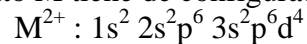


1.- Considere el elemento cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

- ¿De qué elemento se trata?
- Justifique el periodo y el grupo del sistema periódico a los que pertenece.
- ¿Cuál será la configuración de su ión más estable?

2.- El ión positivo de un elemento M tiene de configuración electrónica:



- ¿Cuál es el número atómico de M?
- ¿Cuál es la configuración de su ión  $M^{3+}$  expresada en función del gas noble que le antecede?
- ¿Qué números cuánticos corresponderían a un electrón 3d de este elemento?

3.- Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- La molécula de  $BF_3$  es apolar aunque sus enlaces están polarizados.
- El cloruro de sodio tiene menor punto de fusión que el cloruro de cesio.
- El cloruro de sodio sólido no conduce la corriente eléctrica y el cobre sí.

4.- La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización (eV) de tres elementos

	1ª	2ª	3ª	4ª
Li	5,4	75,6	122,5	-----
Na	5,1	47,3	71,9	99,1
K	4,3	31,8	46,1	61,1

- ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del litio al potasio?
- ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?
- ¿Por qué no se da el valor de la cuarta energía de ionización del litio?

5.- Dada la molécula  $CCl_4$ :

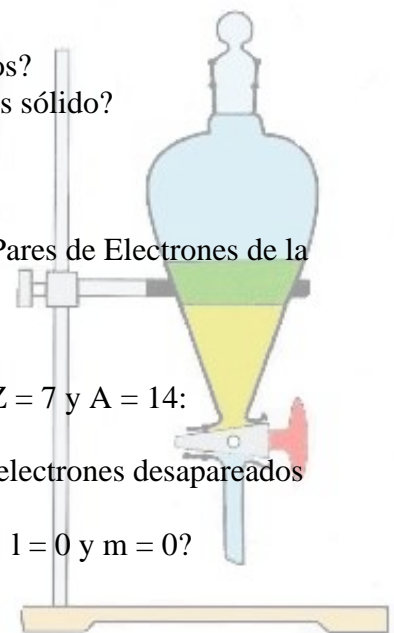
- Representéla mediante estructura de Lewis.
- ¿Por qué la molécula es apolar si los enlaces están polarizados?
- ¿Por qué a temperatura ambiente el  $CCl_4$  es líquido y el  $Cl_4$  es sólido?

6.- Dadas las moléculas  $CF_4$  y  $NH_3$ :

- Represente sus correspondientes estructuras de Lewis.
- Establezca su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indique la hibridación del átomo central.

7.- Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con  $Z = 7$  y  $A = 14$ :

- Indique el número de protones, neutrones y electrones.
- Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.
- ¿Cuál es el número máximo de electrones para los que  $n = 2$ ,  $l = 0$  y  $m = 0$ ?



**ESTRUCTURA DE LA MATERIA QCA 09 ANDALUCÍA**

- 8.- a)** Justifique la naturaleza del enlace que se formará cuando el oxígeno se combine con calcio  
**b)** Justifique la naturaleza del enlace que se formará cuando el oxígeno se combine con hidrógeno.  
**c)** ¿Cuál de los dos compuestos formados tendrá mayor punto de fusión? Razone la respuesta.

**9.-** Considerando las configuraciones electrónicas de los átomos: A ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) y B ( $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$ ) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

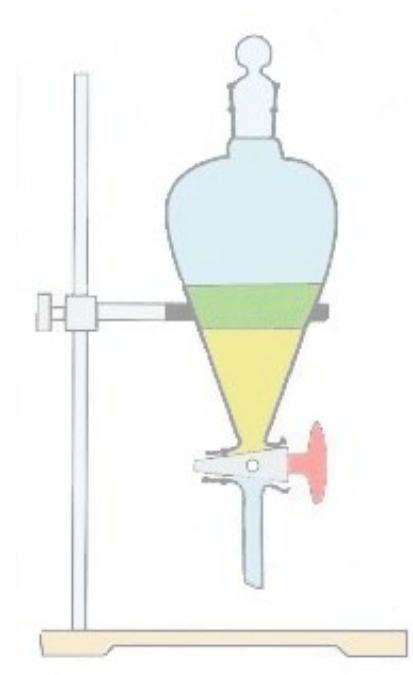
- a)** A y B representan elementos distintos.  
**b)** Se necesita energía para pasar de A a B.  
**c)** Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

**10.- a)** Justifique, de las siguientes especies:  $F^-$ , Ar y  $Na^+$ , cuáles son isoelectrónicas.

- b)** Enuncie el principio de Pauli y ponga un ejemplo.  
**c)** Enuncie la regla de Hund y ponga un ejemplo para su aplicación.

**11.-** Para la molécula  $GeH_4$ :

- a)** Establezca su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la capa de Valencia.  
**b)** Indique la hibridación del átomo central.  
**c)** Ordene, de forma razonada, de menor a mayor punto de fusión los compuestos  $CH_4$  y  $GeH_4$ .



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA QCA 09 ANDALUCÍA

1.- a) Observamos que le faltan dos electrones para tener configuración de gas noble y que pertenece al tercer periodo, por lo tanto, es el azufre.

b) Como hemos dicho en el apartado anterior pertenece al tercer periodo ya que su número cuántico principal máximo es 3. La configuración electrónica del último orbital es  $3p^4$ , por lo tanto, pertenece al grupo 16.

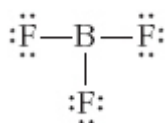
c) Tiende a captar dos electrones para alcanzar configuración de gas noble, es el ion  $S^{2-}$ , y su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

2.- a) El ion  $M^{2+}$  tiene 22 electrones, por lo tanto M tendrá 24 electrones y 24 protones en el núcleo. Su número atómico será  $Z = 24$ .

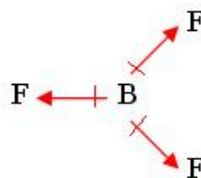
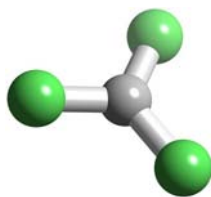
b) El ion  $M^{3+}$  habrá perdido los 3 electrones más externos con respecto a M, su configuración electrónica es  $[Ar]3d^3$ .

c) (3, 2, 0,  $\frac{1}{2}$ ).

3.- a) Realizamos la estructura de Lewis de  $BF_3$



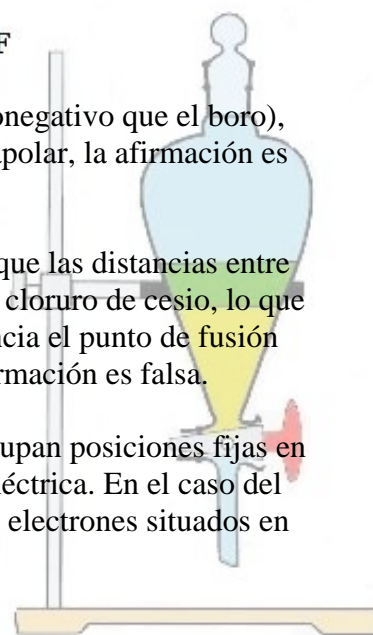
En el trifluoruro de boro, este necesita rodearse de tres nubes electrónicas para alojar a tres pares enlazantes (tipo  $AB_3$ ), por tanto su geometría es triangular plana con ángulos de  $120^\circ$



En el  $BF_3$  aunque los enlaces son polares (el flúor es más electronegativo que el boro), sus dipolos se anulan por geometría, es por tanto una molécula apolar, la afirmación es verdadera.

b) El sodio tiene menor radio iónico que el cesio, esto significa que las distancias entre aniones y cationes, en el cloruro de sodio son menores que en el cloruro de cesio, lo que implica que la atracción electrostática sea mayor y en consecuencia el punto de fusión del cloruro de sodio es mayor que el del cloruro de cesio. La afirmación es falsa.

c) Cuando el cloruro de sodio está en estado sólido, sus iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina, al no tener movilidad no conduce la corriente eléctrica. En el caso del cobre, al ser un metal sí la conduce debido a la movilidad de sus electrones situados en la capa de conducción.

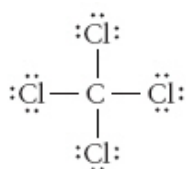


4.- a) Al pasar del litio al potasio nos vamos desplazando hacia abajo en el grupo de los metales alcalinos de la tabla periódica, con ello vamos aumentando un nivel principal y el electrón  $s^1$  está cada vez más alejado del núcleo, con lo que resulta menos atraído. También ese electrón está cada vez más apantallado de la carga positiva del núcleo, por los electrones internos.

b) Como hemos dicho en el apartado anterior la configuración electrónica externa de los metales alcalinos es  $ns^1$ , con lo que resulta sencillo arrancar ese último electrón porque al perderlo se adquiere configuración de gas noble y se estabiliza el sistema. Arrancar el siguiente electrón es mucho más costoso energéticamente ya que se perdería la configuración de gas noble.

c) Porque el litio sólo tiene tres electrones.

5.- a) Realizamos la estructura de Lewis



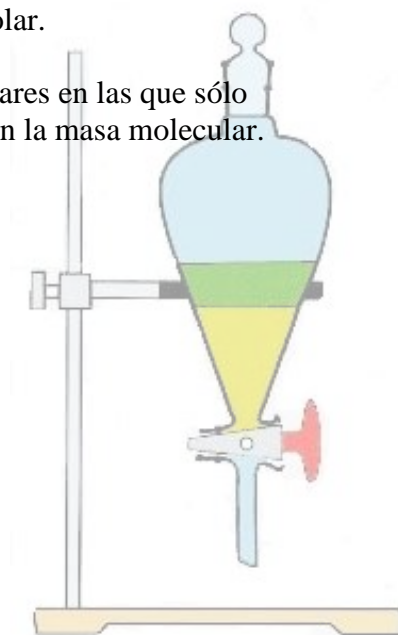
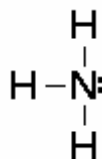
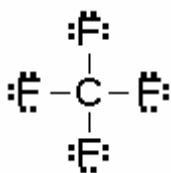
b) En el  $\text{CCl}_4$ , el carbono ha de tener cuatro nubes electrónicas para alojar a cuatro pares electrónicos enlazantes (tipo  $\text{AB}_4$ ) de tal forma que su geometría es tetraédrica con ángulos de  $109,5^\circ$



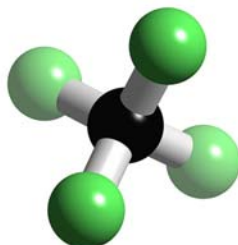
aunque los enlaces son polares (el cloro es más electronegativo que el carbono), sus dipolos se anulan por geometría, es por tanto una molécula apolar.

c) Tanto el  $\text{CCl}_4$  como el  $\text{Cl}_4$  son moléculas tetraédricas y apolares en las que sólo existen fuerzas de dispersión o de London y estas aumentan con la masa molecular.

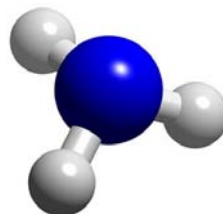
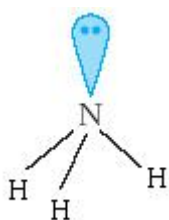
6.- a) Representamos las estructuras de Lewis



6.- b) En el  $\text{CF}_4$ , el carbono ha de tener cuatro nubes electrónicas para alojar a cuatro pares electrónicos enlazantes (tipo  $\text{AB}_4$ ) de tal forma que su geometría es tetraédrica con ángulos de  $109,5^\circ$



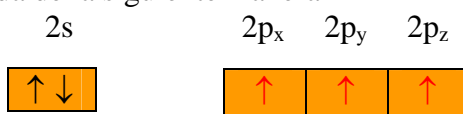
En el  $\text{NH}_3$  el nitrógeno ha de tener cuatro nubes electrónicas para alojar a los tres pares electrónicos enlazantes y uno solitario (tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ ) su geometría siendo de origen tetraédrico (ángulo teórico  $109,5^\circ$ ), es una pirámide trigonal con un ángulo menor que el teórico debido a que la repulsión del par solitario es mayor



c) En ambas moléculas la hibridación del átomo central  $sp^3$ .

7.- a) Tiene 7 protones ( $Z = 7$ ), 7 neutrones ( $N - Z = 7$ ) y 7 electrones (átomo neutro).

b) Su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 p^3$ . La configuración electrónica de la capa de valencia es  $2s^2 p^3$  que en notación orbital y siguiendo el principio de máxima multiplicidad de Hund queda de la siguiente manera

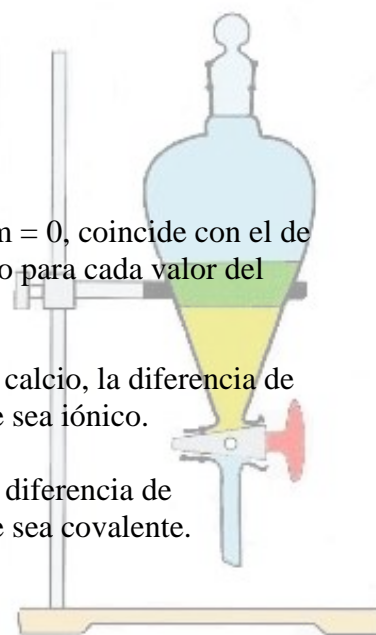


como vemos tiene tres electrones desapareados.

c) El número máximo de electrones para los que  $n = 2$ ,  $l = 0$  y  $m = 0$ , coincide con el de electrones que caben en el orbital 2s, es decir dos electrones, uno para cada valor del spin ( $+1/2$ ,  $-1/2$ ).

8.- a) El oxígeno se combina con el calcio para formar óxido de calcio, la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos justifica que el enlace sea iónico.

b) El oxígeno se combina con el hidrógeno para formar agua, la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos justifica que el enlace sea covalente.



8.- c) El CaO es un compuesto iónico formado por los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$  empaquetados en una red cristalina mediante enlaces muy fuertes y por lo tanto, difíciles de romper.

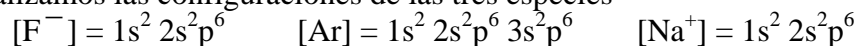
El  $\text{H}_2\text{O}$  es un compuesto covalente molecular, entre sus moléculas se establecen puentes de hidrógeno, enlaces bastante más débiles que los del compuesto anterior y por lo tanto, mucho más fáciles de romper. En consecuencia, el compuesto con mayor punto de fusión será el CaO.

9.- a) Las configuraciones electrónicas de los átomos: A ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) y B ( $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$ ) pertenecen al mismo elemento puesto que al ser átomos neutros y tener el mismo número de electrones, tienen el mismo número atómico. B representa un estado excitado y A el estado fundamental. La afirmación es falsa.

b) Para que el electrón situado en el orbital 3s salte al 6p, es necesario aportar energía. La afirmación es verdadera.

c) El electrón  $6p^1$ , está más alejado del núcleo que el  $3s^1$ , por lo tanto está menos atraído y hace falta menos energía para arrancarlo. La afirmación es verdadera.

10.- a) realizamos las configuraciones de las tres especies



son isoelectrónicas el  $\text{F}^-$  y  $\text{Na}^+$ .

b) W. Pauli estableció que:

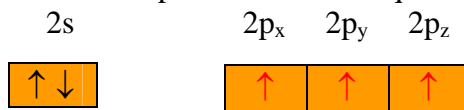
“En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales”.

Esta principio fija el número máximo de electrones que pueden existir en cada tipo de orbital ( $s^2$ ,  $p^6$ ,  $d^{10}$  y  $f^{14}$ ) y en cada nivel energético o capa electrónica.

c) El principio de máxima multiplicidad de Hund establece que:

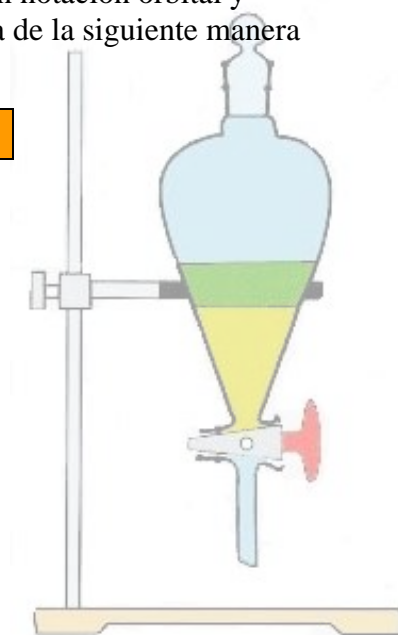
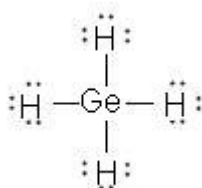
“Cuando en un subnivel energético existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos y además con espines paralelos”.

Un buen ejemplo puede ser el nitrógeno, su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^3$ . La configuración electrónica de la capa de valencia es  $2s^2 2p^3$  que en notación orbital y siguiendo el principio de máxima multiplicidad de Hund queda de la siguiente manera



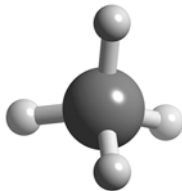
como vemos tiene tres electrones desapareados.

11.- a) Representamos las estructuras de Lewis del  $\text{GeH}_4$



**ESTRUCTURA DE LA MATERIA QCA 09 ANDALUCÍA**

**11.- a)** (continuación) El germanio ha de tener cuatro nubes electrónicas para alojar a cuatro pares electrónicos enlazantes (tipo  $AB_4$ ) de tal forma que su geometría es tetraédrica con ángulos de  $109,5^\circ$



**b)** La hibridación del átomo central es  $sp^3$

**c)** Tanto el  $CH_4$  como el  $GeH_4$  son moléculas tetraédricas y apolares en las que sólo existen fuerzas de dispersión o de London y estas aumentan con la masa molecular, por lo tanto el  $GeH_4$  tendrá mayor punto de fusión que el  $CH_4$ .

