



### GUÍA No 3 ESTRUCTURA ATÓMICA

#### Indicadores de desempeño

- Explica si una sustancia es neutra o iónica según su carga eléctrica, realiza su distribución electrónica y las representa mediante modelos.
- Explica qué partículas elementales faltan en situaciones problema que involucra átomos, iones e isótopos y halla el peso atómico promedio.

#### NÚMEROS CUÁNTICOS:

Ver video tutorial sobre los números cuánticos: <https://www.youtube.com/watch?v=zwisiN5XWh8>

**Número cuántico principal (n)** = hace referencia a los niveles de energía, se representa con letras (K,L,M,N,O,P,Q) o con números enteros (1,2,3,4,5,6,7). Entre mayor sea el valor del nivel, mayor es la distancia entre el núcleo y el electrón. La cantidad máxima de electrones en el nivel lo brinda la expresión  $2n^2$ , así para  $n=4$  la máxima cantidad de electrones es  $2(4)^2 = 32$ .

**Número cuántico secundario o azimutal (l)** = indica los subniveles de energía y está determinado por el número cuántico principal. Así si  $n=1$  hay 1 subnivel, si  $n=2$  hay 2 subniveles, etc. Este número toma valores que van entre 0 y  $n-1$ , es así como para  $n=4$  hay 4 subniveles y el número  $l$  toma los valores de 0,1,2,3. Los valores de  $l$  se pueden simbolizar con letras s, p, d, f.

El número máximo de electrones que puede albergar cada subnivel de energía está dado por la expresión  $2(2l+1)$ , por ejemplo, para el subnivel s, el valor del subnivel  $l = 0$  entonces  $2(2 \times 0 + 1) = 2$  electrones, para  $l=1$  tenemos  $2(2 \times 1 + 1) = 6$  electrones, etc.

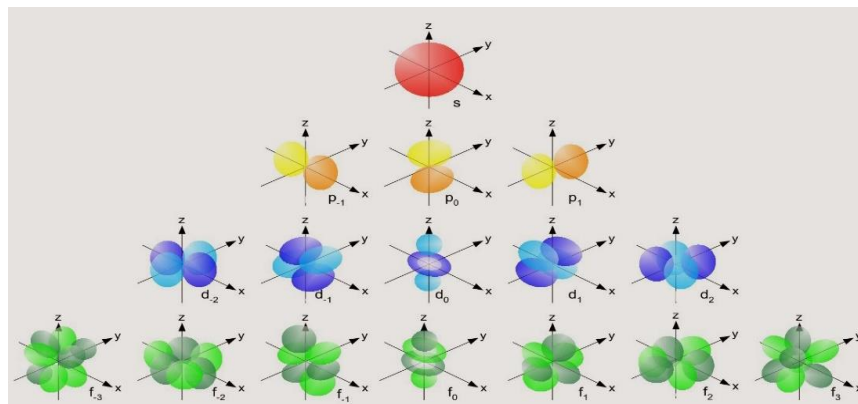
Subnivel	Valores de $l$	Número máximo de electrones
s	0	2
p	1	6
d	2	10
f	3	14

**Número cuántico magnético ( $m_l$ )** = Se relaciona con las orientaciones espaciales que pueden tomar cada uno de los orbitales que forman un subnivel. Cada subnivel  $l$  puede tomar valores  $m_l$  que van desde  $-l$  hasta  $+l$  pasando por cero (0). Así para  $l=2$  los valores de  $m_l$  son -2, -1, 0, +1, +2

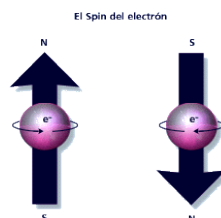
Subnivel	Valores de ( $l$ )	Valores de $m_l$	Número de orbitales
s	0	0	1
p	1	-1, 0, +1	3
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2 +3	7



### Formas de los orbitales



**Número cuántico de espín ( $m_s$ )**= indica el giro del electrón sobre su propio eje. Este giro puede tener dos sentidos (como las agujas del reloj o en sentido contrario), por eso toma solo dos valores:  $+1/2$  gira a la derecha y  $-1/2$  gira a la izquierda. Es decir que, en un par de electrones, uno tiene un espín de  $+1/2$  y el otro, un espín de  $-1/2$ .



### Configuración electrónica:

Una buena parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que la componen. Esta es la razón por la cual es necesario conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. Este ordenamiento se conoce como configuración electrónica o distribución electrónica del estado basal (estado de menor energía) de los átomos.

En la configuración electrónica de los átomos debemos tener en cuenta ciertos principios o reglas que nos permiten asignar configuraciones electrónicas probables para los átomos de los elementos existentes o predecir los futuros elementos.

**Principio de ordenamiento:** al ordenar los elementos en orden creciente del número atómico, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de nitrógeno ( $Z=7$ ) tendrá un electrón más que cada átomo de carbono ( $Z=6$ )

**Principio de Aufbau:** es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible.



**Principio de exclusión de Pauli:** Un orbital no puede contener más de dos electrones y los espines de dichos electrones tendrán valores opuestos, por este motivo plantea que en un átomo no puede haber dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales, al menos se diferenciarán en el espín.

**Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund):** solo cuando todos los orbitales que conforman un subnivel estén semi llenos, se comienza a llenar desde el primero con los electrones que sobran hasta completar todo el subnivel.

1	$1s^2$	2
2	$2s^2 2p^6$	8
3	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	18
4	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	32
5	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14}$	32
6	$6s^2 6p^6 6d^{10} 6f^{14}$	32
7	$7s^2 7p^6 7d^{10} 7f^{14}$	32

**Paramagnetismo y diamagnetismo:**

Las sustancias que poseen electrones desapareados son atraídas débilmente por campos magnéticos externos y se dice que son **paramagnéticas**. Las sustancias que tienen todos los electrones apareados no son atraídas por campos magnéticos externos y se les llama **diamagnéticas**.

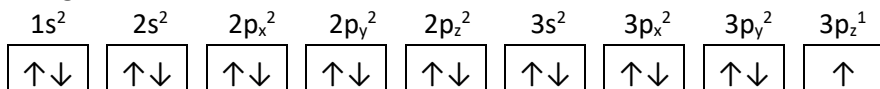
**Ver video tutorial de apoyo:** <https://www.youtube.com/watch?v=hfqnVs5VCiY>  
<https://www.youtube.com/watch?v=Ad2C4sifZlc>

**Ejemplos:**

1) La distribución electrónica para el cloro (Cl) es como sigue:

Z=17 indica que tiene 17 electrones en su núcleo, pero también tiene 17 electrones en su periferia. Estos electrones están distribuidos en los subniveles así:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

El diagrama de orbitales es:



Para el elemento cloro podemos decir que:

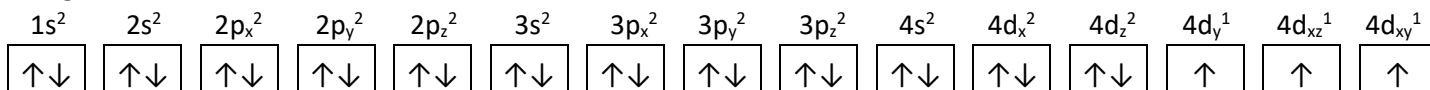
- a- Tiene tres niveles de energía (n=3)
- b- Tiene cinco subniveles
- c- Tiene nueve orbitales atómicos de los cuales uno está semi lleno
- d- Es paramagnética porque posee un electrón desapareado (sin pareja)

2) La distribución electrónica del elemento cobalto (Co) Z=27 es:

De acuerdo con el número atómico contiene 27 protones en su núcleo y 27 electrones en su periferia.

Los electrones se distribuyen así:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

El diagrama de orbitales es:



Para el elemento cobalto podemos decir que:

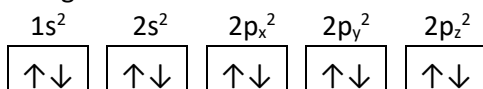
- Tiene cuatro niveles de energía
- Tiene siete subniveles
- Tiene 15 orbitales atómicos de los cuales tres están semi llenos
- Es paramagnético porque posee tres electrones desapareados (sin pareja)

3) La distribución electrónica del elemento neón (Ne) Z=10 es:

De acuerdo con el número atómico contiene 10 protones en su núcleo y 10 electrones en su periferia.

Los electrones se distribuyen así:  $1s^2 2s^2 2p^6$

El diagrama de orbitales es:



Para el elemento neón podemos decir que:

- Tiene dos niveles de energía
- Tiene tres subniveles
- Tiene cinco orbitales
- Es diamagnético porque todos sus electrones están apareados.

### Actividad 1:

1. Para cada uno de los siguientes elementos realice su distribución electrónica, indique el número total de niveles de energía, el número de subniveles y dibuje el esquema de modelo atómico:

a) Pb (z=82) b) Te (z=52) c) Rb (z= 37) d) Co (z=27) e) At (z=85) f) Cd (z=48) g) Si (z=14) h) Sc (z=21)

2. Para cada uno de los siguientes elementos realice su distribución electrónica, indique el número total de niveles de energía, el número de subniveles, orbitales y si el elemento es diamagnético o paramagnético.

a) Ni (z=28) b) Ge (z= 32) c) Al (z=13) d) Ca (z=20) e) P (z=15) f) Mn (z=25)

**ION:** son átomos o moléculas que poseen una carga eléctrica negativa o positiva. Si la carga eléctrica es positiva se denomina **cati3n**; si la carga eléctrica es negativa se denomina **ani3n**.

Cuando un átomo aparece con cargas positivas (cati3n), es porque ha perdido electrones con relación a la especie neutra, tantos como sea el valor de la carga adquirida, si por el contrario el átomo aparece con cargas negativas (ani3n) es porque ha ganado electrones con relación a la especie neutra, tantos electrones según sea la carga adquirida.

**Ver video tutorial de apoyo:** <https://www.youtube.com/watch?v=3d2IXfmhcNA>

<https://www.youtube.com/watch?v=sVlStFylhQ>

Ejemplo:



Especie neutra= sin cargas eléctricas.

Z=16 tiene 16 protones en su núcleo y 16 electrones en la periferia.

La distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



Catión: especie con cuatro cargas positivas, es decir, ha perdido cuatro electrones.

Z=16 tiene 16 protones en su núcleo y 12 electrones en su periferia.

La distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$



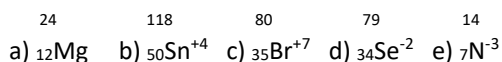
Anión: especie con dos cargas negativas.

Z=16 tiene 16 protones en su núcleo y 18 electrones en la periferia.

La distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

### Actividad 2:

1. Para las siguientes especies químicas, indique la cantidad de protones, electrones, neutrones y realice su configuración electrónica:



2. El número de masa (A) de un número se expresa como  $A=Z+N$ , siendo Z el número de protones ( $P^+$ ) que en un átomo neutro es igual al número de electrones ( $e^-$ ) y N el número de neutrones. Con base en lo anterior completa la información de la tabla

Elemento	Z	A	$e^-$	N	$P^+$
A	9	?	?	10	?
B	89	227	?	?	?
C	?	20	10	?	?
D	?	23	?	12	?
E	?	222	?	?	86
F	?	?	74	107	?

a. ¿Existen elementos con el mismo número de neutrones?

b. ¿Se presentan isótopos?



**TALLER DE REFUERZO TIPO ICFES**

Un átomo neutro, posee igual número de protones y de electrones, pero un catión es aquel que ha perdido electrones, por tanto, su carga es positiva y un anión es aquel átomo que ha ganado electrones quedando con carga negativa.

Con la información anterior, contesta las preguntas 2, 3 y 4.

63

2. El  ${}_{29}\text{Cu}$  tiene:

- a. 63 protones, 63 electrones y 34 neutrones  
 b. 29 electrones, 34 protones y 29 neutrones  
 c. 63 electrones, 29 protones y 34 neutrones  
 d. 29 protones, 29 electrones y 34 neutrones

122

3. El ion  ${}_{51}\text{Sb}^{-3}$  tiene:

- a. 51 protones, 54 electrones y 71 neutrones  
 b. 51 protones, 48 electrones y 71 neutrones  
 c. 122 protones, 122 electrones y 71 neutrones  
 d. 51 protones, 71 electrones y 48 neutrones

207

4. El ion  ${}_{82}\text{Pb}^{+4}$  tiene:

- a. 82 protones, 86 electrones y 207 neutrones  
 b. 82 protones, 125 electrones y 125 neutrones  
 c. 82 protones, 78 electrones y 125 neutrones  
 d. 207 protones, 82 electrones y 125 neutrones

Contesta las preguntas 5 y 6 de acuerdo con la información de la tabla

Átomo	No de electrones	No de protones	No de neutrones
M	17	17	18
T	19	18	21
Q	17	17	20
K	17	19	21

5. De acuerdo con la información de la tabla es correcto afirmar que son isótopos los átomos:

- a. M y K    b. T y Q    c. T y K    d. M y Q

6. Según la información de la tabla, podemos afirmar que la configuración electrónica más probable para el átomo K es:

- a.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$     b.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$     c.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$     d.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Contesta las preguntas 7 y 8 de acuerdo con la siguiente información.

Un átomo de un elemento (Q) tiene un número másico de  $A=23$  y su número atómico es  $Z=11$

7. De acuerdo con lo anterior, es correcto afirmar que

- a. Este átomo tiene 12 electrones distribuidos como  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$   
 b. El núcleo de este átomo está constituido por 11 protones y 12 neutrones.  
 c. El núcleo de este átomo 23 protones, 12 electrones y 23 electrones.  
 d. El núcleo de este átomo está constituido por 11 protones, 12 neutrones y 11 electrones.

8. De acuerdo con lo anterior, la configuración electrónica más probable para el ion  $\text{Q}^{+2}$  del elemento Q es:

- a.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$     b.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$     c.  $1s^2 2s^2 2p^5$     d.  $1s^2 2s^2 2p^6$