

2-5 NIVELES ENERGÉTICOS.

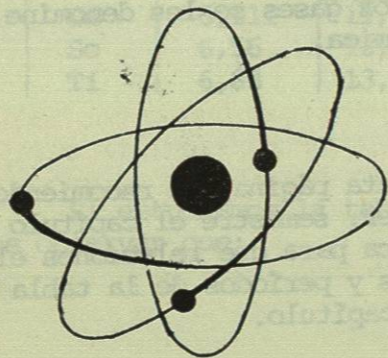
Con los estudios que aquí se han descrito y muchos otros, se llegó después de cierto tiempo a demostrar que los electrones estaban dispuestos alrededor del núcleo en *niveles principales de energía (n)*, también llamados capas. Además se llegó a la conclusión de que en cada nivel o capas cabía una cantidad determinada de electrones siendo esta la siguiente:

capa K (la más cercana al núcleo)	= 2 electrones
capa L	= 8 electrones
capa M en los elementos más pesados puede tener hasta 18 electrones, pero para los elementos del 2o. período de la tabla periódica tiene una capacidad máxima de 8 electrones.	
capa N	= 32 electrones

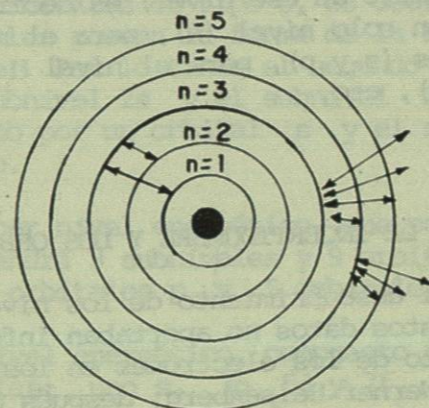
A los niveles o capas, también se les denomina por números.

Ejemplo: K= 1, L= 2, M= 3, N= 4, etc.

Se concluyó también que mientras más alejado se encontrara un electrón de su núcleo, menor sería la atracción que el núcleo ejerciera sobre ellos por lo cual a la *capa más externa de cualquier átomo se le denomina capa de valencia*; por el hecho de que los electrones se encuentren en esta capa, serán los responsables de la valencia de los átomos, ya que éstos serán los que se transfieran o compartan con otros átomos para formar enlaces (cap. 3), por lo cual estos electrones se llamarán *electrones de valencia*.



Modelo atómico de Bohr.



2.3 Los niveles de energía en el átomo de Bohr, están indicados como valores posibles de n . En la figura se muestran 5 niveles de energía. Un electrón puede efectuar un salto cuántico de un nivel de menor energía hacia cualquier otro superior. Un electrón excitado puede caer de un nivel más alto hacia otro más bajo. Los saltos cuánticos posibles relacionados con los 5 primeros niveles de energía están indicados mediante flechas.

2-6 SUBNIVELES ENERGÉTICOS.

Con la ayuda de las fotografías tomadas de las radiaciones emitidas por los átomos al ser excitados se ha revelado que las energías de los electrones situados en un mismo nivel energético, difieren unas de otras. Esto hacía necesario el postular que dentro de cada nivel energético deberían existir *subniveles energéticos* que explicaran la diferencia encontrada en la emisión de energía por electrones de un mismo nivel.

Los subniveles fueron recibiendo nombre a medida que cada serie de líneas nuevas del espectro iba siendo descubierta. Hoy sabemos la existencia de los subniveles s, p, d, f, que corresponden a: sharp, principal, difuse y fundamental.

Los subniveles existentes en un solo nivel de energía serán igual al número de ese nivel; es decir, para el nivel K o 1, existirá un solo nivel (s), para el nivel L o 2, existirán 2 subniveles (s y p), para el nivel M o 3, existirán 3 subniveles (s, p, d), etc.

2-7 EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE Y LOS ORBITALES.

Con todo y el descubrimiento de los niveles y subniveles de energía, estos datos no aportaban información alguna sobre el movimiento de los electrones en los átomos y en 1926 el físico alemán Werner Heisenberg, después de tratar con muchos experimentos de calcular la posición y la velocidad de un electrón, concluyó en lo siguiente: *es imposible conocer simultáneamente y con exactitud perfecta la posición y velocidad de un electrón.*

Puesto que si determináramos experimentalmente la posición exacta en un determinado momento, la velocidad del electrón era perturbada a tal grado por el mismo experimento, que no se podría señalar con exactitud; de igual manera al medir la velocidad exacta del electrón la imagen de su posición quedaba completamente borrosa.

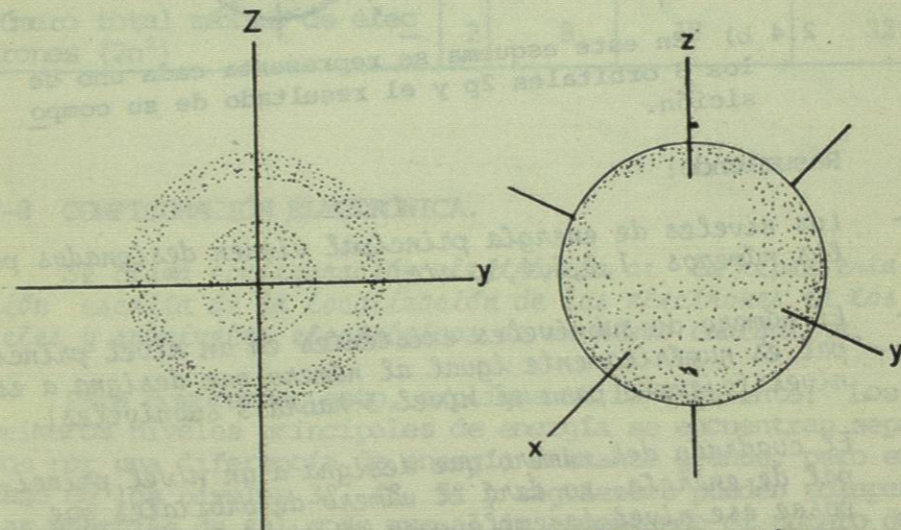
Posteriormente mediante el empleo de métodos matemáticos de la mecánica cuántica Erwin Schrödinger pudo calcular la probabilidad de encontrar el electrón en la región del espacio que rodea al núcleo. A estas regiones donde era posible encontrar al electrón se denominaron *orbitales*; además se descubrió que cada orbital no podría estar ocupado por más de 2 electrones y que 2 electrones que ocupasen el mismo orbital deberían estar girando sobre su propio eje, uno en sentido contrario al que girará el otro.

En conclusión el primer nivel energético (capa K o 1) como tiene capacidad para 2 electrones, tendrá un solo orbital y la forma de este orbital será esférica.

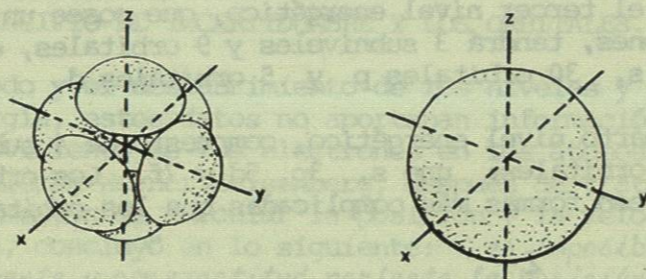
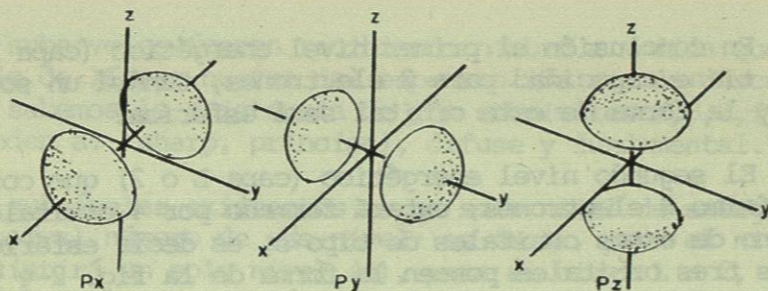
El segundo nivel energético (capa L o 2) que contiene como máximo 8 electrones, estará formado por 4 orbitales; siendo uno de estos orbitales de tipo s, es decir esférico y los otros tres orbitales poseen la forma de la fig. 2-4 y se denominan orbitales p. Por lo tanto el segundo nivel tendrá 2 subniveles; el subnivel 2s y el subnivel 2p. El subnivel 2s está compuesto por un orbital s y el subnivel 2p tendrá 3 orbitales p.

Para el tercer nivel energético, que posee un máximo de 18 electrones, tendrá 3 subniveles y 9 orbitales, es decir: 1 orbital s, 3 orbitales p y 5 orbitales d.

El cuarto nivel energético, compuesto de 4 subniveles, tendrá 16 orbitales: uno s, 3p, 5d y 7f. Los orbitales d y f poseen formas más complicadas que los orbitales s y p.



2.4 a) Orbital 2s. a la izquierda la sección transversal muestra las 2 regiones de alta densidad electrónica; el dibujo de la derecha muestra la forma esférica del orbital 2s.



2.4 b) En este esquema se representa cada uno de los 3 orbitales 2p y el resultado de su composición.

Resumiendo:

- 1.- Los niveles de energía principal vienen designados por los números 1, 2, 3, 4, 5, etc.
- 2.- El número de subniveles existentes en un nivel principal es numéricamente igual al número que designa a ese nivel (ejemplo para el nivel 3 habrá 3 subniveles).
- 3.- El cuadrado del número que designa a un nivel principal de energía, no dará el número de orbitales que posee ese nivel (ejemplo para el nivel 3 existirán $3 \times 3 = 9$ orbitales).
- 4.- El número de orbitales multiplicado por 2 nos dará el

máximo de electrones existentes en un nivel principal de energía (ejemplo: nivel 3, 3 subniveles; $3 \times 3 = 9$ orbitales, $9 \times 2 = 18$ electrones).

En la tabla 2-2 se traduce lo anterior para los 4 primeros niveles principales de energía.

TABLA 2-2. Subdivisión de los niveles de energía.

Nivel de energía principal	1	2	3	4
Número de subniveles (n)	1	2	3	4
Número de orbitales (n^2)	1	4	9	16
Tipo y número de orbitales	s	s p	s p d	s p d f
Máximo número de electrones	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
Número total máximo de electrones ($2n^2$)	2	8	18	32

2-8 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Se llama configuración electrónica a: la representación escrita de la localización de los electrones en los niveles y subniveles electrónicos de un átomo cualquiera.

Para comprender esto, expliquemos lo siguiente: Los dos primeros niveles principales de energía se encuentran separados por una diferencia de energía bastante grande, pero en el caso de los niveles 3º, 4º, 5º y siguientes pueden solaparse las energías de tal modo que al ir aumentando el número de electrones en un átomo, el subnivel 5s por ejemplo, puede ocuparse antes que los subniveles 4d y 4f.

La manera de representar la configuración electrónica debe llevar un orden de energía creciente que se puede resumir en la siguiente figura.

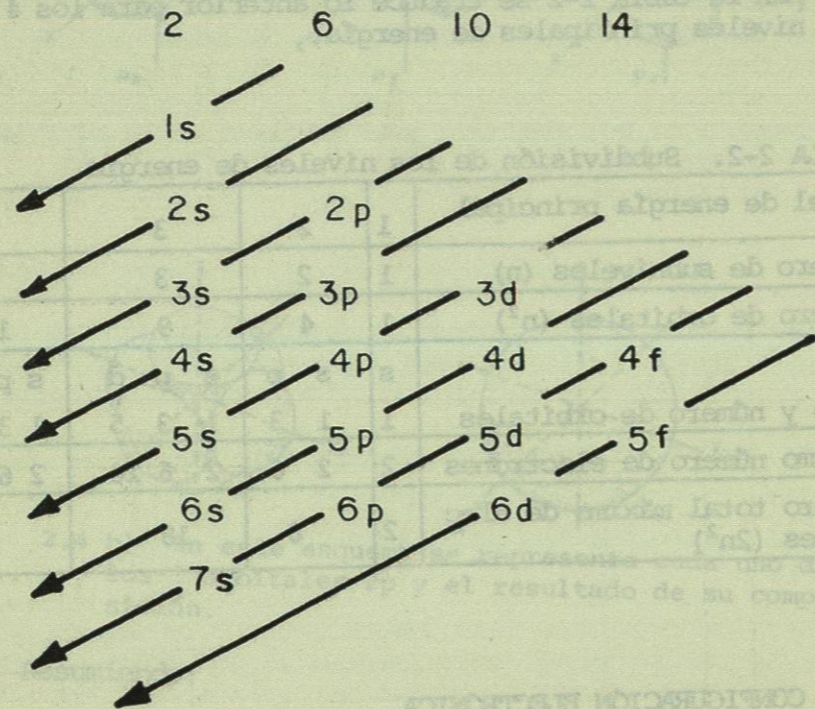


Fig. 2-5.

De tal manera y siguiendo las flechas que las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos sería:

TABLA 2-3. Disposición de los electrones.

ELEMENTOS	NIVEL 1			NIVEL 2			NIVEL 3			RESUMEN
	s	p	f	s	p	d	s	p	f	
H	↑									1s ¹
He	↑↓									1s ²
Li	↑↓			↑						1s ² 2s ¹
Be	↑↓			↑↓						1s ² 2s ²
B	↑↓	↑		↑↓						1s ² 2s ² 2p ¹
C	↑↓	↑↓		↑↓	↑					1s ² 2s ² 2p ²
N	↑↓	↑↓	↑	↑↓	↑↓					1s ² 2s ² 2p ³
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					1s ² 2s ² 2p ⁴
F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑				1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	↑↓			↑↓			↑			1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
Mg	↑↓			↑↓			↑↓			1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²

A medida que el número de electrones va aumentando de átomo en átomo, dos principios rigen el orden como se van llenando los orbitales y subniveles.

- 1º Se sigue la escala descrita en la figura 2-5, empezando por el subnivel más bajo y aumentando progresivamente.
- 2º En cada subnivel el orbital es ocupado por un electrón antes de que cualquier orbital se llene con dos electrones como se muestra en la tabla 2-3 en donde cada cuadrado representa un orbital y cada flecha a un electrón.

La notación siguiente nos enseña qué significado tienen cada uno de los números y letras en la configuración electrónica.

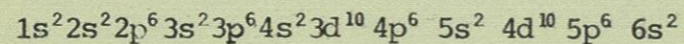
Ejemplo:

número del nivel principal ← 4p³ ← número de electrones encontrados en un subnivel dado.
 ↑ letra del subnivel

Para que no quede lugar a dudas se expone el siguiente ejemplo:

¿Cuál será la configuración electrónica del Bario (Ba)?

- 1º El bario tiene 56 electrones girando en el exterior del núcleo; lo que se nos pide es señalar en qué orden se encuentran dispuestos estos electrones.
- 2º Tomando como referencia la figura 2-5 para seguir el orden ahí descrito, obtendremos que la configuración electrónica del bario es:



EJERCICIOS.

Realiza los siguientes ejercicios para que afiances el conocimiento sobre este último punto.

- I. Desarrolla las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

Na =	11 electrones
K =	19 electrones
Rb =	37 electrones
C =	6 electrones
Si =	14 electrones
Ge =	32 electrones
F =	9 electrones
Cl =	17 electrones
Br =	35 electrones