

2.3. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

Objetivos Específicos:

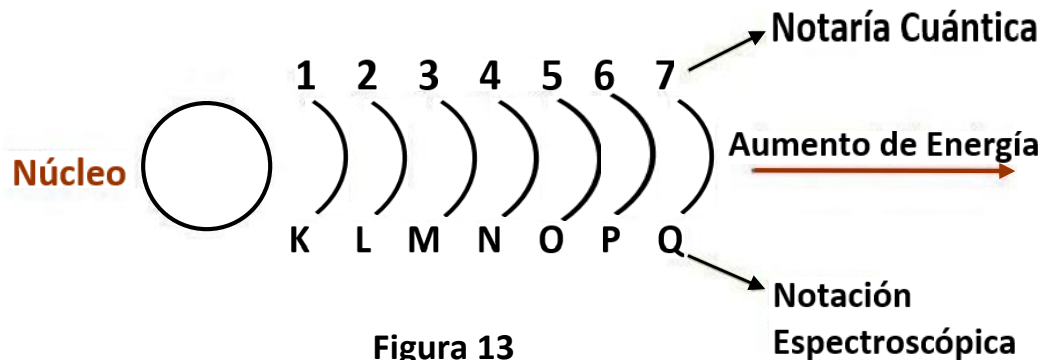
1. Describir al electrón de un átomo a partir de la información suministrada por sus números cuánticos.
2. Vincular los números cuánticos con el acomodo de los elementos en la tabla periódica y su comportamiento en las reacciones químicas.

Antes de iniciar con el tema de estudio que nos corresponde en esta sección, imagina un recinto escolar de tres plantas, tres pabellones y en cada pabellón una serie de salones. En determinado momento, el director escolar requiere localizar a un estudiante y solo sabe que se encuentra en el salón 3-2-6. La numeración del aula significa 3 es el piso, 2 es el pabellón y 6 es el aula. Al observar dentro de dicho salón se encuentra 35 alumnos dispuestos en 5 columnas y 7 filas frente al tablero. ¿Cuál de todos será el estudiante que repentinamente busca el director del colegio? Seguidamente, conocerás acerca de unos conceptos que intentan explicar aún más la estructura del átomo, más específicamente, de la nube de electrones que gira en torno al núcleo. Te invitamos a leer detenidamente y prestar mucha atención a las explicaciones que se facilitan en cada segmento del tema, a fin de ir consolidando tu base de conocimientos acerca del átomo, los cuales te ayudarán a comprender otros temas del fascinante mundo de la química, tal como lo sugiere la famosísima niña de las caricaturas latinoamericana, Mafalda.



Los números cuánticos son las expresiones matemáticas de las teorías atómicas modernas que indican el estado de energía del electrón de un átomo. Estos números caracterizan a cada electrón y son cuatro.

2.3.1. **Número cuántico principal (n):** determina el nivel de energía en que se encuentra localizado el electrón, es decir, la distancia del electrón al núcleo. Puede ser un número entero positivo y, en ocasiones, suele designarse mediante letras mayúsculas de nuestro alfabeto.



Representación de los niveles de energía en torno al núcleo atómico

La posición en que se ubican los elementos horizontalmente en la tabla periódica (periodos) está en relación directa con la cantidad de niveles de energía que tiene cada uno de los mismos en torno a su núcleo y en la actualidad se conocen átomos de elementos hasta con un máximo de 7 niveles de energía.

Por ejemplo, el sodio se encuentra en la tercera fila de la tabla (tercer periodo), por ende, posee 3 niveles de energía en torno a su núcleo; en cambio, la plata, está en la quinta fila (quinto periodo) por lo tanto alrededor de su núcleo hay 5 niveles de energía. Anímate y localiza horizontalmente en tu tabla periódica los elementos bario y cloro.

¿Cuántos niveles de energía hay en torno al núcleo del átomo de bario?

¿en torno al núcleo del átomo de cloro?

Es importante recordar que los electrones giran en torno al núcleo del átomo describiendo niveles crecientes de energía, tal como lo representa la figura 13, siendo los electrones más externos los más energéticos, los que determinan el comportamiento de los átomos en las reacciones químicas.



Para poder saber la capacidad máxima de electrones que puede existir en cada nivel de energía, aplicamos la fórmula $2n^2$, como puede observarse en el ejemplo que se propone a continuación:

Ejemplo 1: ¿Cuál es la capacidad máxima de electrones para un primer nivel de energía?

Solución: al aplicar $2n^2$ y reemplazar por el valor de $n = 1$, tenemos: $2(1)^2 = 2(1) = 2e^-$ máximo de electrones permitido

Ejemplo 2: Determina la cantidad máxima de electrones permitida para el cuarto nivel de energía?

Más adelante, este sencillo cálculo te resultará útil en la comprensión del principio de Aufbau al configurar electrónicamente los elementos



2.3.1. **Número cuántico secundario o azimutal (l):** indica la situación del electrón dentro de esos niveles de energía (subniveles) y la forma del orbital para dicho electrón. Los subniveles energéticos suelen designarse con letras minúsculas de nuestro alfabeto y cada uno de ellos adoptan valores que se calculan con la expresión $l = 0$ hasta $(n - 1)$ como se muestra a continuación en la tabla No. 1.

Tabla No. 1

Nivel de energía	1	2	3	4
Valor de l	0	0,1	0,1,2	0,1,2,3
Subnivel	s	s, p	s,p,d	s, p, d, f



En síntesis, el recuadro indica que, para un primer nivel de energía, $n = 1$, al aplicar la expresión

$l = 0$ hasta $n - 1$, el subnivel adopta un valor igual a 0 y se denomina s . Este será el único subnivel permitido para el primer nivel de energía.

Para un segundo nivel, $n = 2$, y aplicar la expresión $l = 0$ hasta $n - 1$, el subnivel adopta dos valores $l = 0$ y 1 y se denomina. Esto es indicativo de que el segundo nivel de energía permite dos subniveles, el s y el p .

Para el tercer nivel, $n = 3$, aplicada la expresión $l = 0$ hasta $n - 1$, los valores que adopta el subnivel es $l = 0, 1, 2$. Podemos afirmar que, para el tercer nivel de energía, hay 3 subniveles permitidos, el s , el p y el d .

Finalmente, para el cuarto nivel, $n = 4$, si aplicamos la expresión $l = 0$ hasta $(n - 1)$, los valores que adopta el subnivel es $l = 0, 1, 2, 3$. Esto nos indica que, para este cuarto nivel energético, son permitidos los 4 subniveles de energía; s, p, d, f .

Ejemplo 3: ¿Te animas a calcular los valores que adopta l para $n = 5$; $n = 6$ y $n = 7$?

Solución: Definitivamente que, a mayor número de niveles de energía, mayor será la cantidad de electrones que en teoría pueden existir y por ende mayor cantidad de subniveles de los ya descritos en el párrafo anterior. Lo que es importante señalar es que, independientemente de los valores que obtengas para estos 3 niveles más lejanos del núcleo atómico, solo se conocen átomos de elementos hasta con un máximo de 4 subniveles.

Estas explicaciones también son importantes en la comprensión del principio de Aufbau que trabajaremos más adelante.



Un recurso nemotécnico que puedes emplear para recordar los valores que adoptan los subniveles es haciendo un puño con una de tus manos, lo que equivale a cero (subnivel s); cuando con tu dedo índice señalas el número 1 (**será subnivel p**), con tus dedos indicando el número 2 (**será subnivel d**) y cuando con tus dedos señalas el número 3 (**será subnivel f**).

Es importante señalar que los elementos conforman bloques en la tabla periódica y que esta localización está en relación directa con los subniveles de energía de la configuración externa de los átomos: las dos primeras columnas y el elemento helio (**bloque s**), las seis últimas, excepto el helio (**bloque p**), las 10 columnas centrales (bloque d) y las dos filas inferiores (**bloque f**).

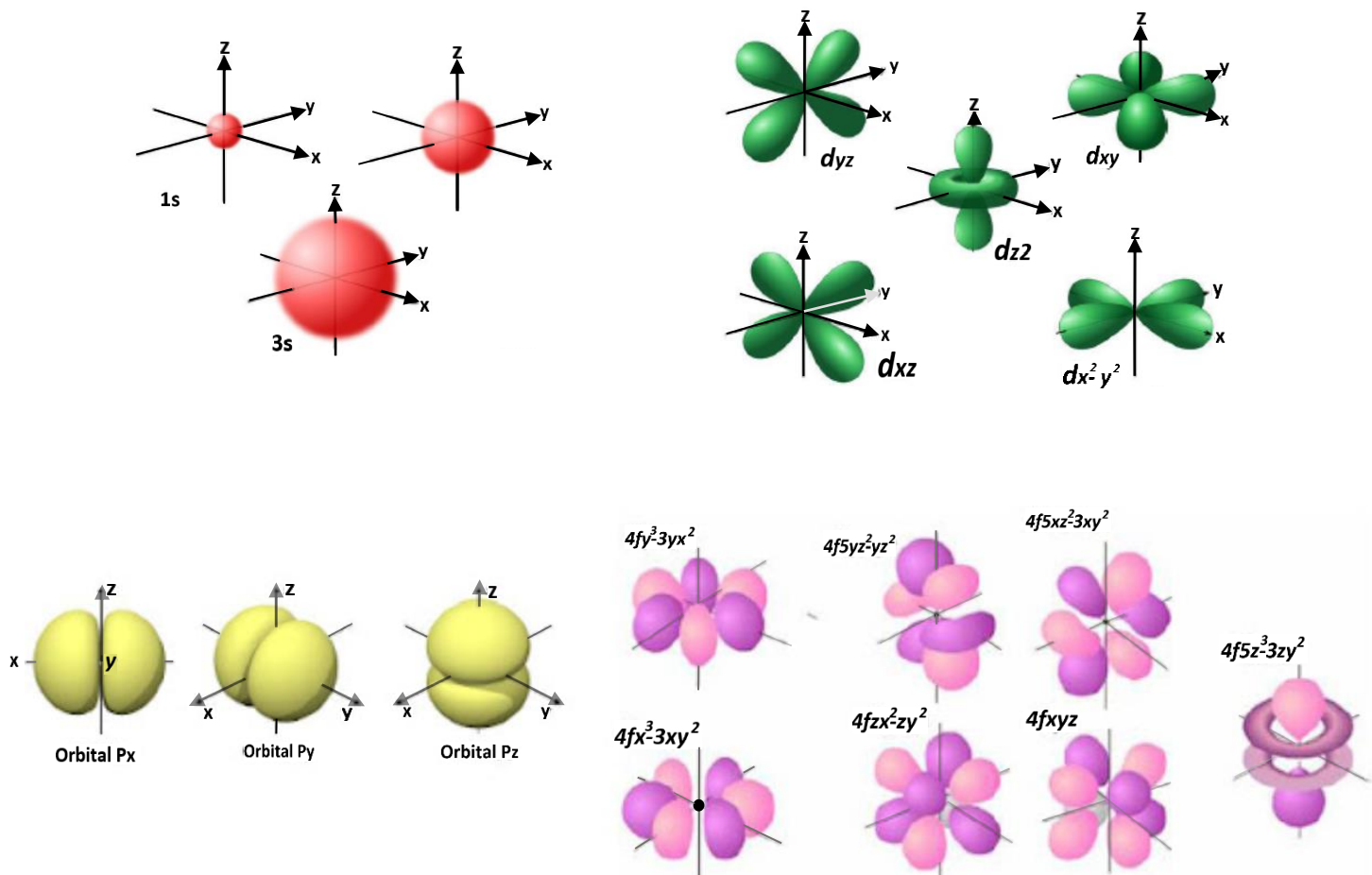


Figura 14. Formas de los orbitales para cada subnivel



2.3.1. **Número cuántico magnético (m_l):** representa la orientación de los orbitales electrónicos en el espacio sometido a un campo magnético. Estos orbitales, al tratarse de regiones de la nube electrónica que rodea al núcleo en donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima, adoptan formas en el espacio tridimensional, como podemos observar en la *figura 14*, ya que cada orbital de un subnivel dado es equivalente en energía.

Para calcular la cantidad de orbitales por subnivel podemos aplicar la fórmula $m_l = 2l + 1$ como vemos en la siguiente tabla. Estos orbitales adoptan valores que van de $-l$ hasta $+l$.

Tabla 2

Subnivel	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Valor de <i>l</i>	0	1	2	3
Cantidad de orbitales	1	3	5	7
Valores para cada orbital	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3
Capacidad máxima de electrones	2	6	10	14

A manera de que puedas comprender los valores que aparecen en la tabla No. 2, aplicamos la fórmula $2l + 1$ para calcular la cantidad de orbitales para cada subnivel. En el caso del subnivel *s*, hay que recordar que *l* tiene un valor de cero el que al multiplicarse por el 2 de la fórmula y sumarle el uno, nos da 1 orbital. A continuación, puedes realizar los cálculos para los subniveles *p*, *d*, *f* y verificar la cantidad de orbitales que aparece descrita en la tabla.

Finalmente, en cuanto a la capacidad máxima de electrones, se multiplica por 2 la cantidad de orbitales para cada subnivel, ya que cada orbital puede contener un máximo de dos electrones.



En la figura 15, se resume todo lo expuesto en la tabla y el párrafo anterior.

Subnivel (l)	Orbitales	Números orbitales Máxima	Capacidad de electrones (e ⁻)
s (l=0)	$\frac{\uparrow\downarrow}{0}$	1	2
p (l=1)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1}$	3	6
d (l=2)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+2}$	5	10
f (l=3)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-3} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+3}$	7	14

Figura 15.

Diagrama de orbitales para cada subnivel de energía También, es importante señalar que “los electrones permanecen sin aparear en orbitales de igual energía hasta que cada uno posea por lo menos un electrón”:

Regla de máxima multiplicidad de Hund.

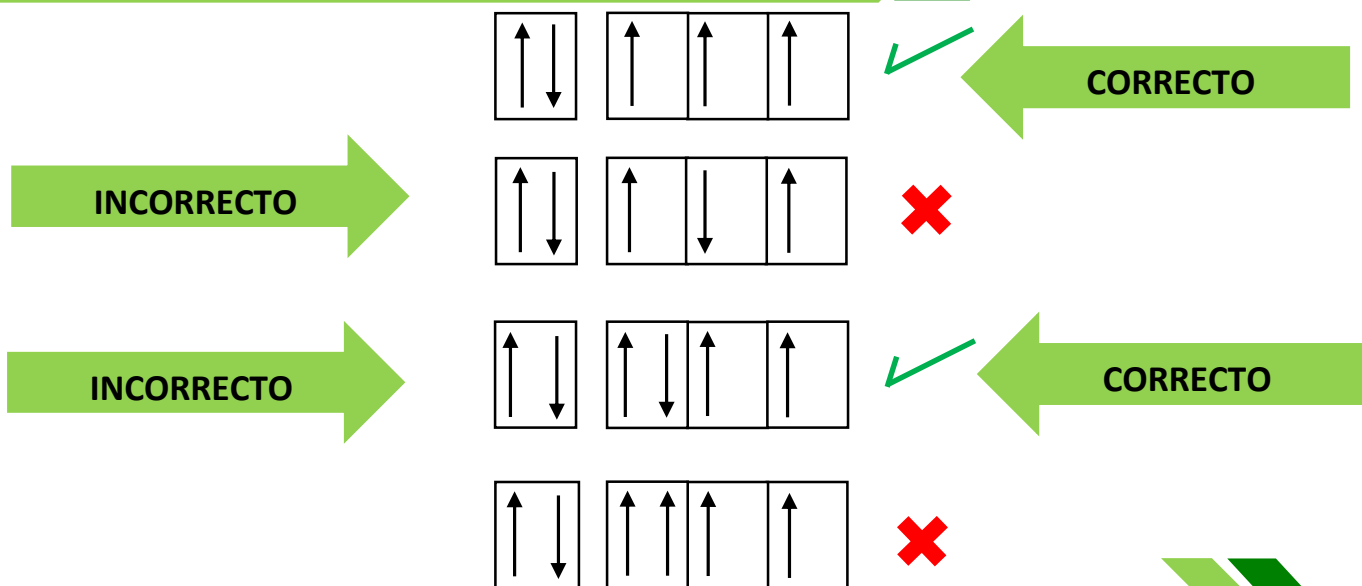


Figura 16. Aplicación de la regla de Hund en el llenado de los orbitales

En la **figura 16** vemos la representación mediante diagramas orbitales y el modo de cómo llenarlos de acuerdo con la regla de máxima multiplicidad de Hund. Como podemos apreciar, todos presentan un orbital s lleno, y de un modo correcto según esta regla (los dos electrones apareados y girando en sentido contrario) y 3 orbitales p incompletos, en el primero de ellos, los electrones se van colocando uno a uno en cada orbital, todos girando en un mismo sentido y al ir apareando los electrones en cada orbital, como en el tercer caso, se van colocando los mismos en sentido opuesto. En contraparte, también se presentan dos diagramas de orbitales que se han ido llenando de forma incorrecta, como en el segundo caso que todos los electrones deben ir en un mismo sentido hasta tanto no haya pares en cada orbital y si los hay, estos deben girar en sentidos opuestos, como vemos en el cuarto caso que aparece también de manera incorrecta.

La disposición de los electrones en sus orbitales externos determinan algunas propiedades de los elementos y el comportamiento de sus átomos en las reacciones químicas



2.3.4. Número cuántico spin o de giro: (m_s): describe la rotación del electrón sobre su eje en los orbitales que ocupa. El spin puede tomar uno de estos valores: $m_s = +\frac{1}{2}$ o $m_s = -\frac{1}{2}$.

Esto se explica a partir del Principio de exclusión de Pauli que señala que “dos electrones del mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos idénticos, por lo menos uno debe ser diferente”.

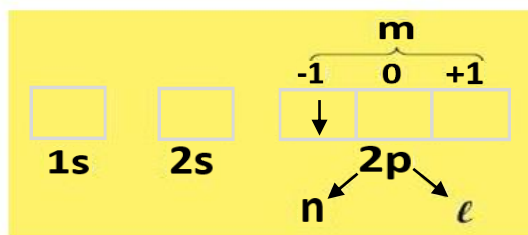


Figura 17

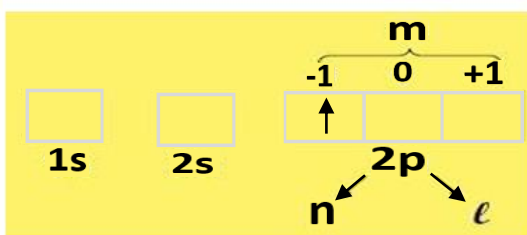


Figura 18

Representación orbital del electrón $2p^1$ Representación orbital del electrón $2p^4$



La *figura 17* y la *figura 18* representan los diagramas de orbitales para los electrones que ocupan uno de los orbitales p del segundo nivel de energía de un átomo: los electrones $2p^1$ y $2p^4$ respectivamente.

En el caso de la *figura 17*, la flecha que apunta hacia arriba, la cual representa un electrón se interpreta así: el *coeficiente 2* indica el *nivel de energía o número cuántico principal n*. La *letra p* indica el subnivel de energía que describe dicho electrón. Debemos recordar que, *para este subnivel*, el valor de *l es igual a uno*. Adicional a esto, el *subnivel p* admite *3 orbitales* que adoptan valores que van de *-l hasta +l*, en este caso de *-1 hasta +1*. Observa la posición que ocupa el electrón en el orbital, se encuentra en el *orbital -1* y apuntando *hacia arriba* designamos su *spin o giro como +1/2*.

Finalmente, la combinación de números cuánticos para el electrón $2p^1$ es:
 $n=2, l=1, m_l=-1, m_s=+1/2$

En cambio, para la *figura 18*, el electrón $2p^4$, que ocupa el mismo orbital explicado en el ejemplo de la *figura 5*, se representa dibujando una flecha que *apunta hacia abajo*.

Igual que el caso anterior, el *coeficiente 2* indica el *nivel de energía (n)*. La *letra p* indica el *subnivel*, el que adopta el valor $l = 1$ y cuyos 3 orbitales adquieren valores que van de *-1 hasta +1*, es decir, de *-1 hasta +1*.

Si observamos la posición que ocupa el electrón $2p^4$ en su orbital, nos damos cuenta de que al igual que el ejemplo anterior, también se encuentra en el orbital

La combinación de números cuánticos para el electrón $2p^4$ será:
 $n=2, l=1, m_l=-1, m_s=-1/2$

Si comparamos ambas combinaciones de números cuánticos, podemos comprobar lo propuesto en el principio de exclusión de Pauli, que indica que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los 4 números cuánticos iguales, al menos uno de ellos debe ser diferente, y generalmente es el spin el que hace la diferencia.



Ejemplo 1: Escriba las combinaciones de 4 números cuánticos para el electrón $5p^5$.

Para identificar el número cuántico principal n , debes fijarte en el coeficiente de la notación electrónica. En este caso, $n = 5$. Para dar valor al número cuántico secundario, observa la letra minúscula en la notación electrónica, este es el subnivel y en la tabla

No. 2 aparece el valor que adopta, el cual, para nuestro ejemplo será $l = 1$. El exponente de la notación electrónica indica la cantidad de flechas (electrones) que debes dibujar en los orbitales según el subnivel. La cantidad de orbitales por subnivel siempre es impar y en la tabla 2 puedes observarlo. Como nuestro ejemplo es el subnivel p , dibujas un rectángulo dividido en 3 recuadros similares y asignas valores que van de -1 hasta $+1$, y como el exponente indica 5, vas colocando flechas o medias flechas, una por orbital todas apuntando hacia arriba y cuando ya todas contengan su electrón, comienzas desde el primer orbital, con las flechas apuntando hacia abajo, hasta llegar a la cifra que indica el exponente de la notación electrónica. Como el quinto electrón se ubica en el orbital 0; ese será el valor del número cuántico magnético, m_l , y al apuntar hacia abajo su spin o giro será $m_s = -1/2$.

Finalmente, la combinación de números cuánticos para el electrón $5p^5$ será: **(5,1,0,-1/2)**.

Recuerda la nemotecnia del puño para los valores que adoptan los subniveles.

La cifra 1357 (spdf) respectivamente te permitirá recordar la cantidad de orbitales por subnivel.

Actividad 4

Escriba la combinación de números cuánticos para las siguientes notaciones electrónicas.

3d⁷	6s¹
5f¹⁰	7p³



Ejemplo 2: Dada la combinación de números cuánticos: **(4, 0, 0, -1/2)**, determine el electrón.

Cuando nos facilitan la combinación de números cuánticos y se desea saber de qué electrón se trata, el orden en que aparece la combinación es, respectivamente, n, l, ml y ms.

Para nuestro ejemplo, el primer dígito, el 4, es el número cuántico principal (n=4) el cual será el coeficiente de la notación del electrón desconocido.

El segundo dígito, el cero, es el subnivel (l= 0), puedes consultar la tabla 1 o si aplicas la nemotecnia con tu mano, el puño que equivale a cero, se trata entonces del subnivel s. Para dibujar la cantidad de orbitales, consultas la tabla 2 o recuerdas la cifra 1357. El dígito 1 indica la cantidad de orbitales para el subnivel s, por tanto dibujas un solo cuadro el que adopta el único valor posible para este subnivel que es ml = 0, y al observar el cuarto dígito en la combinación, el mismo aparece con signo negativo, lo que indica que se trata del electrón representado por la flecha que apunta hacia abajo, y si este electrón existe en un orbital, también existe el electrón anterior, en este caso el que la flecha apunta hacia arriba, el que tiene spin o giro positivo por lo tanto hay 2 electrones en el orbital, por lo tanto el electrón desconocido se trata del electrón $4s^2$.

Actividad 5

Dadas las siguientes combinaciones de números cuánticos, determine los electrones.

(3, 1, +1, -1/2)	(6, 3, 0, +1/2)	(4, 2, -2, +1/2)	(2, 0, 0, +1/2)
-------------------------	------------------------	-------------------------	------------------------

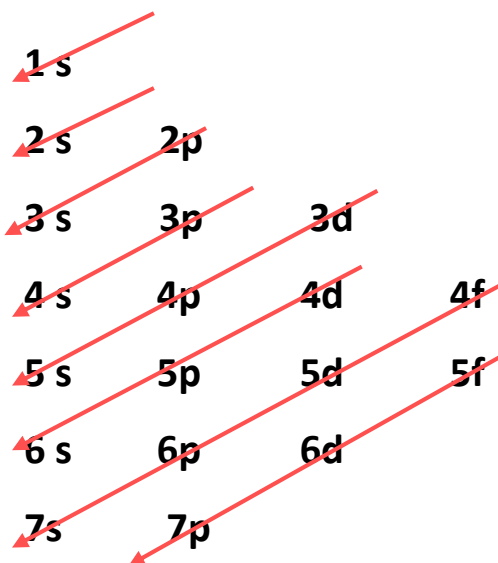


2.4. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Objetivos específicos:

1. Describir el orden creciente de energía en torno al núcleo de los átomos de los elementos.
2. Realizar la configuración electrónica de los elementos apoyados en el principio de Aufbau.

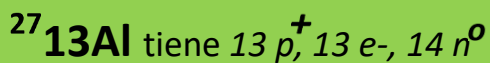
La configuración electrónica es la forma en que los electrones están dispuestos en el átomo y pueden describirse utilizando la notación electrónica y los diagramas orbitales. Dado que los electrones de un átomo no excitado (átomo neutro) tienden a ocupar las posiciones de energía más bajas disponibles, es importante considerar el orden de la energía creciente de los subniveles: Principio de Aufbau.



¡Sigamos adelante!

Figura 19 Principio de Aufbau

Ejemplo 1: Realicemos la configuración electrónica del aluminio.



Los protones y neutrones están localizados en el núcleo. Los electrones giran en torno a ese núcleo describiendo niveles de energía.

Para configurar o distribuir estos electrones, aplicaremos el principio de Aufbau que se presenta en la **figura 19**. Comenzamos con la primera flecha (la flecha superior) y escribimos la notación que allí aparece y vamos sumando los exponentes hasta llegar a 13 que es la cantidad de electrones:

1s² Aún faltan electrones, como no hay más notaciones electrónicas en la primera flecha tomamos la segunda (vamos bajando flecha a flecha) y añadimos lo que dice la misma, quedando: **1s 2s**

Podemos observar que van 4 electrones, aún faltan más. Como no hay más que escribir de la segunda flecha, pasamos a la tercera y vamos copiando lo que vamos observando a medida que nos desplazamos sobre la flecha de derecha a izquierda, y seguimos sumando los exponentes, quedando entonces así: **1s 2s 2p⁶**

Como aún faltan electrones, seguimos desplazándonos en la misma tercera flecha, en dirección izquierda (no podemos cambiar de flecha aún) y anotamos la siguiente notación:

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹

Actividad 6: Realice la configuración electrónica para los átomos de los siguientes elementos.

Elemento	p+	n _o	e-	Configuración electrónica
19 K 39				
65 Zn 30				
75 33 As				
238 92 U				



Luego de conocer acerca de las partículas subatómicas que constituyen el átomo y los procedimientos matemáticos que te ayudan a comprender un poco más acerca de los componentes de su núcleo y energía creciente y distribución de los electrones de la envoltura o nube que rodea al núcleo, podrás encontrar la aplicación directa de todos estos aprendizajes en la comprensión y empleo de una de las herramientas de apoyo más importantes en la química: LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

Como ves, el mundo de la química es sumamente fascinante, por lo tanto, cada detalle que vayas aprendiendo en tus años de bachillerato, poco a poco, le encontrarás la aplicabilidad en el desarrollo de temas posteriores en este periodo escolar o en los cursos correspondientes a los próximos dos años.

