

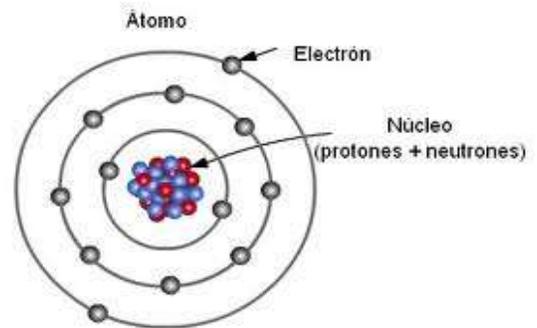
Modelos atómicos a lo largo de la historia

Todas las cosas que puedes ver alrededor tuyo en nuestro planeta y en el universo están hechas de unas pequeñísimas unidades llamadas átomos. Estos átomos se combinan entre átomos iguales a ellos, para formar moléculas. Estas moléculas se combinan para formar todas las cosas que tú ves diariamente, incluyendo a las personas, los animales y todos los seres vivos. Pero, como te podrás imaginar, el ser humano no siempre supo que existían los átomos. Poco a poco, a través de la historia, fue descubriendo verdaderamente cómo son los átomos. En la siguiente lección, conocerás a los científicos que estudiaron el átomo, y verás cómo las teorías fueron cambiando a través del tiempo.

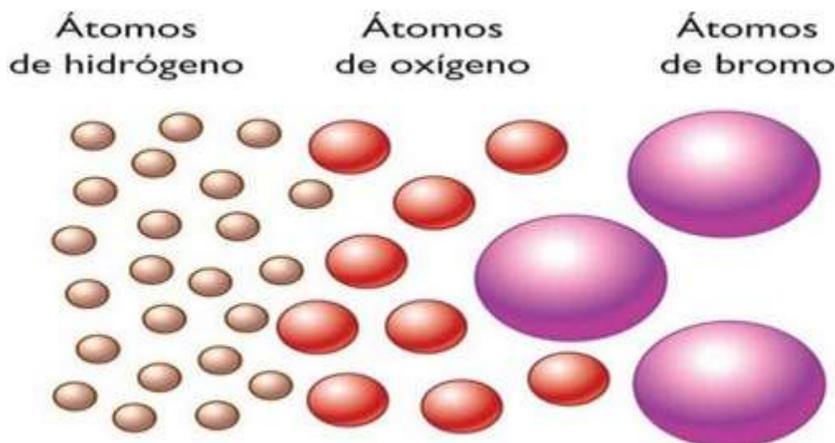
El Átomo

El **átomo** es la unidad de materia más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades. No es posible dividir un átomo mediante procesos químicos.

El átomo está compuesto por un núcleo atómico, en el que se concentra casi toda su masa, rodeado de una nube de electrones. El núcleo, como puedes ver en la imagen, está formado por protones, con carga positiva, y neutrones, eléctricamente neutros, Los electrones, que tienen carga negativa, permanecen ligados a este mediante la fuerza electromagnética.



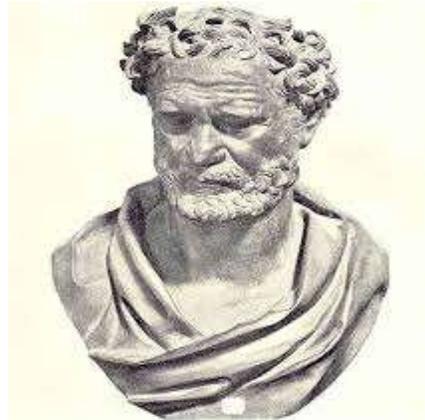
Los átomos se clasifican de acuerdo al número de protones y neutrones que contenga su núcleo. El número de protones, que es llamado número atómico, determina su elemento químico, y el número de neutrones determina su isótopo. Un átomo con el mismo número de protones que de electrones es eléctricamente neutro.



El Átomo de Demócrito

Demócrito fue un filósofo griego que vivió entre los siglos V y IV antes de Cristo. Su mentor Leucipo desarrolló la teoría atómica llamada el atomismo, que luego Demócrito concluyó.

La teoría se basa en lo siguiente:



1. Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles.
2. Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.
3. Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

Esta teoría nos dice que toda la materia no es más que una mezcla de elementos originarios que poseen las características de inmutabilidad (que no cambian) y eternidad (que nunca terminan). También nos dice que los átomos son tan pequeños que no los podemos ver, Demócrito llamó a las partículas microscópicas átomos, término griego que significa "que no puede cortarse". Pasarían muchísimos años hasta que científicos más modernos comprobaran esta teoría y la fueran modificando con el paso del tiempo.



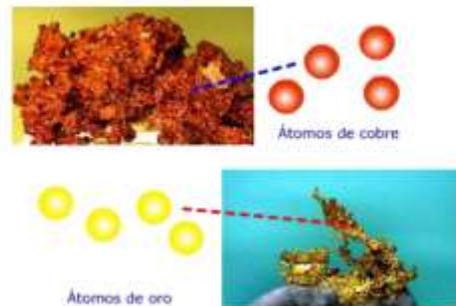
Modelo atómico de Demócrito

Modelo de John Dalton

Este modelo fue el primer modelo atómico con bases científicas. Fue hecho en 1808 por John Dalton, quien imaginaba que el átomo era una esfera compacta, rígida, sin ninguna partícula en su interior. Este modelo nos dice lo siguiente:



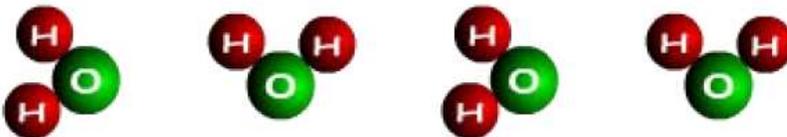
- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.



- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias.

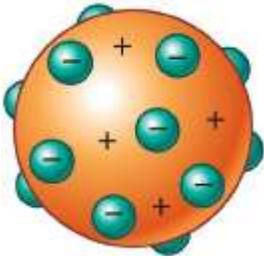


- Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.



- Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Modelo de Thomson

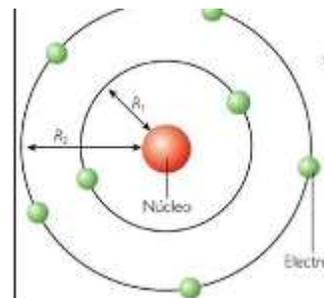


Luego del descubrimiento del electrón en 1897 por Joseph John Thomson, se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmerso en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel o uvas en gelatina. Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas. Como puedes ver en la imagen, adentro del átomo se ven partículas con cargas negativas y positivas. Una nube positiva que contenía las pequeñas partículas negativas (los electrones) suspendidos en ella. El número de cargas negativas eran igual al de las positivas. En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba, la carga final sería negativa.



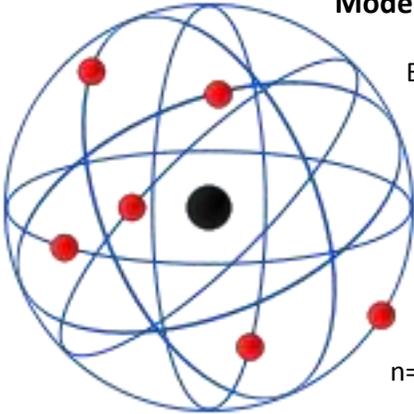
Modelo de Rutherford

Este modelo fue desarrollado por el físico Ernest Rutherford a partir de los resultados obtenidos en lo que hoy se conoce como el experimento de Rutherford en 1911. Este modelo tiene mejoras sobre el modelo de Thomson, ya que mantiene que los tomos no eran esferas solidas e indivisibles, sin embargo, a diferencia del modelo de Thomson, el modelo de Rutherford nos dice que la parte positiva se concentra en un núcleo, en donde también está la mayor parte de la masa del átomo. Por otro lado, los electrones están orbitando el núcleo, al igual que lo hacen los planetas en el sistema solar, en órbitas elípticas y redondas. Como podrás ver, hasta este modelo, aún no se incluían los neutrones en el núcleo. Curiosamente, Rutherford predijo la existencia del neutrón en el año 1920, por esa razón en el modelo anterior (Thomson), no se habla de éste.



El átomo tiene una zona central o núcleo donde se encuentra la carga total positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo, aportada por los protones y neutrones. Además presenta una zona externa o corteza donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo.

Modelo de Bohr

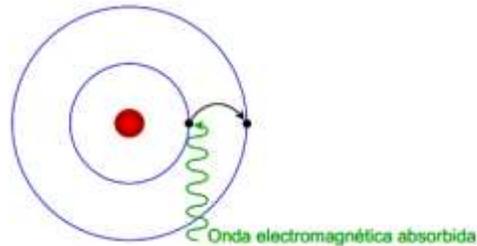
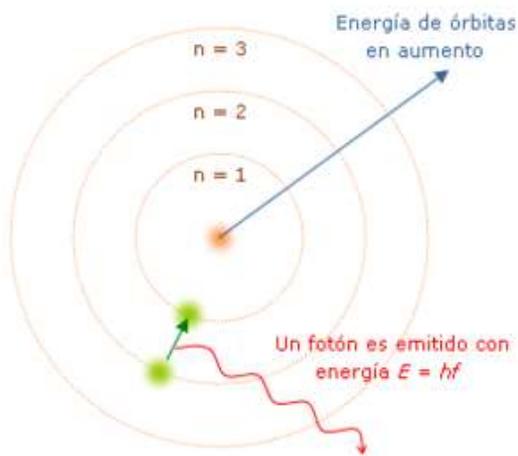


Este modelo fue hecho por el físico danés Niels Bohr. Bohr nos dice que los electrones, que son las partículas que giran alrededor del núcleo, solo pueden estar en una órbita.

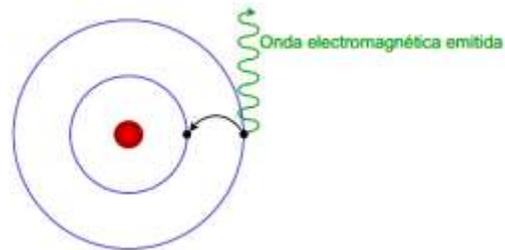
Como puedes ver en la imagen, en este ejemplo tenemos 3 orbitas, $n=1$, $n=2$, y $n=3$. Si un electrón está en la órbita $n=1$ y fuera a pasar a la órbita $n=2$, veríamos un fotón, o una breve luz.

La teoría se resume en las siguientes afirmaciones:

1. Cada órbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.
2. Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en órbitas estables.
3. Los electrones pueden saltar de una a otra órbita.
 - a. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada órbita.



- b. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).



Niveles de Energía en el Átomo

Una de las principales ideas de Bohr –que contribuyó al concepto moderno del átomo– fue que la energía del electrón está cuantizada, es decir, que el electrón está limitado sólo a ciertas energías permitidas.

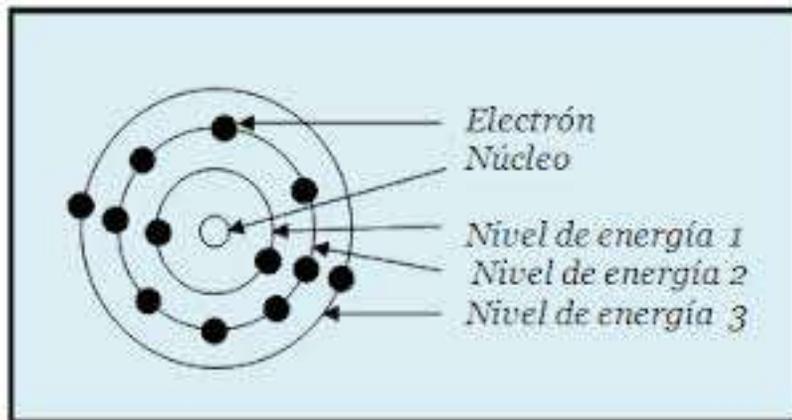
El modelo mecánico-ondulatorio del átomo (Física cuántica) también predice **niveles principales de energía**. Estos niveles se designan con la letra **n**, donde **n** es un número entero positivo. De esta manera, **n = 1** corresponde al nivel energético principal más bajo. A medida que **n** aumenta, también se incrementa la energía del electrón y, en promedio, el electrón se encuentra más alejado del núcleo.

En la tabla periódica se pueden encontrar, para los elementos en su estado fundamental, hasta siete niveles de energía o capas en las que pueden situarse los electrones. Cada nivel de energía se divide según el momento angular orbital que lo describe, al que se le asigna una letra determinada: **s, p, d, f**.

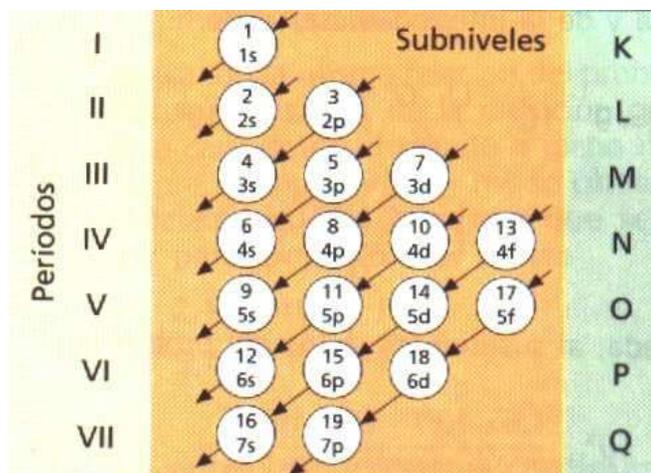
La distribución de orbitales y número de electrones posibles en los cuatro primeros niveles se resume en la siguiente tabla:

Niveles de energía (n)	1	2	3	4
Subniveles	s	s p	s p d	s p d f
Número de orbitales de cada tipo	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
Denominación de los orbitales	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
Número máximo de electrones en los orbitales	2	2 - 6	2 - 6 - 10	2 - 6 - 10 -14
Número máximo de electrones por nivel	2	8	18	32

Al referirnos a la configuración electrónica (o periódica) estamos hablando de la descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un determinado átomo. Antes de continuar, mira la imagen del átomo que te presentamos abajo.



Como puedes ver, en el centro está el núcleo. Alrededor del núcleo están las órbitas, o las rutas que siguen los electrones para rodear el núcleo del átomo. Cada órbita tiene un nivel de energía distinto, ya que entre más lejos están del núcleo, más energía poseen. Estos niveles se representan con el símbolo n . Entonces los niveles pueden ser $n=1$, $n=2$, etc. Pero esto no es todo. Dentro de cada nivel, hay un subnivel, el cual representamos con la letra l . Estos subniveles pueden ser de 4 tipos: s, p, d, f . Por ejemplo, $l=s$, $l=p$. Ojo, no todos los niveles de energía, n , pueden tener todos los subniveles l .

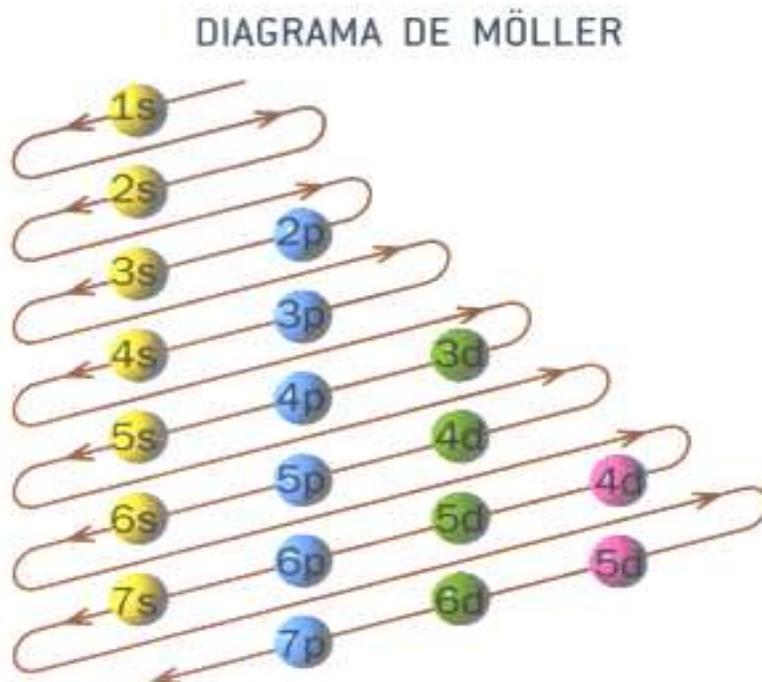


Por esto, tenemos que las ideas básicas son las siguientes.

1. Existen 7 niveles de energía (n) o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.
2. A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles (l), que pueden ser de cuatro tipos: s , p , d , f .
3. En cada subnivel hay un número determinado de orbitales que pueden contener, como máximo, 2 electrones cada uno. Así, hay 1 orbital tipo s , 3 orbitales p , 5 orbitales d y 7 del tipo f . De esta forma el número máximo de electrones que admite cada subnivel es: 2 en el s ; 6 en el p (2 electrones \times 3 orbitales); 10 en el d (2 \times 5); 14 en el f (2 \times 7).

La configuración electrónica en la corteza de un átomo es la distribución de sus electrones en los distintos niveles y orbitales. Los electrones se van situando en los diferentes niveles y subniveles por orden de energía creciente hasta completarlos. Es importante saber cuántos electrones existen en el nivel más grande de un átomo pues son los que intervienen en los enlaces (cuando se juntan dos o más átomos) con otros átomos para formar compuestos.

Ya que sabes cuáles son los niveles y subniveles, vamos a aprender el orden en el que estos se llenan de electrones. El orden es el de la siguiente imagen:



Como puedes ver, primero tienes que llenar el orbital $1s$, luego el $2s$, seguido del $2p$... entonces la estructura de un átomo con muchos electrones quedaría más o menos así:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$... siempre siguiendo la flecha como ves en la imagen.

Aunque todo esto parece muy complicado, verás que no lo es con los ejemplos que te mostraremos a continuación. Recuerda que el número atómico de los elementos en la tabla periódica nos dice el número de protones y de electrones que cada átomo de cada elemento tiene.

1. Hidrógeno

- Número Atómico: 1
- Configuración electrónica: $1s^1$. Ya que solo tenemos un electrón en el primer nivel, y en el primer subnivel.

2. Helio

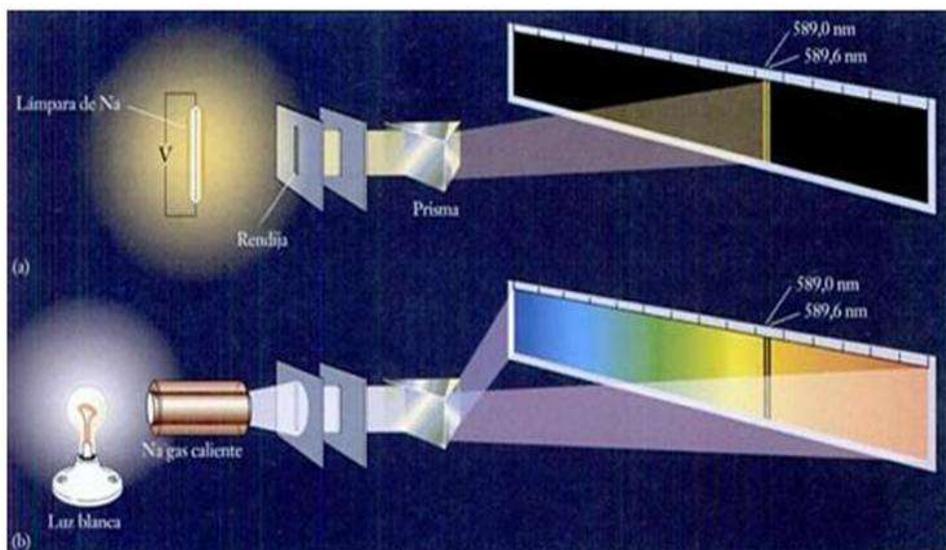
- Número Atómico: 2
- Configuración Electrónica: $1s^2$. Como puedes ver, el Helio tiene dos electrones en el subnivel s , del nivel de energía 1.

3. Carbono

- Número atómico: 6
- Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$. Recuerda que los niveles se tienen que llenar en un orden específico como mencionamos arriba. No puedes empezar a llenar el subnivel p , si aun no has llenado el subnivel s .

Espectros Atómicos

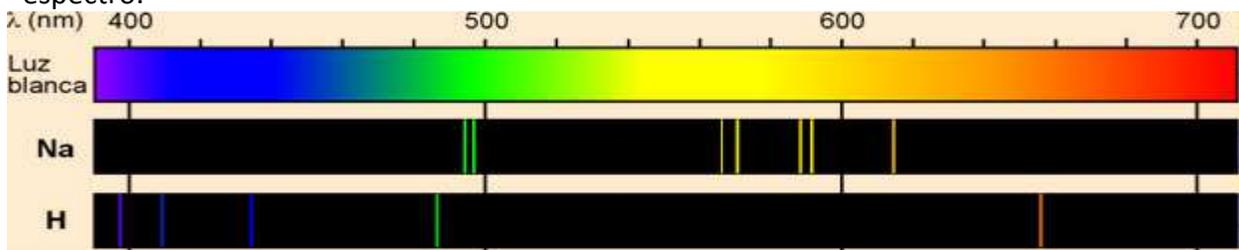
En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. El **espectro** que se obtiene es continuo; contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta, es decir, entre unos 400 y 700



nm (1 nm -nanómetro- = 10^{-9} m).

En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente. Es un **espectro discontinuo** que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento (es decir cada tipo de átomos) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo.

Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nm y 589,6 nm. Uno de los espectros atómicos más sencillos, y que más importancia tuvo desde un punto de vista teórico, es el del hidrógeno. Cuando los átomos de gas hidrógeno absorben energía por medio de una descarga de alto voltaje, emiten radiaciones que dan lugar a 5 líneas en la región visible del espectro:



El modelo atómico de Rutherford no podía explicar estas emisiones discretas de radiación por los átomos. Además presentaba el inconveniente de ser inestable: Según la física clásica una carga en movimiento emite continuamente energía por lo que los electrones radiarían energía continuamente hasta "caer" en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría.



Cada átomo es capaz de emitir o absorber radiación electromagnética, aunque solamente en algunas frecuencias que son características propias de cada uno de los diferentes elementos químicos. En el laboratorio, se pueden observar los espectros de emisión y absorción de energía de todos los elementos. El modelo de Bohr permite interpretar los

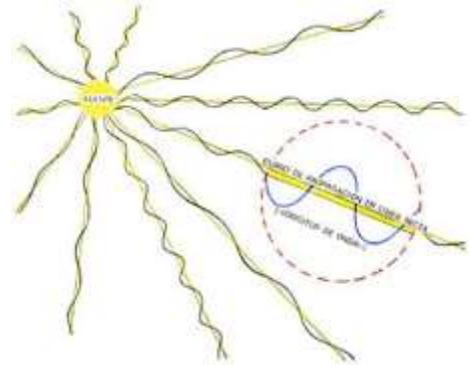
espectros atómicos y calcular la longitud de onda de la radiación absorbida o emitida por el electrón al saltar de una órbita a otra,

Cuantos de Energía

Un quantum o cuanto es la menor cantidad de energía que puede transmitirse en cualquier longitud de onda.

Considerado el creador de la teoría cuántica, el físico alemán Max Planck enunció que la radiación electromagnética se emite en unidades discretas de energía denominadas quantum o cuantos.

Para la física clásica, un oscilador de cierta frecuencia podía emitir cualquier parte de su cantidad total de energía sin importar su valor. En realidad, los cuantos o unidades de radiación son tan pequeños que la radiación nos parece continua. Einstein, en 1905, explicó el efecto fotoeléctrico utilizando la teoría de los cuantos, admitiendo que la luz se traslada por el espacio en forma de cuantos. A este cuanto de radiación se le dio posteriormente el nombre de fotón.



Glosario:

Átomo: Unidad de materia más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades

Configuración electrónica: La descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un determinado átomo.

Electrón: Partícula con carga negativa que orbita el núcleo del átomo.

Neutrón: Partícula que no tiene carga positiva ni negativa, pero que compone el núcleo del átomo junto a los protones.

Niveles de energía: Capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.

Número atómico: Indica el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.

Protón: Partícula que tiene carga positiva y que se encuentra en el núcleo del átomo.

Subniveles de energía: Se encuentran dentro de los niveles de energía. Pueden ser de 4 tipos, s, p, d y f.

Referencias Bibliográficas:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm

<http://www.slideshare.net/nanotechnology/espectro-atmico>

http://www.educa.madrid.org/web/ies.isidradeguzman.alcala/departamentos/fisica/temas/atomo/atomo_bohr.html