

de un mismo elemento (excitado) siempre emiten las mismas longitudes de onda, propuso una teoría conocida como: La Teoría de Bohr.

1°.- Da a conocer la existencia de niveles de energía y explica que un átomo puede tener 1, 2, 3 órbitas o niveles de energía que designaremos con la letra "n" y cada nivel tiene energía diferente.

2°.- Mientras un electrón permanece en una cierta órbita o estado estacionario no gana ni pierde energía.

3°.- Cuando un electrón salta de un nivel o estado estacionario a otro, ese cambio va acompañado con la absorción o emisión de una cierta cantidad de energía, cantidad igual a la diferencia de energías que hay entre la órbita donde estaba y a la que saltó el electrón.

Bohr se basó en los trabajos de Dalton, Thomson, Rutherford, etc. y conservó algunas ideas anteriores para estructurar su modelo atómico que se basa en lo siguiente:

- El átomo es una esfera compacta.
- Los electrones giran alrededor del núcleo.
- Los electrones giran en órbitas estacionarias o niveles definidos de energía.
- Los niveles se encuentran a distancias precisas.
- Cada nivel tiene una energía diferente.

También comparaba el ascenso de una persona por los peldaños de una escalera, donde los pies serían los electrones y los peldaños los niveles de energía, donde se puede observar que los pies no se pueden sostener en el espacio que hay entre dos pel-

... como el electrón en el átomo, no puede estar en medio de niveles de energía.



NATURALEZA ONDULATORIA DE LA MATERIA
COMPORTAMIENTO DUAL DE LA MATERIA

Antes de que Planck postulara su teoría de la cuantización de energía radiante, se aceptaba que la energía viajaba como onda o tenía materia y que la materia no tenía características de

En 1924, el físico francés Louis de Broglie relacionó las fórmulas de energía de Planck y la de Einstein donde relaciona la materia y la energía:

$$E = h\nu \qquad E = mc^2$$

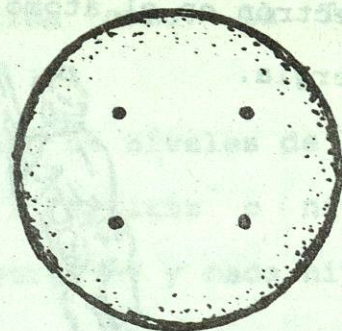
... sustituyendo ν por V/λ y c^2 por V^2 por ser velocidad las dos

... tuvo: $\lambda = \frac{h}{mV}$
de $h =$ constante de Planck, $m =$ masa de una partícula en movimiento y $V =$ velocidad de esa partícula.

Con esta ecuación de Broglie deduce que si la masa de una partícula en movimiento es grande, su longitud de onda es muy

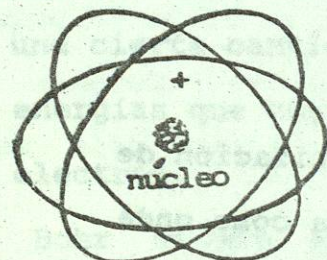


MODELO DE DALTON

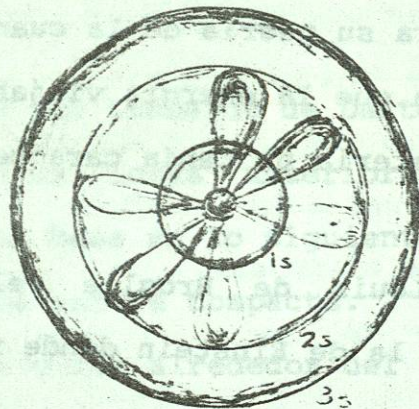
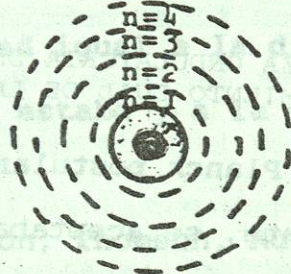


MODELO DE THOMSON

MODELO DE RUTHERFORD



MODELO DE BOHR



MODELO ACTUAL

MODELOS ATOMICOS

pequeña y en algunos casos despreciable; pero si la masa es muy poca la longitud de onda es grande y se comportará más como onda y no como partícula; como lo hace el electrón en el átomo, que no respeta las leyes de la física clásica (Newtoniana).

El comportamiento de la materia como partícula se ejemplifica con la trayectoria que sigue un proyectil de plomo (bala) al ser disparado, o la de un balón de futbol al que se le ha pateado con gran fuerza, en ambos casos la materia se comporta como partícula y no se observa un movimiento ondulatorio (o es despreciable); en cambio, si se deja caer un trozo pequeño de papel o una pluma de ave de una altura de 10 metros, por su poca masa y poca velocidad tendrán un comportamiento ondulatorio.

MODELO DE LA MECANICA CUANTICA

Muchos investigadores han contribuido al campo de estudio de la mecánica-cuántica, Bohr con los niveles de energía o número cuántico principal, Planck con la teoría cuántica de la radiación, Sommerfeld al proponer la existencia de órbitas elípticas; pero los desarrollos se les adjudican a Heisenberg y Schrödinger, estos investigadores en sus estudios utilizaron los conceptos de de Broglie, para explicar el comportamiento ondulatorio del electrón y su energía.

Todos estos estudios dieron como resultado el actual modelo atómico conocido como "modelo de la mecánica-cuántica".

Este modelo establece que existen cuatro números cuánticos, que son: el número cuántico principal, número cuántico azimutal o secundario, número cuántico magnético y número cuántico spin. Estos se representan con las letras n,l,m,s. Estos números cuánticos dan una descripción completa del comportamiento de los electrones en el átomo.

El número cuántico principal (n): da a conocer el nivel de energía donde se encuentra el electrón y tiene valores de: n=1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

El número cuántico azimutal u orbital (l): indica la forma del orbital alrededor del núcleo y se representa con los valores desde 0 hasta n-1. Es decir que su valor será de 0 hasta un número menos que el número cuántico principal. También puede representarse con las letras s, p, d, f.

El número cuántico magnético (m): representa la orientación de los orbitales en el espacio. El valor del número cuántico magnético es desde -1 (menos ele) hasta +1 (mas ele), incluyendo el 0. Cabe agregar que en cada número cuántico magnético pueden existir dos electrones.

Ejemplos: a) para n = 1

$$n = 1 \quad l = 0 \quad m = 0$$

b) para n = 2

$$n = 2 \quad l = 0 \quad m = 0$$

$$l = 1 \quad m = -1, 0, 1$$

El número cuántico spin (s): da a conocer el giro del electrón y tiene valores de $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ por cada número cuántico magnético. Ejemplo: para n = 3

$$n = 3 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$

$$l = 1 \quad m = -1, 0, 1 \quad s = 3(+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$$

$$l = 2 \quad m = -2, -1, 0, 1, 2 \quad s = 5(+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$$

Esto indica que en el tercer nivel pueden existir 18 electrones.

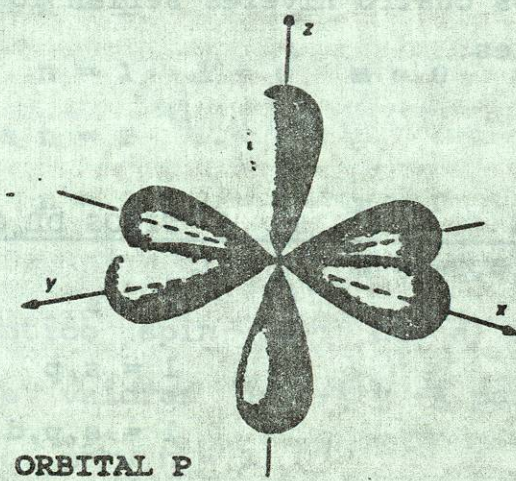
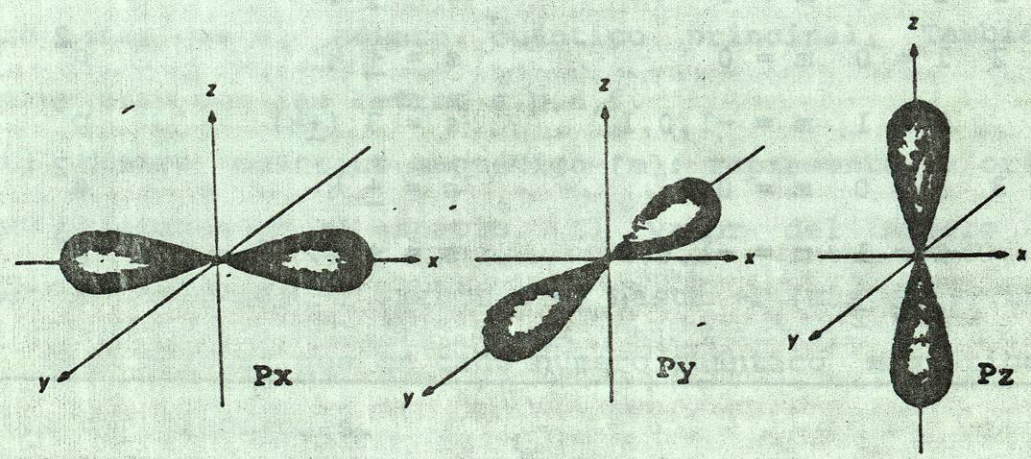
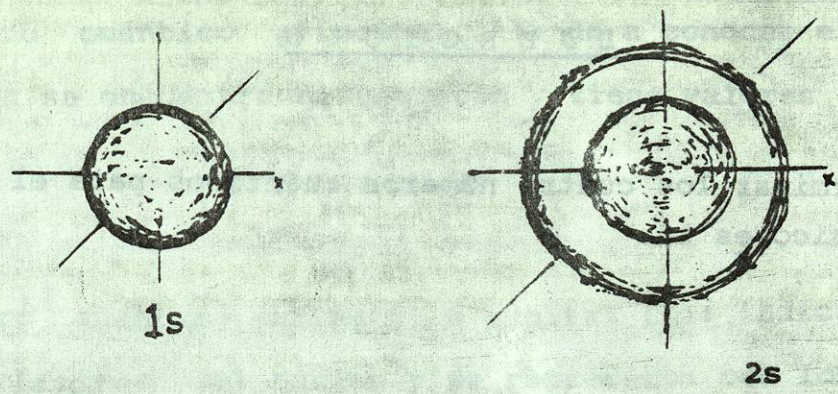
EJERCICIO

Determinar los cuatro números cuánticos para el fósforo, cuyo número atómico es 15.

n	l	m	s	total de electrones
n = 1	l = 0	m = 0	s = $\pm \frac{1}{2}$	s ²
n = 2	l = 0	m = 0	s = $\pm \frac{1}{2}$	s ²
	l = 1	m = -1, 0, 1	s = 3 ($\pm \frac{1}{2}$)	p ⁶
n = 3	l = 0	m = 0	s = $\pm \frac{1}{2}$	s ²
	l = 1	m = -1, 0, 1	s = $\pm \frac{1}{2}, + \frac{1}{2} + \frac{1}{2}$	p ³
	l = 2			

Para los primeros cuatro niveles serían los siguientes números cuánticos azimutales:

<u>NIVEL DE ENERGIA</u>	<u>TIPOS DE ORBITAL</u>
n = 1	l = s
n = 2	l = s, p
n = 3	l = s, p, d
n = 4	l = s, p, d, f



ORBITALES

PRINCIPIOS IMPORTANTES EN LA TEORIA DE LA MECANICA-CUANTICA

a) Principio de Incertidumbre de Heisenberg: Establece que no se puede saber la posición ni la velocidad de un electrón en un momento dado.

b) Principio de Exclusión de Pauli: Establece que no es posible que existan en el átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, por lo menos es diferente el "spin".

c) Principio de la Máxima Multiplicidad: Establece que los electrones van llenando orbitales del mismo nivel de energía, antes de que ocurra el acoplamiento de electrones del mismo orbital.

CONFIGURACION ELECTRONICA

Conociendo los números cuánticos, los principios y leyes en los cuales se basan éstos, es posible determinar la configuración electrónica de los elementos y posteriormente entender las propiedades de esos elementos.

Para realizar la configuración electrónica de los elementos se deben recordar los siguientes aspectos:

- 1.- Existen cuatro números cuánticos que se representan con las letras n, l, m, s.
- 2.- El número cuántico azimutal (l) toma los valores de 0, 1, 2, 3, y estos valores se representan con las letras s, p, d, f.
- 3.- El número de electrones que puede tener cada orbital es de: s = 2, p = 6, d = 10, f = 14.
- 4.- El número de protones de un átomo de un elemento nos indica el número atómico y como el átomo normal es eléctricamente neutro el número de protones es igual al número de electrones.