



# Números Cuánticos

*M. C. Q. Alfredo Velásquez Márquez*

AVM



Los números cuánticos son variables involucradas en la ecuación de onda de Schrödinger.

Dependiendo de los valores de los números cuánticos, se obtienen diferentes soluciones para la ecuación de onda.

Estas soluciones permiten conocer los lugares de máxima probabilidad para ubicar a un electrón dentro de un átomo.

AVM



Los números cuánticos obtenidos de la ecuación de onda son tres:

- El *número cuántico principal*.
- El *número cuántico secundario*, también llamado *número cuántico azimutal* o *número cuántico de momento angular*.
- El *número cuántico magnético*.



### ***Número Cuántico Principal***

El número cuántico principal, se denota con un una letra ***n*** y su valor indica la órbita o nivel energético en el que se encuentra el electrón, mientras mayor sea el valor de ***n***, más alejado está el electrón del núcleo, y mayor es su contenido energético.



Los valores que adquiere  $n$ , son números enteros mayores de cero; así por ejemplo:

Cuando  $n = 1$ , el electrón se encuentra en la órbita **1**

Cuando  $n = 2$ , el electrón se encuentra en la órbita **2**

Cuando  $n = 3$ , el electrón se encuentra en la órbita **3**

.  
. .  
.

Cuando  $n = x$ , el electrón se encuentra en la órbita **x**



### ***Número Cuántico Secundario***

El número cuántico secundario, se denota con una letra  $l$  y su valor indica la subórbita o subnivel de energía en el que se encuentra el electrón.

Dicha subórbita o subnivel energético, también llamado orbital, se puede entender como la forma geométrica que describe el electrón al moverse dentro del átomo.



Para cada valor de  $n$ ,  $l$  adquiere diferentes valores enteros, que van desde **cero** hasta  $n-1$ ; así por ejemplo:

Cuando  $n = 1$ ,  $l$  adquiere un solo valor: **0**

Cuando  $n = 2$ ,  $l$  adquiere dos valores: **0** y **1**

Cuando  $n = 3$ ,  $l$  adquiere tres valores: **0**, **1** y **2**

.  
. .  
.



Como se mencionó anteriormente, los orbitales son formas geométricas que describen los electrones al moverse en el interior del átomo. Estas formas geométricas son diferentes para cada valor de  $l$ , y a cada orbital se le asigna una literal.



$l = 0$



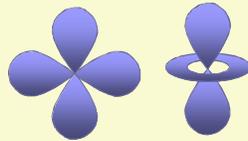
Orbital **s**

$l = 1$



Orbital **p**

$l = 2$



Orbital **d**

AVM



Quando  $l = 3$ , los orbitales son del tipo **f**; cuando  $l = 4$ , los orbitales son del tipo **g** y a partir de aquí, se van asignando las letras siguientes del abecedario. Conforme aumenta el valor de  $l$ , aumenta la complejidad de la figura geométrica que describe el electrón; de hecho, aún no se han determinado las formas que presentan los orbitales del tipo **g**.

AVM



## Número Cuántico Magnético

El número cuántico magnético, se denota con una letra  $m$  y sus valores indican las orientaciones que tienen los orbitales en el espacio.

AVM



Para cada valor de  $l$ ,  $m$  adquiere diferentes valores enteros que van desde  $-l$  hasta  $+l$ , pasando por cero; así por ejemplo:

Cuando  $l = 0$ ,  $m$  adquiere un solo valor:  $0$

Cuando  $l = 1$ ,  $m$  adquiere tres valores:  $-1$ ,  $0$  y  $+1$

Cuando  $l = 2$ ,  $m$  adquiere cinco valores:  $-2$ ,  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$  y  $+2$

.  
. .  
.

AVM



Con base en lo anterior, para las tres primeras órbitas de un átomo, se puede establecer la tabla siguiente:

	1a. Órbita	2a. Órbita				3a. Órbita								
$n$	1	2				3								
$l$ (Orbital)	0 (s)	0 (s)	1 (p)		0 (s)	1 (p)		2 (d)						
$m$	0	0	-1	0	+1	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2

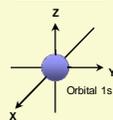
AVM



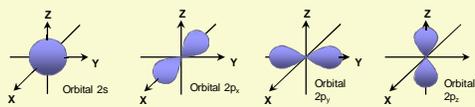
	1a. Órbita	2a. Órbita				3a. Órbita								
$n$	1	2				3								
$l$ (Orbital)	0 (s)	0 (s)	1 (p)		0 (s)	1 (p)		2 (d)						
$m$	0	0	-1	0	+1	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2



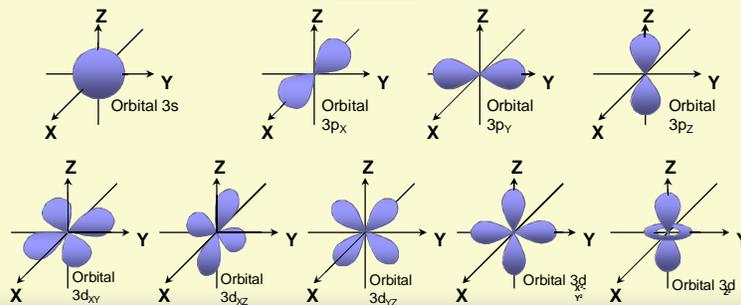
### 1a. Órbita



### 2a. Órbita



### 3a. Órbita



AVM



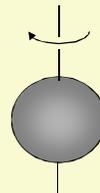
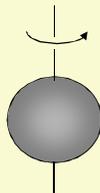
Al emplear los parámetros  $n$ ,  $l$  y  $m$  en la ecuación de onda de Schrödinger, se logró conocer los lugares de máxima probabilidad (orbitales) para ubicar a un electrón dentro de un átomo, esto fue un gran avance para conocer la estructura electrónica del átomo y permitió justificar muchas características físicas y químicas de los elementos; sin embargo, fue necesario introducir un cuarto número cuántico, para tomar en cuenta los efectos relativistas y poder explicar el diamagnetismo y paramagnetismo que presentan los átomos de los elementos.

AVM



### Número Cuántico de Espin

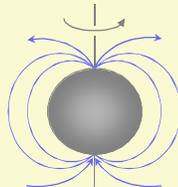
El cuarto número cuántico se denota con una letra  $s$  y se le denomina número cuántico de espin o de giro del electrón. Este número tiene dos valores por cada valor del número cuántico  $m$ ; los valores son  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ , y denotan los dos posibles giros del electrón alrededor de su propio eje.



AVM

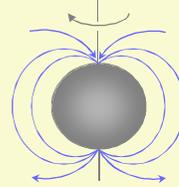


Norte magnético



Sur magnético

Sur magnético

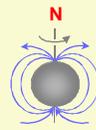


Norte magnético

AVM



Hidrógeno:



S

Orbital



1s

Números cuánticos  
del electrón



$n = 1$

$l = 0$

$m = 0$

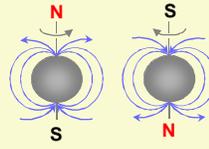
$s = +1/2$

PARAMAGNÉTICO

AVM



Helio:



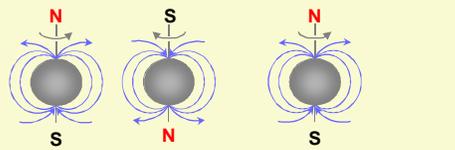
Orbital	→	1s	
Números cuánticos de los electrones	→	n = 1	n = 1
		l = 0	l = 0
		m = 0	m = 0
		s = +1/2	s = -1/2

DIAMAGNÉTICO

AVM



Litio:



Orbitales	→	1s		2s
Números cuánticos de los electrones	→	n = 1	n = 1	n = 2
		l = 0	l = 0	l = 0
		m = 0	m = 0	m = 0
		s = +1/2	s = -1/2	s = +1/2

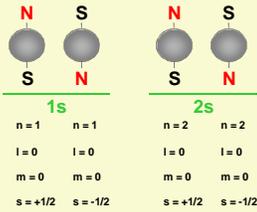
PARAMAGNÉTICO

AVM



Berilio:

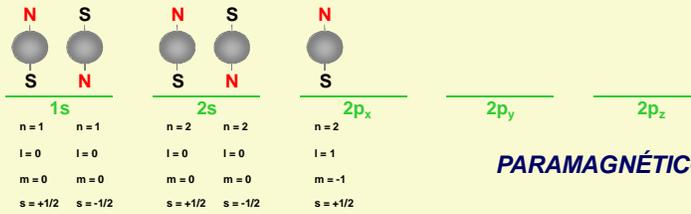
Orbitales →



**DIAMAGNÉTICO**

Boro:

Orbitales →



**PARAMAGNÉTICO**