I.E. CHAMPAGNAT PINARES DE ORIENTE

GUIA DE ESTUDIO – CHAMPAGNAT APRENDE EN CASA

DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRIGUEZ MARTINEZ – MONICA ANDREA GOMEZ BAQUERO	**ÁREA**	QUIMICA
E-MAIL	smrodriguezm@fmsnor.org magomezb@fmsnor.org	**GRADO**	DECIMO

GUIA DE ESTUDIO (02)

DBA	Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.		
LOGRO	Reconozco, ubico y diferencio la naturaleza eléctrica del átomo desde las diferentes teorías y la existencia de los electrones para comprender la estructura de la materia en mi entorno.		
COMPETENCIA	Establece la relación entre la distribución de los electrones en el átomo y el comportamiento químico de los elementos, explicando cómo esta distribución determina la formación de compuestos, dados en ejemplos de elementos de la Tabla Periódica.		
OBJETIVO	Distinguir la estructura general de la tabla periódica de los elementos químicos diferenciando las propiedades periódicas y determinando su configuración electrónica.		
CONCEPTO	COMUNIDAD- SISTEMA Y VALOR	**EJE**	Ciudadano ambiental activo
TEMA	**TEMA 2 – TABLA PERIODICA Y CONFIGURACION ELECTRONICA**	**FECHA DE PUBLICACIÓN.**	lunes, 17 de mayo de 2021
TIEMPO DE TRABAJO	**2 Semanas**	**FECHA DE ENTREGA**	**viernes, 28 de mayo de 2021**

VALOR DE LA SEMANA: **AMOR AL TRABAJO**

El amor es el toque secreto para convertir un trabajo en un estilo de vida. El amor hace que tu trabajo sea tu mayor distracción, no se puede concebir a un profesional exitoso y próspero sin felicidad en su corazón, sería como un esclavo de su obra y no un amo de su prosperidad. Ese desamor por nuestro trabajo nos hace mediocres con resultados mediocres, por lo tanto, nuestros ingresos son mediocres y vives una vida de mediocre culpando a tu suerte o al sistema. Marcelino Champagnat nos transmitió el amor al trabajo bien hecho, el afán de superación, el esfuerzo para conseguir las metas propuestas. Seguimos su ejemplo siendo generosos de Corazón, constantes y perseverantes día a día.

I.E. CHAMPAGNAT PINARES DE ORIENTE

GUIA DE ESTUDIO – CHAMPAGNAT APRENDE EN CASA

DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRIGUEZ MARTINEZ – MONICA ANDREA GOMEZ BAQUERO	**ÁREA**	QUIMICA
E-MAIL	smrodriguezm@fmsnor.org magomezb@fmsnor.org	**GRADO**	DECIMO

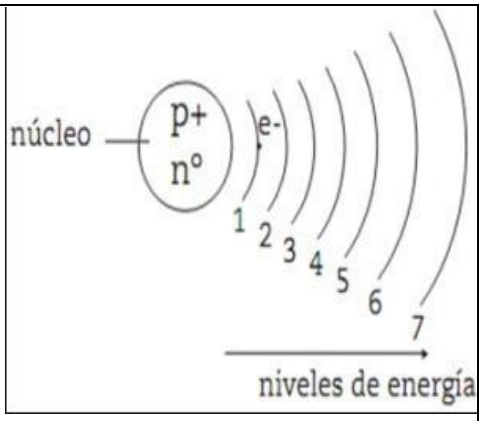
GUIA DE ESTUDIO (02)

TEMA	TABLA PERIODICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

INTRODUCCIÓN

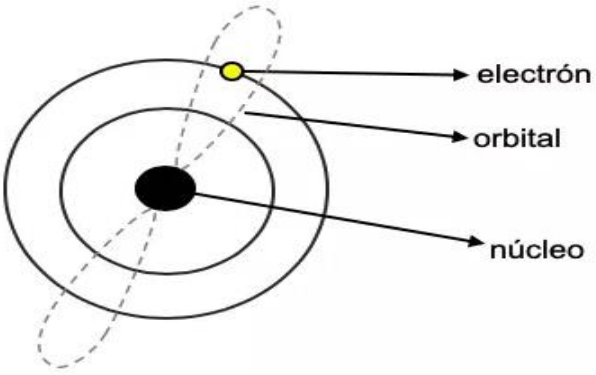
Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Un buen número de propiedades de los elementos depende de la formación y como están distribuidos sus electrones. La manera de simbolizar la distribución de los electrones en los distintos niveles y subniveles de un átomo se denomina **configuración electrónica.**

Los electrones se organizan alrededor del núcleo en orbitas, estas orbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía.



LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

Según el modelo atómico de Niels Bohr, los protones y neutrones de un átomo están en el núcleo, mientras que los electrones se encuentran alrededor de este. Aunque no podemos saber dónde está un electrón exactamente, hay zonas donde es más probable encontrarlos, los orbitales atómicos. ¿Y cómo podemos determinar esos orbitales? Muy sencillo, utilizando los números cuánticos.



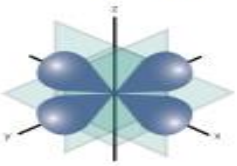
[1]

[1] https://www.uniproyecta.com/numeros-cuanticos/

Hay 4 números cuánticos. Tres de ellos nos dan información sobre dónde se encuentra un electrón de un determinado átomo, es decir, nos dan información sobre el orbital. Por otro lado, el cuarto número cuántico no nos indica dónde se encuentra el electrón.

Orbital tipo *s*

Orbital tipo *p*


Orbital tipo *d*

Orbital tipo *f*

- Número cuántico principal (n). Es el último nivel de energía en llenarse e indica el tamaño del orbital y, por lo tanto, la distancia entre el núcleo y el electrón. Cuanto más grande sea el orbital, más lejos podrá estar el electrón del núcleo del átomo.
- Número cuántico azimutal o secundario (l). Indica la forma del orbital.
- Número cuántico magnético (m). Indica la orientación del orbital.
- Número cuántico de espín (s). Indica en qué sentido gira el electrón.

Una vez descritos los cuatro números cuánticos, es fácil comprender la ubicación de los electrones en los orbitales, y de estos en los niveles de energía. Hemos visto que los protones y los neutrones se encuentran en el núcleo del átomo. Veamos a continuación cómo se distribuyen los electrones en la corteza.

• Los electrones se encuentran en orbitales. En cada uno de ellos cabe un máximo de dos electrones.
• Los orbitales se agrupan en siete niveles energéticos.
• Cada nivel de energía posee uno o varios orbitales, diferentes, denominados s, p, d, y f.

Tipo de orbital	s	p	d	f
Número de orbitales	1	3	5	7
Capacidad de electrones	2	6	10	14

Para denominar un orbital de un nivel concreto, indicamos el número del nivel y, a continuación, la denominación del tipo. Así, por ejemplo, al decir 4 p, estamos refiriéndonos a los tres orbitales del tipo p que se encuentran en el nivel 4, en los que caben seis electrones.[2]

[2] https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2016/09/librostexto/Texto_quimica_1_BGU.pdf

EN RESUMEN

Nº cuántico	Representación	Valores posibles	Información
Nº cuántico principal	n	n = 1, 2, 3,...	-Define la energía del nivel principal donde podría estar el electrón. -La distancia media de los electrones al núcleo. -Volumen del orbital
Nº cuántico secundario	l	L=0 → n-1 (desde / hasta)	-Define la energía de los subniveles en que se divide cada nivel principal. -Superficie de los orbitales
Nº cuántico magnético	m_l	m_l= -l, 0, +l (2l+1 valores)	-Representa la posible orientación de los subniveles en el campo magnético del átomo. -Define a los orbitales
Nº cuántico spin	m_s	$+1/2$ $-1/2$	-Indica el sentido de giro del electrón en su desplazamiento alrededor del núcleo

[3]

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

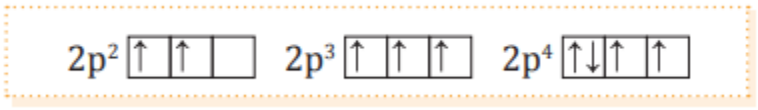
Para sacar los números cuánticos solo debes seguir 2 sencillos pasos:

1. Escribir la configuración electrónica.
2. Sacar los números cuánticos a partir del electrón diferencial (el último que llena el orbital).

[3] https://apuntesquimica.weebly.com/nuacutemeros-cuaacutenticos.html

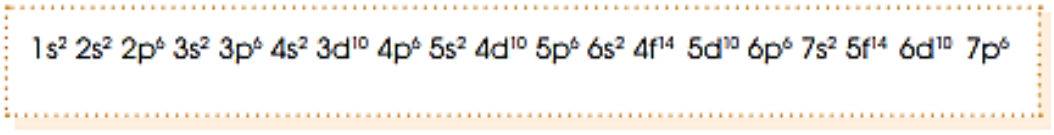
La configuración electrónica fundamental se obtiene, en la práctica, a partir de tres reglas o principios:

- **Regla de la construcción:** La configuración electrónica fundamental se obtiene colocando los electrones uno a uno en los orbitales disponibles del átomo en orden creciente de energía.
- **Principio de exclusión de Pauli:** Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales". Como cada orbital está definido por los números cuánticos n, l y ml, solo quedan dos posibilidades, ms = +1/2 y ms =-1/2, que físicamente queda reflejado en que cada orbital (definido por n, l y ml) puede contener un máximo de dos electrones, y estos deben tener spines opuestos (electrones apareados). Abreviadamente solemos escribir el número de electrones en cada subnivel mediante un superíndice. **Por ejemplo:** 2p3 representa que en el conjunto de orbitales 2p hay tres electrones.
- **Regla de la máxima multiplicidad de Hund:** Cuando varios electrones ocupan orbitales degenerados, de la misma energía, lo harán en orbitales diferentes y con spines paralelos (electrones desapareados), mientras sea posible. **Por ejemplo,** si deben colocarse tres electrones en orbitales 2p, lo harán desapareados, es decir, en orbitales diferentes. En cambio, si se trata de cuatro electrones, dos de ellos deben aparearse (se colocan en el mismo orbital), mientras que los otros dos permanecen desapareados (en orbitales diferentes).



LA DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES

La distribución de los electrones en los niveles y subniveles del átomo, se hace de menor a mayor energía, siguiendo el orden de las flechas del diagrama de aumento de energía para los subniveles de energía. Al realizar el llenado de los subniveles es importante tener en cuenta la capacidad de cada uno. La forma de escribir la configuración electrónica se conoce como **notación espectral o estándar**. A partir del diagrama de los niveles energéticos nos da a conocer la secuencia para llenar los orbitales siendo:



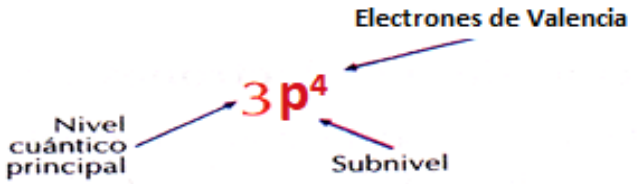
Los niveles de energía corresponden a los números del 1 al 7. Los subniveles son s, p, d y f. Los exponentes, el número máximo de electrones que tiene cada subnivel: s hasta dos electrones; p hasta seis; d hasta diez; y f hasta catorce electrones. Los números grandes de la derecha indican el número total de electrones por cada nivel de energía. Los subniveles se ordenan de arriba hacia abajo, en orden creciente de energía.

Por ejemplo, la configuración electrónica del átomo de azufre, con número atómico:

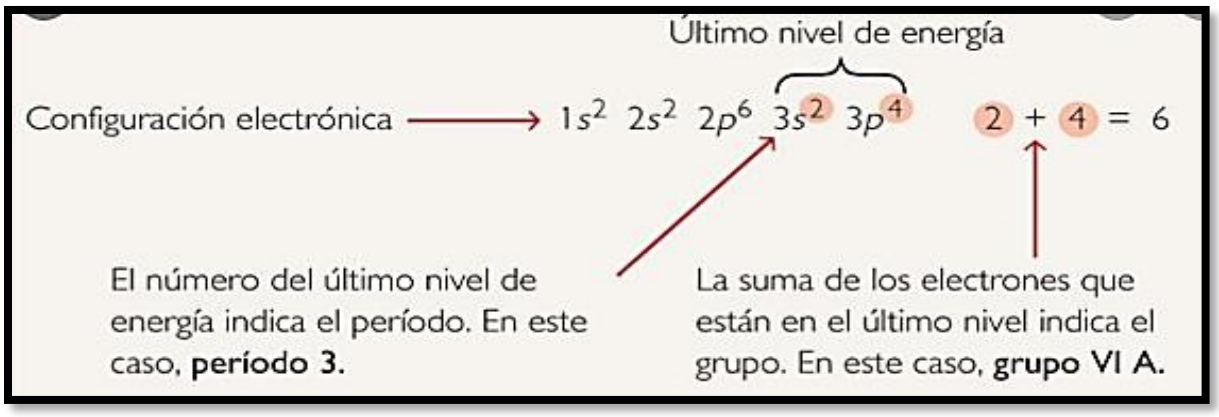
Sigo el orden del diagrama de Moeller y sumo los exponentes de las letras hasta que me de 16, asi:

AZUFRE Z= 16: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$,$3p^4$

2+2+6+2+4=16



La configuración electrónica también me indica el grupo y el periodo en el que se encuentra el elemento en la tabla periódica. Se determinan analizando el ultimo o últimos niveles de energía. **Si el subnivel final es s o p el elemento pertenece a los grupos A. Si el subnivel final es d o f el elemento pertenece al grupo B.**



Pasos para determinar la configuración electrónica y el numero cuántico principal

Determine la configuración electrónica, el numero cuántico principal, los electrones de valencia, el subnivel, grupo y periodo del Magnesio (Mg):

1. Buscar en la tabla periódica el numero atómico del elemento:

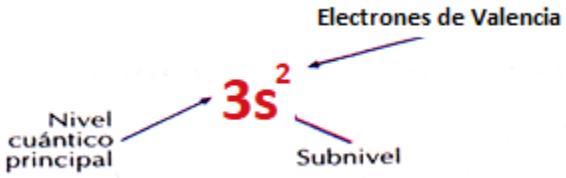
   Magnesio (Mg) Z: 12

2. Siguiendo el orden en el diagrama en los niveles energéticos voy llenando los orbitales sumando los exponentes hasta completar 12 así:

   Z 12= $1s^2$,$2s^2$,$2p^6$,$3s^2$

   2+2+6+2=12

3. Determino el numero cuántico principal, los electrones de valencia, el subnivel, grupo y periodo con el ultimo nivel que hay en la configuración:

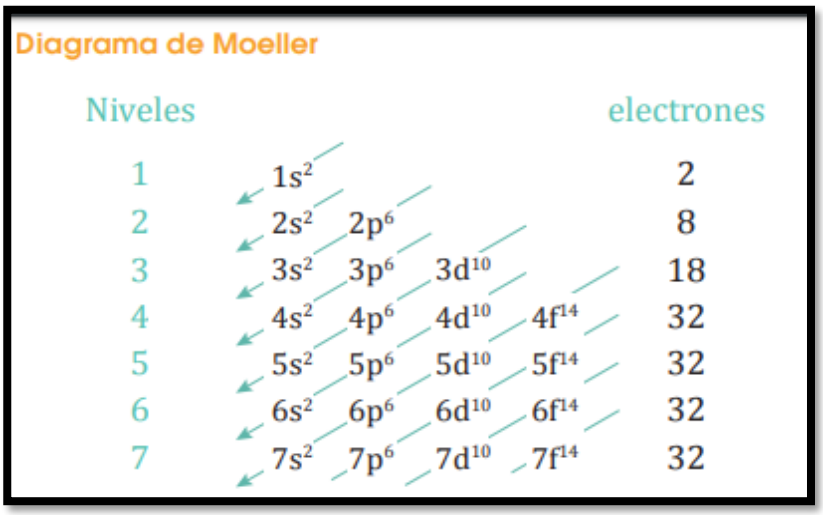


- ✓ Numero cuántico Principal: 3
- ✓ Electrones de Valencia: 2
- ✓ Subnivel: s
- ✓ Grupo: IIA
- ✓ Periodo: 3

PROFUNDIZACIÓN DE LOS CONTENIDOS.

Configuración desarrollada (Estándar)

Aquí se llega a representar cada uno de los electrones que conforman un átomo usando para ello flechas que simbolizan cada uno de sus spines. Aquí se toma en cuenta el principio de exclusión de Pauli así como también la Regla máxima de Hund sobre la multiplicidad para ejecutar el llevado.



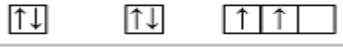
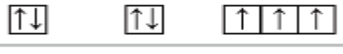
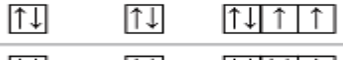
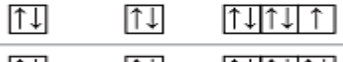
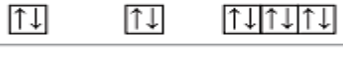
[4]

[4] https://www.configuracionelectronica.com/elementos/ejemplos-de-configuracion-electronica/

Configuración semidesarrollada (Por orbitales)

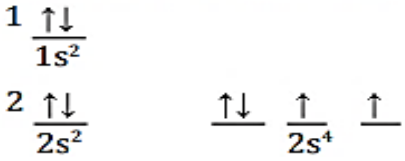
Se trata de una mezcla entre la configuración desarrollada y la condensada. Aquí lo único que se llega a representar son los electrones del último nivel de energía.

Es decir, hay dos formas para representar a un átomo:

Átomo	Z	Configuración electrónica	Orbitales
Li	3	$1s^2\,2s^1$	
Be	4	$1s^2\,2s^2$	
B	5	$1s^2\,2s^2\,2p^1$	
C	6	$1s^2\,2s^2\,2p^2$	
N	7	$1s^2\,2s^2\,2p^3$	
O	8	$1s^2\,2s^2\,2p^4$	
F	9	$1s^2\,2s^2\,2p^5$	
Ne	10	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	

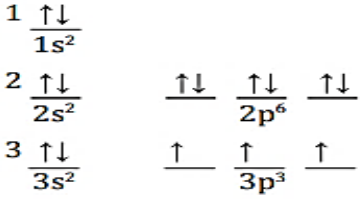
El número atómico del elemento nos indica que el número de electrones es igual al número de protones en un átomo neutro. Los electrones se colocan en los subniveles en el orden que indica el diagrama de Moeller. El número de electrones se indica mediante un superíndice. Debemos tener en cuenta el número máximo de electrones que caben en los distintos subniveles:

- Oxígeno (Z = 8)



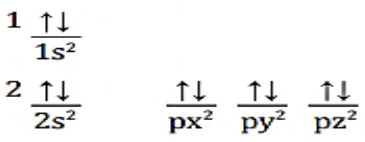
Resumen: tres orbitales llenos y dos orbitales semillenos.

- Fósforo (Z = 15)



Resumen: seis orbitales llenos, tres semillenos.

- Neón (Z = 10)



Resumen: cinco orbitales llenos.

[5]

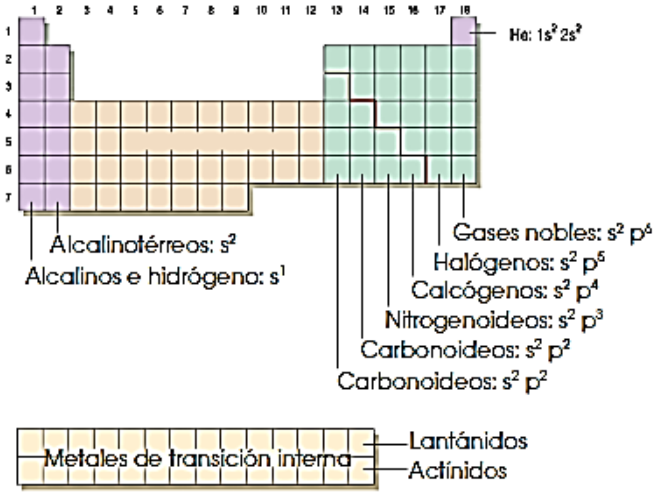
[5] https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2016/09/librostexto/Texto_quimica_1_BGU.pdf

Tabla periódica moderna

Estructura electrónica: Al comparar la configuración electrónica de los elementos con su situación en la tabla periódica, observamos que:

• Todos los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no. Este número coincide con el número del período.

• Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia.



- Los elementos representativos de las columnas 1 y 2 y el helio tienen un orbital de valencia del tipo *s*.
- Los elementos representativos de las columnas 13 a 18 tienen orbitales de valencia del tipo *p*.
- Los metales de transición tienen orbitales del tipo *d* en la capa de valencia.
- Los metales de transición interna tienen orbitales del tipo *f* en la capa de valencia.

Las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia. Por ello, los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes.

Elementos del período 2 (Z)	Configuración electrónica
Li (3)	$1s^2\ 2s^1$
Be (4)	$1s^2\ 2s^2$
B (5)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
C (6)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
N (7)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
O (8)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
F (9)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Ne (10)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Tabla de la configuración electrónica de los elmentos del período 2

Escribamos la configuración electrónica de los elementos del grupo 17 y señalemos los electrones de la capa de valencia.

- Escribimos los elementos con sus configuraciones:

F (Z = 9): $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

Cl (Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Br (Z=35): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

I (Z=53): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$

At (Z=85): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^5$

- La capa de valencia es $s^2\ p^5$.

6

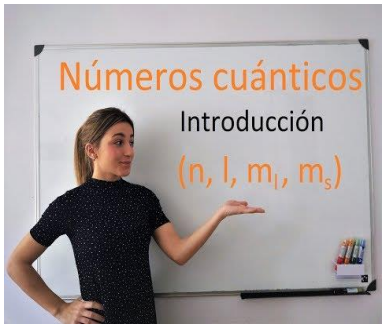
[6] https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2016/09/librostexto/Texto_quimica_1_BGU.pdf

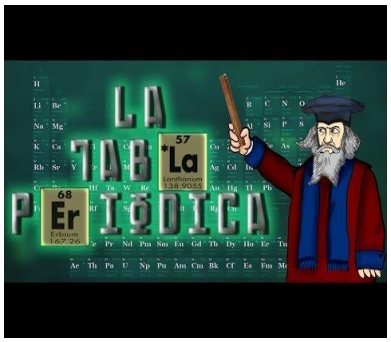
I.E. CHAMPAGNAT PINARES DE ORIENTE

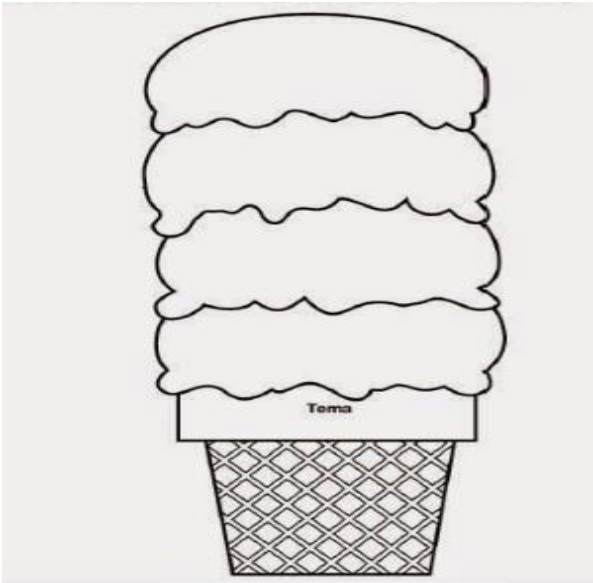
GUIA DE ESTUDIO – CHAMPAGNAT APRENDE EN CASA

DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRIGUEZ MARTINEZ – MONICA ANDREA GOMEZ BAQUERO	**ÁREA**	QUIMICA
E-MAIL	smrodriguezm@fmsnor.org magomezb@fmsnor.org	**GRADO**	DECIMO

RECUERDA SI TIENES ACCESO A INTERNET EN ESTOS SITIOS PUEDES COMPLEMENTAR TU CONOCIMIENTO:





Te invitamos a que realices el siguiente organizador gráfico o rutina de pensamiento, teniendo en cuenta la información dada anteriormente. (No es necesario imprimir esta imagen, se puede realizar el diagrama en una hoja y resolver, para anexar en el taller que enviara a su profesor) **COMO PRIMER PUNTO DEL TALLER DE TRABAJO**

El Cono de las ideas: Debes escribir en la base del cono el tema y en cada copa una idea principal que resuma la información.