

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 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.

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 radiaciones de una determinada longitud de onda (espectro de emisión).

- b) Bajo condiciones adecuadas, cualquier elemento emite siempre sólo 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. Entonces podemos decir que la diferencia de energías E - 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 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:

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

La segunda ionización:

ión monopositivo (+) + energía + ion dispositivo (2+) +
+ electrón (-)

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 5-1. 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	26,605	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 son fuertemente atraídos por el núcleo, lo que 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 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 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.

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

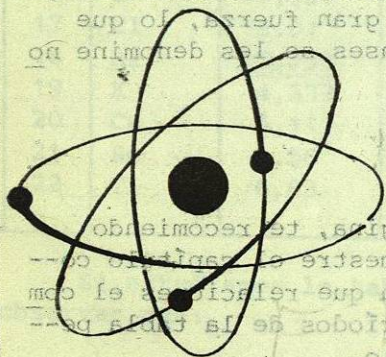
capa L = 8 electrones

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 encuentra un electrón de su núcleo, menor sería la atracción que el núcleo ejercería 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 encuentran 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 (capítulo VII), por lo cual estos electrones se llamarán electrones de valencia.



Modelo atómico de Bohr.

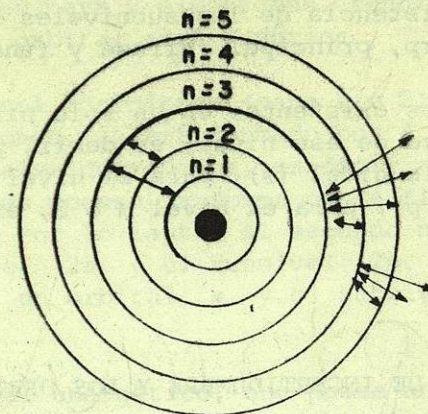


Fig. 3. Los niveles de energía en el átomo de Bohr, están indicados como valores posibles de n . En la figura se muestran 5 niveles de energía. Un electrón puede efectuar un salto cuántico de un nivel de menor energía hacia cualquier otro superior. Un electrón excitado puede caer de un nivel más alto hacia otro más bajo. Los saltos cuánticos posibles relacionados con los 5 primeros niveles de energía están indicados mediante flechas.

5-6 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.

5-7 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 que daba completamente borrosa.

Posteriormente, mediante el empleo de métodos matemáticos de la mecánica cuántica, Erwin Schrodinger pudo calcular la probabilidad de encontrar el electrón en la región de 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 girara 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 figura 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.

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, 1s, 3p, 5d y 7f. Los orbitales d y f poseen formas más complicadas que los orbitales s y p.

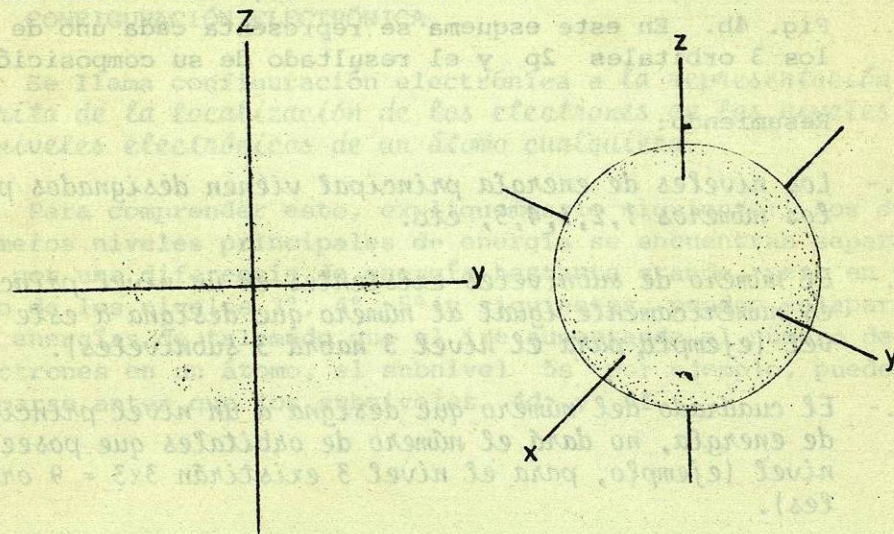


Fig.4a. Orbital 2s, a la izquierda la sección transversal, muestra las 2 regiones de alta densidad electrónica. El dibujo de la derecha muestra la forma esférica del orbital 2s.