

RELACIÓN DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS Y LA UBICACIÓN DEL ELEMENTO EN LA TABLA PERIÓDICA

Si recordamos un poco de los números cuánticos, hasta ahora sabemos lo siguiente:

Número cuántico	Símbolo	¿Qué indican?	Valores permitidos	¿Quién lo propuso?
Principal	n	Niveles de energía	Números enteros 1,2,3.....	Niels Bohr
Secundario	l	Tipo de orbital	Números enteros desde 0 hasta (n-1)	Arnold Sommerfeld
Magnético	m	Orientaciones espaciales	Todos los números enteros entre -,0,+ (incluido el 0)	Paul Dirac
Spin	s	Giro del electrón	Sólo los números fraccionarios -1/2 y +1/2	Paul Dirac

En resumen, con los datos que los números cuánticos nos proporcionan, podemos decir que:

- Un orbital soporta como máximo dos electrones.
- Los orbitales que tienen la misma energía forman los subniveles atómicos.
- Un subnivel s (sharp), con un solo orbital, soporta como máximo 2 electrones.
Un nivel p (principal), con tres orbitales, puede soportar máximo 6 electrones.
Un nivel d (diffuse), con cinco orbitales, puede soportar máximo 10 electrones.
Un nivel f (fundamental), con siete orbitales, puede soportar máximo 14 electrones.
- En el primer nivel energético (n=1) habrá máximo 2 electrones, ya que este solamente tiene un orbital s.

En el segundo nivel energético (n=2) puede haber hasta 8 electrones: dos en orbital s y seis en orbitales del subnivel p.

En el tercer nivel energético (n=3) puede haber hasta 18 electrones: dos en un orbital s, seis de los tres orbitales del subnivel p y 10 de los cinco orbitales del subnivel d.

En el cuarto nivel energético ($n=4$) puede haber hasta 32 electrones: dos del orbital s, seis de los tres orbitales p, 10 de los 5 orbitales f. De esta misma manera es posible calcular la cantidad máxima de electrones que pueden soportar los niveles energéticos 5º, 6º y 7º.

Con estos datos es posible identificar completamente un electrón de un átomo, basta solo indicar el valor de cada uno de los números cuánticos de ese electrón. Si combináramos los valores posibles de los cuatro números cuánticos se obtiene la siguiente tabla:

Nivel "n"	1		2			3			4			
"l"	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3		
subnivel	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f		
"m" orbital	0	0	- 1,0,+1	0	- 1,0,+1	-2,- 1,0,+1,+2	0	- 1,0,+1	-2,- 1,0,+1,+2	-3,-2,- 1,0,+1,+2,+3		
"s" (spin)												
$+\frac{1}{2} = 1$	↑	↑	↑↓↑↓↑	↑	↑↓↑↓↑	↑↓↑↓↑↓↑↓↑	↑	↑↓↑↓↑	↑↓↑↓↑↓↑↓↑	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↓		
$-\frac{1}{2} = 1$	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓			
Total de valores de n, l, m y s	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14		
	2	8		18			32					



¡Te das cuenta!

Los números cuánticos son parámetros desarrollados que te permiten conocer la ubicación más probable de un electrón en un átomo.

Aplicando la información recabada por los números cuánticos podemos realizar la configuración electrónica de cada elemento. La configuración electrónica es la manera en la cual los electrones se ordenan en un átomo, en una molécula o en otra estructura física. Es decir, nos indica la distribución de los electrones entre las diferentes capas, subcapas y orbitales; que permite que el átomo tenga el nivel de energía más bajo conocido también como estado basal o fundamental, en la que se indica el número de electrones en cada orbital de cada nivel energético.



Para recordar los estados del átomo según Bohr
revisa el siguiente enlace:

https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/modelos_atomicos/modelo_bohr

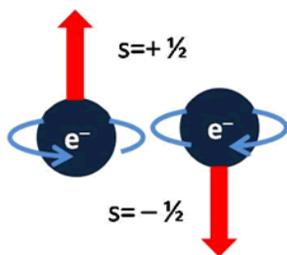
Referencia:

Portal Académico CCH. (2017) Química I. Modelos atómicos. Universidad Nacional Autónoma de México. Recuperado de:
https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/modelos_atomicos/modelo_bohr

Las propiedades de los elementos dependen, sobre todo, de cómo se distribuyen sus electrones. Es decir, la configuración electrónica nos permite identificar las propiedades y el comportamiento químico de los átomos de un elemento al conocer el número de electrones que se encuentran en el nivel de energía más lejano al núcleo atómico.

Para escribir correctamente una configuración electrónica debemos aplicar tres reglas:

1. **Principio de exclusión de Pauli:** En un orbital puede haber hasta dos electrones de spin opuesto.



<https://images.app.goo.gl/nV2qbW98YDF6YQaq6>

Esto significa que no es posible la existencia de dos electrones en el mismo átomo que tengan sus cuatro números cuánticos iguales.

Principio de exclusión de Pauli.

Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener el mismo conjunto de cuatro números cuánticos iguales.

El número máximo de electrones se puede calcular con la fórmula $2n^2$, quedando:

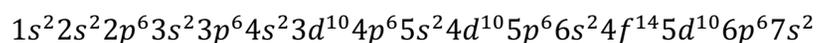
Valor n	Según la fórmula $2n^2$	Número máximo de electrones
1	$2(1)^2$	2
2	$2(2)^2$	8
3	$2(3)^2$	18
4	$2(4)^2$	32

$$s^2 = \frac{\uparrow\uparrow}{s^2} \text{ incorrecto}$$

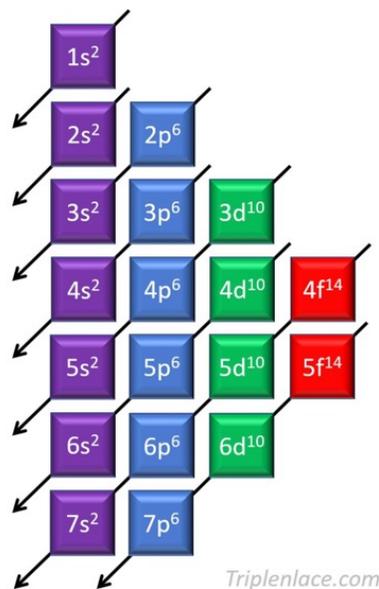
$$s^2 = \frac{\uparrow\downarrow}{s^2} \text{ correcto}$$

2. **Principio de edificación progresiva o regla de Auf-Bau (del alemán: aufbauenà “construir”):** Cada nuevo electrón que se añade a un átomo entrará en el orbital disponible de mínima energía. Es decir, los electrones deben ser acomodados en orden creciente de su energía (número atómico), o sea, que se llenen primero los orbitales de menor energía.

Quedando un orden como el siguiente:

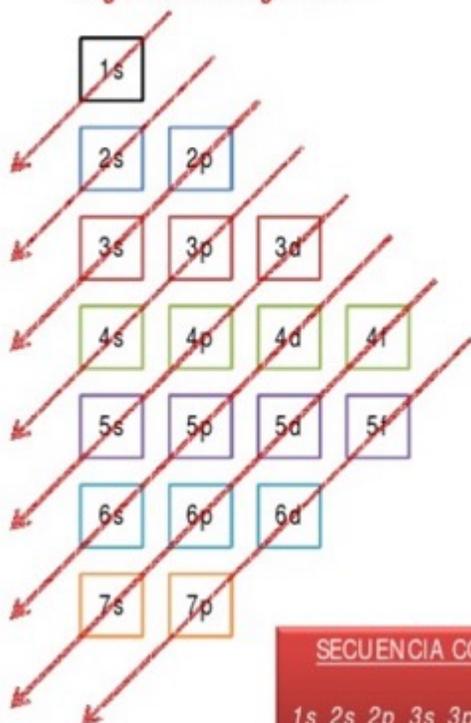


Otra manera de conocer la secuencia de llenado es la pirámide *Aufbau* o regla de las diagonales, la cuál dice que la lectura de la configuración electrónica de los elementos químicos se realiza en la dirección de las flechas:



<https://triplenlace.com/wp-content/uploads/2013/08/diagrama-pauling-moeller-1.png>

Regla de las Diagonales



Cantidad de subniveles (orbitales), por nivel de energía (n):

$n = 1$	1 orbital s
$n = 2$	1 orbital s 3 orbitales p
$n = 3$	1 orbital s 3 orbitales p 5 orbitales d
$n = 4$	1 orbital s 3 orbitales p 5 orbitales d 7 orbitales f
$n = 5$	1 orbital s 3 orbitales p 5 orbitales d 7 orbitales f
$n = 6$	1 orbital s 3 orbitales p 5 orbitales d
$n = 7$	1 orbital s 3 orbitales p

SECUENCIA CORRECTA PARA CONFIGURACION ELECTRONICA

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

Recuerda:

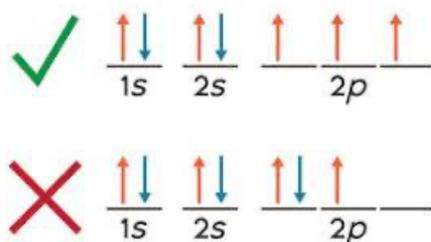
La regla de las diagonales es el resultado de la reglade la máxima sencillez o regla de Yeou-Ta, que dice que los electrones se disponen primero ocupando los orbitales en los que la combinación $n + l$ es de menor valor.

Valor de n	Valor de l		$n + l$
1	0	s	1
2	0	s	2
	1	p	3
3	2	d	5
	1	p	4
	0	s	3
4	3	f	7
	2	d	6
	1	p	5
	0	s	4

Valor de n	Valor de l		$n + l$
5	3	f	8
	2	d	7
	1	p	6
	0	s	5
6	2	d	8
	1	p	7
	0	s	6
7	1	p	8
	0	s	7

3. **Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund:** Este principio establece que el ordenamiento más estable de electrones es aquel donde está el número máximo de electrones desapareados (tienen el spin en el mismo sentido), es decir: Dentro de un subnivel, los primeros electrones ocupan orbitales separados y tienen espines paralelos.

Los electrones entran de uno en uno en los orbitales que contienen la misma energía, cuando estos orbitales se completan con un electrón, entonces cada uno de ellos se satura con dos electrones en el mismo orden.



Como te puedes dar cuenta, el camino para conocer la estructura electrónica del átomo no fue fácil y mucho menos corto. Pero ahora estás listo para distribuir tú mismo los electrones que los elementos tienen alrededor de su núcleo. Aplicando estas sencillas reglas es posible iniciar con las configuraciones electrónicas.

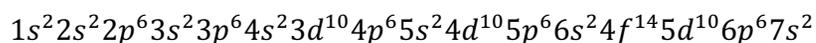
Para el desarrollo de la configuración electrónica de un átomo se anota el nivel (1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7), el tipo de subnivel (s, p, d y f) y como super índice el número de electrones que cada subnivel contenga.

Ejemplo: El hidrógeno tiene un número atómico de 1, por lo tanto, su configuración electrónica es la siguiente:



Los pasos para desarrollar la configuración electrónica son:

1. Ten presente la regla de las diagonales:



2. Identifica el elemento y su número atómico (Z), ya que es la manera de saber la cantidad de electrones que tiene el elemento.
3. Empieza a escribir el esquema hasta que la suma de exponentes o superíndices nos dé un número de electrones igual al número atómico, como en los siguientes ejemplos:

Elemento	Número atómico	Configuración electrónica
H	1	$1s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
P	25	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Referencias:

Ocampo, G. A. (2004) *Fundamentos de química*. México. Publicaciones culturales.

García, Ma. Lourdes. (2015) *Química I*. McGraw Hill. EUA.

Mora Víctor M. (2011) *Química 1*. México. Editorial ST