

orientaciones permitidas del espín, opuestas entre sí.

Una segunda regla que viene a reforzar las estructuras atómicas es el *principio de exclusión de Pauli*, que establece que no es posible la existencia de dos electrones en el mismo átomo que tengan sus cuatro números cuánticos iguales. Si un electrón tiene los valores cuánticos $n=2, l=1, m=0, s=+1/2$, en un segundo electrón puede tener $n=2, l=1, m=0, s=-1/2$, puesto que se pueden emplear las dos posibilidades de los valores de s no cabrá un tercer electrón que tenga $n=2, l=1, m=0$; ya que una combinación de m, l y n forma un orbital, cada orbital tiene a lo menos dos electrones ($s=+1/2, s=-1/2$).

TABLA 4-1. Resumen de tipos y números de orbitales, según quedan determinados por los números cuánticos n, l y m .

n	l	m	Tipo de orbital (de n y l)	Número de orbitales según los valores de m
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	-1, 0, +1	3p	3
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	-1, 0, +1	4p	3
4	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Como mencionamos en los dos anteriores capítulos, desde finales del siglo XIX y principios del siglo XX, se realizaron una serie de importantes descubrimientos acerca del átomo por esas mismas épocas se empezó a descifrar el misterio de la disposición de los electrones en los diferentes niveles de energía de un átomo. Una de las propiedades de los elementos que había sido estudiada con mucho cuidado, desde la invención del espectroscopio en 1859, era precisamente los espectros de emisión (radiaciones) que emitían los átomos excitados que eran característicos de cada elemento.

Hasta 1913, Niels Bohr, relacionó las maravillosas estructuras de rayos de los espectros de los elementos con la estructura electrónica de los mismos, lo cual le valió que en 1922 le fuera otorgado el premio Nóbel.

Actualmente, a la disposición de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía ya claramente establecidos, se le llama "configuración electrónica" y precisamente, éste será el tema de la presente unidad.

OBJETIVOS.

- 1.- Describir la estructura atómica que Bohr formuló.
- 2.- Explicar que son los espectros de emisión, cuántos tipos de ellos existen, y con qué fin se utilizan.

- Diferenciar entre estados normales y estados excitados de los átomos, en relación a la posición de los electrones externos.
- 4.- Definir energía de ionización, así como explicar por qué en algunos elementos es más fácil desalojar electrones que en otros.
- 5.- Definir los siguientes términos:
 - a) Capa de valencia.
 - b) Nivel principal de energía.
 - c) Electrones de valencia.
 - d) Subnivel energético (cuáles son estos subniveles).
 - e) Orbital.
- 6.- Enunciar el principio de incertidumbre.
- 7.- Definir qué es configuración electrónica, así como representar las configuraciones electrónicas de cualquier átomo, utilizando el orden descrito en la figura 5.

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar detenidamente el presente capítulo, tratando de dar contestación a los objetivos del mismo.
- 2.- Observa detenidamente los ejemplos que aparecen en la sección 5-8 del presente capítulo.
- 3.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación resuelta como requisito para presentar la presente unidad.

AUTOEVALUACIÓN. #5

- 1.- Es posible conocer con exactitud, y simultáneamente la posición y velocidad de los electrones; esto es el enunciado del principio de incertidumbre.

0) Falso. 1) Verdadero.

- 2.- Mencione los tipos de orbitales:

- 3.- Representa la configuración electrónica del Ar (Z=18).

- 4.- Representa la configuración electrónica del telurio Te (Z=52).

- 5.- Representa la configuración electrónica del Fe (Z=26).

- 6.- Configuración electrónica. _____

- 7.- Estados de energía o niveles de energía. _____

- 8.- Átomo excitado. _____

CAPÍTULO V.

NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

5-1 SURGE UNA INTERROGANTE.

Como se menciona en el capítulo anterior, en los fines del siglo pasado e inicios del siglo XX, tuvieron lugar una serie de importantes descubrimientos con respecto al núcleo atómico y además, el descubrimiento de los electrones. Todo ello condujo a los científicos a realizar cambios sobre lo ya establecido y de igual manera provocó una hambre científica por descifrar otros misterios, entre los cuales uno sobresalía a los demás: *¿Cuál era la disposición de los electrones en los átomos?*

Una de las propiedades de los átomos que se habían estudiado con mucho cuidado durante algunos años desde la invención del espectroscopio, era la emisión de energía por los elementos; cuando éstos eran expuestos a temperaturas altas o bombardeados mediante electrones.

En 1912, Niels Bohr relacionó las estructuras de rayas de los espectros del hidrógeno, con la estructura electrónica de los átomos, lo cual le valió el premio Nóbel de 1922 y concluyó que *los electrones describían órbitas y circulares alrededor del núcleo positivo, del mismo modo que los planetas giran alrededor del Sol* (ver figura 1).

Hoy sabemos que dicho concepto de los átomos por Bohr es demasiado simplista y no explica totalmente el comportamiento de los electrones en los átomos.



MODELO DE BOHR DEL ATOMO DE HIDROGENO. UN ELECTRON ESTA EN ORBITA ALREDEDOR DEL NUCLEO POSITIVO.

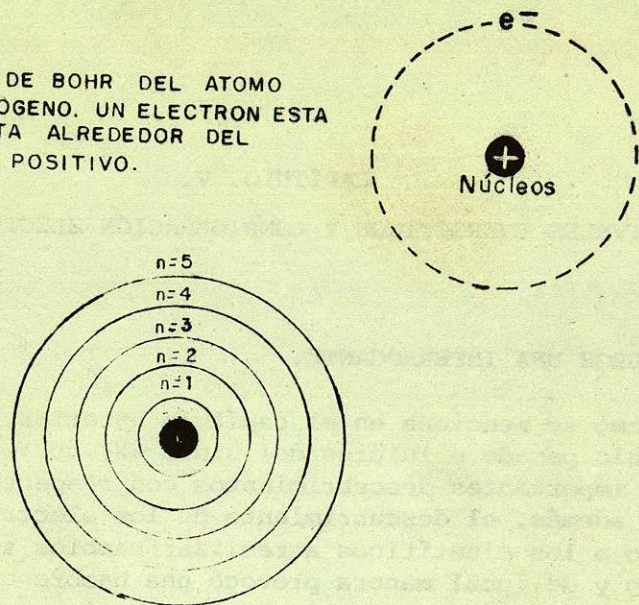


Fig. 1.

5-2 LOS ESPECTROS DE EMISIÓN.

Cuando algún elemento absorbe energía suficiente de alguna llama o de un arco eléctrico, emite energía radiante; si esta energía se hace pasar por el prisma de un espectrógrafo, se logra la dispersión de dicha energía en sus diferentes longitudes de onda y se forma una imagen conocida como espectro de emisión (figura 2).

Existen 2 tipos de espectros de emisión, *contínuos* y *discontínuos*. En los discontínuos la imagen obtenida consiste en una estructura de rayas brillantes sobre un fondo oscuro, mientras que en el espectro contínuo se produce una banda contínua de colores.

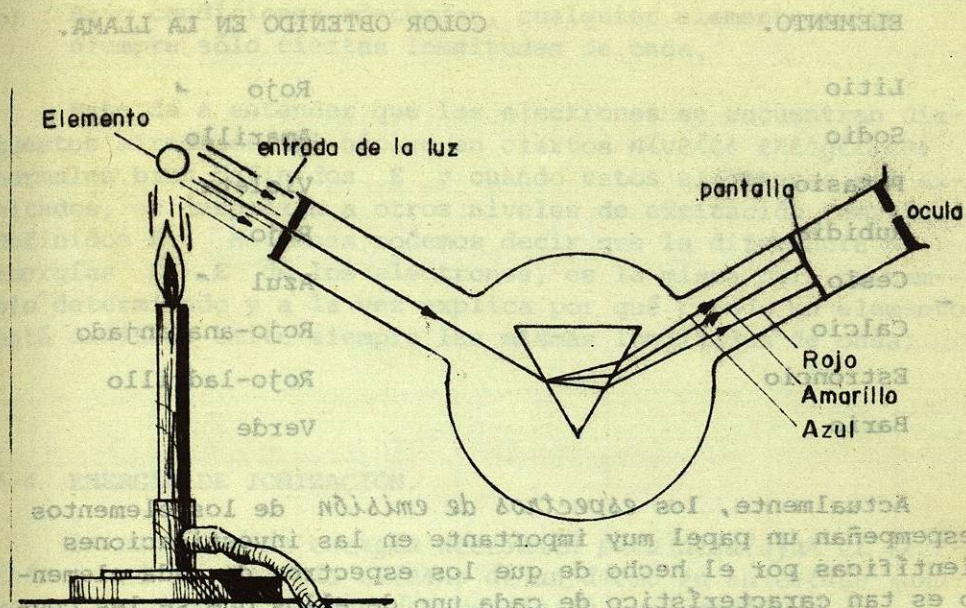


Fig. 2. Representación de un espectroscopio de prisma. La luz se desvía al atravesar el prisma de acuerdo con su longitud de onda, es decir, según sea su color.

Aunque algunos elementos sólo necesitan ser calentados en la llama de algún mechero bunsen para que emitan una luz de cierto color característico, en los trabajos en que se requiere gran exactitud se acostumbra obtener una fotografía del espectro, con el fin de recoger aquellas longitudes de onda que son invisibles para el ojo humano.

Entre los elementos que pueden ser identificados con sólo observar la radiación emitida al ponerlos sobre la llama de un mechero bunsen, están los metales alcalinos (Na, Li, Rb, K, Cs).

A continuación, se enlistan estos elementos y algunos otros con sus colores característicos.