

CAPÍTULO II.

NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

2-1 SURGE UNA INTERROGANTE.

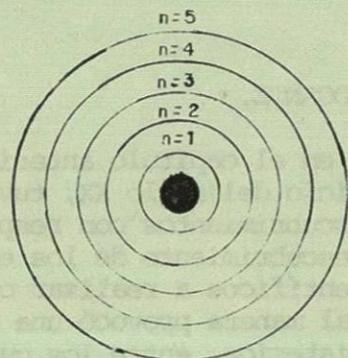
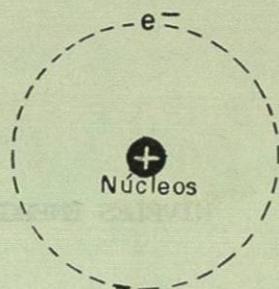
Como se menciona en el capítulo anterior, en los fines del siglo pasado e inicio del siglo XX, tuvieron lugar una serie de importantes descubrimientos con respecto al núcleo atómico y además el descubrimiento de los electrones. Todo ello condujo a los científicos a realizar cambios sobre lo ya establecido 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 había estudiado con mucho cuidado durante algunos años desde la invención del espectroscopio, era la emisión de energía por los elementos; cuando estos 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 Nobel de 1922 y concluyó: *que los electrones describan órbitas elípticas y circulares alrededor del núcleo positivo, del mismo modo que los planetas giran alrededor del Sol.* (Ver Fig. 2-1).

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.

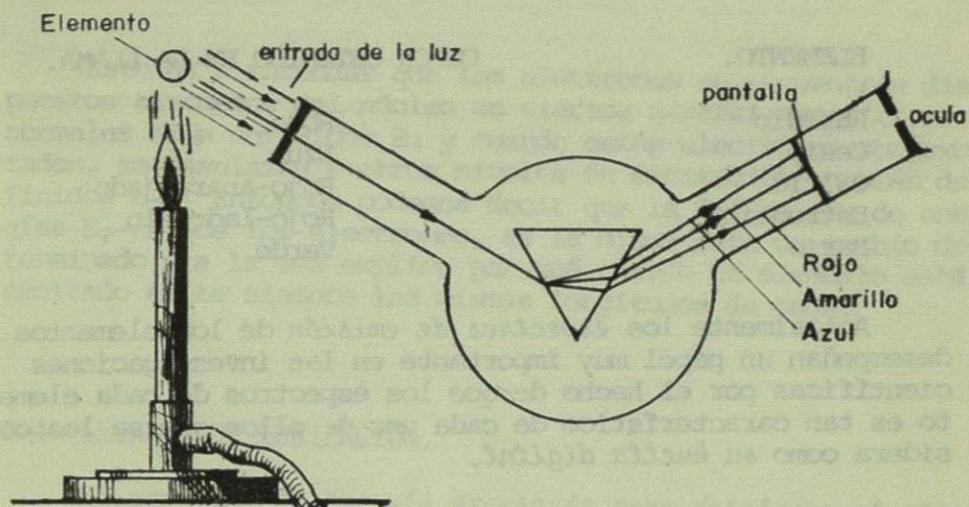
MODELO DE BOHR DEL ATOMO DE HIDROGENO. UN ELECTRON ESTA EN ORBITA ALREDEDOR DEL NUCLEO POSITIVO.



2-2 LOS ESPECTROS DE EMISION.

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. (Fig. 2-2).

Existen 2 tipos de espectros de emisión: *continuos y discontinuos*. En los discontinuos la imagen obtenida consiste en una estructura de rayas brillantes sobre un fondo oscuro, mientras que en el espectro continuo se produce una banda continua de colores.



2.2 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 solo 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 solo 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:

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

ELEMENTO. COLOR OBTENIDO EN LA LLAMA.

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 investigaciones 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*.

2-3 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*. Más 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*.

Cuando los electrones excitados regresan a niveles más bajos en energía, liberan la energía que habían adquirido, siendo ésta en algunos de los casos luz visible.

Continuas observaciones han demostrado que:

- a) Un mismo elemento, siempre emite radiaciones de una determinada longitud de onda (espectro de emisión).
- b) Bajo condiciones adecuadas, cualquier elemento emite siempre solo 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_1 y cuando estos electrones son excitados, se desplazan a otros niveles de excitación también definidos E_2 . Entonces podemos decir que la diferencia de energías $E_2 - E_1$ 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.

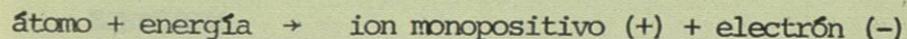
2-4 ENERGIA DE IONIZACION.

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*.

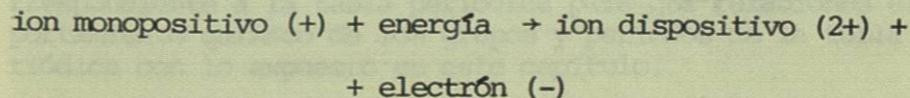
Como se menciona en el capítulo anterior, los átomos normales son neutros, entonces cuando mediante la aplicación de energía logramos desalojar un electrón de cualquier átomo, éste se convertirá en un ion positivo, puesto que está perdiendo una carga negativa y por lo tanto, ahora habrá una carga positiva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

Para los átomos 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:



La segunda ionización:



y así sucesivamente la tercera ionización, etc.

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

TABLA 2-1. Energía de ionización en eV.

Núm. At.	Símbolo.	1er. e ⁻	2o. e ⁻	3er. e ⁻	4o. e ⁻	5o. e ⁻
1	H	13,595				
2	He	24,580	54,40			
3	Li	5,390	75,6193	122,420		
4	Be	9,320	18,206	153,850	217,657	
5	B	8,296	25,149	37,920	259,298	340,127
6	C	11,264	24,376	47,864	64,476	391,986
7	N	14,54	29,605	47,426	77,450	97,863
8	O	13,614	35,146	54,934	77,394	113,873
9	F	17,42	34,98	62,646	87,23	114,214
10	Ne	21,559	41,07	64	97,16	126,4
11	Na	5,138	47,29	71,65	98,88	138,60
12	Mg	7,644	15,03	80,12	109,29	141,23
13	Al	5,984	18,823	28,44	119,96	153,77
14	Si	8,149	16,34	33,46	45,13	166,73
15	P	11,0	19,65	30,156	51,354	65,007
16	S	10,357	23,4	35,0	47,29	72,5
17	Cl	13,01	23,80	39,90	53,5	67,80
18	Ar	15,755	27,62	40,90	59,79	75,0
19	K	4,339	31,81	46	60,90	
20	Ca	6,111	11,87	51,21	67	84,39
21	Sc	6,56	12,89	24,75	73,9	92
22	Ti	6,83	13,63	28,14	43,24	99,8

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, están fuertemente atraídos por el núcleo lo que no sucede con el primer electrón.

Con esto se demuestra que el Na, el K y el Li tienen un electrón distante del núcleo y que está 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 y de energía y sufrirán una leve atracción del núcleo, mientras que los demás electrones, estarán más cercanos al núcleo y será más difícil 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 hasta esta página, te recomiendo 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.