UNIDAD V

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 características 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.

3.- Diferenciar entre estados normales y estados excitados de los

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 decifrar otros misterios, entre los cuales uno sobresalía a los demás: *¿Cúal era la disposición de los electrones en los átomos?*

Una de las propiedades de los átomos que se habián 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 valio el premio Nobel de 1922 y concluyó que *los electrones describián órbitas 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.

1912 Niels Bohr Relacion. Las Rayas de los espectros de hidrogeno, con las estructura electronica de los atomos

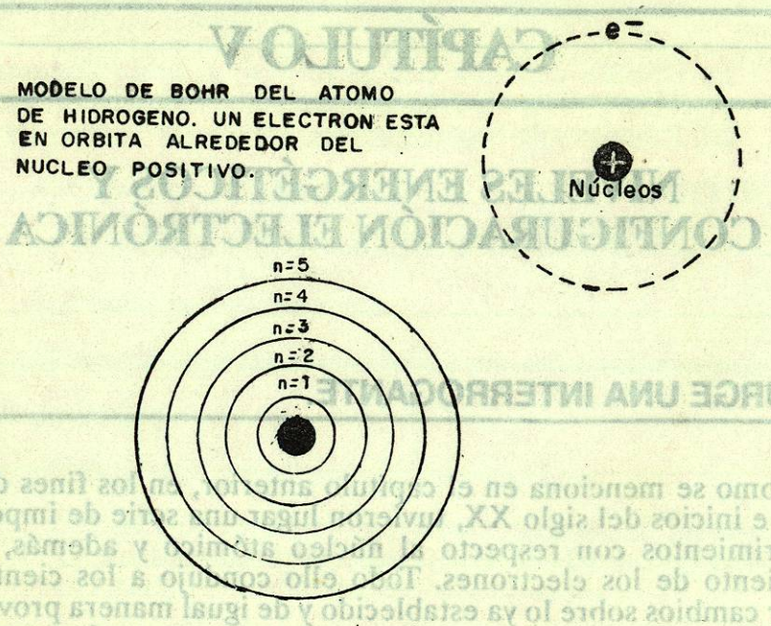


Fig. 1

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.

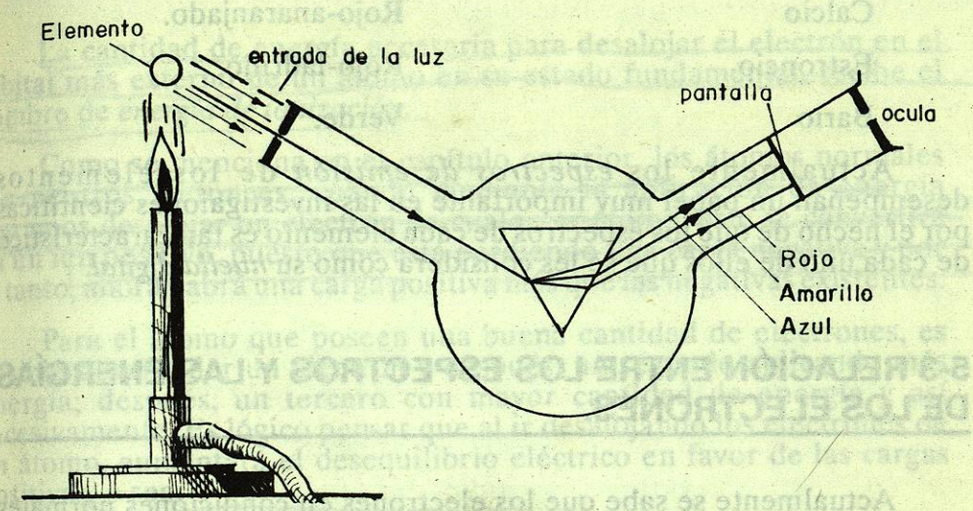


Fig. 2. Representación de un espectroscopio de prisma. La luz se desvía al atravesar el prisma de acuerdo con su longitud de onda, es decir, según sea su color.

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 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

ELEMENTO.	COLOR OBTENIDO EN LA LLAMA.
Litio	Rojo.
Sodio	Amarillo.
Potasio	Violeta.
Rubidio	Rojo.

Cesio	Azul.
Calcio	Rojo-anaranjado.
Estroncio	Rojo-ladrillo.
Bario	Verde.

Actualmente los *espectros de emisión* de los elementos desempeñan un papel muy importante en las investigaiones científicas por el hecho de que los espectros de cada elemento es tan característico de cada uno de ellos que se les considera como su *huella digital.*

5-3 RELACIÓN ENTRE LOS ESPECTROS Y LAS ENERGÍAS DE LOS ELECTRONES.

Actualmente se sabe que los electrones en condiciones normales se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones de energía relativamente bajas. Estas posiciones se denominan *estados normales.* Mas cuando se somete algún átomo a altas temperaturas o es bombardeado por otros electrones, los electrones (en especial los más externos) absorben energía y pasan a ocupar otros lugares más altos en energía. A estas posiciones se les denomina *estados excitados.* Continuas observaciones han demostrado que:

a) Un mismo elemento, siempre emite radicaciones de una determinada longitud de onda (espectro de emisión).

b) Bajo condiciones adecuadas, cualquier elemento emite siempresólo ciertas longitudes de onda.

Esto da a entender que los electrones se encuentran dispuestos alrededor del núcleo en ciertos niveles energéticos normales bien definidos E y cuando estos electrones son excitados, se desplazan a otros niveles de excitación también definidos E_1. Entonces podemos decir que la diferencia de energías E_1 - E de los electrones, es la misma para un cambio determinado y a la vez explica por qué cuando un elemento está excitado emite siempre las mismas longitudes de onda.

5-4 ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

La cantidad de energía necesaria para desalojar el electrón en el orbital más externo de un átomo en su estado fundamental, recibe el nombre de *energía de ionización.*

Como se menciona en el capítulo anterior, los átomos normales son neutros, entonces, cuando mediante la aplicación de energía logramos desalojar un electrón de cualquier átomo, éste se convertirá en un ion positivo, puesto que está perdiendo una carga negativa y por lo tanto, ahora habrá una carga positiva más que las negativas existentes.

Para el atomo que poseen una buena cantidad de electrones, es posible desprender un electrón y después, un segundo aplicando más energía; después, un tercero con mayor cantidad de energía y así sucesivamente. Es lógico pensar que al ir desalojando los electrones de un átomo, aumentará el desequilibrio eléctrico en favor de las cargas positivas, o sea:

La primera energía de ionización sería:

átomo + energía ion monopositivo (+) + electrón (-)

La segunda ionización.

ion monopositivo (+) + energía ion dipositivo (2+) + electrón (-).

Y así sucesivamente la tercera ionizaión, etc.

A continuación, se enlista una serie de elemento y la cantidad de energía necesaria para ir desalojando los electrones (Las energías están expresadas en electrón-voltios).

TABLA 5-1. Energía de ionización en eV.

N.A	Símb.	1er. e-	2o. e-	3er. e-	4o. e-	5o. e-
2	He	24,580	54,4000			
3	Li	5,390	75,6193	122,420		
4	Be	9,320	18,2060	153,850	217,657	
5	B	8,296	25,1490	37,920	259,298	340.127
6	C	11,264	24,3760	47,864	64,476	391,986

7	N	15,540	26,605	47,426	77,450	97,863
8	O	13,614	35,146	54,394	77,394	113,873
9	F	17,420	34,980	62,646	87,230	114,214
10	Ne	21,559	41,070	64,000	97,160	126.400
11	Na	5,138	47,290	71,650	98.880	138,600
12	Mg	7,644	15,030	80,120	109,290	141,230
13	Al	5,984	18,823	28,440	119,960	153,770
14	Si	8,149	16,340	33,460	45,130	166,730
15	P	11,000	19,650	30,156	51,354	65,007
16	S	10,357	23,400	35,000	47,290	72.500
17	Cl	13,010	23,800	39,900	53,500	67,800
18	Ar	15,755	27,620	40,900	59,790	75,000
19	K	4,339	31,810	46,000	60,900	
20	Ca	6,111	11,870	51,210	67,000	84,390
21	Sc	6,560	12,890	24,750	73,900	92,000
22	Ti	6,830	13,630	28,140	43,240	99,800

Si estudiamos la tabla anterior con detenimiento, podemos observar que:

1.- Los elementos Litio (Li), Sodio (Na) y Potasio (K), tienen una primera energía de ionización baja. Esto nos indica que estos elementos poseen un electrón que pueden perder fácilmente. Igualmente podemos observar que la segunda energía de ionización de estos elementos es mucho mayor, lo que quiere decir que los otros electrones son fuertemente atraídos por el núcleo, contrario a lo quesucede con el primer electrón.

Con esto se demuestra que el Na, el K y el Li tiene un electrón distante del núcleo y que es débilmente atraído por el mismo, o sea que este electrón se encuentra en un alto nivel de energía,

mientras que los demás se encuentran en niveles energéticos más cercanos al núcleo y por lo tanto, son atraídos con mayor fuerza.

2.- La primera y segunda energía de ionización de los elementos Calcio (Ca) y Magnesio (Mg) son de bajo valor, lo que indica que cada uno de ellos poseen dos electrones que pueden perder fácilmente.

Entonces se demuestra que esos 2 electrones están con altos niveles de energía y sufrirán una leve atracción del núcleo, mientras que los demás electrones estarán más cercanos al núcleo y será más díficil o se requerirá gran cantidad de energía para poder ser desalojados.

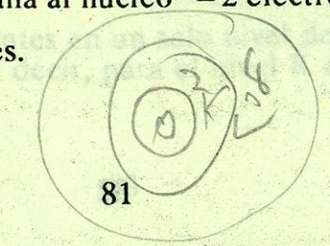
3.- Las energías de ionización de los elementos Helio (He), Neón, (Ne), Argón (Ar), son de alto valor, lo que demuestra que todos los electrones de estos elementos están siendo atraídos por el núcleo con gran fuerza, lo que explica el hecho de que a estos gases se les denomine nobles por su inactividad química.

EJERCICIO.

Después de estudiar esta página, te recomiendo que leas en tu libro de química de 1er. semestre el capítulo correspondiente a la tabla periódica para que relaciones el comportamiento químico de los grupos y períodos de la tabla periódica con lo expuesto en este capítulo.

5-5 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.