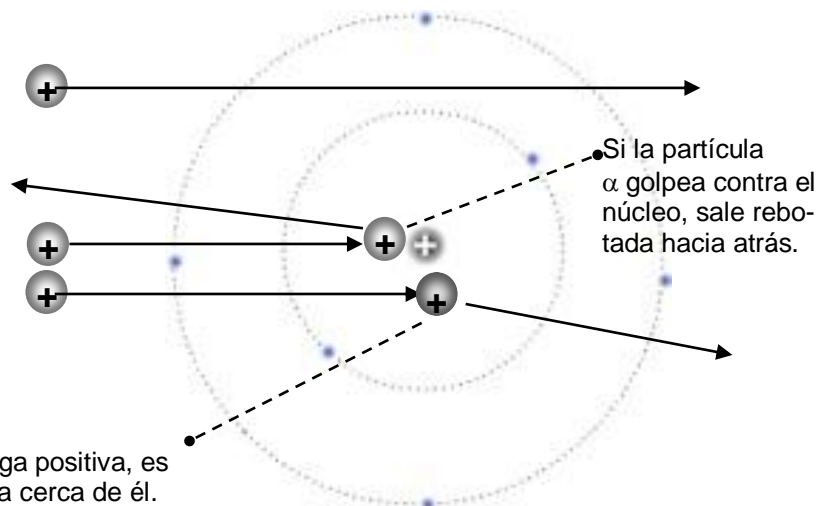
La interpretación dada por Rutherford fue la siguiente:

- Si el modelo atómico propuesto por Thomson fuera cierto no deberían observarse desviaciones ni rebotes de las partículas incidentes. Éstas atravesarían limpiamente los átomos sin desviarse.



Modelo planetario de átomo propuesto por Rutherford en 1911

- Para que las partículas se desvíen deben encontrar en su trayectoria una zona (núcleo) en la que se concentre carga de signo positivo y cuya masa sea comparable o mayor a la de las partículas α .
- La zona en la que se concentra la masa y la carga positiva debería de ser muy pequeña comparada con la totalidad del átomo.
- Los electrones orbitan en círculos



La partícula α , que tiene carga positiva, es repelida por el núcleo si pasa cerca de él.

La crisis del modelo de Rutherford

El modelo de átomo planetario propuesto por Rutherford mostró pronto algunos inconvenientes teóricos que lo hacían inviable:

- **Contradecía la teoría electromagnética de Maxwell.** Según esta teoría una carga eléctrica acelerada debería de emitir ondas electromagnéticas.

Un electrón al girar en círculos alrededor del núcleo debería emitir, por tanto, ondas electromagnéticas. Dicha emisión provocaría una pérdida de energía que haría que el electrón describiera órbitas de radio decreciente hasta caer sobre el núcleo. El modelo atómico de Rutherford era, por tanto, inviable desde el punto de vista de la física clásica.



J.C. Maxwell (1831 -1879)

Maxwell, apoyándose en trabajos anteriores de Oersted, Faraday y Ampere, que relacionaban electricidad y magnetismo, dio forma matemática a **la teoría electromagnética** durante la década de 1860.

Dicha teoría predecía la existencia de ondas electromagnéticas.

Hertz confirmó en 1888 la predicción de Maxwell al generar y recibir ondas electromagnéticas en el laboratorio.

- **No daba una explicación satisfactoria a los espectros atómicos.** Si encerramos en un tubo hidrógeno o helio y sometemos el gas a voltajes elevados, el gas emite luz. Si hacemos pasar esa luz a través de un prisma, los colores que la constituyen se separan dándonos el espectro de la luz analizada.

Pronto se concluyó que la emisión de luz podría deberse a que los electrones absorbían energía de la corriente eléctrica y saltaban a órbitas superiores para, a continuación, volver a caer a las órbitas más próximas al núcleo emitiendo el exceso de energía en forma de energía luminosa.

Esta interpretación conducía, sin embargo, a afirmar que los espectros deberían de ser continuos, ya que al existir órbitas de cualquier radio (y energía) todos los saltos son posibles. La experiencia, por el contrario, mostraba que los espectros de los átomos son discontinuos. Constan de rayas de diversos colores sobre un fondo negro (ver imagen).



Espectro continuo. Se observan todos los colores que el ojo puede percibir.



Espectros de emisión de H (arriba) y del He (abajo). No son continuos. Constan de rayas de diversos colores separadas por amplias zonas negras en las que no se observa luz.

El inicio de la Física Cuántica. Modelo atómico de Bohr

Con el fin de resolver los problemas acumulados sobre el modelo de átomo planetario, y para explicar el espectro del átomo de hidrógeno, Niels Bohr propone en 1913 un nuevo modelo atómico sustentado en tres postulados:

1. **Cualquiera que sea la órbita descrita por un electrón, éste no emite energía.** Las órbitas son consideradas como **estados estacionarios de energía**. A cada una de ellas le corresponde una energía, tanto mayor, cuanto más alejada se encuentre del núcleo.
2. **No todas las órbitas son posibles.** Únicamente pueden existir aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón sea un múltiplo entero de $h/2\pi = \hbar$ (léase "hache cruzada").

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

NOTA

El momento angular (L) de una partícula incluye las magnitudes que caracterizan a una partícula que gira: su masa, su velocidad y la distancia al centro de giro. Para una partícula de masa m que gire con velocidad v describiendo una circunferencia de radio r , el momento angular viene dado por: $L = m v r$.



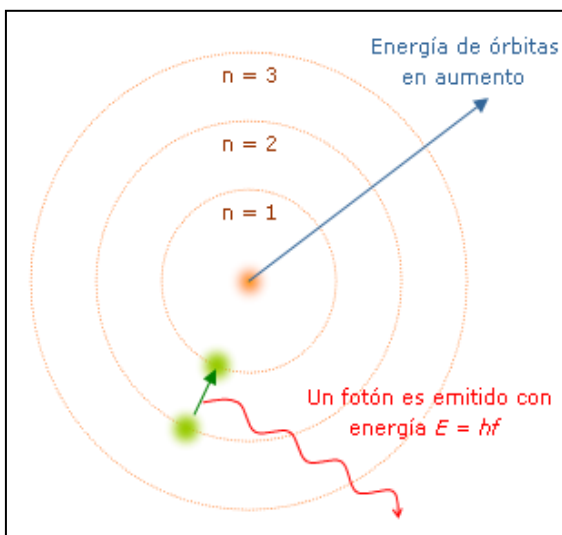
Niels Bohr (1885-1962)

El número, n , que determina las órbitas posibles, se denomina **número cuántico principal**. Las órbitas que se correspondan con valores no enteros del número cuántico principal, **no existen**.

3. **La energía liberada al caer un electrón desde una órbita superior, de energía E_2 , a otra inferior, de energía E_1 , se emite en forma un cuanto de luz (fotón). La frecuencia (f) del cuanto viene dada por la expresión:**

$$E_2 - E_1 = h f$$

h (constante de Planck) = $6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s



Modelo atómico de Bohr (1913)

Los cálculos basados en los postulados de Bohr daban excelentes resultados a la hora de interpretar el espectro del átomo de hidrógeno, pero hay que tener en cuenta que contradecían algunas de las leyes más asentadas de la Física:

- **El primer postulado iba en contra de la teoría electromagnética de Maxwell**, ya que según esta teoría cualquier carga eléctrica acelerada debería de emitir energía en forma de radiación electromagnética.
- **El segundo postulado era aún más sorprendente. En la física clásica era inaceptable suponer que el electrón no pudiera orbitar a determinadas distancias del núcleo, o que no pudiera tener determinados valores de energía.** La afirmación era equivalente a suponer que un objeto que describe circunferencias atado a una cuerda, no puede describir aquellas cuyo radio no sea múltiplo de dos (por ejemplo).
- **El tercer postulado afirmaba que la luz se emitía en forma de pequeños paquetes o cuantos**, lo cual a pesar de que ya había sido propuesto por Planck en 1900, no dejaba de sorprender en una época en la que la idea de que la luz era una onda estaba firmemente arraigada.

El átomo de Bohr era, simplemente, un síntoma de que la física clásica, que tanto éxito había tenido en la explicación del mundo macroscópico, no servía para describir el mundo de lo muy pequeño, el dominio de los átomos.

Posteriormente, en la década de 1920, una nueva generación de físicos (Schrödinger, Heisenberg, Dirac...) elaborarán una nueva física, la Física Cuántica, destinada a la descripción de los átomos, que supuso una ruptura con la física existente hasta entonces.

Las ondas luminosas y el espectro electromagnético

La luz, como otras muchas radiaciones (microondas, rayos X, ondas de radio y televisión, infrarrojo, ultravioleta, etc.), transporta energía y está constituida por *ondas electromagnéticas*, que en esencia son campos eléctricos y magnéticos variables que oscilan perpendicularmente entre sí y perpendicularmente, a su vez, a la dirección de propagación. La luz es, pues, una radiación electromagnética.

Las ondas electromagnéticas se caracterizan fundamentalmente por los siguientes parámetros:

- **longitud de onda (λ) que se mide en "m"**
- **período de la oscilación (T) que se mide en "s"**
- **frecuencia (ν o f) que se mide en "ciclos/s" u "oscilaciones/s" o bien " s^{-1} " o Hz (1 ciclo/s = 1 hertzio (Hz))**
- **velocidad (v) que se mide en "m/s"**
- **amplitud (A) que se mide en "m"**

La *longitud de onda*, es la distancia que hay entre dos crestas sucesivas de la onda electromagnética.

La *frecuencia* indica el número de ondas que pasan por un punto dado en un segundo. Esta frecuencia de una luz determina su color.

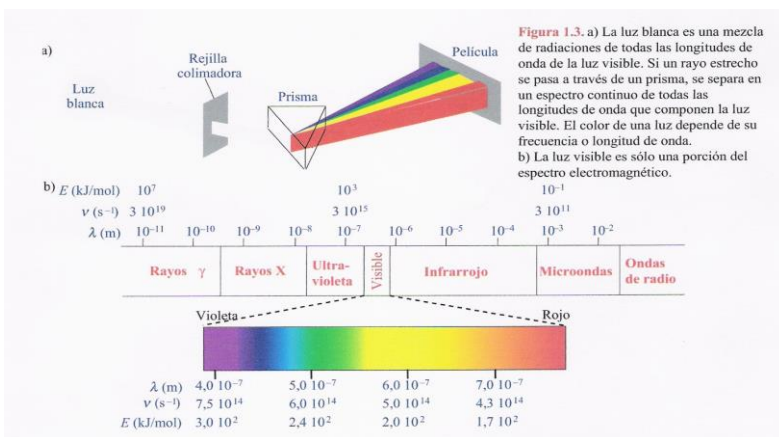
La *velocidad* de las ondas electromagnéticas es constante en el vacío, y de valor $c = 3 \cdot 10^8$ m/s (o 300.000 km/s, velocidad de la luz).

La *amplitud*, A, se refiere al "tamaño" de la onda, o "profundidad" entre una cresta y un valle, y está relacionada con la *intensidad* de la onda; en una onda luminosa, la mayor o menor amplitud da lugar a una mayor o menor luminosidad.

La relación entre estas magnitudes es la siguiente:

$$f = 1 / T$$

$$\lambda = c / f \quad c = \lambda \cdot f$$

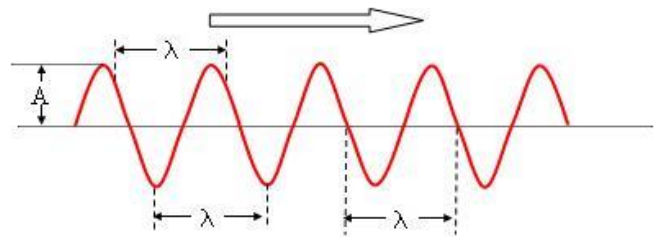
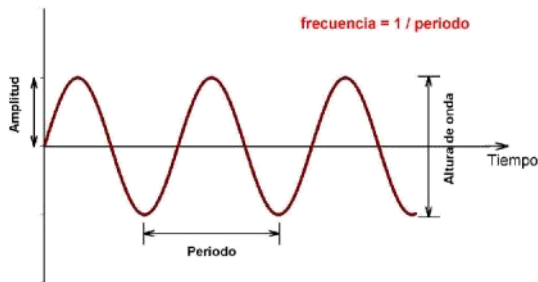
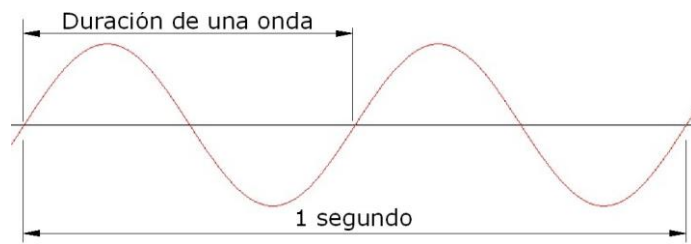


La gama completa de ondas electromagnéticas es el **espectro electromagnético**. Las de mayor frecuencia (y por lo tanto menor longitud de onda) son los *rayos γ* , producidos en ciertos procesos nucleares, y las de menor frecuencia las ondas largas de radio, cuya longitud de onda puede llegar a varios cientos de km. Entre ellas están la radiación ultravioleta, visible, infrarroja, microondas, ondas de TV, radar, etc. La longitud de onda de la luz visible, o *espectro visible*, varía entre los

400 nm (o 4000 Å) en el violeta y los 700 nm (o 7000 Å) en el rojo. (1 nm = 10^{-9} m) (1 Å = 10^{-10} m)

Más explicaciones:

Frecuencia (f): se define frecuencia como el número de repeticiones que un fenómeno o suceso periódico se repite en la unidad de tiempo. Para el caso que nos ocupa, la frecuencia será el número de ondas completas o ciclos que se producen en un segundo. La unidad de medida es el **hercio** (Hertz) y se designa por **Hz**. Si nos atenemos al ejemplo de la figura:



Observamos que en un segundo se producen dos ondas, por lo tanto cada **onda** se producirá en 1/2 segundo y la frecuencia será de dos ondas por segundo. Si entiendes esto, entenderás que el período **T** es el inverso de la frecuencia **f** y viceversa. Expresando esto en una relación matemática, tendremos:

$$T = \frac{1}{f}$$

$$f = \frac{1}{T}$$

La corriente alterna que recibimos en nuestros hogares es producida con una frecuencia de 50 Hz, lo que significa que en un segundo se han producido 50 ondas; es decir, una onda se produce en 0,02 segundos. En 2 centésimas de segundo ha producido una semionda positiva y otra negativa, es decir, cada 0,01 segundos la corriente invierte su polaridad pasando por un valor 0 de tensión; eso supone que, si estuviéramos mirando una bombilla, deberíamos ver como en cada segundo se enciende y apaga 100 veces. Menos mal que nuestro ojo no es capaz de apreciar esa fluctuación.

Además se cumple:

$$\omega = \frac{2\pi}{T} = 2\pi \cdot f$$

Estudiando la distribución de líneas del espectro visible del hidrógeno **Balmer** en 1885 había deducido, de forma empírica, que la posición de las líneas respondía a la siguiente fórmula matemática:

$$f = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right); R = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}; n = 3, 4, \dots$$

Ampliación

EJERCICIOS

1. Define las siguientes magnitudes características de una onda: **amplitud, longitud de onda, periodo, frecuencia y velocidad de propagación.**

Amplitud: El desplazamiento máximo de una onda se denomina amplitud.

Longitud de onda: La distancia entre dos puntos consecutivos de la onda que se encuentran en el mismo estado de vibración se llama longitud de onda

Periodo: El tiempo que tarda la onda en recorrer una distancia igual a la longitud de onda se denomina período

Frecuencia: La frecuencia representa el número de ondas que se propagan en un segundo

Velocidad: Es la distancia que recorre en un tiempo determinado

2. La velocidad de las ondas de radio es $3 \cdot 10^8$ m/s. ¿En qué longitud de onda emite una emisora si la frecuencia de las ondas es de 600 kHz?.

$$v = \lambda / T = \lambda \cdot f$$

$$\lambda = v / f = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} / 600000 \text{ hz} = 1/2 \cdot 10^3 = 1000/2 = 500 \text{ m}$$

3. ¿Se propaga el sonido en el vacío? No
¿Por qué? Porque el sonido necesita el aire para hacer el sonido.
¿En qué medios el sonido se propaga con mayor velocidad, líquidos, sólidos o gases?
sólido porque las partículas están más juntas que en los otros estados
4. La velocidad del sonido en cierto líquido es 1.200 m/s. Calcula el periodo y la longitud de onda en este medio para ondas sonoras de frecuencia igual a 2.000 Hz.
 $T = 1/f = 1 / 2000 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ s}$
 $f = v \cdot T = 1200 \cdot 5 \cdot 10^{-4} = 0,6 \text{ m}$
5. Calcula el valor de la frecuencia de la luz roja cuya longitud de onda mide $8 \cdot 10^{-7}$ m.
6. Calcula la longitud de onda de la energía emitida por un átomo de hidrógeno cuando su electrón cae del estado $n=5$ al estado $n=2$.
7. Según el modelo de Bohr, si un electrón salta de la segunda órbita permitida a la tercera, ¿precisamos la misma, mayor o menor energía que si el salto es de la tercera a la cuarta?
8. Calculad en eV la energía de ionización del átomo de H
9. ¿Qué tipo de radiación tiene más energía, aquella cuya longitud de onda es $7 \cdot 10^6$ cm o la de $3 \cdot 10^6$ cm? ¿Por qué?
10. ¿Qué energía se requiere para extraer un electrón del átomo de hidrógeno en el estado $n=2$? ¿Y desde el estado fundamental?
11. La primera energía de ionización del Ar es 1,52 MJ/mol. ¿Tienen los rayos X de $\lambda = 80$ nm suficiente energía para ionizar al Ar?