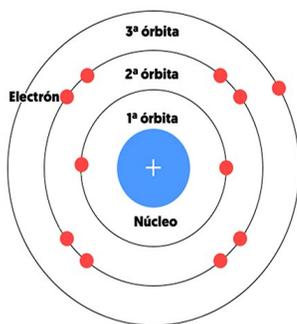


# NÚMEROS CUÁNTICOS

En 1913, el físico **Niels Bohr** modificó el modelo atómico de Rutherford y propuso un átomo cuántico, sus postulados son los siguientes:

## MODELO DE BOHR



El **Modelo de Bohr** propone que los electrones están dispuestos en órbitas circulares concéntricas alrededor del núcleo.

En este modelo los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo, ocupando la órbita de menor energía posible, o la órbita más cercana posible al núcleo.

### Primer postulado

Los electrones describen órbitas circulares en torno al núcleo del átomo sin irradiar energía.

### Segundo postulado

Las únicas órbitas permitidas para un electrón son aquellas para las cuales el momento angular, del electrón sea un múltiplo entero la constante de plank.

### Tercer postulado

El electrón solo emite o absorbe energía en los saltos de una órbita permitida a otra.

<https://images.app.goo.gl/na8U6VkpabiMruhQA>

Este modelo atómico tuvo sus limitaciones ya que solo se aplicaba correctamente para los átomos que contenían un solo electrón externo, es decir el átomo de hidrógeno. El modelo atómico de Bohr recibió aportaciones de Sommerfeld, desarrollando un modelo matemático que explica el comportamiento de la materia. El modelo actual de los átomos fue desarrollado por **Erwin Schrödinger**, en el que se describe el comportamiento del electrón en función de sus características ondulatorias. La obtención de sus valores nos indica la posición probable para encontrar a un electrón. **Estas funciones de onda se denominan orbitales**. Los orbitales son regiones de espacio con alta probabilidad de encontrar un electrón.

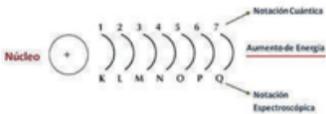
Los números cuánticos son parámetros o valores que satisfacen la ecuación energética del modelo atómico de la mecánica cuántica. Estos números determinan la energía, la forma y la posición de los electrones.

Para describir la distribución de los electrones en los átomos, la mecánica cuántica precisa de los números cuánticos:

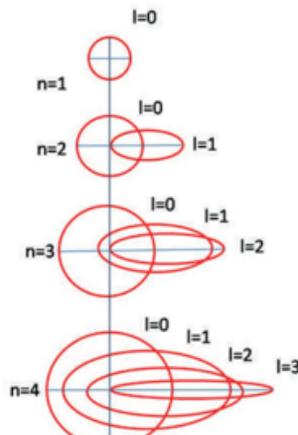
- el número cuántico principal ( $n$ )
- el número cuántico orbital o del momento angular ( $l$ )
- el número cuántico magnético ( $m$ )
- el número cuántico de spin ( $s$ )

Cada valor designa un nivel, el cual está relacionado con el tamaño y la energía del orbital. A mayor valor de  $n$ , mayor es la distancia promedio del electrón respecto al núcleo.

### Número cuántico principal ( $n$ ):

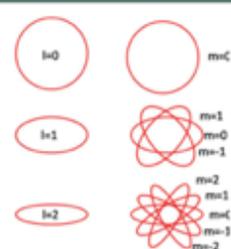
Número cuántico principal	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se representa con la letra (<math>n</math>).</li> <li>• Determina el nivel de energía en el que se encuentra un electrón.</li> <li>• Se representa por números enteros y toma valores a partir de 1.</li> <li>• En Química se representan mediante letras mayúsculas iniciando con la letra K.</li> <li>• Para los átomos que se conocen hasta ahora, el máximo nivel de energía que ocupan los electrones es 7.</li> <li>• Se relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo.</li> <li>• Este número cuántico representa la energía dentro del átomo, por lo tanto, a mayor valor, mayor energía.</li> <li>• El máximo número de electrones que puede soportar un nivel de energía se calcula mediante la expresión <math>2n^2</math>, donde <math>n</math> es el nivel de energía.</li> </ul>	 <p>En este esquema la letra <math>n=1=K</math>, <math>n=2=L</math>, <math>n=3=M</math>, <math>n=4=N</math>, <math>n=5=O</math>, <math>n=6=P</math>, <math>n=7=Q</math>.</p>

### Número cuántico secundario: número cuántico azimutal o angular ( $l$ )

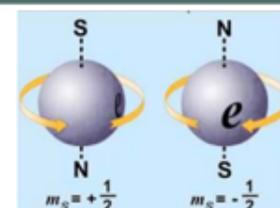
Número cuántico secundario	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se representa con la letra (<math>l</math>).</li> <li>• También se conoce como número cuántico azimutal.</li> <li>• Determina la forma del orbital.</li> <li>• Toma valores desde 0 hasta <math>n-1</math>, es decir, a cada nivel energético le corresponde un número específico de subniveles u orbitales. Por ejemplo: Si <math>n = 1</math>, entonces <math>l = 0</math>, lo que indica que, en el primer nivel energético, el orbital tendrá una sola forma. Si <math>n = 2</math>, entonces <math>l</math> puede tener dos valores: 0 y 1. Si <math>l = 0</math> se le asigna la letra <math>s</math> y si <math>l = 1</math> se le asigna la letra <math>p</math>. Si <math>n = 3</math>, entonces <math>l</math> tiene 3 valores: 0, 1 y 2, lo que indica que para el tercer nivel de energía, habrá tres subniveles: <math>s</math>, <math>p</math> y <math>d</math>. Si <math>n = 4</math>, entonces <math>l</math> tiene 4 valores: 0, 1, 2 y 3, lo que indica que para el cuarto nivel energético, habrá 4 subniveles: <math>s</math>, <math>p</math>, <math>d</math> y <math>f</math>.</li> <li>• A cada subnivel, se le asignan las letras <math>s</math>, <math>p</math>, <math>d</math> y <math>f</math>.</li> <li>• Cada orbital soporta como máximo 2 electrones.</li> <li>• Para los átomos que actualmente se conocen son suficientes cuatro subniveles.</li> </ul>	 <p>Representación del número cuántico secundario o azimutal.</p>

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

### Número cuántico magnético (m)

Número cuántico magnético	
<ul style="list-style-type: none"> <li>Se representa por la letra (<math>m</math>).</li> <li>Determina la orientación del orbital en el espacio (número de orbitales).</li> <li>Se representa desde <math>+l</math> hasta <math>-l</math> incluyendo el cero.</li> </ul>	 <p>El número cuántico magnético se representa con la letra <math>m</math>.</p>

### Número cuántico del spin nuclear (s)

Número cuántico spin	
<ul style="list-style-type: none"> <li>Se representa por la letra <math>s</math>.</li> <li>Número cuántico de spin.</li> <li>Se relaciona con el giro del electrón.</li> <li>Toma sólo dos valores <math>+\frac{1}{2}</math> y <math>-\frac{1}{2}</math>.</li> <li>Gráficamente se puede representar por dos vectores en dirección opuesta. Como se indica en la figura <math>\uparrow\downarrow</math>.</li> </ul>	 <p>El número cuántico spin, tiene relación con el giro del electrón, a la derecha (+), a la izquierda (-).</p>



Recuerda:

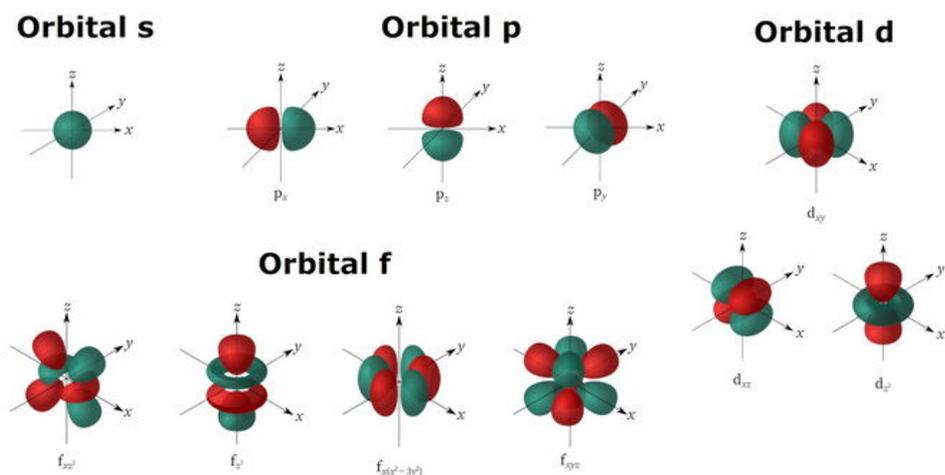
En un orbital solo puede haber como máximo dos electrones, uno con giro positivo y el otro giro negativo.

Los valores que pueden tomar los números cuánticos son:

Orbital	Número máximo de electrones que acepta
s	2
p	6
d	10
f	14

Orbital	Valor de l	Valores de m (-l...+l)	Valores de m
s	0	0	1
p	1	-1, 0, +1	3
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

La forma y orientación de los orbitales se presentan a continuación:



<https://images.app.goo.gl/7DAz9sJj4LmokGjB8>

**Referencias:**

Ocampo, G. A. (2004) *Fundamentos de química*. México. Publicaciones culturales.  
 Telebachillerato (s.f.) *Química I*. Recuperado de: [https://0201.nccdn.net/4\\_2/000/000/056/7dc/Quimica-I.pdf](https://0201.nccdn.net/4_2/000/000/056/7dc/Quimica-I.pdf)