

**CENTRO EDUCACIONAL DE ADULTOS ISABEL LA CATOLICA.
PUENTE ALTO.**

ASIGNATURA	Ciencias Naturales	NIVEL	2º Nivel
UNIDAD	Teoría Atómica de la Materia	APRENDIZAJE ESPERADO	(escrito)
OBJETIVO DE LA GUIA.	Reconocer la estructura elemental del átomo, las partículas que lo componen, su carga, masa relativa y energías permitidas	INDICADORES DE EVALUACION.	Comprendan el concepto de átomo como la unidad más pequeña de la materia, que se encuentra constituida por partículas subatómicas. Reconozcan los constituyentes del núcleo y su relación con los fenómenos radioactivos. Reconozcan los aportes de científicos, hombres y mujeres, al desarrollo de la investigación en el ámbito de la radiactividad y su impacto en la sociedad.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA GUIA.	Leer, la guía y responder las preguntas, tanto de Completación, verdadero y/o falso y preguntas abiertas.
---	---

GUIA Nº 2	FECHA: 30 - 3 - 2020	NOMBRE DE LA GUIA	Teoría Atómica
------------------	-----------------------------	--------------------------	----------------

I.- Comprensión de Lectura: LA TEORÍA ATOMICA

▪ Teoría Atómica de Dalton: John Dalton (1766 – 1844). Químico, matemático y filósofo inglés, además de la teoría atómica formulo varias leyes sobre gases y fue el primero en dar una descripción detallada sobre la ceguera a los colores, enfermedad que él padecía. Se ha descrito a Dalton como un experimentador desinteresado, con un deficiente manejo del lenguaje. Su único pasatiempo era jugar bolos. Probablemente la visión de estas bolas de madera le dio la idea de la teoría atómica.

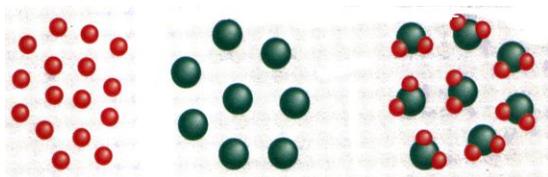
En 1808 formulo una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos.

El trabajo de Dalton marco el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton pueden resumirse como sigue:

- 1.- Toda la materia está compuesta por átomos.
- 2.- Los átomos de un mismo elemento son de la misma clase y tienen igual masa.
- 3.- Los átomos son partículas indivisibles e invisibles.
- 4.- Los átomos que forman los compuestos son dos o más clases diferentes.
- 5.- Los átomos que forman los compuestos están en una relación de números enteros y sencillos.
- 6.- Los cambios químicos corresponden a una combinación, separación o reordenamiento de átomos.

El concepto de Dalton sobre un átomo es mucho más detallado y específico que el concepto de Demócrito. Dalton no intento describir la estructura o composición de los átomos.

- Modelo de Dalton; tampoco tenía idea de cómo era un átomo, pero se dio cuenta de que la diferencia en las propiedades mostradas por los elementos como el hidrogeno y oxígeno, solo se puede explicar a partir de la idea de que los átomos de hidrogeno son diferentes de los átomos de oxígeno. Se representa de la siguiente forma:



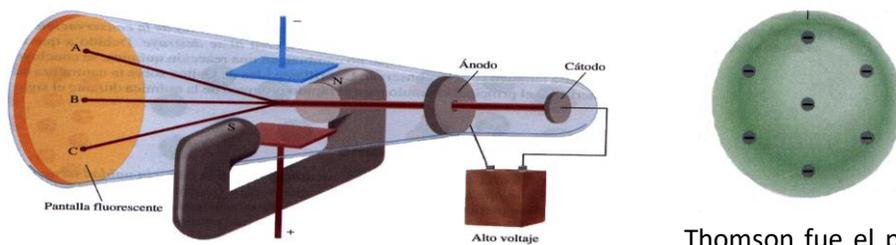
Con base en la teoría atómica de Dalton, un átomo se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e invisible.

Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

- Modelo de Thomson: Joseph John Thomson (1856 – 1940). Físico británico, recibió el Premio Nobel de física en 1906 por el descubrimiento del electrón. Utilizo un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la

teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón. El número que obtuvo fue de $-1,76 \times 10^8 \text{ C/g}$, en donde C es la unidad de carga eléctrica, en coulombs.

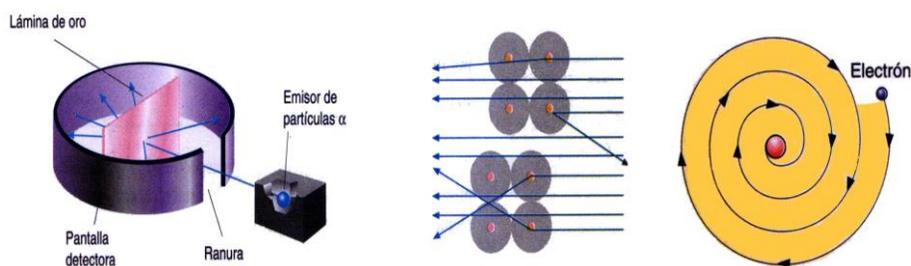
Thomson construyó un tubo de descargas en el que dispuso un campo eléctrico en oposición a un campo magnético.



Thomson fue el primero en proponer un modelo estructural interno del átomo. "si los átomos contienen partículas negativas, los electrones, y la materia se presenta con neutralidad de carga, entonces deberían existir partículas positivas". Es así como Thomson postula que el átomo debe ser una esfera compacta positiva en la cual se encontrarán incrustados los electrones en distintos lugares, de manera que la cantidad de carga negativa sea igual a la carga positiva. Su modelo y el tubo de rayos catódicos son los siguientes:

- Modelo de Rutherford: Ernest Rutherford (1871 – 1937). Físico neocelandés. Realizó la mayor parte de su trabajo en Inglaterra (en las universidades de Manchester y Cambridge). Recibió el Premio Nobel de química en 1908 por sus investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico.

En 1910, Rutherford y sus colaboradores, utilizando un haz de radiación alfa, bombardearon láminas metálicas muy delgadas, colocando una pantalla de sulfuro de zinc a su alrededor, sustancia que tenía la cualidad de producir destellos con el choque de las partículas alfa incidentes. La hoja metálica fue atravesada por la mayoría de las partículas alfa incidentes; algunas de ellas siguieron en línea recta, otras fueron desviadas de su camino y, lo más sorprendente, muy pocas rebotaron contra la lámina.



El comportamiento de las partículas alfa contra la lámina metálica llevó a Rutherford a concluir que cada átomo estaría formado por una parte central, el núcleo de carga positiva, donde estaría concentrada la masa del átomo. Con ello explicaba la desviación de las partículas alfa (partículas de carga positiva). Los electrones se encontrarían en una estructura externa girando en órbitas circulares muy alejadas del núcleo, dejando un gran espacio libre que explicaría el paso mayoritario de las partículas alfa a través de la lámina de oro. Esta visión del átomo se conoce como Modelo Planetario de Rutherford.

▪ Estructura atómica: Las partículas fundamentales del átomo son los protones y los neutrones, concentrados en el núcleo, y los electrones distribuidos en la periferia del átomo.

Las masas y las cargas de estas partículas son extremadamente pequeñas y para su mejor comprensión y uso, es recomendable expresar estas cantidades como números relativos. La carga $1,602 \times 10^{-19}$ coulomb se hace equivalente a "una carga unitaria". Cada protón y cada neutrón, de masas parecidas, se hacen equivalentes a una unidad de masa o número de masa. De este modo, el núcleo de helio tiene carga +2, y como posee dos protones y dos neutrones, su número de masa es 4.

Para cualquier átomo es recomendable sistematizar los siguientes conceptos:

- Concepto de número atómico y masa atómica:

El número atómico, Z, es el número de protones en el núcleo.

En un átomo neutro, el número de protones (p) es igual al número de electrones (n_e). Por ejemplo, el átomo de flúor tiene $Z = 9$ y posee 9 electrones.

El número de masa o número másico, A, corresponde a la suma de protones y neutrones presentes en el

núcleo de un átomo de un elemento.

Número másico = número de protones + número de neutrones.

Número másico = número atómico + número de neutrones.

Una forma simple de expresar la composición nuclear para un elemento X es mediante la simbología: A_ZX .

De este modo los núcleos de helio y flúor se representan por: ${}^4_2\text{He}$ ${}^{19}_9\text{F}$

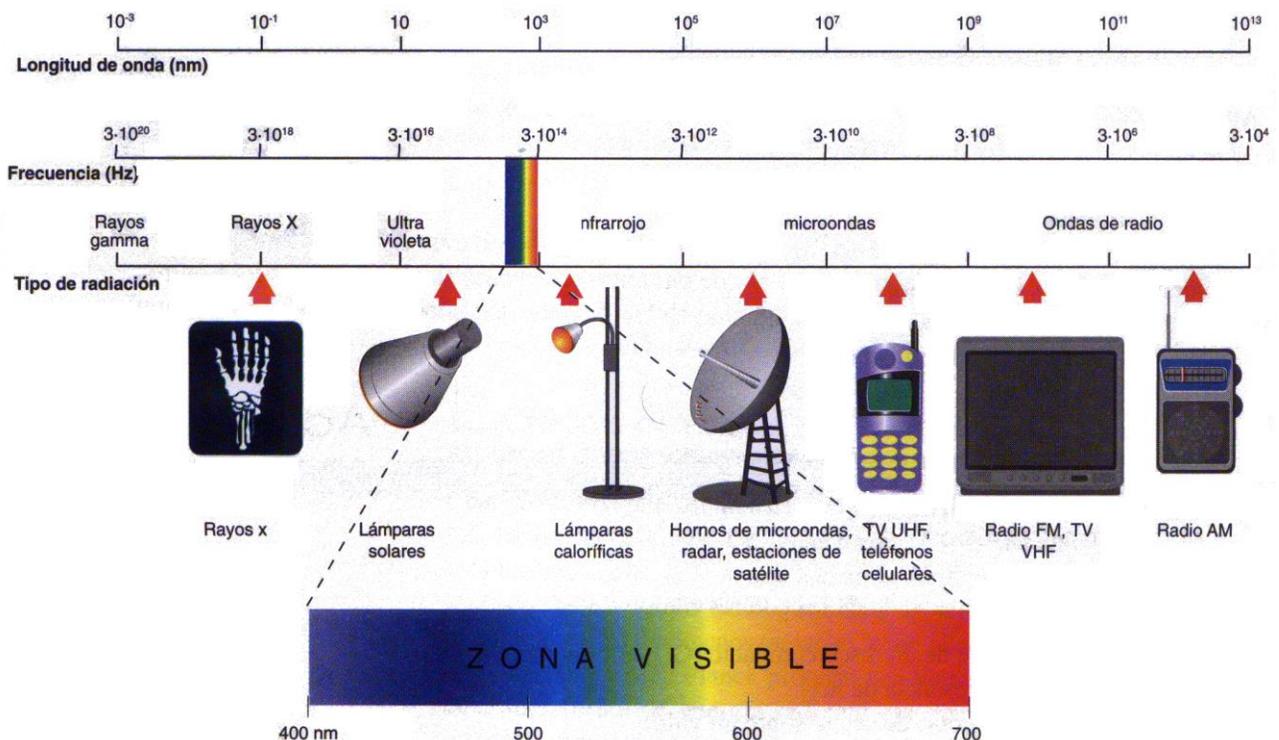
El núcleo de helio tiene 2 neutrones y el de flúor 10.

- Teoría de Planck: Max Kart Ernst Ludwig Planck (1858 – 1947). Físico alemán que recibió el Premio Nobel de física en 1918 por su teoría cuántica. Planck también hizo contribuciones importantes en la termodinámica y otras áreas de la física.

Cuando observamos un rayo de luz que pasa por un orificio creemos ver una radiación continua. De igual forma, el enfriamiento de un metal incandescente nos da la sensación de la pérdida continua de radiación térmica. Este modelo de continuidad de la energía fue incapaz de interpretar varios fenómenos radiantes, entre ellos, los espectros atómicos.

En 1900, Max Planck propuso una idea revolucionaria en la que cualquier forma de energía radiante era discontinua, compuesta de pequeñas partículas o "paquetes" de energía a los que denominó cuantos (del latín, quanto), que portaban una cantidad de energía (E), proporcional a la frecuencia de la radiación: $E = h\nu$; donde, ν es la frecuencia de la radiación en s^{-1} ; y h es la constante de Planck, igual a $6,626 \times 10^{-34}$ J s.

Radiación electromagnética: La luz visible es una forma de radiación electromagnética. También lo son las ondas de radio, las microondas, los rayos infrarrojo, los rayos ultravioleta, los rayos X y los rayos gamma. Este tipo de radiación se describe mediante una onda formada por un componente magnético y uno eléctrico. En el vacío cualquier tipo de radiación se desplaza con la misma velocidad $c = 3,00 \times 10^8$ m/s, llamada general mente velocidad de la luz. Sin embargo, estas radiaciones se diferencian en sus longitudes de onda o en sus frecuencias. Cuando todas las radiaciones electromagnéticas son ordenadas según la magnitud de sus longitudes de onda, la zona visible ocupa un rango muy estrecho de $4,0 \times 10^{-7}$ a $7,0 \times 10^{-7}$ m. En este rango están todos los colores que conocemos.



- Modelo de Bohr, niveles de energía: Niels Henrik David Bohr (1885 – 1962). Físico danés y uno de los fundadores de la física moderna. Recibió el Premio Nobel de física en 1922, por su teoría que explicaba el espectro del átomo de hidrógeno.

No sólo el hidrógeno da lugar a un espectro discreto de líneas. Todos los elementos dan lugar a un espectro de líneas característico. El espectro del hidrógeno llevó a Niels Bohr, en 1913, a proponer un

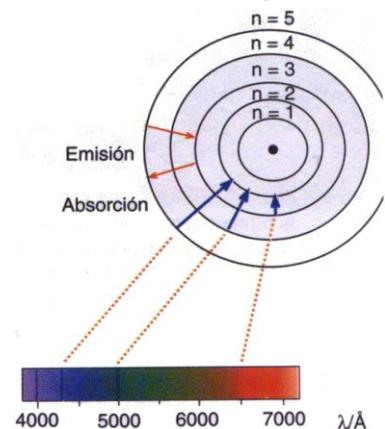
modelo de átomo diferente al de Rutherford, en el que considera que las líneas del espectro son la resultante de transiciones entre niveles energéticos en los átomos.

Postula lo siguiente:

- 1.- Los electrones giran en órbitas circulares en torno al núcleo.
- 2.- Cuando el electrón gira en una órbita determinada no emite ni absorbe energía. Está en un estado estacionario.
- 3.- En el átomo de hidrógeno sólo están permitidas órbitas de radio. $r_n = n^2 a_0$
- 4.- Cuando el átomo absorbe energía, el electrón salta hacia un nivel externo. Si el electrón regresa a un nivel interno emite energía.

El electrón en el nivel más bajo, $n = 1$, se encuentra en el estado fundamental o basal. Si se encuentra en cualquier estado superior, $n \geq 2$, el electrón está en un estado excitado. Cuando el electrón pasa de un nivel interno hacia uno externo, el átomo absorbe energía. Si el electrón se transfiere desde una órbita externa a una interna, el átomo emite energía equivalente a la diferencia entre los dos estados.

El modelo atómico planetario de Bohr es simple de comprender, pero no es una respuesta definitiva para la estructura del átomo de hidrógeno y de otros átomos más complejos.



- Modelo Mecanocuántico y orbitales atómicos: El modelo atómico de Bohr, explicaba satisfactoriamente el átomo de hidrógeno y otras especies hidrogenoides como He^+ , Li^{+2} , Be^{+3} , etc., que poseen solo un electrón. Sin embargo, este modelo fracasó en átomos multielectrónicos. Los espectros de estos átomos resultaron ser más complejos que el espectro del átomo de hidrógeno, puesto que incluyen multiplicidad de líneas, que el modelo de Bohr no pudo explicar. La complejidad de los espectros hacía prever que en los átomos existirían, además de los niveles energéticos propuestos por Bohr, subniveles de energía.

Hipótesis de De Broglie: Louis Victor Pierre Raymond Due De Broglie (1892 – 1977). Físico francés, miembro de una noble y antigua familia francesa que tenía título de príncipe. En su disertación doctoral propuso que la materia y la radiación tenían propiedades de onda y de partícula. Por este trabajo recibió el Premio Nobel de física en 1929.

De Broglie postuló que las partículas materiales, en especial los electrones, deberían tener comportamiento dual de onda – partícula como la luz. Esto significa que cualquier partícula que tiene masa con cierta velocidad, debe comportarse además como una onda. En 1927 la hipótesis fue corroborada experimentalmente, es decir, los electrones mostraron propiedades ondulatorias.

Principio de Incertidumbre: Werner Kart Heisenberg (1901 – 1976). Físico alemán y uno de los fundadores de la teoría cuántica moderna. Recibió el Premio Nobel de física en 1932.

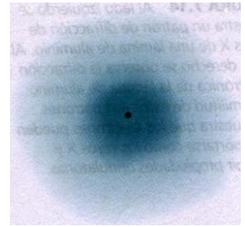
En 1927, Werner Heisenberg, sugirió a través de un riguroso análisis matemático, que en la naturaleza hay una limitación de conocer con precisión y simultáneamente la posición y momento (masa por velocidad) de una partícula. Si la indeterminación en la posición es x y en el momento es p , entonces se cumple el producto: $x P \geq h$; esta relación, significa que nunca podremos disminuir las indeterminaciones a cero, ya que siempre el producto, serán igual o mayor que la constante de Planck. Si se mejora la posición se hace mayor el error en la determinación del momento. La limitación es pequeña cuando se trata de una partícula masiva, pero muy importante cuando se trata de electrones. Este principio nos dice que nosotros no podemos conocer con exactitud el camino que hacen los electrones en torno al núcleo. Por esta razón el modelo de orbitas circulares de Bohr resultó ser inadecuado para una correcta interpretación de los átomos.

Si conocemos perfectamente el momento de una partícula no sabemos dónde se encuentra. Si se sabe dónde está la partícula desconocemos su momento y su energía.

Proposición de Schrödinger: Erwin Schrödinger (1887 – 1961). Físico austriaco, autor de la teoría de la

mecánica ondulatoria, la cual sentó las bases para la teoría cuántica moderna. Recibió el Premio Nobel de física en 1933.

En 1927, Erwin Schrödinger, propuso una ecuación en la que introdujo la hipótesis de De Broglie tomando en cuenta el comportamiento de onda y partícula para el electrón. La ecuación de Schrödinger, una ecuación muy compleja, cuando es resuelta permite obtener soluciones llamadas funciones de onda, ψ . La función de onda ψ , también llamada orbital, contiene toda la información que permite describir el comportamiento del electrón en el átomo. El orbital tiene un sentido diferente al de la órbita de Bohr. Al aplicar la ecuación de Schrödinger a un sistema como el átomo de hidrógeno surge en forma natural la cuantización de la energía para el electrón. En rigor, no es posible cualquier valor de energía, sino valores cuantizados o discretos. El modelo Mecanocuántico se puede visualizar de la siguiente forma:



II.- Guía Práctica Teoría Atómica

i.- Complete las siguientes oraciones: **(1 punto cada uno); (16 puntos total del ítem).**

- 1.- El físico _____ descubrió el electrón.
- 2.- Según Demócrito, el átomo es _____
- 3.- Los rayos catódicos corresponde a _____
- 4.- En él _____ se concentra la masa del átomo.
- 5.- La neutralidad del átomo se conserva porque tiene _____
- 6.- El físico _____ propuso el modelo planetario del átomo.
- 7.- Las _____ son regiones del espacio, donde se mueven los electrones.
- 8.- La existencia del núcleo atómico fue propuesta por _____.
- 9.- El científico _____ descubrió la existencia de los neutrones.
- 10.- El modelo de _____ propone que los electrones giran en movimiento circular alrededor del núcleo.
- 11.- Las partículas _____ son iones de helio con carga positiva.
- 12.- El átomo cuando _____ alcanza un estado de excitación electrónica.
- 13.- Los espectros de emisión de los átomos, se originan debido _____.
- 14.- Él _____ es la magnitud de la energía que gana o pierde el electrón.
- 15.- La _____ natural es la emisión espontánea de radiaciones por parte del núcleo atómico.
- 16.- Un cuanto o fotón es un paquete de _____.

ii.- En las siguientes afirmaciones coloque una V o F, según corresponda. Fundamente las afirmaciones falsas. **(1 punto cada uno); (10 puntos total del ítem).**

- 1.- _____ Según Dalton, el átomo es indivisible.
- 2.- _____ Demócrito y Leucipo, postulaban que la materia era discontinua y formada por átomos.
- 3.- _____ El modelo atómico de Thomson, es análogo al sistema solar.
- 4.- _____ Los rayos catódicos que observó Thomson, corresponden a una propiedad de la luz.
- 5.- _____ Rutherford propuso la existencia del núcleo atómico.

6.- _____ El neutrón, el electrón y el protón tienen la misma masa.

7.- _____ El modelo atómico actual, determina la probabilidad exacta de encontrar un electrón en su órbita.

8.- _____ La carga puede ser positiva o negativa.

9.- _____ El fotón es la cantidad mínima de energía que puede absorber o emitir un átomo.

10.- _____ La función de onda indica la posición del electrón.

iii.- Responda las siguientes preguntas: **(2 punto cada uno); (10 puntos total del ítem).**

1.- ¿Cómo es el átomo?

2.- ¿Qué es la carga masa del electrón?

3.- ¿Qué son los rayos X y la radiactividad?

4.- Indica cual era uno de los principales postulados de la teoría atómica de Dalton

5.- Indica como el científico Bohr, resuelve el problema de la destrucción del átomo que surge de la teoría de Rutherford.