



GUÍA DE MODELOS ATÓMICOS

Área Química

Resultados de aprendizaje

Memoriza postulados de los diferentes modelos atómicos y las implicaciones de la física clásica y moderna para llegar a su construcción.

Contenidos

1. Modelo atómico de Dalton.
2. Modelo atómico de Thomson.
3. Modelo atómico de Rutherford.
4. Modelo atómico de Bohr.
5. Comportamiento ondulatorio de la materia.
6. Principio de Incertidumbre
7. Mecánica cuántica y orbital atómica
8. Teoría cuántica de Planck
9. Efecto fotoeléctrico

Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

Modelos atómicos

Los filósofos de la antigüedad especularon sobre cómo estaba formada la materia. Demócrito (460 - 370 A.C.) y otros filósofos anteriores a él, pensaban que el mundo material debería estar formado de pequeñas partículas indivisibles llamadas “átomos”, que significa indivisible o infragmentable. Más tardes Platón y Aristóteles propusieron la idea de que no podía haber partículas indivisibles. A medida que los químicos comenzaron a medir cantidades de elementos que reaccionaban entre sí para formar nuevas sustancias, se establecían los cimientos para una teoría atómica que vinculaba la idea de elementos con átomos.

Modelo atómico de Dalton

Cada elemento está formado por partículas extremadamente pequeñas, llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos entre sí, en masa y otras propiedades, pero los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otros elementos. Los átomos de un elemento no pueden transformarse en átomos de otro elemento mediante reacciones químicas; los átomos no se crean ni se destruyen en reacciones químicas.



Los compuestos se forman cuando los átomos de más de un elemento se combinan; un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo y tipo de átomos.

Dalton utilizó esta teoría para deducir la ley de las proporciones múltiples. Llegó a la conclusión sobre los átomos basándose en observaciones químicas en el mundo macroscópico.

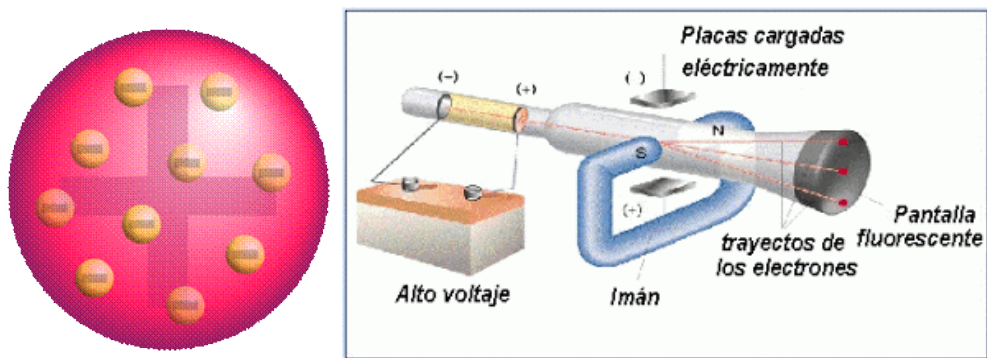
Modelo atómico de Thomson

Thomson construyó un tubo de rayos catódicos que en un extremo contenían una pantalla fluorescente, con el que pudo medir cuantitativamente los efectos de los campos eléctricos y magnéticos sobre el delgado haz de electrones que pasaban a través de un agujero en el electrodo cargado positivamente.

Determinó la relación entre la carga y la masa de los rayos catódicos, al medir cuanto se desvían por un campo magnético y la cantidad de energía que llevan.

En base a sus experimentos Thomson concluyó, que los rayos catódicos estaban hechos de partículas que llamó “corpúsculos” y estos procedían del interior del átomo, lo que significaba que los átomos eran divisibles.

Su contribución principal fue el descubrimiento del electrón, mediante su experimento de los rayos catódicos, además visualizó al átomo como una esfera maciza que tenía repartida su carga a través de todo su volumen, en la cual se encuentran embebidos los electrones.



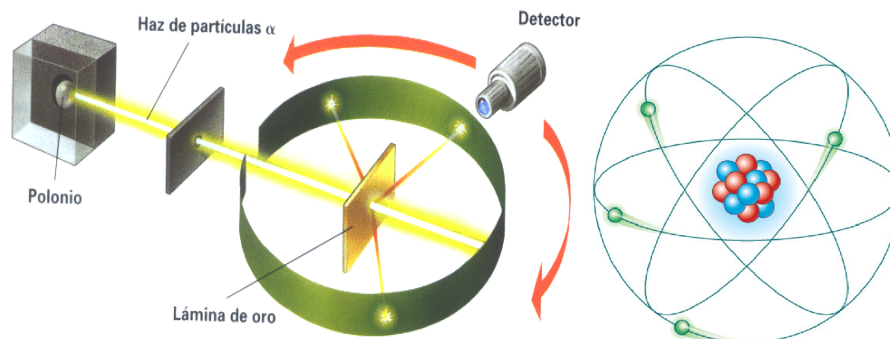
Modelo atómico de Rutherford

En 1910, Rutherford realizó un experimento que refutaba el modelo atómico propuesto por Thomson. Estudiaba los ángulos con los que las partículas α se desvían o se dispersan a medida que pasaban a través de una delgada lámina. Algunas partículas se desviaron aproximadamente en un grado, lo que no era consistente con el modelo de Thomson.

Mediante sus observaciones Rutherford pudo explicar que casi toda la masa de cada átomo de oro de su laminilla y toda su carga positiva residía en una región muy pequeña y extremadamente densa a la que llamó núcleo. Después postuló que casi todo el volumen de un átomo es un espacio vacío que forma la mayor parte de todos los átomos de la laminilla. Sin embargo, de vez en cuando una partícula α se acerca al núcleo de oro. La repulsión entre el núcleo de oro altamente cargado y la partícula α fue tan fuerte como para desviar la partícula α menos masiva.



Su principal contribución fue el descubrimiento del protón en 1919.



Modelo atómico de Bohr

El descubrimiento de Rutherford sobre la naturaleza nuclear del átomo, sugiere que el átomo puede considerarse como un “sistema solar microscópico” en el que los electrones orbitan alrededor del núcleo. Para explicar el espectro de líneas del hidrógeno, Bohr asumió que los electrones se movían en orbitales circulares alrededor del núcleo. Sin embargo, de acuerdo con la física clásica, una partícula cargada eléctricamente (como un electrón) que se mueve en una trayectoria circular debe perder continuamente energía mediante la emisión de radiación electromagnética. Al perder energía, el electrón debe caer en espiral dentro del núcleo cargado positivamente. Es evidente que esta caída en espiral no ocurre, ya que los átomos de hidrógeno son estables.

Los postulados de Bohr son los siguientes:

Solo las orbitas con ciertos radios, correspondientes a ciertas energías definidas, son permitidas para el electrón de un átomo de hidrógeno.

Un electrón en una órbita permitida tiene energía específica y es un estado de energía permitido. Un electrón en un estado de energía permitido no irradiará energía, y por lo tanto no caerá en espiral dentro del núcleo.

La energía es emitida o absorbida por un electrón solo cuando el electrón cambie de un estado de energía permitido hacia otro. Esta energía emitida es absorbida como un fotón.

$$E = h\nu$$

Bohr introdujo dos ideas fundamentales, que también existen en el modelo actual:

Los electrones solo existen en ciertos niveles discretos de energía, que están descritos por números cuánticos.

La energía tiene que ver con el movimiento de un electrón de un nivel a otro.



Limitaciones del modelo de Bohr

Aunque el modelo de Bohr explica el espectro de emisión del átomo de hidrógeno, no pudo explicar el espectro de emisión de átomos de mayor masa. Bohr también eludió el problema de por qué el electrón con carga negativa no caería en el núcleo con carga positiva con la simple suposición de que no ocurriría. Por lo tanto, existe un problema al describir a un electrón solo como una pequeña partícula que gira alrededor del núcleo.

Comportamiento ondulatorio de la materia

Si la energía radiante pudiera, en condiciones adecuadas, comportarse como si fuera un flujo de partículas, la materia en condiciones adecuadas, podría comportarse como una onda. Bajo estas características, supongamos que un electrón que orbita alrededor del núcleo, tendría una longitud de onda característica, en lugar de considerarse como una partícula.

De Broglie sugirió que cuando un electrón se mueve alrededor del núcleo, está asociado con una longitud de onda particular, la cual dependerá de su masa, m y de su velocidad, v (donde h es la constante de Planck).

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

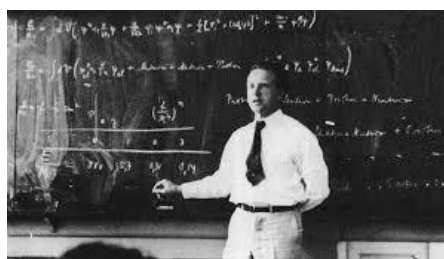
Debido a que la hipótesis de Louis De Broglie es aplicable para toda la materia, cualquier objeto de masa m y velocidad v daría origen a una onda de materia característica.

Principio de Incertidumbre

Por medio de las ecuaciones de física clásica podemos calcular la posición, la dirección del movimiento y la velocidad de la partícula en cualquier momento y con gran exactitud.

El físico alemán Werner Heisenberg propuso que la naturaleza dual de la materia presenta una limitación fundamental sobre cómo saber con certeza tanto la posición como el momento de cualquier objeto. Cuando se aplica a los electrones de un átomo, este principio establece que es imposible conocer de manera simultánea tanto el momento exacto del electrón como su posición exacta en el espacio.

La hipótesis de Louis De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg forman la base de una nueva y más aplicable teoría sobre la estructura atómica. En este nuevo enfoque, se abandona cualquier intento por definir con precisión la ubicación y el momento instantáneo del electrón. Se reconoce la naturaleza ondulatoria del electrón y su comportamiento y se describe en términos apropiados de ondas.



Mecánica cuántica y orbital atómica

En 1926, el físico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) propuso una ecuación ahora conocida como la ecuación de onda de Schrödinger, la cual incorpora tanto el comportamiento ondulatorio como el de partícula del electrón. Este trabajo abrió una forma nueva para tratar con las partículas subatómicas, conocido como mecánica cuántica o mecánica ondulatoria.

Resolver la ecuación de Schrödinger da lugar a una serie de funciones matemáticas llamadas funciones de onda por lo general se representan con el símbolo Ψ .

Como resultado, el cuadrado de la función de onda, Ψ^2 , en un punto dado del espacio, representa la probabilidad de que el electrón se encuentre en dicha posición. Por ésta razón Ψ^2 , se conoce como la densidad de probabilidad o la densidad electrónica.



Segunda derivada con respecto a X

Función de onda de Schrödinger

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

Posición

Energía

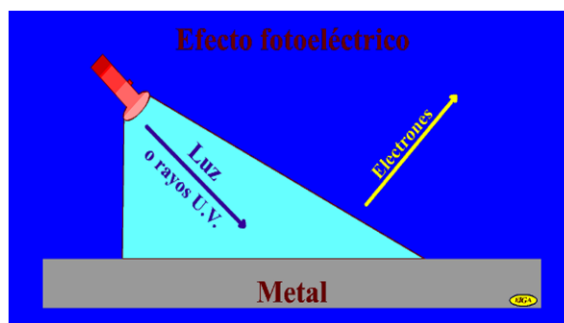
Energía potencial

Teoría cuántica de Planck

La física clásica asumía que los átomos y las moléculas emitían o absorbían cualquier cantidad arbitraria de energía radiante. Planck proponía que los átomos y las moléculas emitían o absorbían energía solo en cantidades discretas como pequeños cúmulos o paquetes. A la mínima energía que se podía emitir o absorber, Planck los llamó cuantos.

La energía E de solo un cuanto está dada por:

$$E = h \nu \text{ (donde } h \text{ es la constante de Planck } 6,63 \times 10^{-34} \text{ Js).}$$



Efecto fotoeléctrico

Cinco años después que Planck diera a conocer su teoría, Albert Einstein utilizó esta teoría para explicar el efecto fotoeléctrico. Fenómeno en que los electrones son expulsados desde la superficie de ciertos metal, que se han expuesto a la luz de al menos una determinada frecuencia mínima, que se conoce como frecuencia umbral. Donde el número de electrones liberados es proporcional a la intensidad de la luz.

Einstein dedujo que cada una de estas partículas de luz, que ahora se conocen como fotones, deben poseer una energía E de acuerdo a la ecuación $E = h \nu$.

Este dilema se resolvió tomando en cuenta que la luz se comporta como onda y como partícula.

Responsables académicos

Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.
Brown T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy. C. Química, la Ciencia Central (11a. ed). México: Pearson Education.