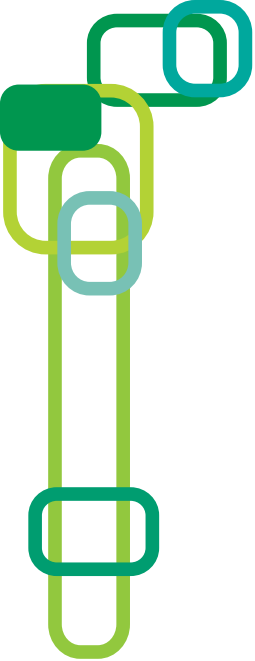




---

# CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

por: Zulmy de Prera  
Palabras: 2,286



# Índice

Introducción

3

Niveles de energía en el átomo

4

Conclusión

24

Glosario

28

La historia de hoy es muy sencilla. Nos reunimos a almorzar con unas amigas. Hacía muuuucho tiempo que no nos veíamos. Te podrás imaginar la cantidad de chismes....perdón...de historias que teníamos pendientes.

Comimos y platicamos rico. Una hamburguesa gigante como con media libra de carne, cebollitas caramelizadas, lechuga, tomate, deliciosas tiras de tocino.....uhmmmmm, y queso y papas fritas y un batido de chocolate.

¿Alguna vez te conté que soy adicta al chocolate? Los adictos al chocolate somos chocohólicos. ¿Te sorprende? Pues sí, así como los adictos al trabajo son workaholic, los adictos a los libros somos librohólicos (este es invento mío...no me lo creas). En realidad sólo te quería contar que los adictos al chocolate somos tantos, que hasta nos han bautizado con un nombre oficial.

Te conté la parte bonita. No vayas a creer que la parte fea fue la pagada de la cuenta, para nada, lo que vino después aún fue peor. Nos despedimos felices y contentas y después de hacer unos mandados, me fui para mi casa. Lo "feo" empezó en la noche....mi delicioso almuerzo me cayó como bomba, pero bomba de las buenas....como bomba atómica.

Pasé casi toda la noche viajando constantemente al baño. Al final, en medio de mi delirio, caí en la cuenta de lo de la "bomba atómica". Cuántas veces usamos una palabra o juego de palabras sin entender lo que realmente significan.

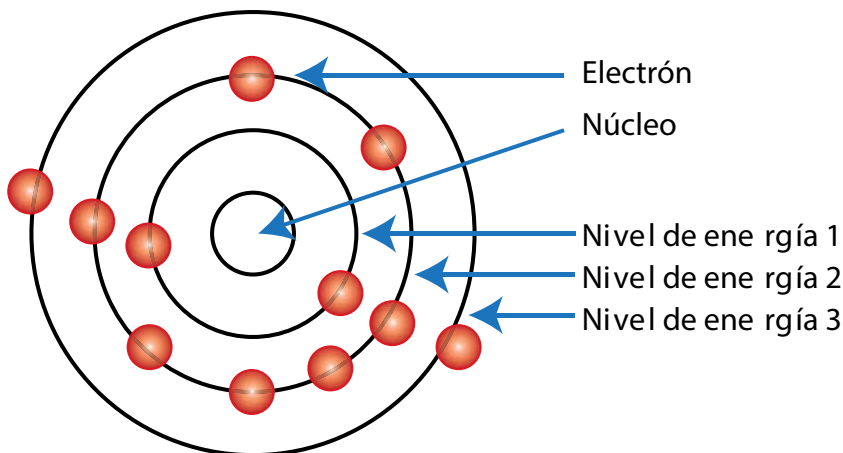
Por supuesto que sé lo que es una bomba, también sé que lo de atómica viene de átomo, todavía llego más lejos y ya sé bastantes cosas sobre los átomos, pero no tengo ni la menor idea de cómo esas cosas tan pequeñitas pueden tener energía como para hacer una bomba. Creo que bien vale la pena invertir una hora de mi día para salir de esta duda.

## Niveles de energía en el átomo

Configuración electrónica (o periódica) es la forma cómo se encuentran localizados los electrones en el átomo.

Es una descripción de la ubicación de los electrones al igual que como cuando vas de visita a un lugar nuevo y te dicen por ejemplo 1 Calle 2-56 zona 50, es decir te están indicando los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un determinado átomo. Es decir, es la dirección de la ubicación de los electrones.

Observa la imagen.



Como puedes ver, en el centro está el núcleo. Alrededor del núcleo están los niveles u órbitas, o las rutas que siguen los electrones para rodear el núcleo del átomo.

Cada nivel u órbita tiene un grado de energía distinto, ya que entre más alejado está- del núcleo, más energía posee. (Se necesita mayor energía para mantener unido al núcleo un electrón que está más alejado, por ejemplo en el nivel 7 versus un electrón en el nivel 2).

Una de las principales ideas de Bohr que contribuyó al concepto moderno del átomo fue que la energía del electrón está cuantizada, es decir, que el electrón está limitado sólo a ciertas energías permitidas.

El modelo mecánico-ondulatorio del átomo (Física cuántica) también **predice niveles principales de energía**. Estos niveles se designan con la letra **n**, donde **n** es un número entero positivo. De esta manera, **n = 1** corresponde al nivel energético principal más bajo. A medida que **n** aumenta, también se incrementa la energía del electrón y, en promedio, el electrón se encuentra más alejado del núcleo.



Entonces, las ideas básicas son las siguientes.

1. En la tabla periódica, en el lado izquierdo, se pueden encontrar, para los elementos en su estado fundamental, hasta siete niveles o períodos de energía o capas en las que pueden situarse los electrones.

Los períodos o niveles representan cada uno una línea horizontal en la tabla periódica.

Entonces, por ejemplo nivel 1, acá se encuentra ubicado Hidrógeno (H) y Helio (He).

2. Existen 7 niveles de energía ( $n$ ) o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.

		GRUPOS																	
		↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
		Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIII			Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0
PERÍODOS	→ 1	H																	He
	→ 2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	→ 3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
	→ 4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	→ 5	Rb	Si	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	→ 6	Sc	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	→ 7	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
					Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
					Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	



## Ahora tú.

- Indica con símbolo y nombre los elementos ubicados en el nivel 6.
- Para los siguientes elementos: K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, y Kr. Indica su nombre y nivel en el que se encuentran.
- ¿Cuántos elementos encontramos en el nivel 4 de la tabla periódica?

- A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles (*l*), que pueden ser de cuatro tipos: s, p, d, f.

Main-group elements																					
s-block															p-block			8A			
1A		2A													3A	4A	5A	6A	7A		
←1s→															←1s→						
←2s→			Transition elements												2p						
			d-block												3p						
←3s→			3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B									
←4s→			3d																		
←5s→			4d																		
←6s→			5d																		
←7s→			6d																		
Inner-transition elements															4f						
f-block															5f						



4. En cada subnivel hay un número determinado de orbitales.

Un orbital es la región en el espacio en donde es más probable encontrar un electrón.

Cada orbital puede contener, como máximo, 2 electrones.

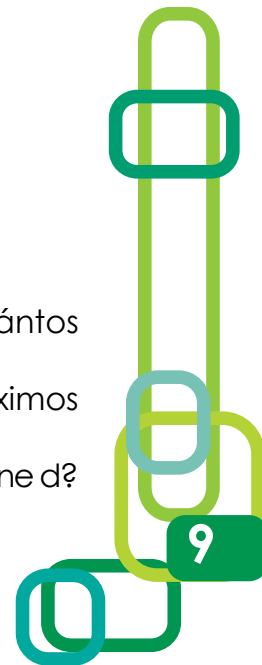
Existe 1 orbital tipo s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 del tipo f. y si estamos diciendo que cada orbital acepta como máximo 2 electrones, entonces,

1 orbital tipo s  
3 orbitales tipo p  
5 orbitales tipo d  
7 orbitales tipo f



**Ahora tú.**

- a) Si únicamente existe un orbital tipo S, ¿cuántos electrones máximos contiene?
- b) En los orbitales P, ¿cuántos electrones máximos encontraremos?
- c) Si te digo que  $d = 10$  electrones, ¿cuántos orbitales tiene d?



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

Observa en la figura, en el nivel 1 solo hay un orbital s, como cada orbital sólo puede contener como máximo dos electrones, entonces en cada s, hay 2 electrones.

En el nivel 2, hay orbital s y orbital p. Hay un orbital s y 3 p. Cada orbital sólo puede contener 2 electrones. En el nivel 2 hay  $2 \times 1 + 2 \times 3 = 8$  electrones.

En el nivel 3, hay orbital s, orbital p y orbital d. Hay un orbital s, 3 p y 5 d. Cada orbital sólo puede contener 2 electrones. En el nivel 3 hay  $2 \times 1 + 2 \times 3 + 5 \times 2 = 18$  electrones.

En el nivel 4, hay orbital s, orbital p, orbital d y orbital f. Hay un orbital s, 3 p, 5 d y 7 f. Cada orbital sólo puede contener 2 electrones. En el nivel 4 hay  $2 \times 1 + 2 \times 3 + 2 \times 5 + 2 \times 7 = 32$  electrones.

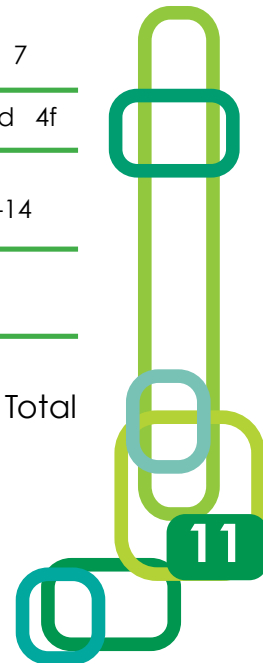
El nivel 5 es igual al nivel 3, el nivel 6 igual al nivel 2 y el nivel 7 igual al nivel 1.

La distribución de orbitales y número de electrones posibles en los cuatro primeros niveles se resume en la siguiente tabla:

Niveles de energía (n)	1	2	3	4
Subniveles	s	s p	s p d	s p d f
Número de orbitales de cada tipo	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
Denominación de los orbitales	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
Número máximo de electrones en los orbitales	2	2 - 6	2 - 6 - 10	2 - 6 - 10 - 14
Número máximo de electrones por nivel	2	8	18	32

En otras palabras:

Subnivel s, 1 orbital, probabilidad de 2 electrones, Total electrones 2 en s



Subnivel p, 3 orbitales, probabilidad de 2 electrones, Total electrones  $2 \times 3 = 6$  en p

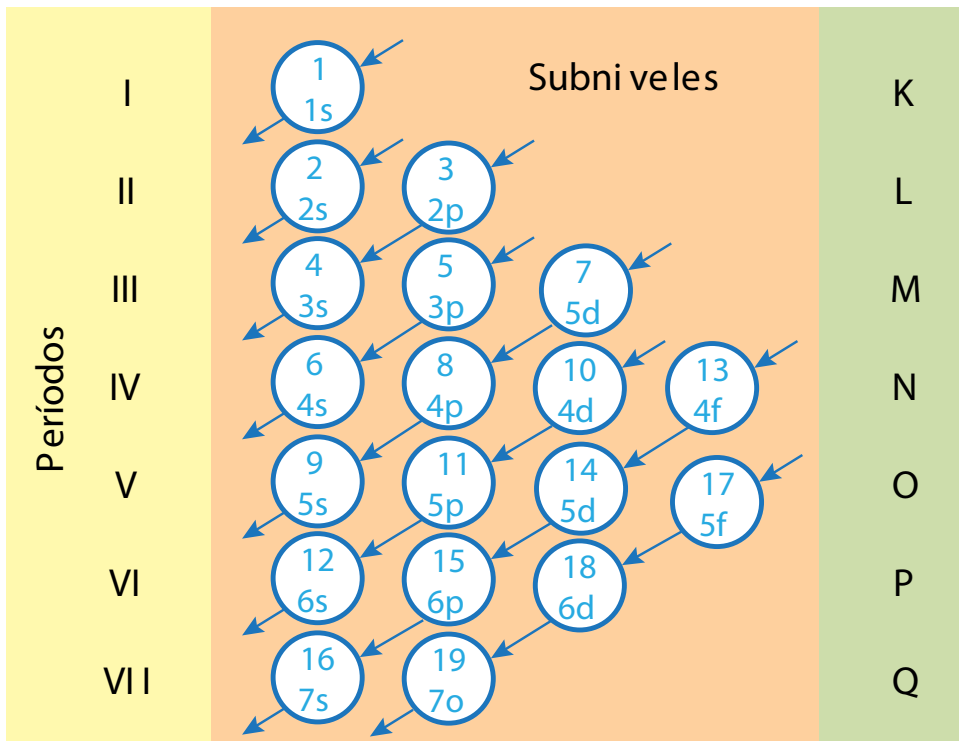
Subnivel d, 5 orbitales, probabilidad de 2 electrones, Total electrones  $2 \times 5 = 10$  en d

Subnivel f, 7 orbitales, probabilidad de 2 electrones, Total electrones  $2 \times 7 = 14$  en f

Es importante que conozcas ciertas leyes fundamentales para entender la configuración electrónica. El orden en que se van llenando los orbitales.

**Principio de Hund:** Antes de aparearse, los electrones deben ocupar todos los orbitales.

**La regla de Aufbau:** (Construcción en alemán), o de las diagonales, indica el orden de llenado de los orbitales de un átomo.



Lado izquierdo, números del 1 al 7 corresponde a los GRUPOS O NIVELES de la tabla periódica.

El orden de llenado de los orbitales sería así:  
Primero tienes que llenar el orbital 1s, luego el 2s, seguido

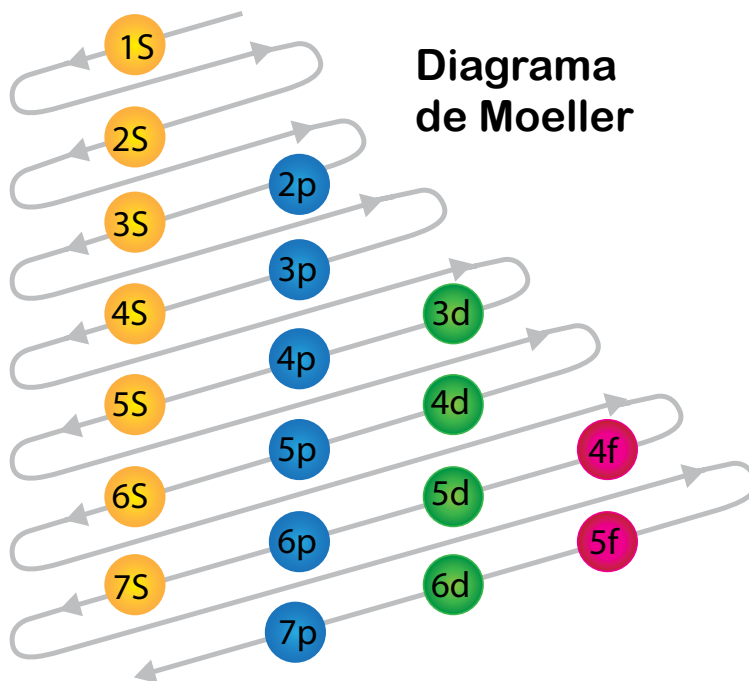


del 2p... entonces la estructura de un átomo con muchos electrones quedaría más o menos así:

- $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^6, 4S^2, 3D^{10}, 4P^6, 5S^2$ , y así los demás.

Se van llenando los orbitales en base al nivel de energía.

Te comparto el diagrama de Moller que ayuda a comprender de una mejor manera el orden de llenado.



Notación de la configuración electrónica del átomo:

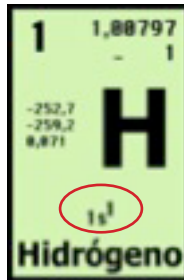
a)  $1s^1$

El 1 indica que el electrón se encuentra en el nivel 1

La s indica que el electrón se encuentra en el sub-nivel s

El súper índice 1 indica que únicamente hay un electrón de los dos posibles que podrían ubicarse en un sub-nivel s.

Ejemplo: El elemento que cumple esta configuración es Hidrógeno



1	1,00794
-	
1	
-252,7 -259,2 0,871	<b>H</b>
$1s^1$	
<b>Hidrógeno</b>	

b)  $1s^2 2s^2 2p^5$

- $1s^2$  indica que el nivel 1 y subnivel s está completo con 2 electrones.
- El número 2 indica que se encuentra en el nivel 2
- s, indica el subnivel

16

- El súper índice 2 (los números arriba de la letra, como que fuera potencias, pero, no lo son) indica que los dos electrones posibles están completos en el sub-nivel S
- La letra p indica que hay electrones ubicados en el sub nivel P
- El súper índice 5, indica que hay en P, 5 de los 6 electrones posibles.

c) Otra forma de enfocararlo:

Suma los superíndices, como ves hay  $2+2+5 = 9$  electrones, y si buscas en la tabla periódica el elemento cuyo número atómico = 9, encuentras al Flúor.

Ejemplo: El elemento que cumple esta configuración es Flúor.

9	18,9984
	-1
-188,2 -219,6 3,11	<b>F</b>
$1s^2 2s^2 2p^5$	Flúor

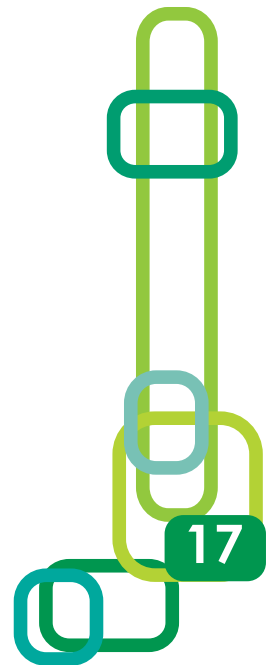




## Ahora tú.

Completa con los conocimientos recién adquiridos, la siguiente tabla.

Subniveles	# orbitales	# electrones	Total electrones
S		2	2
P	3		6
D	5	2	
	7	2	14



Construye con la regla de Aufbau o diagonales, la estructura electrónica para los siguientes elementos, y escribe su configuración electrónica.

¿Recuerdas que la familia VIIIA se llama gases nobles?, está al lado derecho de la tabla, y se menciona que su estructura o configuración electrónica está completa y que por ello no reaccionan con otros elementos.

## Tabla Periódica de los Elementos

Legend:

- Alkalines
- Alkaline earths
- Metals of transition
- Lanthanides
- Actinoids
- Metals of transition p
- No metals
- Other metals

States:

- Solid
- Liquid
- Gas
- Radioactive

Note: The assigned numbers 1-18 were adopted in order to be identical to the IUPAC system. The original numbers 1-18 and the Latin equivalents of those numbers are shown in parentheses.

2 4,0026 g -268,9 -269,7 0,120 <b>He</b> $1s^2$ Helio	10 20,179 g -249,8 -249,6 1,20 <b>Ne</b> $1s^2 2s^2 2p^6$ Neón	18 39,948 g -185,8 -189,4 1,40 <b>Ar</b> $(Ne) 3s^2 3p^6$ Argón
36 85,88 g -152 -157,3 2,6 <b>Kr</b> $(Kr) 3d^{10} 4s^2 4p^6$ Criptón	54 131,30 g -109,6 -111,8 5,06 <b>Xe</b> $(Kr) 4d^{10} 5s^2 5p^6$ Xenón	86 (222) g -1,64,00 -1,71 - <b>Rn</b> $(Xe) 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ Radón

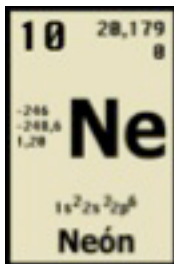
Veamos al Helio (He), número atómico 2, Es decir únicamente tiene 2 electrones en su estructura.

¿En qué nivel se localiza? **Nivel 1.**

¿Qué subniveles encontramos en el Nivel 1?, **S**

Entonces, si está en S, y únicamente tiene 2 electrones. Recordar que el número máximo de electrones por orbital es 2. Es decir sus dos electrones, completan el orbital S, quedando 1 (Nivel), S (subnivel)<sup>2</sup> # de electrones.

2. Neón. Número atómico: 10, es decir, tiene 10 electrones en su estructura que debemos ubicar electrónicamente.



¿En qué nivel se localiza? **Nivel 2.**

¿Qué subniveles encontramos en el Nivel 2?,

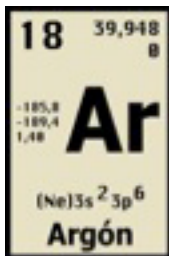
**S**

P

Orden de llenado según Aufbau. Debemos ubicar 10 electrones.

1 s <sup>2</sup>	2 electrones	} +
2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	8 electrones	
	10 electrones	

3. Argón (Ar). Número atómico: 18, es decir, 18 electrones en su estructura para ubicar.



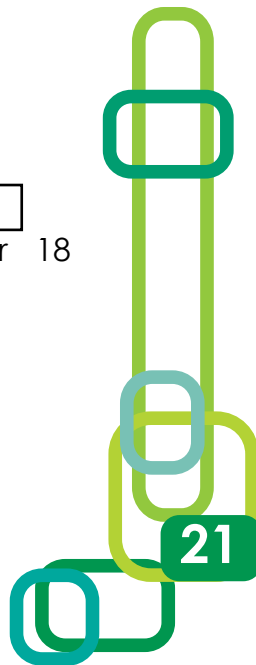
¿En qué nivel se localiza? **Nivel 3.**

¿Qué subniveles encontramos en el Nivel 3?

S	P
---	---

Orden de llenado según Aufbau. Debemos ubicar 18 electrones.

1 s <sup>2</sup>	2 electrones	} +
2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	8 electrones	
3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	8 electrones	
	18 electrones	



Ahora, si ves la tabla periódica, la estructura aparece así:  
 $\text{Ar}3\text{S}^23\text{P}^6$ .

Esto quiere decir que los orbitales más externos, y por lo tanto los más importantes para reaccionar están en el nivel 3, en este caso  $3\text{S}^2 3\text{P}^6$ .

Ahora, fíjate, los orbitales están completos con sus 8 electrones, por lo tanto, el elemento tiende a permanecer estable y no reacciona. Los niveles 1 y 2 (10 electrones) están llenos y ya no se mencionan.

**4.** Criptón (Kr). Número atómico: 36, es decir, 36 electrones en su estructura para ubicar.

36	83,88
	8
-152 -157,3 2,8	<b>Kr</b>
(Kr)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	
<b>Criptón</b>	

¿En qué nivel se localiza?

**Nivel 4.**

¿Qué subniveles encontramos en el Nivel 4?

<b>S</b>	<b>P</b>	<b>D</b>
----------	----------	----------

Orden de llenado según Aufbau. Debemos ubicar 36 electrones.

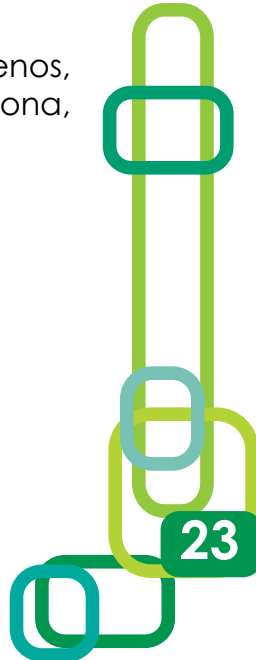
$1s^2$	2 electrones	} +
$2s^2 2p^6$	8 electrones	
$3s^2 3p^6$	8 electrones	
$3d^{10} 4s^2 4p^6$	18 electrones	
	36 electrones	

Ahora, si ves la tabla periódica, la estructura aparece así:

Ar  $3d^{10} 4s^2 4p^6$

Esto quiere decir que los orbitales más externos, y por lo tanto los más importantes para reaccionar están en el nivel 3 y 4, en este caso  $3d^{10} 4s^2 4p^6$

Fíjate, la misma situación anterior, los orbitales están llenos, tiene sus 8 electrones, por lo tanto, el elemento NO reacciona, tiende a permanecer estable en su configuración.



## Conclusión

Un átomo está formado por partículas sub-atómicas: Protón, neutrón y electrón.

Los protones con carga positiva, neutrones sin carga, ambos se ubican en el núcleo del átomo y los electrones giran alrededor con carga negativa y en número igual a los protones, para hacer al átomo eléctricamente neutro.

Los electrones se ubican como ya dijimos alrededor del átomo, pero en niveles (7 niveles, en donde el nivel 7 es el de mayor energía, versus el nivel 1 que es el que requiere menor energía), a su vez existe subniveles identificados con letras S (Sharp, forma esférica), P (Principal, forma de peras unidas entre sí), D (Difusse, forma de cuatro pétalos de flor), F.

Los sub-niveles tienen un número determinado de orbitales: S (1); P (3); d (5); f (7) y cada orbital puede acomodar hasta un máximo de 2 electrones.

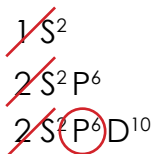
Todos los elementos tienden a adoptar la forma estable de la configuración electrónica del gas noble inmediato. Logrando así la estabilidad.



Me olvidaba lo de la bomba atómica, después de leer todo este libro, investigué y descubrí que funciona mediante la energía liberada al partir un átomo en dos.

Los átomos tienen energía y cuando divides un átomo en dos.... también se libera energía. Si lo haces bajo las condiciones indicadas, puedes generar una reacción en cadena y provocar una gran explosión.

1. Cloro = Cl = 17  $\Rightarrow$  e para ubicar  
Ubicado en el nivel 3  $\Rightarrow$

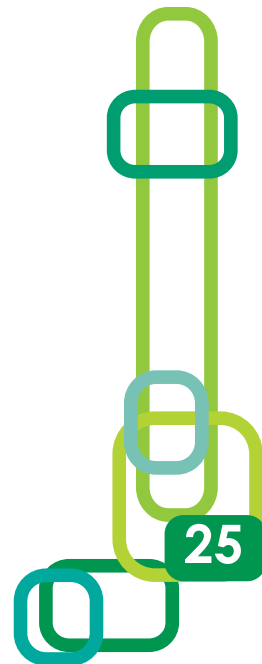


Ahora tenemos que ubicar 17e,  
Entonces:

1 S <sup>2</sup>	=	2
2 S <sup>2</sup>		2
2 P <sup>6</sup>		6
3 S <sup>2</sup>		2
		<hr/>
		12

, nos hace falta 5e

Entonces p<sup>5</sup>, únicamente 5e de las 6 posibles se ubican  
 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2P<sup>6</sup> 3S<sup>2</sup> 3P<sup>5</sup> • Ee = 2+2+6+2+5 = 17



26

2. Arsénico = As = 33  $\Rightarrow$  e para ubicar  
Ubicado en el nivel 4  $\Rightarrow$

<del>1 S<sup>2</sup></del>	1 S <sup>2</sup>	=	2
<del>2 S<sup>2</sup> 2P<sup>6</sup></del>	2 S <sup>2</sup>		2
<del>3 S<sup>2</sup> 3P<sup>6</sup> 1D<sup>10</sup></del>	2 P <sup>6</sup>		6
<del>4 S<sup>2</sup> 4P<sup>6</sup> 4D<sup>10</sup> 4F<sup>14</sup></del>	3 S <sup>2</sup>		2
5 S <sup>2</sup>	3 P <sup>6</sup>		6
	4 S <sup>2</sup>		2
	3 D <sup>10</sup>		10
	4 P <sup>3</sup>		3
			33

1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 1P<sup>6</sup> 3S<sup>2</sup> 3P<sup>6</sup> 4S<sup>2</sup> 3D<sup>10</sup> 4P<sup>3</sup>

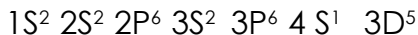
3. Plata = Ag = 47  $\Rightarrow$  e para ubicar  
Ubicado en el nivel 5  $\Rightarrow$

<del>1 S<sup>2</sup></del>	1 S <sup>2</sup>	=	2
<del>2 S<sup>2</sup> 2P<sup>6</sup></del>	2 S <sup>2</sup>		2
<del>3 S<sup>2</sup> 3P<sup>6</sup> 3D<sup>10</sup></del>	2 P <sup>6</sup>		6      10
<del>4 S<sup>2</sup> 4P<sup>6</sup> 4D<sup>10</sup> 4F<sup>14</sup></del>	3 S <sup>2</sup>		2
<del>5 S<sup>2</sup> 5S<sup>6</sup></del>	3 P <sup>6</sup>		6
	4 S <sup>2</sup>		2      10
	3 D <sup>10</sup>		10
	4 P <sup>6</sup>		6
	5 S <sup>1</sup>		1
	4 D <sup>10</sup>		10      27
			47

1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2P<sup>6</sup> 3S<sup>2</sup> 3P<sup>6</sup> 4S<sup>2</sup> 3D<sup>10</sup> 4P<sup>6</sup> 5S<sup>1</sup> 4D<sup>10</sup>

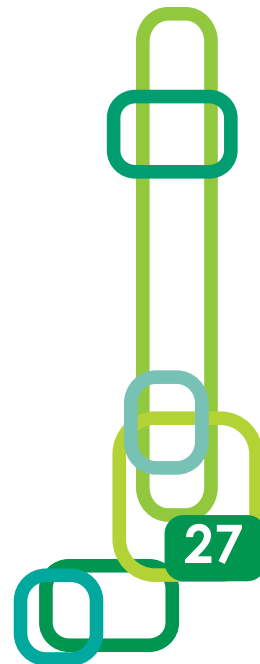
**4. Cromo = Cr = 24  $\Rightarrow$  e para ubicar**  
 Ubicado en el nivel 4  $\Rightarrow$

<del>1 S<sup>2</sup></del>	1 S <sup>2</sup>	=	2
<del>2 S<sup>2</sup> 2P<sup>6</sup></del>	2 S <sup>2</sup>		2
<del>3 S<sup>2</sup> 3P<sup>6</sup> 3D<sup>10</sup></del>	2 P <sup>6</sup>		6      10
<del>4 S<sup>2</sup> 4P<sup>6</sup> 4D<sup>10</sup> 4F<sup>14</sup></del>	3 S <sup>2</sup>		2
	3 P <sup>6</sup>		6
	4 S <sup>1</sup>		1      9
	3 D <sup>5</sup>		5
			<hr/> 24



**5. Berilio = Be = 4  $\Rightarrow$  e para ubicar**  
 Ubicado en el nivel 2  $\Rightarrow$

<del>1 S<sup>2</sup></del>	1 S <sup>2</sup>	=	2
<del>2 S<sup>2</sup> 2P<sup>6</sup></del>	2 S <sup>2</sup>		2
			<hr/> 4



## Glosario

**Configuración electrónica (o periódica).** Forma como están ubicados los electrones de un átomo.

**Diagrama de Moller.** Estructura para ubicar el llenado de electrones en base a sus niveles de energía.

**Electrones de valencia.** Electrones ubicados en la capa más externa de un átomo y que le dan sus características para reaccionar y combinarse con otros átomos.

**Gases nobles.** Ubicados en el lado derecho de la tabla periódica. Tienen su configuración electrónica completa, por lo tanto son estables y no reaccionan con otros elementos en condiciones normales.

**Niveles de energía.** La energía es mayor a medida que el nivel está más alejado del núcleo del átomo, porque el núcleo necesita mayor energía para mantener esos electrones unidos hacia él.  $7 > 6 > 5 > 4 > 3 > 2 > 1$

**Orbital.** Lugar más probable para encontrar un electrón.

**Principio de Hund.** Los electrones deben ocupar todos los orbitales antes de aparearse

**Regla de Aufbau:** O de la construcción. Ayuda a definir la configuración electrónica de un átomo en base a sus subniveles y orden de llenado en base a su energía.

**Subniveles:** S, P, D, F

**Por: Zulmy de Prera**  
**Palabras: 2,286**  
**Imágenes: Shutterstock**

Fuentes:

Cuaderno pedagógico de QUÍMICA. Mirna Nineth Hernández Palma.  
Universidad de San Carlos de Guatemala. Programa de Educación a Distancia.

Educación de México. S.A de C.V. Ed 1. 2007.

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/  
atomo/estructura.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/estructura.htm)

QUÍMICA I. Un enfoque constructivista. Gabriela Pérez Aguirre et al. Pearson

QUÍMICA. Raymond Chang. 4ª. Ed. McGraw-Hill. Julio 1992

