

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE NICARAGUA
FACULTAD DE CIENCIAS DE LA EDUCACION Y HUMANIDADES
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS NATURALES



MONOGRAFIA

**USO DE METODOLOGIAS QUE CONTRIBUYAN A FACILITAR EL
APRENDIZAJE DE LA CONFIGURACION ELECTRONICA.**

**Para optar al título de Licenciado en Ciencias de la Educación y
Humanidades con mención en: Ciencias Naturales**

Elaborada por: Br. Álvaro José Jirón Carrillo

TUTOR: MSc. Adrián Eudoro Morales Ruiz

JUNIO- 2010

ÍNDICE

Dedicatoria	i
Agradecimiento	ii
	PAG
I-INTRODUCCIÓN	1
1.1. Antecedentes	2
1.2. Planteamiento del problema.....	3
1.3. Justificación.....	4
II-OBJETIVOS.....	5
2.1. Objetivo General	5
2.2. Objetivos Específicos	5
III-HIPÓTESIS	6
IV-MARCO TEÓRICO	7
4.1. Los números cuánticos.....	7
4.1.1. El número cuántico principal	7
4.1.2. El número cuántico secundario	8
4.1.3. El número cuántico magnético	10
4.1.4 El número cuántico de Espin.....	11
4.2.Principio de exclusión de Pauli.....	12
4.3. Distribución de los electrones.....	12
4.4. Paramagnetismo y diamagnetismo	14

V-DISEÑO METODOLÓGICO	31
VI-RESULTADOS	32
VII-ANÁLISIS DE RESULTADOS	34
VIII-CONCLUSIONES	35
IX-RECOMENDACIONES.....	36
X-BIBLIOGRAFÍA.....	37
ANEXO	

DEDICATORIA

Al todo poderoso quien cada día forja nuestros pensamientos y nos hace constructores de una nueva sociedad. A todos nuestros profesores de la facultad de Ciencias de la Educación y Humanidades de la Universidad Nacional Autónoma de Nicaragua León y principalmente a los del departamento de que fueron verdaderos orientadores y facilitadores de conocimiento para el trabajo y la vida.

AGRADECIMIENTO

A Dios nuestro señor Jesucristo, que ha sido nuestro guía espiritual en todo el proceso de nuestros estudios y en la culminación de mi trabajo de investigación.

A nuestras familias por el apoyo incondicional y moral que nos brindaron para que hoy vean en nosotros el reflejo ejemplo de salir adelante y de luchar aun en medio de dificultades que enfrentamos

I-INTRODUCCION

De nuestros conocimientos sabemos que el comportamiento de las sustancias está íntimamente relacionado con la estructura electrónica de los átomos. De aquí se desprende que para el químico tenga este aspecto una importancia especial. Resulta realmente fascinante saber que, con un conocimiento profundo de la configuración electrónica y de los principios químicos. Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón fundamental por la cual es conocer como están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. EL ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía es por eso que existe la posibilidad de investigar algunas metodologías que permitan un mejor aprendizaje de la configuración electrónica, ya que en los centros educativos de educación media se describe de manera teórica la configuración electrónica sin relacionarla con la aplicación de los números cuánticos, a dicha configuración.

1.1. Antecedentes

Según investigaciones se logro encontrar evidencias sobre un trabajo que se refiera a la metodología de la enseñanza de la configuración electrónica de los átomos en el libro alambique de las ciencias experimentales donde sobresalta algunos aspectos formativos de la configuración electrónica en educación media en donde se señala la necesidad de utilizar metodologías adecuada para la enseñanza de la configuración electrónica vinculando los números cuánticos como base fundamental para dichas configuración así como procedimiento nemotécnicos como es la regla de las diagonales, El nuevo rumbo de la Educación Nacional hacia el futuro se enfoca a resaltar el protagonismo de los alumnos como sujetos de su educación con estrategia de Enseñanza-Aprendizaje. En la actualidad existen trabajos relacionados con el nuestro utilizado por el profesorado (Hernández y Furio, 1987) "Estrategias de Enseñanza-Aprendizaje de los números cuánticos. Pero en nuestra facultad no existen trabajos relacionados con las estrategias de enseñanza- aprendizaje de estos, por lo que consideramos que es necesario el uso de metodología o procedimientos en el orden de los contenidos que se tengan que impartir para la comprensión de la configuración electrónica de los elementos en la tabla periodica, es por eso que me he avocado a realizar este tipo de investigación. Para que se mejore la calidad de la enseñanza en educación media.

1.2. Planteamiento del problema

En la mayoría de los Centros de educación Secundaria del país y principalmente los estudiantes de dichos centros presentan dificultades en cuanto al aprendizaje de la configuración electrónica, esto es debido a la forma de enseñar los números cuánticos y no relacionarlos con la configuración electrónica.

Es por eso que los estudiantes no logran desarrollar de manera eficaz la configuración electrónica porque no vinculan a los números cuánticos y otros contenidos con la configuración electrónica de cada elemento y poder interpretar todo lo concerniente con dichos elementos ubicados en la tabla periódica, para poder formar los diferentes compuestos en las diferentes reacciones químicas existentes. Es por eso que la metodología adecuada es dar conocer todo lo concerniente a los números cuánticos y relacionarlos con la configuración electrónica.

1.3. Justificación

Los estudiantes de secundaria presentan dificultades en cuanto tener una relación entre la configuración electrónica y los números cuánticos, esta relación dificulta el aprendizaje de los contenidos referentes a la configuración electrónica.

Además sobresale la metodología aplicada por parte del profesor que no vincula la teoría con la práctica, ya que no realizan muchos ejercicios en la clase referentes a relacionar los números cuánticos con la configuración electrónica, por tales circunstancias surgió la inquietud de realizar de forma verás y objetiva este trabajo de investigación el cual orienta a los maestros en las causas que originan este problema, así como las consecuencias que este a su vez ocasiona en el estudio de la configuración electrónica y por ende en otros contenidos en química ,como el uso de la tabla periódica y la reacciones químicas que son desarrollado dichos contenidos en educación secundaria.

II-OBJETIVOS

2.1. Objetivo General

Contribuir con los maestros de Educación Media, en darles a conocer el uso de Técnicas y procedimientos de la enseñanza de la configuración electrónica de los elementos de la tabla periódica mediante la enseñanza adecuada de los números cuánticos.

2.2. Objetivos Específicos

- Relacionar los conocimientos previos como son los números cuánticos para la enseñanza de la configuración electrónica
- Desarrollar Técnicas y estrategias que permitan la enseñanza de la configuración electrónica, como son los números cuánticos
- Indicar algunos procedimientos nemotécnicos que permitan la enseñanza de la configuración electrónica.

III-HIPOTESIS

El uso de los números cuánticos en la enseñanza permitirá la comprensión de la configuración electrónica siendo este aprendizaje más significativo en la interpretación de la configuración electrónica.

IV – MARCO TEÓRICOS

La formación de los conceptos fundamentales de química atraviesa en general por cuatro etapas:

1-Desde el inicio del estudio de la química hasta la familiarización con la atomística.

2-Desde la familiarización con la atomística hasta el estudio de la ley periódica

3-Desde el estudio de la ley periodica, del sistema periódico, de la estructura de los átomos y de la teoría ionica hasta la familiarización con la teoría de la estructura química.

4-Desde la familiarización con la teoría estructural hasta el final del curso

4.1. Los números cuánticos

El estado de un electrón en átomo se puede describir por cuatro números cuánticos:

Número cuántico principal n

Número cuántico secundario l

Número cuántico magnético m

Número cuántico de spin s

Los tres primeros números cuánticos nos ofrecen cierta información sobre el tamaño, la forma y la orientación de los orbitales ya que esto representan la región del espacio en que el electrón tiene más probabilidad de encontrarse

4.1.1. El número cuántico principal " n " nos indica la distancia probable del electrón al núcleo, o sea, el tamaño de los orbitales; está directamente relacionado con el valor energético del electrón que depende de su distancia al núcleo y caracteriza los niveles de energía. Constituye un nivel de energía el conjunto de orbitales que tienen el mismo valor del número cuántico principal " n ".

Los posibles valores de " n " son todos los números enteros empezando por 1.

También se utilizan para señalar los niveles de energía las letras K, L, M, N, O, P, Q, etc.

4.1.2. El número cuántico secundario " l " caracteriza a los subniveles y representa la complejidad del movimiento del electrón alrededor del núcleo, o sea, la forma aproximada de los orbitales.

Constituye un subnivel el conjunto de orbitales que tienen iguales valores del número cuántico principal y secundario.

El número cuántico " l " puede tener valores desde 0 a $n-1$.

Para $l=0$, subnivel s , la probabilidad de encontrar el electrón es en orbital s de simetría esférica (Figura 1)

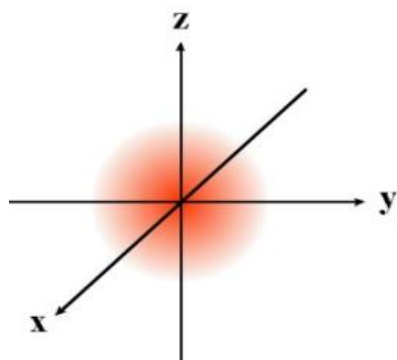


Fig.- 1

Para $l=1$, subnivel p , la probabilidad de encontrar el electrón es un orbital p que tiene la configuración que se representa en la figura -2.

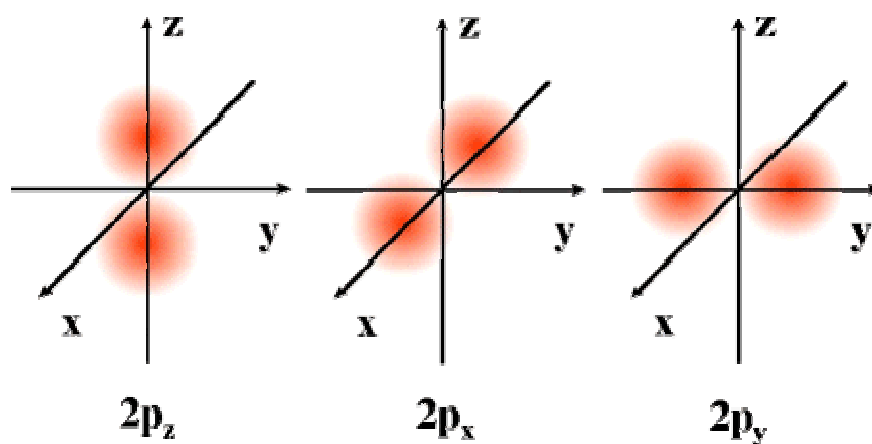


Fig-2

Para $l=2$, subnivel d, la probabilidad de encontrar el electrón es de un orbital d que se representa en la figura-3

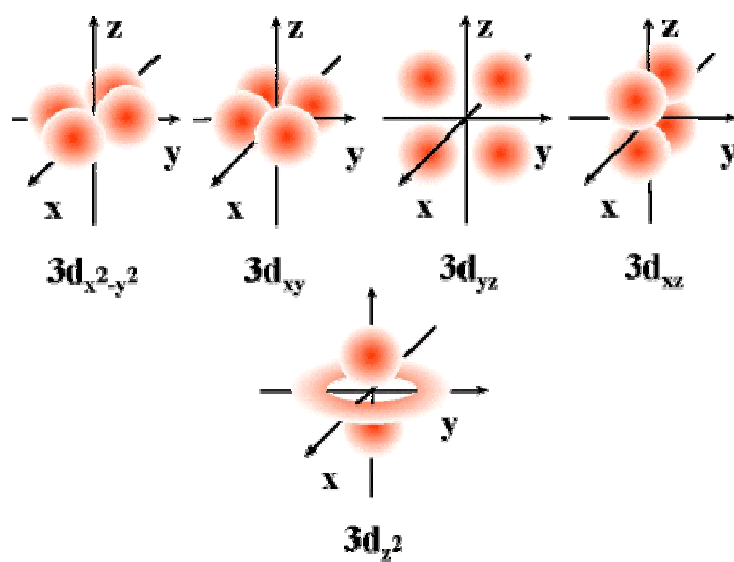
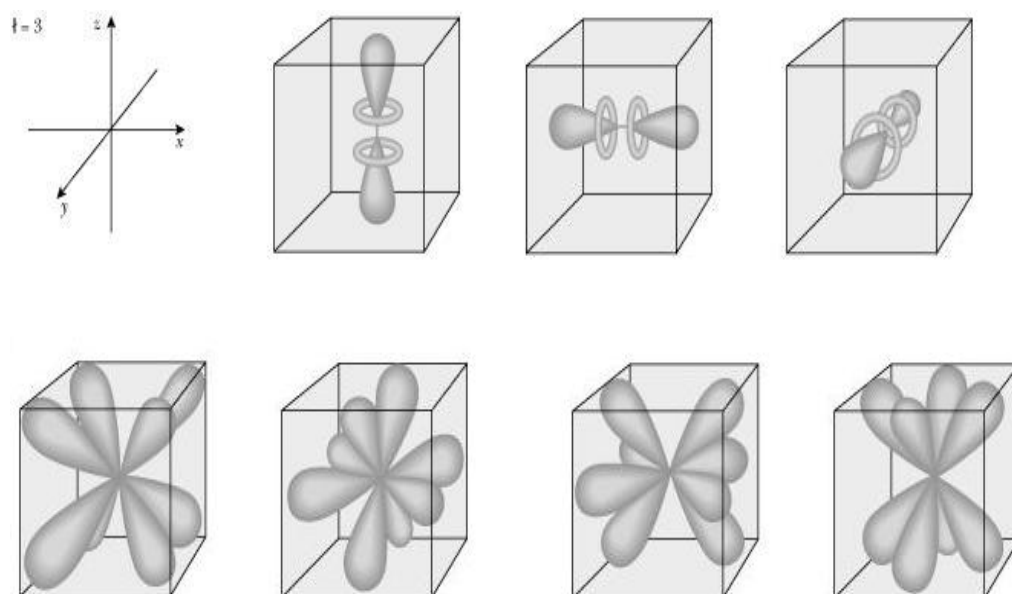


Fig-3

Para $l=3$, subnivel f, la probabilidad de encontrar el electrón es en un orbital f que se representa en la figura-4



Orientación metodológica

-Completar el siguiente cuadro:

Nivel	Valor del número cuántico principal	Número de subniveles
K		
L		
M		
N		

4.1.3. Número cuántico magnético "m" nos indica las posibles orientaciones espaciales de los orbitales. Tiene valores comprendido entre $-l$ y $+l$

Para $l=0$, m tiene un solo valor: $m=0$, que corresponde a los orbitales s con simetría esférica.

Para $l=1$, m tiene tres valores: $m=-1$, $m=0$, $m=+1$, lo que significa que los orbitales p pueden tener tres orientaciones espaciales diferentes, según los ejes X , Y , Z , que forman entre si ángulos de 90° . Los orbitales en un mismo subnivel se diferencian en el número cuántico magnético.

4.1.4. El número cuántico de spin s determina el giro del electrón sobre su eje. Al spin se le asigna un valor constante: $\pm 1/2$; el valor positivo equivale a una rotación del electrón en un sentido (a favor del campo magnético) y el valor negativo a la rotación en sentido contrario que se representa en la figura-5

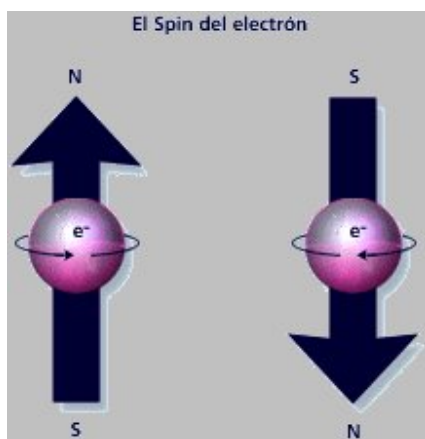


Fig-5

Orientación metodológica (metodología)

Relacionar las expresiones en ambas columnas.

- 1) Nos indica la distancia media () Número cuántico magnético m
del electrón al núcleo.
- 2) Número total de protones en el átomo () Spin
- 3) Representa los subniveles de energía () Número atómico

- 4) Región del espacio en la cual ☐ número cuántico principal n
tiene mayores probabilidades de
encontrarse un electrón
- 5) Orientación espacial del orbital ☐ Orbital
- 6) Giro del electrón sobre su eje ☐ número cuántico secundario l

4.2. Principio de exclusión de Pauli

El físico Pauli, basándose en consideraciones teóricas y en el análisis de los datos obtenidos de los espectros, llegó a la conclusión que en un átomo no puede haber dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Esto equivale a decir que en cada orbital no puede haber más de dos electrones y éstos tendrán necesariamente que tener spines opuestos.

4.3. Distribución de electrones

Con el conocimiento de los valores posibles de los números cuánticos y el principio de exclusión de Pauli se puede determinar el número de electrones en cada nivel y en cada subnivel. Analicemos el nivel 3.

1. ¿Qué valor tendrá el número cuántico principal n ?

$n=3$

2. ¿Cuales son los valores posibles de l ?

Como l puede valer desde 0...hasta $n-1$, los valores de l serán: 0, 1 y 2.

Esto significa que hay tres subniveles:

$l=0$ subnivel s

$l=1$ subnivel p

$l=2$ subnivel d

3. ¿Cuales son los valores posibles de m ? ¿Qué puede derivarse de los valores de m ?

Para cada valor de l , m tiene valores comprendido entre $-l$ y $+l$

$l=0$ (s) $m=0$ } un orbital s

$m=-1$

$l=1$ (p) $m=0$ tres orbitales p

$m=+1$

$m=-2$

$m=-1$

$l=2$ (d) $m=0$ cinco orbitales d

$m=+1$

$m=+2$

De los valores posibles de m se puede asegurar que en el nivel 3 hay 9 orbitales

(Uno "s", tres "p" y cinco "d")

4. ¿Cuáles son los valores posibles del spin?

El spin puede ser $-1/2$ ó $+1/2$

5. ¿Cuántos electrones hay en cada subnivel?

$l=0$ subnivel s 1 orbital s 2 electrones

$l=1$ subnivel p 3 orbitales p 6 electrones

$l=2$ subnivel d 5 orbitales d 10 electrones

6. ¿Cómo se puede representar simplificadaamente esta distribución electrónica?

Se utiliza la notación nl^x en la cual:

n representa el número del nivel

l representa la letra del subnivel

x representa el número de electrones en cada subnivel.

De acuerdo con esto, como en el nivel tres hay:

2 electrones s, 6 electrones p y 10 electrones d , la distribución electrónica se representa así:

$3s^2 3p^6 3d^{10}$ la notación anterior puede ser utilizada hasta un número atómico igual a 20.

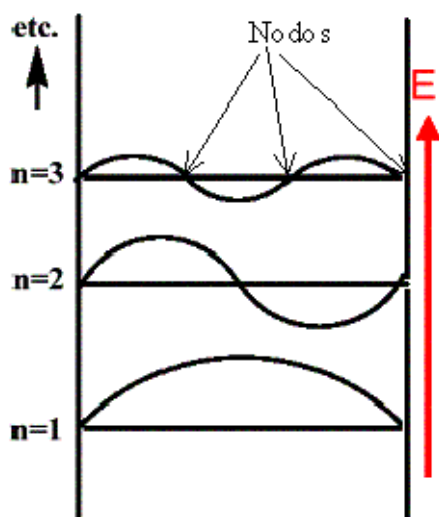
4.4. Paramagnetismo y diamagnetismo

Cuando un átomo tiene una estructura electrónica con uno ó más electrones no apareados en orbitales, es paramagnético. La materia paramagnética es ligeramente atraída hacia un campo magnético. Si todos los electrones están apareados, el átomo es diamagnético. La materia diamagnética es ligeramente repelida por un campo magnético.

Los *números cuánticos* aparecen en las soluciones de la ecuación de Schrödinger.

	n°cuántico	posibles valores
n	Principal.	1,2,3...
l	secundario	0,..(n-1),
m _l	magnético	-l,...,0,...,+l

En 1926 Erwin Schrödinger formula la llamada **ecuación de onda de Schrödinger**, que describe el comportamiento y la energía de las partículas submicroscópicas. Es una función que incorpora tanto el carácter de partícula (en función de la masa) como el carácter de onda en términos de una función de onda ψ .



Ondas estacionarias

Podemos pensar en las soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger son ondas estacionarias de diferente energía.

El ejemplo del movimiento de una cuerda de guitarra nos ayudará a comprender el concepto de onda estacionaria. La cuerda de guitarra vibra pero no se desplaza, por eso es *estacionaria*.

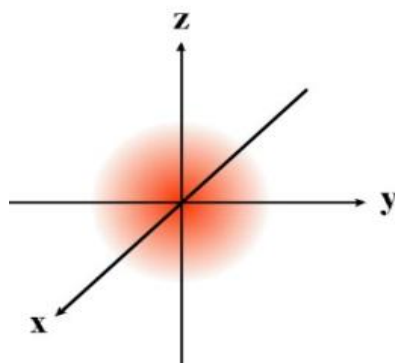
Un nodo es un punto que no se mueve. La longitud de la cuerda tiene que ser un múltiplo del valor de media longitud de onda, ya que en los dos extremos de la cuerda que están fijos debe haber un nodo. Por tanto solo van a ser posibles ciertos estados a los que podemos asignar un valor del número n .

El valor de la función de onda al cuadrado (ψ^2) representa *la distribución de probabilidad de encontrar al electrón en cierta región del espacio*, también denominado *densidad electrónica*.

La ecuación de Schrödinger inició una nueva era para la física y la química, y abrió un nuevo campo: el de la mecánica cuántica también conocido como mecánica ondulatoria.

Descripción mecánico cuántica del átomo: Orbitales y números cuánticos

Mientras que en el modelo de Bohr se hablaba de órbitas definidas en el modelo de Schrödinger sólo podemos hablar de las distribuciones probables para un electrón con cierto nivel de energía. Así para el electrón del átomo de hidrógeno en el estado fundamental la probabilidad de la distribución se refleja en la siguiente figura, dónde la intensidad del color rojo indica una mayor probabilidad de encontrar al electrón en esa región, o lo que es lo mismo una mayor densidad electrónica.



De la resolución de la ecuación de onda de Schrödinger se obtiene una serie de funciones de onda (ó probabilidades de distribución de los electrones) para los diferentes niveles energéticos que se denominan **orbitales atómicos**.

Mientras que el modelo de Bohr utilizaba un número cuántico (n) para definir una órbita el modelo de Schrödinger utiliza tres números cuánticos para describir un orbital: n , l y m_l . A continuación vemos las características de estos números:

A continuación vemos las características de estos números:

Número cuántico principal “n”

- Toma valores enteros: 1, 2, 3...
- A mayor n más lejos se encuentra del núcleo la región de mayor densidad electrónica.
- A mayor n el electrón tiene mayor energía y se encuentra menos “atado” al núcleo.

Número cuántico del momento angular ó acimutal ó secundario : “l”

- Depende de “n” y toma valores enteros de 0 a (n-1). Así para n=1 sólo hay un valor posible 0. Para n=2 hay dos valores de l: 0 y 1. Para n=3 hay tres valores posibles: 0, 1 y 2.
- Generalmente el valor de l se representa por una letra en vez de por su valor numérico:
-

l	0	1	2	3	4
nombre del orbital	s	p	d	f	g

- Define la forma del orbital

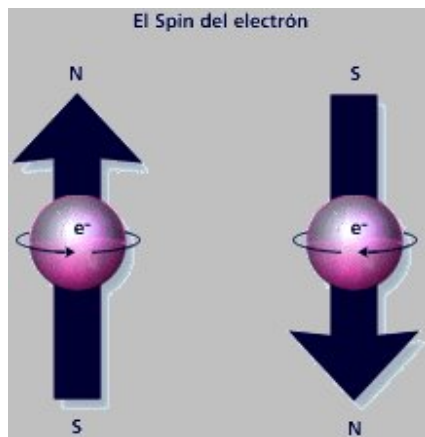
El número cuántico magnético “ m_l ”

- El valor del número cuántico magnético depende de l . Toma valores enteros entre $-l$ y l , incluyendo el 0. Para cierto valor l hay $(2l + 1)$ valores de m_l
- Describe la orientación del orbital en el espacio.

Veamos los diferentes orbitales que podemos tener para $n=3$. Tendremos entonces tres valores de l : 0, 1 y 2. Los valores de m_l para cada valor de l se compilan en la tabla siguiente: (los orbitales que comparten los valores de n y l se dicen que pertenecen al mismo subnivel y todos los orbitales con el mismo n formarían un nivel)

l (define la forma)	Subnivel	m_l (define orientación)	Nº de orbitales en el subnivel
0	3s	0	1
1	3p	-1, 0, 1	3
2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5

Número cuántico de espín (s): Describe el giro del electrón en torno a su propio eje, en un movimiento de rotación. Este giro puede hacerlo sólo en dos direcciones, opuestas entre sí. Por ello, los valores que puede tomar el número cuántico de spin son $-1/2$ y $+1/2$. Dicho de otra manera, Cada electrón, en un orbital, gira sobre si mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que el de su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante un nuevo número cuántico, el número cuántico de spin s , que puede tomar dos valores, $1/2$ y $-1/2$

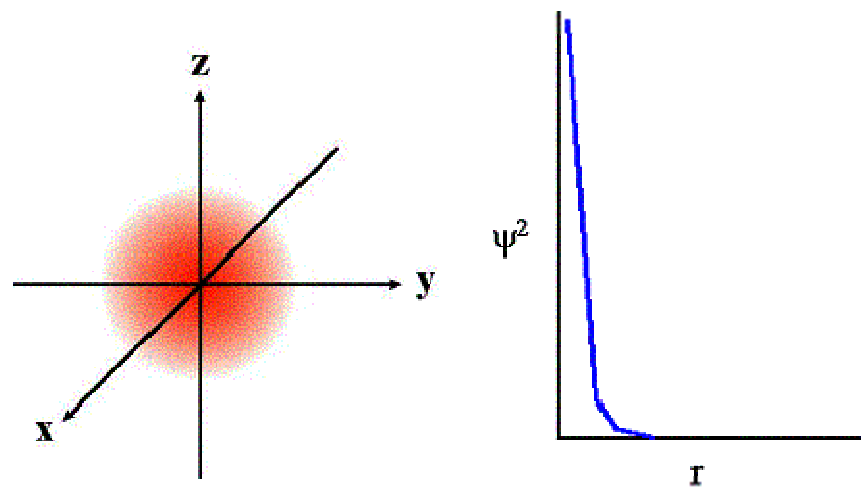


Según el **principio de exclusión de Pauli**, en un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, así que en cada orbital sólo podrán colocarse dos electrones (correspondientes a los valores de $s +1/2$ y $-1/2$) y en cada capa podrán situarse $2n^2$ electrones (dos en cada orbital).

Representaciones de los Orbitales

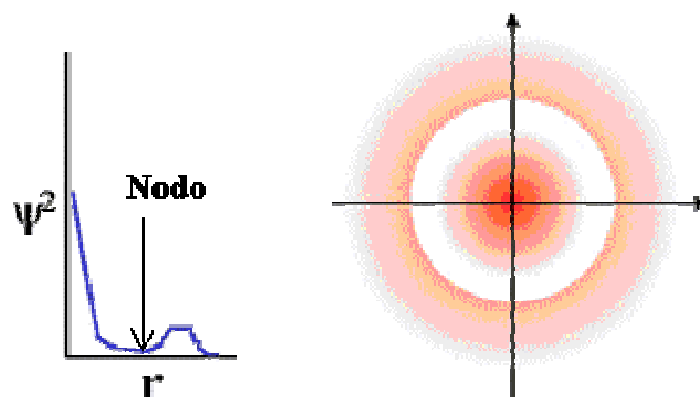
Orbitales s

El orbital 1s tienen simetría esférica:

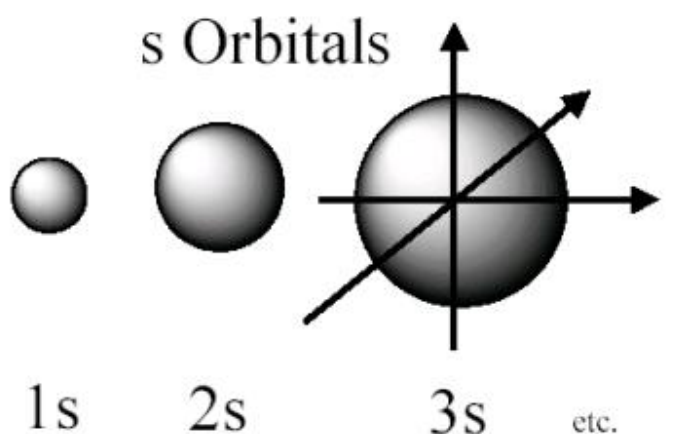


Representado ψ^2 frente a la distancia al núcleo (r) vemos que la probabilidad de encontrar al electrón disminuye conforme aumenta r . Esto indica que en el estado fundamental la atracción electrostática del núcleo es lo suficientemente fuerte para mantener al electrón en un radio próximo al núcleo.

Los orbitales s de niveles superiores son también esféricamente simétricos, pero presentan nodos en la función de probabilidad:



- En un **nodo** la densidad electrónica se aproxima a 0. El orbital 2s tiene un nodo, el orbital 3s dos nodos..etc.
- Los orbitales s para $n > 1$ tienen una densidad electrónica en la cual es más probable encontrar al electrón lejos del núcleo.
- ***El tamaño del orbital s aumenta al aumentar el número cuántico principal (n).***



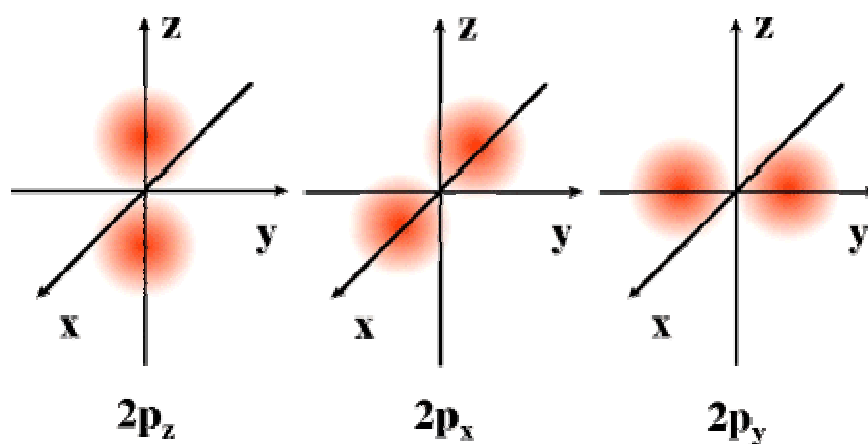
Generalmente se representan los límites de los orbitales atómicos de Schrödinger de manera que el orbital englobe al 90% de la distribución de densidad electrónica. En el caso de los orbitales s la representación es una esfera, de mayor radio cuánto mayor sea n .

Orbitales p

- La forma de los orbitales p es de dos lóbulos situados en lados opuestos al núcleo y con un nodo en él.
- Hay tres tipos de orbitales p ($l = 1$; $m_l = -1, 0, 1$) que difieren en su

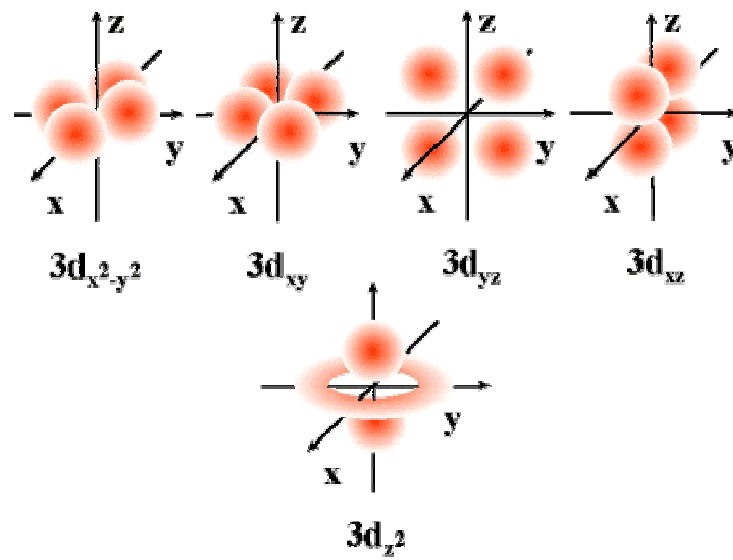
orientación. No hay una correlación simple entre los tres números cuánticos magnéticos y las tres orientaciones: las direcciones x , y y z . Los orbitales p del nivel n se denominan np_x , np_y , np_z

- Los orbitales p al igual que los s aumentan de tamaño al aumentar el número cuántico principal.



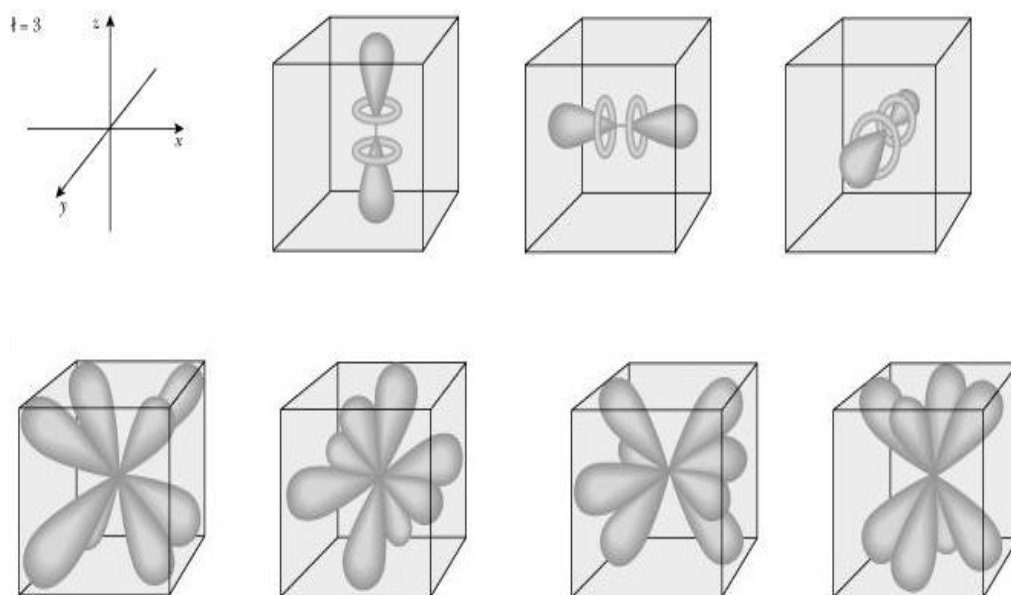
Orbitales d

En el tercer subnivel tenemos 5 orbitales atómicos (para $n > 3$ $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$) con diferentes orientaciones en el espacio tal y como vemos en la figura :



Aunque el orbital $3d_{z^2}$ difiere en su forma de los otros cuatro, los cinco orbitales d tienen todos la misma energía.

Orbitales f



Como ya se ha mencionado, los electrones del átomo giran en torno al núcleo en unas órbitas determinadas por los números cuánticos.

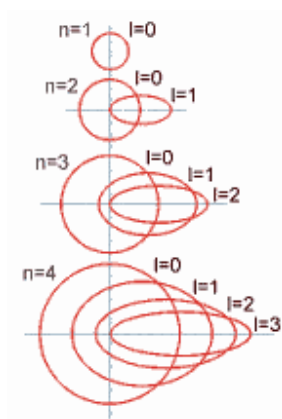
(n).

El número cuántico principal determina el tamaño de las órbitas, por tanto, la distancia al núcleo de un electrón vendrá determinada por este número cuántico. Todas las órbitas con el mismo número cuántico principal forman una capa. Su valor puede ser cualquier número natural mayor que 0 (1, 2, 3...) y dependiendo de su valor, cada capa recibe como designación una letra. Si el número cuántico principal es 1, la capa se denomina K, si 2 L, si 3 M, si 4 N, si 5 P, etc.



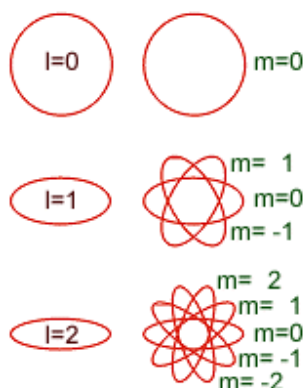
(l).

El número cuántico azimutal determina la excentricidad de la órbita, cuanto mayor sea, más excéntrica será, es decir, más aplanada será la elipse que recorre el electrón. Su valor depende del número cuántico principal n , pudiendo variar desde 0 hasta una unidad menos que éste (desde 0 hasta $n-1$). Así, en la capa K, como n vale 1, l sólo puede tomar el valor 0, correspondiente a una órbita circular. En la capa M, en la que n toma el valor de 3, l tomará los valores de 0, 1 y 2, el primero correspondiente a una órbita circular y los segundos a órbitas cada vez más excéntricas.



(m).

El número cuántico magnético determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses. Su valor dependerá del número de elipses existente y varía desde $-l$ hasta l , pasando por el valor 0. Así, si el valor de l es 2, las órbitas podrán tener 5 orientaciones en el espacio, con los valores de m -2 , -1 , 0 , 1 y 2 . Si el número cuántico azimutal es 1, existen tres orientaciones posible (-1 , 0 y 1), mientras que si es 0, sólo hay una posible orientación espacial, correspondiente al valor de m 0.



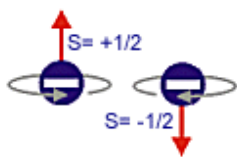
n	l	m	orbital
1	0	0	(1, 0,0)
2	0	0	(2, 0,0)
	1	-1	(2, 1,-1)
		0	(2, 1,0)
		1	(2, 1,1)
3	0	0	(3, 0,0)
	1	-1	(3,1,-1)
		0	(3,1, 0)
		1	(3, 1,1)
	2	-2	(3, 2,-2)
		-1	(3, 2,-1)
		0	(3, 2,0)

- 1 (3, 2,1)
- 2 (3, 2,2)

El conjunto de estos tres números cuánticos determinan la forma y orientación de la órbita que describe el electrón y que se denomina orbital. Según el número cuántico azimutal (l), el orbital recibe un nombre distinto. Cuando $l = 0$, se llama orbital s; si vale 1, se denomina orbital p, cuando 2 d, si su valor es 3, se denomina orbital f, si 4 g, y así sucesivamente. Pero no todas las capa tienen el mismo número de orbitales, el número de orbitales depende de la capa y, por tanto, del número cuántico n . Así, en la capa K, como $n = 1$, l sólo puede tomar el valor 0 (desde 0 hasta $n-1$, que es 0) y m también valdrá 0 (su valor varía desde $-l$ hasta l , que en este caso valen ambos 0), así que sólo hay un orbital s, de valores de números cuánticos (1,0, 0). En la capa M, en la que n toma el valor 3. El valor de l puede ser 0, 1 y 2. En el primer caso ($l = 0$), m tomará el valor 0, habrá un orbital s; en el segundo caso ($l = 1$), m podrá tomar los valores -1, 0 y 1 y existirán 3 orbitales p; en el caso final ($l = 2$) m tomará los valores -2, -1, 0, 1 y 2, por lo que hay 5 orbitales d. En general, habrá en cada capa n^2 orbitales, el primero s, 3 serán p, 5 d, 7 f, etc.

(s).

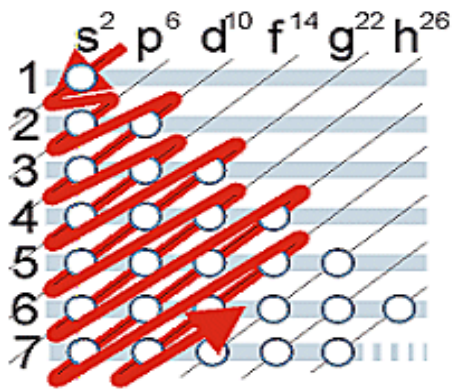
Cada electrón, en un orbital, gira sobre si mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que el de su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante un nuevo número cuántico, el número cuántico de spin s , que puede tomar dos valores, $1/2$ y $-1/2$.



Según el principio de exclusión de Pauli, en un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, así que en cada orbital sólo podrán colocarse dos electrones (correspondientes a los valores de $s\ 1/2$ y $-1/2$) y en cada capa podrán situarse $2n^2$ electrones (dos en cada orbital).

Llenado de orbitales:

Aunque en un átomo existen infinitos orbitales (el valor de n no está limitado), no se llenan todos con electrones, estos sólo ocupan los orbitales (dos electrones por orbital, a lo sumo) con menor energía, energía que puede conocerse, aproximadamente, por la regla de Auf-Bau, regla nemotécnica que permite determinar el orden de llenado de los orbitales de la mayoría de los átomos. Según esta regla, siguiendo las diagonales de la tabla de la derecha, de arriba abajo, se obtiene el orden de energía de los orbitales y su orden, consecuentemente, su orden de llenados



	s	p	d	f
1	s			
2	s	p		
3	s	p	d	
4	s	p	d	f
5	s	p	d	f
6	s	p	d	
7	s	p		

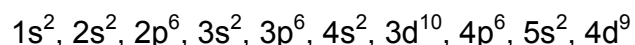
Como en cada capa hay 1 orbital s, en la primera columna se podrán colocar 2 electrones. Al existir 3 orbitales p, en la segunda columna pueden colocarse hasta 6 electrones (dos por orbital). Como hay 5 orbitales d, en la tercera columna se colocan un máximo de 10 electrones y en la última columna, al haber 7 orbitales f, caben 14 electrones.

El orden de los elementos en la tabla periódica se corresponde con su configuración electrónica, esto es, con el orden y lugar de los electrones en sus orbitales. Pero eso, eso es otra historia....

Esto es más fácil de entender con un ejemplo:

Supongamos que deseamos conocer la configuración electrónica de la plata, que tiene 47 electrones. Por la regla de Auf-Bau, el orden de energía de los orbitales es el indicado en la tabla de la izquierda: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, etc. Como hay 1 orbital s, cabrán en cada capa dos electrones. Como hay 3 orbitales p, en cada capa cabrán 6 electrones, 10 electrones en los orbitales d de cada capa, y 14 en los orbitales f.

Siguiendo esta regla debemos colocar los 47 electrones del átomo de plata:



Donde sólo se han puesto 9 electrones en los orbitales d de la capa cuarta para completar, sin pasarse, los 47 electrones de la plata.

V- DISEÑO METODOLOGICO (material y método)

Para la realización de nuestro trabajo monográfico se aplicará una encuesta a tres profesores del Instituto: Dr. Miguel Jarquin Vallejo (INACH) que se tomaran como muestra con el objetivo de conocer las estrategias que utilizan los maestros en la enseñanza de los números cuánticos para el aprendizaje de la configuración electronica, de una población de tres profesores se tomara como muestra tres profesores y de una población de cuarenta alumnos se tomara como muestra cuarenta alumnos.

El tipo de investigación que realizaremos es de carácter exploratorio, debido a que es el primer nivel de conocimiento científico que se quiere obtener sobre el problema planteado como es la enseñanza de los números cuánticos. De manera que los estudios son las investigaciones realizada por los químicos que permitirán construir un marco teórico de referencia para la enseñanza de estos.

El método utilizado en nuestra investigación será el inductivo, ya que lo que se estudia se presenta por medio de casos particulares, hasta llegar al principio general que lo rige, esto permite utilizar procedimientos o estrategias como la observación, abstracción, comparación y la generalización.

VI-RESULTADOS

Resultados-I

-E la primera pregunta que se refiere a que si explican los números cuanticos, dos profesores dicen que no, para un 66.6% y uno dice que sí, para un 33.3%

-En la segunda pregunta referida a que si dan a conocer el principio de exclusión de Pauli, dos profesores dicen que no, para un 66.66% y uno dice que si, para un 33.33%

-En la tercera pregunta en la que se quiere saber si ambos conocimientos anteriores permiten conocer el número de electrones en cada nivel y subnivel, tres profesores dicen que no, para un 100%

-En la cuarta pregunta en la que si explican el uso de la regla de máxima multiplicidad (regla de Hund), tres profesores dicen que no, para un 100%

-En la quinta pregunta referida a que si representa la configuración electrónica a partir de su numero atómico, tres maestros dicen que si, para un 100%.

- En la sexta pregunta en la pregunta que se refiere a que si usan los diagramas nemotécnicos para representar la configuración electrónica de los elementos hasta número atómico de 20, tres maestros dicen que no, para un 100%

-En la séptima pregunta que se refiere a que si representan de forma grafica el número y la forma de cada orbital de los subniveles, un maestro dice que, para un 33.33% y dos dicen que no para un 66.66%.

.En la octava pregunta que se refiere a que si explican a los alumnos que son el paramagnetismo y diamagnetismo de los electrones en un átomo, tres maestros dicen que no, para un 100%.

-En la novena pregunta referida a que si relacionan los últimos electrones del último subnivel con los electrones de valencia de los elementos en los grupos, tres profesores dicen que no, para un 100%

Resultados-II

-En la primera pregunta referida a que si conocen la siguiente simbología y su significado: n , l , m , s , diez alumnos dicen que si, para un 25% y treinta dicen que no, para un 75%.

-En la segunda pregunta referida a que si les indican los posibles valores de los números cuánticos mediante las siguientes expresiones: $n = 1, \dots, 7$; 0 a $n-1$; $-l$ y $+l$ y $m = \pm 1/2$, diez alumnos dicen que si, para un 25% y treinta dicen que no, para un 75%.

-En la tercera pregunta que se refiere a que si les explican el principio de exclusión de Pauli, diez alumnos dicen que si, para un 25% y treinta dicen que no, para un 75%.

-En la cuarta pregunta que si les explican la regla de máxima multiplicidad (regla de Hund), cuarenta alumnos dicen que no, para un 100%.

-En la quinta pregunta referida a que si le representan la distribución electrónica de un elemento a partir de su número atómico, cuarenta alumnos dicen que si, para un 100%

-En la sexta pregunta que si Les explica los diagramas nemotécnicos para escribir la configuración electrónica, cuarenta alumnos dicen que no, para un 100%.

-En la séptima pregunta que si comprenden los orbitales de cada subnivel, diez alumnos dicen que si, para un 25% y treinta dicen que no para un 75%.

-En la octava pregunta referida a que si conocen que es paramagnetismo y diamagnetismo de los electrones en un átomo, cuarenta alumnos dicen que no, para un 100%.

-En la novena pregunta que se refiere a que si conocen el concepto de electrones de valencia referidos a los grupos de los elementos en la tabla, cuarenta alumnos dicen que no, para un 100%.

VII-ANALISIS DE RESULTADOS

El análisis realizado esta relacionado con los contenidos con los contenidos que están relacionados en los programas de educación media.

1-En la primera pregunta referida a la explicación de los números cuantico la mayoría los explica

2- en la pregunta dos en la se señala si explica el principio de exclusión de Pauli la mayoría de los profesores no lo explican

3-En la tercera pregunta que se refiere si amabas explicaciones se relacionan con la configuración electrónica la mayoría desconoce de esto.

4-En la cuarta pregunta que si explican la regla de máxima multiplicidad (Regla de Hund). La mayoría no explican.

5-En la quinta pregunta que se refiere a que si explican la configuración electrónica a partir del numero atómico la mayoría dece que si.

6-En la sexta pregunta si se explican los diagramas nemotécnico hasta numero atómico de veinte, la mayoría de los profesores dicen que no.

7-En séptima pregunta a que si representa el numero y la forma de los orbitales de los subniveles, la mayoría dice que no.

8- En la octava pregunta que se refiere que si explican a los alumnos del paramagnetismo y diamagnetismo de los electrones en un átomo, todos los maestros dicen que no.

9-En la novena pregunta que se refiere a que si les explican que son electrones de valencia la mayoría de los profesores dicen que no.

VIII-CONCLUSIONES

En vista del análisis de resultado realizado en la encuesta aplicada a los alumnos y maestros, podemos señalar lo siguiente:

Todos los maestros no utilizan los procedimientos necesarios que permitan el aprendizaje de los referente a la configuración electrónica en forma secuencial para que los alumnos puedan comprender de manera clara todo lo referente que permita su comprensión

IX-RECOMENDACIONES

Nuestro trabajo de investigación recomienda a los maestros y al MINED que para la enseñanza de la configuración electrónica:

- tabla periódica de los elementos
- Espectros de emisión de los elementos
- Modelos para los electrones en el átomo
- Capas
- Supcapas
- Notación electrónica de los elementos
- Orbitales
- Spin del electrón
- Paramagnetismo y Diamagnetismo
- Forma de orbitales
- Números Cuánticos
- Diagrama de los subniveles

X-BIBLIOGRAFIA

1- Sienko, M. Plane, R. Química: principios y aplicaciones. México D.F. Ediciones Mc Graw Hill. 1997.

2-Whitten, K. W. Gailey, K. D. Química General. México. Nueva Editorial Interamericana. 1998.

3-Chang, Raymond. Química. Madrid. Ediciones Mc Graw Hill. 1997.

4-Leo, J. Malone. Introducción a la química. Venezuela. Editorial Limusa.1991.

.

5- Elsa Maria Morales. Ciencia 8; Santillana: San José 1998.

6- David E. Goldberg. Fundamentos de Química; McGraw-Hill: México 1991.

ANEXO

Anexo-I

La presente encuesta tiene como objetivo conocer por parte de los maestros cual es la metodología que utilizan para facilitar el aprendizaje de la configuración electrónica

1-Explican los números cuánticos

SI ☐ NO ☐

2-Dan a conocer el principio de exclusión de Pauli

SI ☐ NO ☐

3-Con el conocimiento de los números cuánticos y el principio de exclusión de Pauli

Se puede determinar el número de electrones en cada nivel y en cada subnivel.

SI ☐ NO ☐

4-Explica el uso de la regla de máxima multiplicidad (regla de Hund)

SI ☐ NO ☐

5-Representa la distribución electrónica de un elemento a partir de su número atómico.

SI ☐ NO ☐

6-Utiliza un diagrama nemotécnico para representar la configuración electrónica de los elementos de número atómico hasta veinte.

SI ☐ NO ☐

7-Representa de forma grafica el número y la forma de cada orbital de los subniveles

SI ☐ NO ☐

8-Explica a los alumnos que es el paramagnetismo y diamagnetismo de los electrones en un átomo

SI ☐ NO ☐

9-Relaciona los últimos electrones del ultimo subnivel con los electrones de valencia de los elementos en los grupos.

SI ☐ NO ☐

Anexo -II

La presente encuesta se aplico a los alumnos con el objetivo de saber si la metodología utilizada por el maestro le permite un mejor aprendizaje de la configuración electrónica

1-Conocen la siguiente simbología y su significado: n, l, m, s

SI ☐ NO ☐

2- Les indican los posibles valores de los números cuánticos mediante las siguientes expresiones: $n = 1 \dots 7$; 0 a $n-1$; $-l$ y $+l$ y $m = \pm 1/2$

SI ☐ NO ☐

3-Les explican el principio de exclusión de Pauli

SI ☐ NO ☐

4-Les explican la regla de máxima multiplicidad (regla de Hund)

SI ☐ NO ☐

5-Les indican el significado que representa el número atómico en la distribución electrónica.

SI ☐ NO ☐

6- Les explica los diagramas nemotécnicos para escribir la configuración electrónica

Si ☐ NO ☐

7-Comprenden los orbitales de cada subnivel

SI ☐ NO ☐

8-Conocen que paramagnetismo y diamagnetismo de los electrones en un átomo

SI ☐ NO ☐

9-Conocen el concepto de electrones de valencia referidos a los grupos de los elementos en la tabla.

SI ☐ NO ☐