

Números cuánticos

Como resultado de la mecánica ondulatoria, la distribución electrónica en un átomo que tiene una cantidad determinada de ellos, se lleva a cabo en niveles de energía, subniveles de energía y orbitales, y estos a su vez se relacionan con la solución de la ecuación de onda de Schrödinger que da origen a cuatro tipos de valores llamados **números cuánticos**.

Estos números proporcionan una mejor característica de los electrones.

- **Número cuántico principal (n)**
- **Número cuántico secundario (ℓ)**
- **Número cuántico magnético (m)**
- **Número cuántico espín (s).**

- Número cuántico principal (n)

Especifica el *nivel energético*, n , del orbital, siendo el primer nivel el de menor energía, y se relaciona con la distancia promedio que hay del electrón al núcleo en un determinado orbital. A medida que n aumenta, la probabilidad de encontrar el electrón cerca del núcleo disminuye y la energía del orbital aumenta.

Puede tomar los valores enteros positivos: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$. Este parámetro admite valores enteros y positivos desde uno hasta el infinito; sin embargo, dado el número de elementos químicos conocidos hasta ahora, son suficientes 7 valores como es decir en el átomo existen 7 niveles de energía.

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones ($2n^2$)
1	2
2	8
3	18
4	32
5	32
6	18
7	2

Por ejemplo, si tengo un elemento químico que su último nivel es el 3s, su número cuántico principal sería el 3.

Si tengo un elemento químico en que su último nivel es el 1s, entonces su número cuántico principal sería 1.

- Número cuántico secundario (ℓ)

También es conocido como el número cuántico del momento angular orbital o número cuántico azimutal y se simboliza como ℓ (L minúscula). Se interpreta como el desdoblamiento de los niveles de energía en sus niveles, regiones del espacio donde hay todavía mayor probabilidad de encontrar un electrón en la estructura del átomo.

Describe la forma geométrica del orbital. Los valores de ℓ dependen del número cuántico principal. Puede tomar los valores desde $\ell = 0$ hasta $\ell = n-1$.

Si:

$n = 1$; $\ell = 0$, habiendo **un** solo subnivel

$n = 2$; $\ell = 0, 1$ habiendo **dos** subniveles

$n = 3$; $\ell = 0, 1, 2$, habiendo **tres** subniveles

$n = 4$; $\ell = 0, 1, 2, 3$, habiendo **cuatro** subniveles

Pero al igual que para el número cuántico principal, el número cuántico secundario debido al número de elementos químicos actual sólo admite cuatro valores: 0,1,2,3, que se asocian a otra anotación para el manejo más sencillo de los subniveles, para ello se emplean las letras iniciales correspondientes a la palabra en inglés que se utilizaron para identificar las líneas espectrales, como se indica a continuación:

Si

$\ell = 0$, corresponde al subnivel s (sharp)

$\ell = 1$, corresponde al subnivel p (principal)

$\ell = 2$, corresponde al subnivel d (diffuse)

$\ell = 3$, corresponde al subnivel s (fundamental)

Subniveles de energía que soportan un número máximo de electrones como se muestra en la tabla siguiente:

Subnivel	Número máximo de electrones
s	2
p	6
d	10
f	14

Los orbitales que tienen el mismo valor de n , reciben el nombre de "nivel" y los orbitales que tienen igual n y ℓ , "subnivel".

Por ejemplo: si tenemos un elemento químico en que su último orbital es el **2p**: el número cuántico principal sería 2 y el número cuántico secundario (ℓ) sería 1, ya que si nos fijamos en la tabla $p=1$.

Otro ejemplo: si tenemos un elemento químico en que su último nivel es el 3d, el $n=3$ y el $\ell=2$, ya que $d=2$

- Número Cuántico magnético (m_ℓ)

Indica la orientación del orbital en el espacio. Se entiende como orbital aquella región del espacio donde existe la mayor probabilidad de encontrar un par de electrones girando en sentido opuesto. El número de orbitales presentes en un subnivel de energía se determina a partir de la ecuación: $2\ell + 1$, de manera que los valores asociados a cada uno de los orbitales los determina este número cuántico, m_ℓ , los cuales dependen de ℓ y puede tomar valores entre:

$$-\ell \dots 0 \dots +\ell$$

Si:

$\ell = 0$, $m=0$, o sea, corresponde al subnivel **s** formado por $2(0)+1=1$ orbital, cuyo valor es cero.

$\ell = 1$, $m=-1,0,+1$, o sea, corresponde al subnivel **p** formado por $2(1)+1=3$ orbitales, cuyos valores son $-1,0,+1$. También se representan p_x , p_y , p_z

$\ell = 2$, $m=-2,-1,0,+1,+2$, o sea, corresponde al subnivel **d** formado por $2(2)+1=5$ orbitales, cuyos valores son $-2,-1,0,+1,+2$. También se representan d_1 , d_2 , d_3 , d_4 , d_5

$\ell = 2$, $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, o sea, corresponde al subnivel **d** formado por $2(\mathbf{3})+1=7$ orbitales, cuyos valores son $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. También se representan $f_1, f_2, f_3, f_4, f_5, f_6, f_7$.

Solo pueden tomar valores enteros que van desde -3 hasta $+3$, incluyendo el cero.

Así, Si $\ell=0$, $m=0$

si $\ell=1$, existen tres posibilidades de m_ℓ ; estas son: $-1, 0, +1$. El subnivel *p* tiene 3 orbitales, que se designan por: p_x, p_y y p_z .

- Si $\ell=2$, existen 5 posibilidades $-2, -1, 0, 1, 2$. el subnivel *d* tiene 5 orbitales, que se designan por: d_1, d_2, d_3, d_4, d_5

Subnivel (<i>l</i>)	Orbitales	Número de orbitales	Capacidad máxima de electrones (e^-)
s ($l = 0$)	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ 0 \end{array}$	1	2
p ($l = 1$)	$\begin{array}{ccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ -1 & 0 & +1 \end{array}$	3	6
d ($l = 2$)	$\begin{array}{ccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ -2 & -1 & 0 & +1 & +2 \end{array}$	5	10
f ($l = 3$)	$\begin{array}{ccccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ -3 & -2 & -1 & 0 & +1 & +2 & +3 \end{array}$	7	14

En resumen:

Para el subnivel s : **$m = 0$**

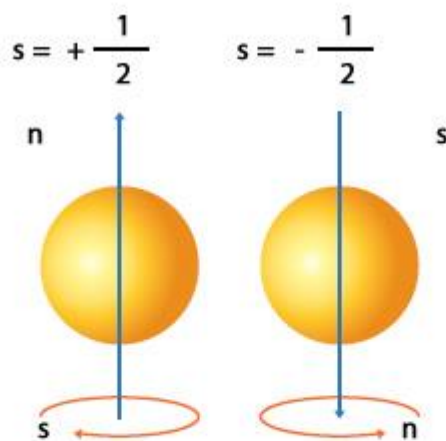
Para el subnivel p : **$m = -1, 0, +1$**

Para el subnivel d : $m = -2, -1, 0, +1, +2$

Para el subnivel f : $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

- Número cuántico de espín (m_s)

El electrón posee su propio número cuántico que da a conocer el sentido de rotación del electrón en torno a su eje cuando se mueve dentro de un orbital. El electrón solo tiene dos posibles sentidos de giro, por lo que se puede tomar valores $+1/2$ o $-1/2$. Cada orbital puede albergar un **máximo de dos electrones** con espines diferentes.



Vemos que la flecha hacia arriba tiene un spin magnético igual a $+1/2$

y que la flecha hacia abajo tiene un spin magnético igual a $-1/2$

Ejemplo resuelto 1: ¿Cuáles son los cuatro números cuánticos que identifican al último electrón ubicado en $3d^5$?



1° Podemos observar que el número cuántico principal es 3

$n = 3$

2° Según la tabla podemos observar que:

l	0	1	2	3
Subniveles	s	p	d	f

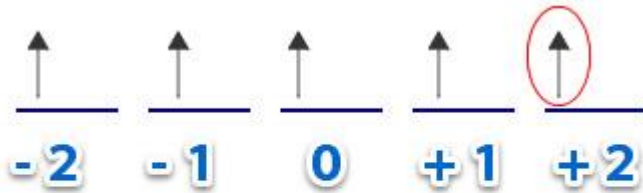
por lo tanto su número cuántico secundario es 2, es decir:

$$l=2$$

3° El subnivel d tiene 5 orbitales, es decir:



Ahora colocamos los electrones que nos dan:



Colocamos los 5 electrones que nos dan y nos fijamos en el último. Por lo tanto $m_l = 2$

5° Vemos que la flecha hacia arriba tiene un **spin magnético** igual a $+1/2$, por lo tanto:

$$m_s = +1/2$$

Ejemplo resuelto 2: ¿Qué datos del electrón indican los siguientes números cuánticos?

$$n = 4, \quad l = 1, \quad m = -1, \quad m_s = +1/2$$

Tabela Periódica de Elementos Químicos

Número atômico
Configuração eletrônica
Pontos de fusão [°C]
Pontos de ebulição [°C]

Massa atômica (relativa média) eletrônica
Estados de oxidação
Nome
Densidade [g/cm³, para gases (p/f (0°, 1013 mbar))
Eletronegatividade
Radioativo

1A 2A 3A 4A 5A 6A 7A 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1 H He 2
Li Be 3 4
Na Mg 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18
K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
Cs Ba La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

6 Lantanídeos
7 Actínidos

n	s^1	s^2																	np																				
																			p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6															
1	1	2	H	He																	5	6	7	8	9	10													
2	3	4	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne													
3	11	12	Na	Mg																	13	14	15	16	17	18													
																					Al	Si	P	S	Cl	Ar													
4	19	20	K	Ca																	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36			
																					Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
5	37	38	Rb	Sr																	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54			
																					Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
6	55	56	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
7	87	88	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																				

Figura 2-9 Tabla periódica de los elementos