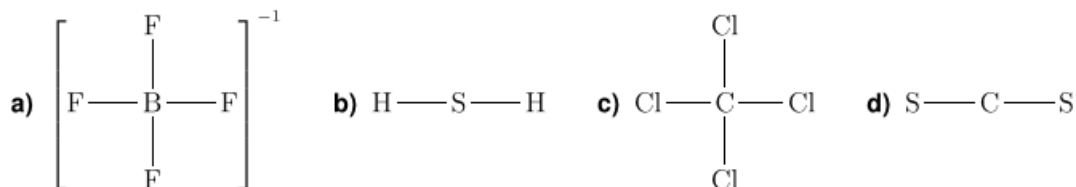
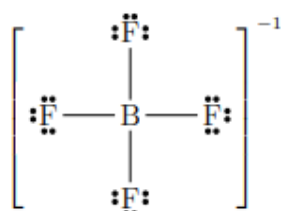
	<b>Átomo. Sistema periódico. Enlaces</b> <b>(2024-2017)</b>	<b>Problemas resueltos</b>
--	--	----------------------------

(Oviedo. 2023-2024. Junio.1)

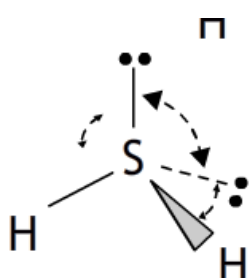
Represente las estructuras de Lewis de las siguientes especies e indique su geometría:



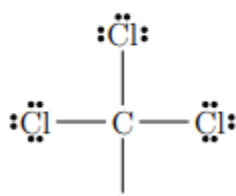
**Solución:**



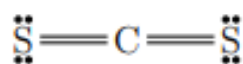
Cada flúor tiene tres pares no enlazantes y un electrón sin aparear. El boro tiene tres electrones en su última capa. Para formar los cuatro enlaces **deberá de tener un electrón en exceso**. De ahí la carga negativa del compuesto. **Estructura tetraédrica** con el B situado en el centro del tetraedro.



El azufre tiene dos pares no enlazantes, con los otros dos electrones de la última capa formará los enlaces covalentes con el H. La estructura será, en principio, tetraédrica, pero debido a la fuerte repulsión entre los dos pares no enlazantes, el ángulo entre los dos hidrógenos será menor que el tetraédrico (inferior a 109,5°). La molécula, por tanto, se puede describir como **angular con un ángulo inferior a 109,5°**.



Distribución similar a la del  $\text{BF}_3^-$ . Tres pares no enlazantes sobre cada cloro. El carbono central tiene cuatro electrones con los que forma los cuatro enlaces. **Estructura tetraédrica** con el carbono en el centro del tetraedro y los cuatro cloros ocupando los vértices



El átomo central (carbono), forma dos enlaces dobles y como no tiene ningún par no enlazante la estructura no se distorsionará. Será una **molécula lineal (similar al  $\text{CO}_2$ ) con un ángulo de 180°**

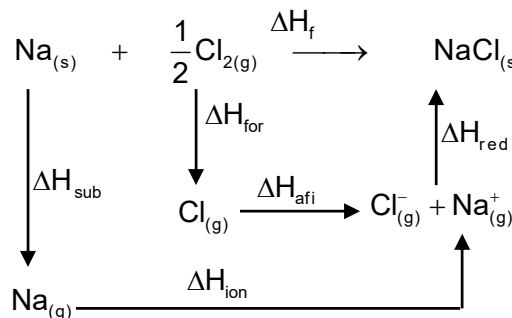
(Oviedo. 2023-2024. Junio.2)

Utilice un ciclo de Born-Haber para calcular la entalpía estándar de red del NaCl (s)

**DATOS:**

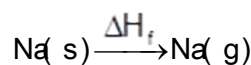
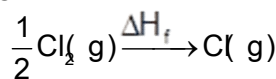
**pregunta 2. (2 puntos)** Utilice un ciclo de Born-Haber para calcular la entalpía estándar de red,  $\Delta_{\text{red}}H^\circ$ , del NaCl(s). *Datos:*  $E_i(\text{Na}) = 496 \text{ kJ mol}^{-1}$  (primera energía de ionización),  $E_{\text{ea}}(\text{Cl}) = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$  (primera afinidad electrónica),  $\Delta_f H^\circ(\text{NaCl(s)}) = -411 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $\Delta_f H^\circ(\text{Na(g)}) = 108 \text{ kJ mol}^{-1}$  y  $\Delta_f H^\circ(\text{Cl(g)}) =$

**Solución:**



**NOTA**

Por definición, calor de formación es el calor desprendido en la formación de un mol de sustancia a partir de sus elementos constituyentes a 25°C.



Según esto el calor de formación del Na(g) coincidirá con el de sublimación (que es el que normalmente se usa), pero el calor de formación del Cl(g) será la mitad del de disociación

(muy usado):  $\Delta H_f = \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}}$

Del ciclo se deduce:

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \Delta H_{\text{for}} + \Delta H_{\text{afi}} + \Delta H_{\text{red}}$$

$$\Delta H_{\text{red}} = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \Delta H_{\text{for}} + \Delta H_{\text{afi}})$$

$$\Delta H_{\text{red}} = -411 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - [108 + 496 + (122) + (-349)] \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -788 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

(Oviedo. 2023-2024. Junio.7)

En la tabla aparecen cuatro posibles espín-orbitales descritos por sus correspondientes números cuánticos.

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
<b>1</b>	3	2	2	+1/2
<b>2</b>	3	1	1	+1/2
<b>3</b>	2	1	0	+1/2
<b>4</b>	3	2	0	-1/2

- Indique, razonadamente, cuál de ellos puede corresponderse con un electrón de la capa de valencia del átomo de azufre en su estado fundamental.
- Indique el tipo de enlace químico que existe en las siguientes sustancias: fluoruro de litio (LiF), hierro (Fe) y diamante (C).

**Solución:**

- El S es un elemento del tercer periodo ( $Z = 16$ ) y su estructura electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , luego para el estado fundamental y la capa de valencia deben tener  $n=3$  y  $l=0$  o  $l=1$ . **Solo el estado número 2 cumple esto. Además, los otros valores de los números cuánticos para  $m_l$  y  $m_s$  son correctos.**
- Fluoruro de litio (halógeno y alcalino, electronegatividades muy diferentes), **enlace iónico**.  
Hierro (metal): **enlace metálico**.  
C (diamante) **enlaces covalentes** (de ahí su dureza).

(Oviedo. 2023-2024. Junio. 8.a)

Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de flúor, magnesio, fósforo y cromo ( $Z = 24$ ) en su estado fundamental.

**Solución:**

Flúor ( $Z = 9$ );  $[F] = 1s^2 2s^2 2p^5$

Magnesio ( $Z = 12$ );  $[Mg] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Fósforo ( $Z = 15$ );  $[P] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Cromo ( $Z = 24$ );  $[Cr] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

(Oviedo. 2022-2023. Junio.1)

En la tabla se muestran los números atómicos,  $Z$ , las configuraciones electrónicas y el número de electrones desapareados de dos iones (1 y 2). Suponga que los dos electrones desapareados del ion 1 tienen espines paralelos. Indique, para cada ion, razonadamente, su carga eléctrica y si se encuentra en su estado fundamental o en uno excitado.

	$Z$	Configuración electrónica	N.º de electrones desapareados
1	7	$(1s)^2(2s)^2(2p)^4$	2
2	16	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^3$	1

**Solución:**

El ion 1 tiene 7 protones ( $Z=7$ ) y 8 electrones, luego será un ion **con carga -1**. La configuración electrónica será:

$[Z=7] = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ . **Estado fundamental**, pues los electrones se sitúan siguiendo la regla de máxima multiplicidad (Hund) con una mínima energía.

El ion 2 tiene 16 protones ( $Z=16$ ) y 15 electrones, luego será un ion **con carga +1**. La configuración electrónica será:

$[Z=16] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . El estado de mínima energía se correspondería con el de máxima multiplicidad:  $[Z=16] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$ . Como en el enunciado se indica que solamente hay un electrón desapareado la estructura sería:  $Z=16] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1$  para lo cual se necesitaría un aporte suplementario de energía para aparear los dos electrones, por lo tanto **es un estado excitado**.

(Oviedo. 2022-2023. Junio.2)

El radio atómico del fósforo (P,  $Z = 15$ ) es 103 pm y su primera energía de ionización  $I_p(1) = 1012 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Estime, razonadamente, para los átomos de nitrógeno (N,  $Z = 7$ ) y cloro (Cl,  $Z = 17$ ), si los valores de esas dos propiedades son mayores, menores o iguales que los del átomo de fósforo.

**Solución:**

El N, pertenece al mismo grupo que el fósforo (pnictógenos) pero mientras que el fósforo está en el 3<sup>er</sup> periodo el N se encuentra, mas arriba, en el segundo. Luego el nitrógeno tendrá dos capas, mientras que el fósforo tiene tres, por tanto **el radio atómico del nitrógeno será menor que el del fósforo**.

Al tener más capas, los electrones de la última capa estarán más alejados del núcleo para el fósforo y su mayor carga nuclear se verá apantallada por los electrones de los niveles inferiores, los electrones de la última capa estarán más débilmente retenidos, luego **el nitrógeno tendrá una mayor energía de ionización que el fósforo**.

El Cl pertenece al mismo periodo (igual número de capas), pero tiene un número atómico superior en dos unidades, lo que significa una **mayor carga nuclear**. Como los electrones exteriores se sitúan todos a la misma distancia del núcleo, **el efecto pantalla es prácticamente nulo** por lo que "sentirán" **una carga nuclear efectiva mayor**, lo que implica que están más fuertemente retenidos, por lo que **su energía de ionización será mayor y su radio menor**

(Oviedo. 2022-2023. Junio.10.a)

Utilice los datos de la tabla para, razonadamente, ordenar, de menor a mayor, los gases nobles atendiendo a su punto de ebullición.

	He	Ne	Ar	Kr
Z	2	10	18	36

**Solución:**

La temperatura de ebullición depende, fundamentalmente, de las **interacciones intermoleculares (interatómicas en este caso)**. Al ser imposible la aparición de dipolos en los enlaces o interacciones tipo enlaces de hidrógeno, habrá que atribuir las interacciones interatómicas a **dipolos instantáneos e inducidos (fuerzas de London)**. La formación de este tipo de dipolos es más probable cuanto más fácilmente polarizables sean los átomos. Como **la polarización aumenta con el tamaño**, podemos esperar que el punto de ebullición aumente del He al Kr:



(Oviedo. 2022-2023. Julio.1)

Escriba la configuración electrónica completa del elemento de número atómico más bajo que, en su estado fundamental, tenga:

- a) Un solo electrón descrito por un orbital p.                      b) Una subcapa p completa.  
 c) Dos electrones descritos por orbitales 3p.                      d) Tres electrones descritos por orbitales 4p.

**Solución:**

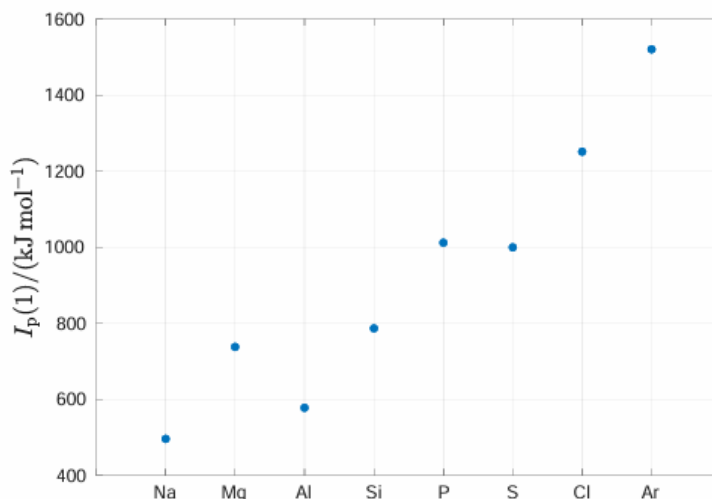
- a) [B]=1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>                      b) [Ne]=1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>  
 c) [Si]=1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup>                      d) [As]=1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 3d<sup>10</sup> 4s<sup>2</sup> 4p<sup>3</sup>

(Oviedo. 2022-2023. Julio.2)

La gráfica muestra los valores experimentales de la primera energía de ionización, I<sub>p</sub>(1) (kJ mol<sup>-1</sup>), de los ocho elementos que forman el tercer periodo de la tabla periódica (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl y Ar).

- a) Indique a qué es debida la tendencia general observada.  
 b) Justifique las excepciones encontradas (Mg y P).

DATOS: Z(Mg) = 12 y Z(P) = 15.



**Solución:**

- a) **La tendencia es a un crecimiento de la energía de ionización a medida que aumenta el número atómico** (cuando nos desplazamos hacia la derecha en el periodo), esto se justifica porque, **aunque los electrones de la última capa se sitúan a la misma distancia del núcleo** (3ª capa), a medida que aumenta el número atómico, **aumenta la carga nuclear**, ya que el efecto de apantallamiento de los electrones de la misma capa es prácticamente nulo.
- b) Las excepciones pertenecen a elementos con una configuración especialmente estable: **Mg con un subnivel s lleno. El P tiene un subnivel p semilleno** lo que implica que los electrones se encuentren distribuidos entre los subniveles p con una multiplicidad máxima (mínima energía), lo que hace que sea más difícil arrancarlos.
- [Mg]=  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; [P]=  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

(Oviedo. 2022-2023. Julio.10.a)

Utilice los datos de la tabla para calcular el número de electrones desapareados que existen en los estados fundamentales de los iones  $Li^+$  y  $O^-$

	Li	O
Z	3	8

**Solución:**

Configuración electrónica del  $Li^+$ :  $1s^2$ . Luego **no tendrá ningún electrón desapareado**.

Configuración electrónica del  $O^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^5 = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ . **Un electrón desapareado**.

(Oviedo. 2021-2022. Junio. 4A)

- a) Justifique por qué el dióxido de carbono ( $CO_2$ ) es una molécula apolar, mientras que el agua ( $H_2O$ ) es una molécula polar.
- Datos: H (Z=1); C (Z= 6); O (Z = 8). Valores de la electronegatividad:  $\chi(H)=2,2$ ;  $\chi(C)=2,6$ ;  $\chi(O)=3,4$
- b) Dados los elementos A (Z=20) y B (Z=17) responda, justificando las respuestas, a las siguientes cuestiones:
- ✓ Indique la opción correcta que muestra los números cuánticos del electrón diferenciador del elemento Z = 20: a) (4, 1, -1,  $\frac{1}{2}$ ); b) (4, 0, -1,  $-\frac{1}{2}$ ); c) (3, 2, -2,  $\frac{1}{2}$ ); d) (4, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$ ).
  - ✓ Razone qué tipo de enlace se podrá formar entre A y B y cuál será la fórmula del compuesto resultante.

**Solución:**

- a) El  $CO_2$  es una molécula con **geometría lineal**, con lo que **el momento total de la molécula va a ser nulo**, mientras que la molécula de  $H_2O$  tiene **estructura angular** y los momentos de los enlaces se componen para **dar un momento no nulo**.
- b) La estructura de la última capa del Z=20 (Ca) es:  $4s^2$ , por tanto la solución correcta es (4,0,0,-1/2).
- A (Ca) es un elemento alcalino térreo (baja electronegatividad) con tendencia formar iones  $A^{2+}$ , mientras que B(Cl) es del grupo de los halógenos (electronegatividad alta). Su tendencia es a formar iones  $B^-$ . Por tanto, entre A y B se formarán compuestos iónicos de fórmula general  $AB_2$  ( $CaCl_2$ )

(Oviedo. 2021-2022. Junio. 4B)

- a) Para el anión carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ , deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del anión, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

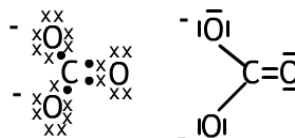
Datos: C ( $Z = 6$ ), O ( $Z = 8$ ).

- b) Los puntos de ebullición normales del 1-propanol (propan-1-ol,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ ) y del metoxietano (etil metil éter,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ ) son  $97,4^\circ\text{C}$  y  $7^\circ\text{C}$ , respectivamente. Justifique la diferencia en los valores de los puntos de ebullición normales de los dos compuestos.

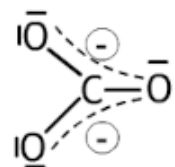
**Solución:**

- a) **El anión carbonato tendrá una estructura triangular (con ángulos de enlace de  $120^\circ$ )**, ya que el carbono se une a tres oxígenos y no hay pares no enlazantes que distorsionen la molécula.

Cada oxígeno tiene un electrón más (siete en total), debido a la carga eléctrica negativa ( $2-$ ) del ion.



Una estructura más real de la molécula se obtiene si la consideramos como un **híbrido de resonancia** entre tres formas en las que el doble enlace alterna entre los tres enlaces C-O y las cargas eléctricas están deslocalizadas sobre los átomos. El híbrido, por tanto, podríamos describirlo como una molécula triangular ( $120^\circ$ ) con los tres enlaces iguales e intermedios entre sencillos y dobles y las cargas eléctricas negativas distribuidas sobre los oxígenos.



- b) El alcohol al tener grupos OH formará **enlaces de hidrógeno** con lo cual las interacciones intermoleculares serán considerables, aumentando su punto de ebullición respecto del éter, que al carecer de grupos OH no puede formar enlaces de hidrógeno.

(Oviedo. 2021-2022. Junio. 5A.a)

Considere los elementos cuyas configuraciones electrónicas en su estado fundamental son: A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ; B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Justifique qué elemento, A o B presenta un mayor valor de la primera energía de ionización.

**Solución:**

**El elemento B** está muy cerca de la configuración estable de gas noble (es un halógeno) y, en consecuencia, tendrá una elevada tendencia a captar el electrón que le falta. Tendrá por tanto una elevada afinidad electrónica y **una elevada energía de ionización**.

**El elemento A** (pertenece al grupo del C) está lejos de poder adquirir una configuración de gas noble. La configuración real será la correspondiente a los orbitales p semillenos por lo que es esperable un salto electrónico entre el subnivel s y el p dando una configuración:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ , pero esta configuración es menos estable que la de gas noble, por lo que comparativamente **tendrá una energía de ionización más baja que el elemento B**

(Oviedo. 2021-2022. Junio. 5B.a)

Indicar, justificando la respuesta, si los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:

- a)  $(3,3,2,-1/2)$ ; b)  $(3,2,-3,-1/2)$ .

**Solución:**

Los valores posibles para los números cuánticos son:

$$n=1,2,3,4,\dots; l=0,\dots,(n-1); m_l=-l \dots 0 \dots +l; m_s=+1/2, -1/2$$

El primer conjunto de valores presenta un valor de  $l = n$ , lo cual **no es posible**.

El segundo conjunto de valores presenta un valor de  $m_l = -3$  **no permitido**, ya que si  $l=2$  los valores posibles de  $m_l$  son:  $-2, -1, 0, +1, +2$

(Oviedo. 2021-2022. Julio. 4A)

- a) Deduzca y represente la estructura de Lewis de la molécula de SF<sub>2</sub>, e indique, justificándolo en base a su geometría molecular deducida según la TRPECV, si se trata de una molécula polar o apolar.

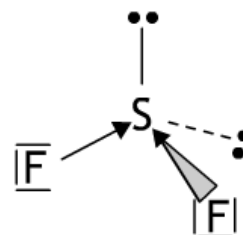
Datos: S (Z=16); F (Z=9). Valores de la electronegatividad:  $\chi$  (S) = 2,58;  $\chi$  (F) = 3,98.

- b) Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos F y Na e indique a qué bloque y periodo de la tabla periódica pertenece cada uno de ellos. Ordene, de forma razonada, los dos elementos, F y Na, de mayor a menor radio atómico.

Datos: F (Z=9); Na (Z=11).

**Solución:**

- a) El difluoruro de azufre presenta geometría tetraédrica, en principio, pero debido a la **distorsión experimentada por la repulsión más intensa de los pares no enlazantes situados sobre el azufre, el ángulo entre los dos enlaces S-F será inferior al tetraédrico**. La estructura de la molécula será angular con un ángulo de enlace inferior a 109,5°. Esto lleva a que **el momento dipolar de la molécula no sea nulo. Será una molécula polar**.



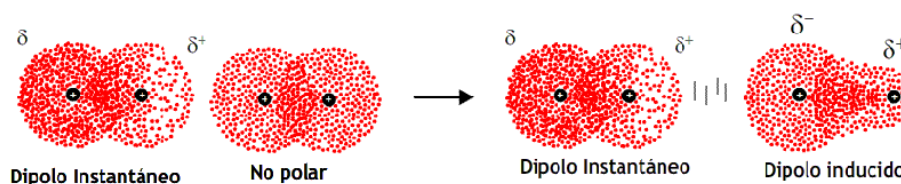
- b) [F]=1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>. Pertenece al bloque "p", grupo de los halógenos, 2º periodo
- c) [Na]= 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup>. Pertenece al bloque "s", grupo de los alcalinos, 3º periodo
- d) El sodio, tiene tres capas u órbitas, frente al flúor que tiene solamente dos, luego el radio atómico del sodio será mayor

(Oviedo. 2021-2022. Julio. 4B)

- a) Explique, justificando la respuesta, las variaciones observadas en las propiedades de las siguientes sustancias:
- ✓ El I<sub>2</sub> (masa molar=253,8 g/mol) es un sólido a temperatura ambiente, mientras que el Cl<sub>2</sub> (masa molar=70,9 g/mol) es un gas.
  - ✓ La temperatura de ebullición del H<sub>2</sub>O es 100 °C mientras que la del H<sub>2</sub>S es -60°C.
- b) Dados los siguientes números cuánticos n = 4 y m<sub>l</sub> = -3, indique, justificando la respuesta:
- El valor del número cuántico l; la notación del subnivel electrónico; el número de orbitales en el subnivel; el número máximo de electrones en el subnivel.

**Solución:**

- a) Tanto el cloro (Cl<sub>2</sub>) como el yodo (I<sub>2</sub>) son moléculas homonucleares, por tanto no polares. **Las únicas interacciones de no enlace entre las moléculas serán del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London)**.



Los átomos de yodo son, sin embargo, más grandes que los del cloro, lo que implica una mayor polarizabilidad y, en consecuencia, **las interacciones de London se espera que tengan más intensidad en el yodo que en el cloro**. Una consecuencia de estas fuerzas más intensas será el aumento de la temperatura de ebullición por eso el yodo es un sólido a temperatura ambiente, mientras que el cloro es gas.

La enorme diferencia en las temperaturas de fusión y ebullición entre dos compuestos similares como el H<sub>2</sub>O y el H<sub>2</sub>S es debida a la existencia de enlaces de hidrógeno en el caso del agua, mientras que este tipo de interacción no existe en el H<sub>2</sub>S. Esto es debido a que el O tiene mayor electronegatividad que el S, y a su menor tamaño. El enlace de hidrógeno se da cuando átomos con electronegatividad elevada y pequeños, tales como O, N y F están unidos al H.

b) Los valores posibles para los números cuánticos son:

$$n=1, 2, 3, 4\dots; l=0\dots(n-1); m_l=-l \dots 0\dots +l; m_s=+1/2, -1/2$$

**Luego, como  $m_l = -3, l=3$ . Es un subnivel "f".** Como  $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$  **existen siete posibles orbitales**, como en cada uno pueden alojarse dos electrones con spin  $+1/2$  y  $-1/2$ , **puede haber catorce electrones como máximo** en el subnivel.

(Oviedo. 2021-2022. Julio. 5A. a)

Indique, razonadamente, qué elemento, Na o Cl, tendrá el mayor valor de la primera energía de ionización.

Datos: Na (Z=11); Cl (Z=17)

**Solución:**

[Cl]=1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>. Grupo de los halógenos

[Na]= 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup>. Grupo de los alcalinos

**El cloro** está muy cerca de la configuración estable de gas noble (es un halógeno) y, en consecuencia, tendrá una elevada tendencia a captar el electrón que le falta. Tendrá por tanto una elevada afinidad electrónica y **una elevada energía de ionización**.

**El sodio** es un alcalino y para adquirir la configuración de gas noble, tenderá a perder el único electrón del nivel 3s. Por tanto, **tendrá una energía de ionización baja**.

**Por tanto, el cloro tendrá una (primera) energía de ionización más alta.**

(Oviedo. 2021-2022. Julio. 5B. a)

Indique, razonadamente, el número de protones, neutrones y electrones de la siguiente especie  $^{130}_{56}\text{X}$

**Solución:**

A = p + n = 130; Z = n<sup>o</sup> protones = 56. Por tanto:

- **n<sup>o</sup> protones = n<sup>o</sup> electrones = 56; n<sup>o</sup> neutrones = A – p = 130-56 = 74**

(Oviedo. 2020-2021. Junio. 2B)

Construya el ciclo de Born-Haber para la formación del LiF(s), a partir de litio metálico y flúor gas. Calcule la energía de red ( $\Delta H$ ) del compuesto, a partir de los siguientes datos:

Entalpía de sublimación del Li(s); [ $\Delta H_s\text{Li(s)}$ ]=159,4 kJ mol<sup>-1</sup>

Entalpía de disociación del F<sub>2</sub>(g); [ $\Delta H_{\text{dis}}\text{F}_2(\text{g})$ ]=159 kJ mol<sup>-1</sup>.

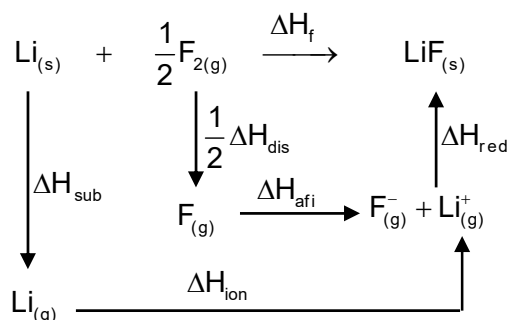
Afinidad electrónica del F(g); [ $\Delta H_{\text{afinidad}}\text{F(g)}$ ]= -328 kJ mol<sup>-1</sup>.

Entalpía de formación del LiF(s); [ $\Delta H_f\text{LiF(s)}$ ] = -588,82 kJ mol<sup>-1</sup>.

Primera energía de ionización del Li(g); [ $\Delta H_{\text{ionización}}\text{Li(g)}$ ]=520,2 kJ mol<sup>-1</sup>.

Entalpía estándar de formación del LiF(s); [ $\Delta H_f\text{LiF(s)}$ ] = -588,82 kJ mol<sup>-1</sup>.

**Solución:**





Del ciclo se deduce la siguiente relación:

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}} + \Delta H_{\text{red}}$$

Despejando:

$$\Delta H_{\text{red}} = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}})$$

$$\Delta H_{\text{red}} = -588,82 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - [159,4 + 520,2 + \frac{1}{2}(159) + (-328)] \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -1019,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

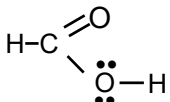
(Oviedo. 2020-2021. Junio. 4A)

- a) Para la molécula de ácido metanoico, HCOOH, deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto alrededor del átomo de carbono y del átomo de oxígeno del grupo -OH, según la TRPECV.

Datos: C (Z = 6); H (Z = 1); O (Z = 8).

- b) A partir de la configuración electrónica del anión  $X^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ , escriba la configuración electrónica del elemento X en su estado fundamental. Indique su número atómico y el bloque y el período de la tabla periódica a los que pertenece. Justifique las respuestas.

**Solución:**

- a)  **Carbono: estructura triangular plana (120°).**  
**Oxígeno grupo hidroxilo: estructura tetraédrica distorsionada por la repulsión de los pares no enlazantes.** Ángulo C- O-H inferior a 109,5°.

- b) El elemento, tendrá tres electrones menos y el último nivel en llenarse sería el 4p, luego:

$$[X] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3. \text{ Ordenado Por capas: } [X] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$$

**Z = 33 (As). Bloque p (grupo 15, pnictógenos).** Estructura capa de valencia:  $np^2 np^3$   
**Periodo 4.** Valor más elevado de n.

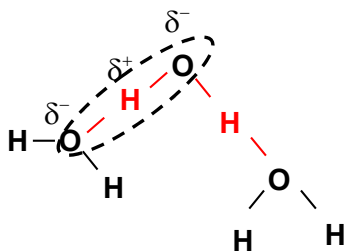
(Oviedo. 2020-2021. Junio. 5A.a)

Indique el tipo, o tipos, de fuerzas intermoleculares que contribuyen, de manera preferente, a mantener en estado líquido el metanol, CH<sub>3</sub>OH, que presenta una geometría molecular tetraédrica.

**Datos:** La electronegatividad (escala Pauling) de los átomos C, H y O son 2,5; 2,1 y 3,5 respectivamente.

**Solución:**

El metanol, presenta un enlace H-O que, debido a la diferencia de electronegatividades, está polarizado, lo que originará la **formación de enlaces de hidrógeno con otras moléculas**, dando lugar a una interacción lo suficientemente intensa como para que su punto de ebullición sea alto y, por tanto, líquido a temperatura ambiente.



(Oviedo. 2020-2021. Junio. 5B)

${}_{23}^{48}\text{V}$  indique, razonadamente, el número de protones y de neutrones que hay en el núcleo del atómico.

**Solución:**

$Z = 23$ ;  $A = 48$ . Luego: **23 protones** y  $48 - 23 =$  **25 neutrones**.

(Oviedo. 2020-2021. Julio. 1A)

A partir de los siguientes datos:

Entalpía estándar de formación del  $\text{LiCl(s)}$   $[\Delta H_f \text{LiCl(s)}] = -408,3 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

Entalpía de sublimación del  $\text{Li(s)}$   $[\Delta H_s \text{Li(s)}] = 159,3 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

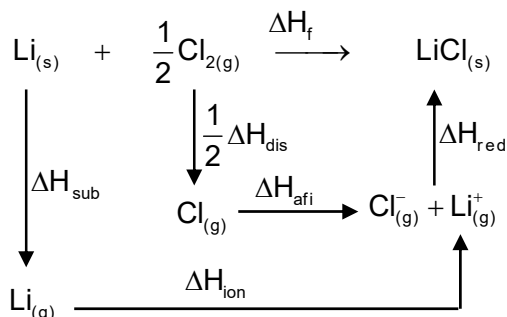
Entalpía de disociación del  $\text{Cl}_2(\text{g})$   $[\Delta H_D \text{Cl}_2(\text{g})] = 244 \text{ kJ mol}^{-1}$

Primera energía de ionización del  $\text{Li(g)}$   $[\Delta H_{\text{ionizaciónLi(g)}}]_1 = 520,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

Afinidad electrónica del  $\text{Cl(g)}$   $[\Delta H_{\text{afinidadCl(g)}}] = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

- Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del  $\text{LiCl(s)}$ , a partir de litio metálico y cloro gas
- Calcule la energía de red ( $\Delta H_{\text{red}}$ ) del  $\text{LiCl(s)}$ .

**Solución:**



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}} + \Delta H_{\text{red}}$$

Despejando:  $\Delta H_{\text{red}} = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}})$

$$\Delta H_{\text{red}} = -408,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - [159,3 + 520,2 + \frac{1}{2}(244) + (-349)] \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -860,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

(Oviedo. 2020-2021. Julio. 4B)

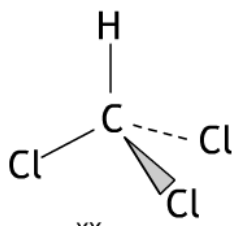
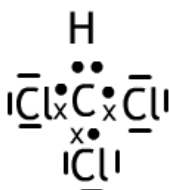
- Deduzca la estructura de Lewis para la molécula de  $\text{CHCl}_3$ . Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

DATOS: C ( $Z = 6$ ); H ( $Z = 1$ ); Cl ( $Z = 17$ ).

- Teniendo en cuenta los valores de los números cuánticos  $n = 3$  y  $m_l = 2$ , indique, justificando las respuestas: i) el valor del número cuántico  $l$ ; ii) la notación del subnivel electrónico; iii) el número de orbitales en el subnivel; iv) el número máximo de electrones en el subnivel.

**Solución:**

a)



Estructura tetraédrica con ángulos de enlace aproximados de  $109,5^\circ$

- b) Como  $m_l = 2$   $l = 2$ , ya que  $m_l = -l, 0, +l$

La notación para  $l=2$  es "d". Luego es un subnivel d (3d)

Para  $l = 2$  son posibles los siguientes valores de  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ . Es decir hay cinco orbitales que difieren en su orientación. En ausencia de campos magnéticos son degenerados (idéntica energía).

Para cumplir el principio de exclusión podrán alojarse un máximo de dos electrones en cada subnivel (con spin contrario), por lo que **se podrán alojar un número máximo de 10 electrones**.

(Oviedo. 2020-2021. Julio. 5A)

Indique el tipo de hibridación que presenta:

- a) El fósforo en la molécula  $\text{PCl}_3$  (geometría de pirámide trigonal);  
 b) El carbono en la molécula  $\text{CCl}_4$  (geometría tetraédrica)

**Solución:**

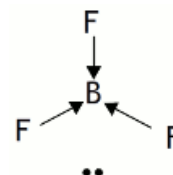
- a) **Una pirámide trigonal necesita cuatro lóbulos:** tres para enlaces sigma con los átomos de cloro y otro para alojar un par no enlazante, luego presentará **una hibridación  $sp^3$** .  
 b) **La geometría tetraédrica implica la existencia de cuatro lóbulos iguales:** en todos ellos habrá enlaces sigma con los átomos de cloro, luego presentará **una hibridación  $sp^3$**

(Oviedo. 2019-2020. Junio. 4A)

Los valores de electronegatividad en la escala de Pauling de los átomos H y N son 2,1 y 3,0, respectivamente. A partir de estos datos, deduzca el carácter polar o no polar de la molécula  $\text{NH}_3$ , que presenta una geometría molecular de pirámide trigonal.

**Solución:**

El amoniaco presenta geometría de pirámide trigonal debido a la **distorsión experimentada en la configuración tetraédrica por la repulsión más intensa del par no enlazante**. Esto lleva a que **el momento dipolar de la molécula no sea nulo. Será una molécula polar y, por tanto, soluble en agua**.



(Oviedo. 2019-2020. Junio. 4A)

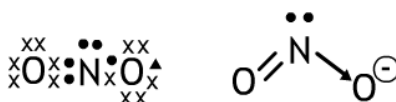
- a) Para el anión nitrito,  $\text{NO}_2^-$ , deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

Datos. N ( $Z = 7$ ); O ( $Z = 8$ ).

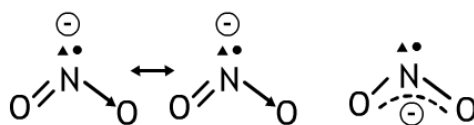
- b) Escriba las configuraciones electrónicas, en estado fundamental, de los elementos X ( $Z=35$ ) e Y ( $Z=17$ ). Indique el bloque y periodo de la tabla periódica a los que pertenece cada uno de los elementos. A partir de su posición en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que previsiblemente presentará el valor más negativo de la afinidad electrónica.

**Solución:**

- a) Para el ion nitrito se puede proponer la siguiente estructura de Lewis, lo que lleva a una **estructura angular**, aunque es de esperar que debido a las fuertes repulsiones del par no enlazante **los ángulos de enlace N-O medidos sean inferiores a  $120^\circ$** :



Una discusión más avanzada nos llevaría a proponer como estructura más cercana a la real un **híbrido de resonancia** con la carga negativa deslocalizada:



b) Z= 35 Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

El elemento Z= 35 estará situado en el **cuarto periodo** (número más alto de n) y en el **grupo 17**, o familia de los halógenos (Br), ya que la estructura de la última capa  $4s^2 4p^5$  es característica de estos elementos.

Z= 17 Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

El elemento Z= 17 estará situado en el **tercer periodo** (número más alto de n) y en el **grupo 17**, o familia de los halógenos (Cl), ya que la estructura de la última capa  $3s^2 3p^5$  es característica de estos elementos.

La variación de la afinidad electrónica en el sistema periódico será idéntica a la de la energía de ionización:

- Si un elemento tiende a captar electrones (**afinidad electrónica alta**) no tenderá a cederlos, debiendo de comunicar una gran energía para lograrlo (**energía de ionización alta**).
- Si un elemento tiende a ceder electrones habrá que comunicarle poca energía (**energía de ionización baja**) y no tenderá a captarlos (**afinidad electrónica baja**).

**Por tanto, en un grupo la afinidad electrónica aumenta hacia arriba (es más negativa). El cloro tendrá una afinidad electrónica más elevada que el bromo.**

(Oviedo. 2019-2020. Junio. 4B)

- Escriba la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados para cada una de las siguientes especies: Ge (Z = 32); Cu<sup>+</sup> (Z=29); Cr (Z = 24); Br (Z = 35).
- Las temperaturas de ebullición a la presión de 1 atm de las sustancias Br<sub>2</sub>(l) y HCl(l) son 58,8 °C y 108,6 °C, respectivamente. Justifique la diferencia en los valores de las temperaturas de ebullición de estas dos sustancias.

Datos: valores de la electronegatividad:  $\chi$  (Br) = 2,96;  $\chi$  (Cl) = 3,0;  $\chi$  (H) = 2,1.

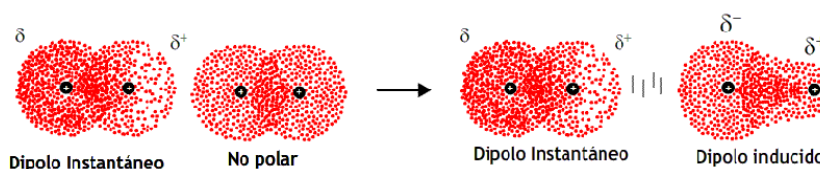
**Solución:**

- Ge:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$ . Electrones desapareados: 2 (electrones "p").  
Cu<sup>+</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ . Electrones desapareados: 0.  
Cr:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ . Electrones desapareados: 6 (5 electrones "d" y 1 "s").  
Br:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . Electrones desapareados: 1 (electrón "p").

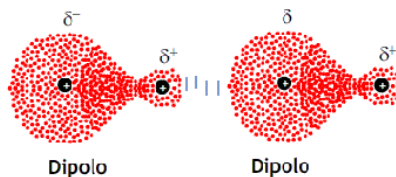
NOTA. Téngase en cuenta que en el Cu, aunque la configuración electrónica "teórica" sería:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$ , la real es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ , debido a la especial estabilidad de la estructura con niveles d llenos (ver apuntes). Por tanto, la estructura del ion Cu<sup>+</sup> es la que se propone más arriba.

Para el Cr la configuración electrónica "teórica" sería:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ , aunque la real es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  debido a la especial estabilidad de la estructura con niveles d semillenos (ver apuntes).

- El bromo es una molécula homonuclear, por tanto no polar. **Las únicas interacciones de no enlace entre las moléculas serán del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London).** En este caso, y debido a que el bromo es un átomo relativamente grande, estas fuerzas son bastante intensas lo que motiva que el bromo sea líquido.



Si consideramos el HCl, vemos que existe una diferencia de electronegatividad entre los átomos de 0,5 unidades, lo que motivará que el enlace H-Cl sea polar. En este caso, por tanto, **existirán interacciones dipolo-dipolo (fuerzas de Keeson)**, más intensas que las anteriores, lo que implica que para romperlas hay que suministrar más energía al compuesto, lo que se traduce en puntos de ebullición más elevados.



(Oviedo. 2019-2020. Junio. 5ª. a)

De los siguientes conjuntos de números cuánticos indique, justificando la respuesta, el que representa correctamente a un electrón en un átomo: a) (3, 3, 0, 1/2) b) (2, 1, -1, 1/2)

**Solución:**

De ambos conjuntos **el primero (a) es incorrecto** ya que el número cuántico "l" toma **valores enteros** desde 0 a n-1. Por tanto, **el valor 3 no está permitido**

**El conjunto (b) es correcto.** n es un entero. l toma el valor 1, permitido (l= 0... (n-1), valores enteros),  $m_l = -1$  ( $m_l = -1... 0... +1$ , valores enteros),  $m_s = +1/2, -1/2$ .

(Oviedo. 2019-2020. Junio. 5B.a)

Para el  $^{208}_{82}\text{Pb}$  indique, razonadamente, el número de protones y de neutrones que hay en el núcleo del átomo.

**Solución:**

Z = 82, A = 208. **El valor de Z nos indica el número de protones, por tanto 82 protones.**

**A nos indica el número de nucleones** (conjunto de protones y neutrones). Por tanto podemos obtener el número de neutrones restando el de protones. **Neutrones= 208 - 82= 126.**

(Oviedo. 2019-2020. Julio. 4A)

a) Las siguientes configuraciones electrónicas representan estados excitados de los átomos:

i)  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3d^2$ ; ii)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4p^3 5s^2$ .

Para cada caso escriba la configuración electrónica del estado fundamental e indique el bloque de la tabla periódica al que pertenece cada elemento. Justifique las respuestas.

b) Los valores de electronegatividad en la escala de Pauling de los átomos C, H y N son 2,5; 2,1 y 3,0, respectivamente. A partir de estos datos y de la geometría de la molécula deduzca el carácter polar o no polar de la molécula HCN, que presenta una geometría molecular lineal.

**Solución:**

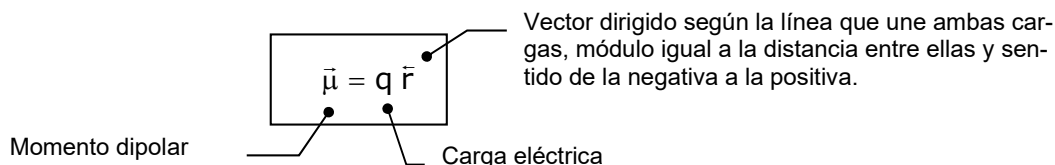
a) La primera configuración corresponde a un átomo con doce electrones, siguiendo el orden de llenado de los orbitales la configuración correspondiente al estado fundamental sería:  **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  (Mg).** **Pertenecerá al bloque "s" y está situado en el tercer periodo** (número más alto de n) y en el **grupo 2**, o familia de los alcalino-térreos ya que la estructura de la última capa  $3s^2$  es característica de estos elementos.

La segunda configuración corresponde a un átomo con treinta y cuatro electrones, siguiendo el orden de llenado de los orbitales la configuración correspondiente al estado fundamental sería:

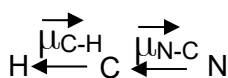
**$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ .** (Se). **Pertenecerá al bloque "p" y está situado en el cuarto periodo** (número más alto de n) y en el **grupo 16**, o familia de los calcógenos ya que la estructura de la última capa  $4s^2 4p^4$  es característica de estos elementos.

b) El momento dipolar de un enlace se define como un vector en la forma siguiente:

- Módulo: producto de la carga por la distancia que las separa.
- Dirección: la de la línea que une ambas cargas.
- Sentido: de la carga negativa a la positiva



Por tanto, (teniendo en cuenta las electronegatividades para el C, H y N) los momentos dipolares para cada enlace podrían representarse en la forma:



**Ambos momentos se suman. La molécula, por tanto, tendrá un momento dipolar no nulo. El HCN será polar.**

(Oviedo. 2019-2020. Julio. 4A)

- a) Indique el tipo de hibridación que presenta: i) el carbono en la molécula  $\text{CHCl}_3$  (tetraédrica); ii) el nitrógeno en la molécula  $\text{NH}_3$  (pirámide trigonal).
- a) **Resuelto en la serie correspondiente a "Química del carbono"**

**Solución:**

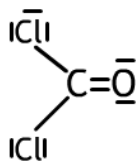
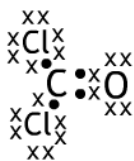
- a) **El  $\text{CHCl}_3$**  deberá tener cuatro lóbulos de enlace: **hibridación  $sp^3$**
- b) **El  $\text{NH}_3$**  tiene estructura de pirámide trigonal, pero hay que tener en cuenta que **existe un par no enlazante sobre el nitrógeno**, luego **la hibridación del N será  $sp^3$** , tres de los lóbulos se superpondrán con los orbitales s del hidrógeno, formando tres enlaces  $\sigma$  y el cuarto lóbulo alojará el par no enlazante

(Oviedo. 2019-2020. Julio. 5A)

- a) Para la molécula de  $\text{Cl}_2\text{CO}$ , deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados. Datos. C ( $Z = 6$ ); O ( $Z = 8$ ); Cl ( $Z = 17$ ).
- b) Los puntos normales de ebullición del bromo líquido [ $\text{Br}_2(l)$ , masa molar = 159,8 g/mol] y del yodo sólido [ $\text{I}_2(s)$ , masa molar = 253,8 g/mol] son 58,8 °C y 184,3 °C, respectivamente. Justifique la diferencia entre los dos valores de los puntos normales de ebullición.

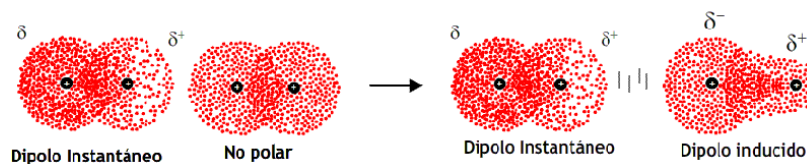
**Solución:**

- a) La estructura de Lewis propuesta es la siguiente:



**Estructura trigonal plana con ángulos aproximados de 120°** (es esperable una mayor repulsión de los electrones del doble enlace, lo que ocasionará el acercamiento de los átomos de Cl. Por tanto, el ángulo de los enlaces Cl-O probablemente sean un poco mayor de 120° y el ángulo Cl-Cl un poco inferior.)

- b) Tanto el bromo ( $\text{Br}_2$ ) como el yodo ( $\text{I}_2$ ) son moléculas homonucleares, por tanto no polares. **Las únicas interacciones de no enlace entre las moléculas serán del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London).**



Los átomos de yodo son, sin embargo, más grandes que los de bromo, lo que implica una mayor polarizabilidad y, en consecuencia, **las interacciones de London se espera que tengan más intensidad en el yodo que en el bromo.** Una consecuencia de estas fuerzas más intensas será el aumento de la temperatura de ebullición, De hecho el yodo es un sólido a temperatura ambiente, mientras que el bromo es líquido.

(Oviedo. 2019-2020. Julio. 5A)

- a) Indique, de forma razonada, los valores posibles del número cuántico  $m_l$ , que puede presentar un electrón alojado en la subcapa 4d.
- b) **Resuelto en la serie correspondiente a “Química del carbono”**

**Solución:**

- a) Para un nivel “d”  $l = 2$ . Como  $m_l$  solamente puede tomar valores enteros (positivos y negativos) desde  $-l$  a  $+l$ , pasando por el valor cero, los posibles valores serán: **-2, -1, 0, +1, +2**

(Oviedo. 2018-2019/ 4. 4A)

Indique, de forma razonada, el tipo de enlace que formarán los elementos X (grupo1, periodo 3) e Y (grupo 16, periodo 3) cuando se combinen y la fórmula empírica del compuesto formado.

**Solución:**

Los elementos del grupo 1 son los **alcalinos**. Todos ellos tienen la estructura  $ns^1$  en su última capa ( $n =$  número del periodo). **Son elementos metálicos**, muy poco electronegativos, y que **tienden a perder el único electrón “s” de la capa de valencia para formar iones  $X^+$** . El elemento del periodo 3 es el sodio (Na).

Los elementos de grupo 16 son los **calcógenos**. La estructura común de la capa de valencia es  $ns^2np^4$  ( $n =$  número del periodo). **Son elementos no metálicos**, con una electronegatividad elevada y que, por tanto, **tienden a ganar electrones formando iones del tipo  $Y^{2-}$** . El calcógeno situado en el tercer periodo es el azufre (S).

**Cuando ambos elementos se combinan lo harán mediante un enlace iónico, formando compuestos de fórmula general  $X_2Y$ .** En este caso  $\text{Na}_2\text{S}$  (sulfuro de sodio).

(Oviedo. 2018-2019/ 4. 4B)

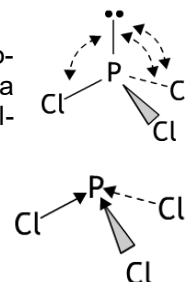
Los valores de electronegatividad de la escala Pauling para los átomos de fósforo y cloro son, respectivamente, 2,1 y 3,0. La molécula  $\text{PCl}_3$  presenta una geometría molecular de pirámide trigonal. Dibuje la estructura de la molécula y deduzca, a partir de la estructura y de los datos suministrados, el carácter polar, o no polar, del  $\text{PCl}_3$

**Solución:**

El enlace entre el cloro y el fósforo, dos elementos no metálicos, será covalente. La diferencia de electronegatividad entre ambos (de casi una unidad) nos indica que **los enlaces estarán polarizados.**

La estructura de pirámide trigonal se debe a la existencia de un par no enlazante sobre el fósforo que hace que la estructura (en principio tetraédrica) se distorsione por la fuerte repulsión que el par no enlazante ejerce sobre los electrones de los enlaces Cl-P.

**Los momentos dipolares de los tres enlaces Cl-P se sumarán (vectorialmente) para dar como resultado un momento dipolar resultante no nulo. La molécula, por tanto, será polar.**



(Oviedo. 2018-2019/ 4. 5A)

De los conjuntos de números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$ ) que se indica, identifique, de forma justificada, el que representa correctamente un electrón en un átomo:

- a)  $(3, -2, -1, -1/2)$ ; b)  $(3, 2, -1, 1/2)$ .

### Solución:

De ambos conjuntos **el primero (a) es incorrecto** ya que el número cuántico " $l$ " toma **valores enteros** desde 0 a  $n-1$ . Por tanto, **el valor -1 no está permitido**.

**El conjunto (b) es correcto.**  $n$  es un entero.  $l$  toma el valor 2, permitido ( $l = 0 \dots (n-1)$ , valores enteros),  $m_l = -1$  ( $m_l = -l \dots 0 \dots +l$ , valores enteros),  $m_s = +1/2, -1/2$ .

(Oviedo. 2018-2019/ 3. 4A)

Para el elemento ( $Z = 38$ ) escriba la configuración electrónica en su estado fundamental e indique, de forma razonada:

- a) El bloque y el periodo de la tabla periódica a los que pertenece el elemento.  
b) El tipo de ion, anión o catión, que formará con mayor facilidad elemento.

### Solución:

- a) Configuración electrónica:  **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$**

El elemento  $Z = 38$  estará situado en el **quinto periodo** (número más alto de  $n$ ) y en el **segundo grupo**, o familia de los alcalino-térreos, ya que la estructura de la última capa  $5s^2$  es característica de estos elementos

- b) Los alcalino-térreos son metales (electronegatividad baja), lo que implica que tienden a perder electrones para adquirir la configuración de gas noble. En este caso **perderán los dos electrones "s" formando iones (cationes)  $X^{2+}$** .

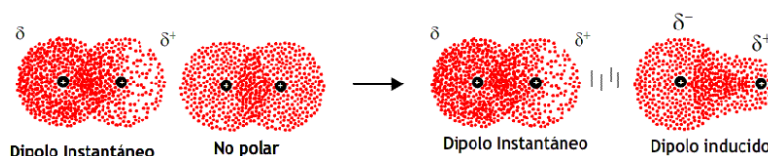
(Oviedo. 2018-2019/ 3. 4B)

Las temperaturas de ebullición a la presión de 1 atm de las sustancias  $Br_{2(l)}$  y  $ICl_{(l)}$  son, respectivamente,  $58,8^\circ C$  y  $97,4^\circ C$ . Teniendo en cuenta que las masas molares de ambas sustancias son muy semejantes [ $M(Br_2) = 159,8$  g/mol,  $M(ICl) = 162,35$  g/mol)], justifique la diferencia en los valores de las temperaturas de ebullición de estas dos sustancias.

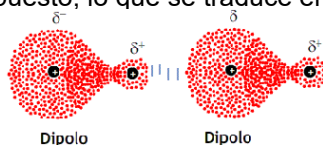
**Datos:** Valores de electronegatividad: I = 2,66; Cl = 3,16

### Solución:

El bromo es una molécula homonuclear, por tanto no polar. **Las únicas interacciones de no enlace entre las moléculas serán del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London)**. En este caso, y debido a que el bromo es un átomo relativamente grande, estas fuerzas son bastante intensas lo que motiva que el bromo sea líquido.



Si consideramos el  $ICl$ , existe una diferencia de electronegatividad entre los átomos de 0,5, lo que motivará que el enlace I-Cl sea polar. En este caso, por tanto, **existirán interacciones dipolo-dipolo (Keesom)**, más intensas que las anteriores, lo que implica que para romperlas hay que suministrar más energía al compuesto, lo que se traduce en puntos de ebullición más elevados.





(Oviedo. 2018-2019/ 3. 5A)

Para el  ${}_{92}^{238}\text{U}$  indique, de forma razonada, el número de protones y de neutrones que hay en el núcleo del átomo.

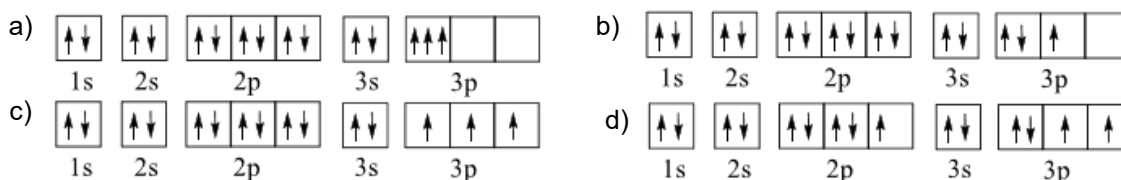
**Solución:**

Para el isótopo indicado **Z = 92**. Por tanto, **92 protones**. (Z = número de protones)

**A = 238**. Por tanto,  $n = A - Z = 238 - 92 = 146$  **neutrones**. (A = número de nucleones = n+p)

(Oviedo. 2018-2019/ 2. 4A)

Los siguientes diagramas de orbitales corresponden a especies químicas neutras. Indique los diagramas que son correctos, los que son incorrectos y los que corresponden a estados fundamentales o excitados del átomo neutro. Justifique todas las respuestas.



**Solución:**

- a) **Incorrecto**, los electrones situados en el nivel 3p tienen iguales los números cuánticos  $n = 3$ ,  $l = 1$  y  $m_l = -1$  (por ejemplo), y los tres tienen  $s = +1/2$  con lo cual **tienen iguales los cuatro números cuánticos, lo cual viola el Principio de Exclusión de Pauli**.
- b) **Correcto**. No existe ningún electrón con los cuatro números cuánticos iguales, aunque esta configuración **estaría desfavorecida** frente a una configuración en la que los tres electrones 3p tuvieran el mismo spin. El hecho de tener dos electrones apareados implica un aporte de energía extra. **Es un estado excitado**.
- c) **Correcto**. No existe ningún electrón con los tres números cuánticos iguales. **Corresponde a un estado fundamental** ya que los electrones están situados en los niveles que poseen la menor energía. Además, los electrones situados en estados con la misma energía (nivel 3p) tienen el mismo spin (regla de Hund).
- d) **Correcto**. No existe ningún electrón con los tres números cuánticos iguales, pero se observa que **existe un hueco en el orbital 2p**, lo que implica que un electrón ha sido promocionado a un nivel 3p con el consiguiente aporte de energía. **Es un estado excitado**.

(Oviedo. 2018-2019/ 2. 4B)

Escriba las configuraciones electrónicas en estado fundamental de los elementos X (Z=17) e Y (Z=35). Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos. A partir de sus posiciones en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que previsiblemente presentará el valor más elevado de la primera energía de ionización.

**Solución:**

Configuración electrónica: Z = 17:  **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$** ; Z = 35:  **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$**

Z= 17 (Cl)

**Tercer periodo** (n, última capa = 3).

**Grupo 17 (halógenos)**. Estructura capa de valencia:  **$ns^2 np^5$**

Z= 35 (Br)

**Cuarto periodo** (n, última capa = 4).

**Grupo 17 (halógenos).** Estructura capa de valencia:  $ns^2np^5$

**El cloro (Z= 17) tendrá una energía de ionización mayor** que la del bromo (Z= 35), ya que tiene solo tres capas y los electrones de la capa de valencia al estar más cerca del núcleo estarán (ley de Coulomb) más fuertemente retenidos.

El bromo posee cuatro capas. Los electrones de la capa de valencia están más alejados del núcleo, disminuyendo, por tanto, la fuerza atractiva, y el otro factor que influye, la carga nuclear que “siente” el electrón (carga efectiva), no aumenta como se podría inferir de la existencia de un mayor número de protones en el núcleo, ya que **la carga es apantallada por los electrones interiores**. De esta manera la carga efectiva sobre el electrón no aumenta excesivamente y está más débilmente retenido.

(Oviedo. 2018-2019/ 2. 5A)

Deduzca, a partir de su estructura molecular, el carácter polar, o no polar, de la molécula CH<sub>2</sub>O que presenta una geometría molecular triangular.

**Datos:** Valores de electronegatividad (escala Pauling): H= 2,1; C= 2,5; O= 3,5

**Solución:**

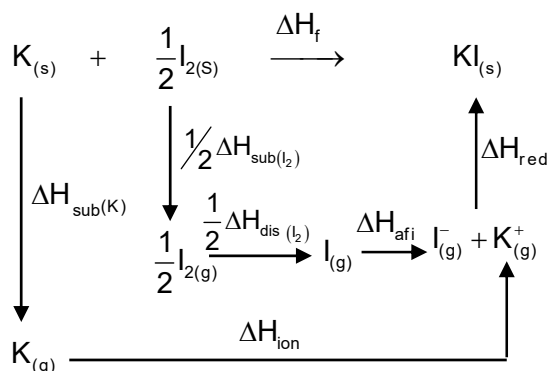
Estudiando los valores de las electronegatividades se observa que **los enlaces C-H pueden considerarse apolares** (un enlace covalente se puede considerar apolar si la diferencia en electronegatividades es inferior a 0,5), mientras que **el enlace C-O será polar**. Por tanto, hay solamente un momento dipolar, el correspondiente al enlace C-O. **La molécula, en su conjunto, será polar.**

(Oviedo. 2018-2019/ 1. 1)

Dibuje el ciclo de Born-Haber y calcule la energía de red ( $\Delta H_{\text{Red}}$ ) del KI (s) a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del KI (s) [ $\Delta H_f(\text{KI})$ ] = - 327, 9 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del K(s) [ $\Delta H_{\text{Sub}} \text{K(s)}$ ] = 89,24 kJ/mol
- Entalpía de sublimación del I<sub>2</sub> (s) [ $\Delta H_{\text{Sub}} \text{I}_2(\text{s})$ ] = 62,44 kJ/mol
- Entalpía de disociación del I<sub>2</sub> (g) [ $\Delta H_{\text{Dis}} \text{I}_2(\text{g})$ ] = 151 kJ/mol
- Primera energía de ionización del K(g) [ $\Delta H_{\text{Ion}} \text{K(g)}$ ] = 418,9 kJ/mol
- Afinidad electrónica del I (g) [ $\Delta H_{\text{Afi}} \text{I(g)}$ ] = - 295,2 kJ/mol

**Solución:**



$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}(\text{K})} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{sub}(\text{I}_2)} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}} + \Delta H_{\text{red}}$$

$$\Delta H_{\text{red}} = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{sub}(\text{K})} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{sub}(\text{I}_2)} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}})$$

$$\Delta H_{\text{red}} = -327,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - [89,24 + 418,9 + \frac{1}{2}(62,44) + \frac{1}{2}(151) + (-295,2)] \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -647,56 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 4. 4A)

Para los valores de los números cuánticos que se indican  $n=4$  y  $m_l=-3$ , indique:

- El valor del número cuántico".
  - La notación del subnivel electrónico.
  - El número de orbitales en el subnivel.
  - El número máximo de electrones en el subnivel.
- Justifique todas las respuestas.

### Solución:

- Dado que  $m_l=-3$  y que  $m_l$  toma valores enteros desde  $+l$  hasta  $-l$ , se deduce que  **$l=3$** , valor compatible, además, con el de  $n$ , ya que  $l$  toma los valores enteros de  $0 \dots (n-1)$ .
- En notación espectroscópica los subniveles electrónicos con  $l=3$  se notan como **subniveles "f"**.
- Para  $l=3$ , podemos tener valores de  $m_l=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$  que cuantizan la orientación espacial de la órbita. **En total, siete**. Estos niveles tendrán la misma energía (son degenerados) en ausencia de campos magnéticos.
- Según el Principio de Exclusión no pueden existir dos electrones en el mismo estado de energía (o estado cuántico). Como la energía de un electrón viene determinada por los cuatro números cuánticos:  $n, l, m_l$  y  $m_s$  se deduce que **puede haber un máximo de catorce electrones**, dos por órbita. Uno con spin  $+1/2$  y otro con spin  $-1/2$ . Los dos electrones tendrían la misma energía correspondiente a la órbita que ocupan (dada por los valores de  $n, l$  y  $m_l$ ), pero diferirían en su energía propia o interna, cuantizada por el valor de  $m_s$ .

(Oviedo. 2017-2018/ 4. 4B)

Escriba las configuraciones electrónicas, en estado fundamental, de los elementos X ( $Z=17$ ) e Y ( $Z=53$ ). Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos. A partir de sus posiciones en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que previsiblemente presentará el valor más negativo de la afinidad electrónica.

### Solución:

Configuración electrónica:  $Z=17$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ;  $Z=53$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$

$Z=17$  (Cl)

**Tercer periodo** ( $n$ , última capa =3).

**Grupo 17 (halógenos)**. Estructura capa de valencia:  $ns^2 np^5$

$Z=53$  (I)

**Quinto periodo** ( $n$ , última capa =5).

**Grupo 17 (halógenos)**. Estructura capa de valencia:  $ns^2 np^5$

La variación de la afinidad electrónica en el sistema periódico será idéntica a la mostrada al hablar de la energía de ionización:

- Si un elemento tiende a captar electrones (**afinidad electrónica alta**) no tenderá a cederlos, debiendo de comunicar una gran energía para lograrlo (**energía de ionización alta**).
- Si un elemento tiende a ceder electrones habrá que comunicarle poca energía (**energía de ionización baja**) y no tenderá a captarlos (**afinidad electrónica baja**).

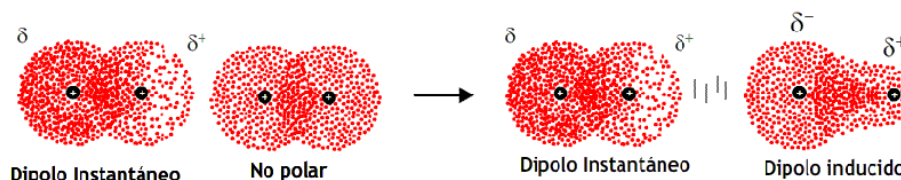
**Por tanto en un grupo la afinidad electrónica aumenta hacia arriba (en el sentido que es más negativa). El cloro tendrá una afinidad electrónica más elevada que el I.**

(Oviedo. 2017-2018/ 4. 5A)

Indique el tipo de fuerzas intermoleculares que contribuyen, de manera preferente, a mantener en estado líquido el Br<sub>2</sub>

**Solución:**

El bromo es una molécula homonuclear; por tanto, no polar. **Las únicas interacciones de no enlace entre las moléculas serán del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London).** Debido a que el bromo es un átomo relativamente grande, es fácilmente polarizable y estas fuerzas son lo suficientemente intensas para que el bromo sea líquido.



(Oviedo. 2017-2018/ 2. 4A)

El elemento X presenta la siguiente configuración electrónica en estado fundamental: 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>4</sup>. Indique, de forma razonada:

- El grupo y periodo de la tabla periódica a los que pertenece el elemento.
- El tipo de ion, anión o catión, que formará con mayor facilidad el elemento y la configuración electrónica del ion formado.

**Solución:**

- Cuarto periodo** (n, última capa =4).  
**Grupo 16 (calcógenos)**. Estructura capa de valencia: **ns<sup>2</sup>np<sup>4</sup>**
- Es un no metal** al que le faltan dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, luego **tenderá a captar electrones**, formando iones negativos (aniones) del tipo X<sup>2-</sup>

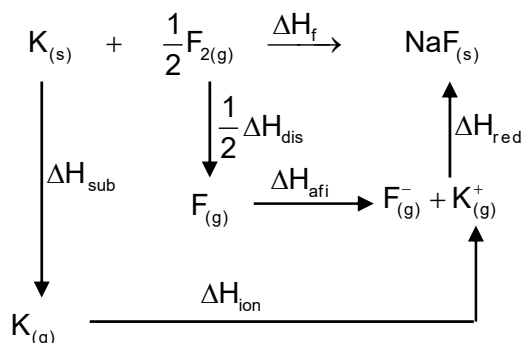
Configuración electrónica del anión: [X<sup>2-</sup>]=1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>6</sup>

(Oviedo. 2017-2018/ 3. 1)

Dibuje el ciclo de Born-Haber y calcule la energía de red (ΔH<sub>Red</sub>) del KF (s) a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del KF (s) [ΔH<sub>f</sub>(KF)] = - 567,4 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del K(s) [ΔH<sub>Sub</sub> K(s)] = 89,24 kJ/mol
- Entalpía de disociación del F<sub>2</sub> (g) [ΔH<sub>Dis</sub> F<sub>2</sub>(g)] = 159 kJ/mol
- Primera energía de ionización del K(g) [ΔH<sub>Ion</sub> K(g)] = 418,9 kJ/mol
- Afinidad electrónica del F (g) [ΔH<sub>Afi</sub> F(g)] = - 328 kJ/mol

**Solución:**



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}} + \Delta H_{\text{red}}$$

Despejando:

$$\Delta H_{\text{red}} = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{afi}})$$

$$\Delta H_{\text{red}} = -567,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - [89,24 + 418,9 + \frac{1}{2}(159) + (-328)] \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -827,04 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 2. 4B)

Para los iones  $\text{O}^{2-}$  y  $\text{F}^-$  indique, de forma razonada, el anión que posee un radio iónico más pequeño:

**Datos:** O (Z=8); F (Z=9)

**Solución:**

Ambos tienen el mismo número de electrones en la segunda capa (completa), por tanto, los efectos repulsivos entre los electrones serán comparables. Sin embargo, **el flúor tiene un protón más en el núcleo**, en consecuencia, los electrones más externos estarán más fuertemente atraídos, pues al estar en la misma capa el efecto pantalla no existe. Por tanto, **el ión F será más pequeño**.

(Oviedo. 2017-2018/ 2. 5A)

Indique el valor aceptable para el número cuántico que falta en el conjunto  $n=3, l = \text{¿?}, ml = -2$ . Justifique la respuesta.

**Solución:**

**Valor pedido  $l=2$** , ya que  $m_l$  tiene que tomar valores enteros comprendidos entre  $-l \dots 0 \dots +l$ ,

(Oviedo. 2017-2018/ 1. 4A)

Escriba las configuraciones electrónicas, en estado fundamental, de los elementos X (Z=16) e Y (Z=52). Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos. A partir de sus posiciones en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que previsiblemente presentará el valor más bajo del radio atómico.

**Solución:**

Configuración electrónica: Z = 16:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; Z = 52:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$

Z= 16 (S)

**Tercer periodo** (n, última capa =3).

**Grupo 16 (calcógenos)**. Estructura capa de valencia:  $ns^2 np^4$

Z= 52 (Te)

**Quinto periodo** (n, última capa =5).

**Grupo 16 (calcógenos)**. Estructura capa de valencia:  $ns^2 np^4$

El azufre posee tres capas u órbitas, mientras que el telurio tiene cinco, luego **el azufre tendrá un menor radio atómico**.

(Oviedo. 2017-2018/ 1. 4B)

Para la molécula de CO<sub>2</sub>, deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

**Datos:** C (Z=6); O (Z=8)

**Solución:**

Según Lewis la molécula de CO<sub>2</sub> puede esquematizarse en la forma: **O=C=O**.

Rodeando al átomo central (C) solo hay dos átomos de oxígeno y ningún par no enlazante, por tanto la estructura que minimice las repulsiones entre los pares electrónicos de enlace será la **lineal con un ángulo de 180°**.

(Oviedo. 2017-2018/ 1. 5A)

Para el valor del número cuántico l=1, indique, de forma razonada, el tipo de subcapa que representa y el número máximo de electrones permitidos que puede alojar la subcapa.

**Solución:**

En notación espectroscópica los subniveles electrónicos con l = 1 se notan como **subniveles "p"**.

Para l = 1, podemos tener valores de m<sub>l</sub>= -1, 0, +1 que cuantizan la orientación espacial de la órbita. **En total, tres**. Estos niveles tendrán la misma energía (son degenerados) en ausencia de campos magnéticos.

Según el Principio de Exclusión no pueden existir dos electrones en el mismo estado de energía (o estado cuántico). Como la energía de un electrón viene determinada por los cuatro números cuánticos: n, l, m<sub>l</sub> y m<sub>s</sub> se deduce que **puede haber un máximo de seis electrones**, dos por órbita. Uno con spin +1/2 y otro con spin -1/2.

(Oviedo. 2016-2017/ 4. 4A)

Indique el número cuántico, y sus posibles valores, que representa según la teoría mecanocuántica:

- La energía de un orbital.
- La orientación espacial de un orbital.

**Solución:**

- La energía de un electrón situado en un orbital es función de cuatro números cuánticos: **tres que fijan el valor de la energía del orbital considerado: n, l y m<sub>l</sub>, y el número cuántico de spin, m<sub>s</sub>, que cuantiza la energía propia del electrón:**

$$E_{\text{Electrón}} = f(n, l, m_l, m_s)$$

**En condiciones normales (ausencia de campos magnéticos) los valores de energía dependen únicamente de los valores de los números cuánticos n y l.** Es decir, aquellos estados de energía que difieren en el valor de m<sub>l</sub> tienen la misma energía (se dice que son degenerados).

n: número cuántico principal. (valores: n = 1, 2, 3 ...)

l: número cuántico secundario (valores: l = 0, 1, 2, 3 ... (n-1))

- La orientación espacial de los orbitales queda fijada por el número cuántico magnético:**  
m<sub>l</sub>: número cuántico magnético (valores: m<sub>l</sub> = - l ... 0 ... +l).

(Oviedo. 2016-2017/ 4. 4B)

Los elementos X e Y ocupan las posiciones de la tabla periódica que se indican a continuación: X periodo=4, grupo= 13; Y periodo=4, grupo=17. Indique el elemento que presentará el valor más alto del radio atómico. Justifique la respuesta.

**Solución:**

Ambos elementos, al estar situados en el mismo periodo, tendrán el mismo número de capas u órbitas (4).

En un periodo todos los elementos tienen igual número de capas (aunque los elementos de transición colocan los electrones en el nivel "d" de la penúltima capa, este se encuentra muy cerca de la última). **En los periodos cortos a medida que vamos hacia la derecha, la carga nuclear efectiva aumenta con lo que se produce una disminución del tamaño de los átomos**, ya que el efecto de repulsión entre los electrones no es grande.

En los periodos largos la tendencia es mucho más irregular.

**En el cuarto periodo se sigue la tendencia de disminuir el tamaño de izquierda a derecha**

**Teniendo esto en cuenta concluimos que tendrá mayor radio atómico el elemento situado en el grupo 13 (grupo del boro).**

(Oviedo. 2016-2017/ 4. 5A)

Indique el tipo de hibridación del átomo central en las siguientes moléculas:

- a) SiCl<sub>4</sub> (geometría tetraédrica)
- b) HCN (geometría lineal)

**Solución:**

- a) Geometría tetraédrica, cuatro lóbulos. **Híbridos sp<sup>3</sup>**
- b) Geometría lineal, dos lóbulos. **Híbridos sp**

(Oviedo. 2016-2017/ 3. 4A)

Para el elemento X, caracterizado por pertenecer al grupo 15 y al periodo 4 de la tabla periódica:

- a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental.
- b) Indique su número atómico.
- c) Indique el número de electrones desapareados que presenta el estado fundamental.
- d) Escriba la configuración electrónica que presenta el anión X<sup>3-</sup> en estado fundamental.

**Solución:**

- a) y b) Z = 33: **1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>3</sup>**
- c) Presentará tres electrones desapareados, los situados en los orbitales p (p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub> y p<sub>z</sub>) de la cuarta capa, ya que según la regla de Hund tienden a colocarse con spin paralelo.
- d) [X<sup>3-</sup>]: **1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>6</sup>**. Tres electrones más. Configuración de gas noble.

(Oviedo. 2016-2017/ 3. 4B)

Justifique la diferencia en los valores de las temperaturas normales de ebullición del NH<sub>3</sub> (239,8 K) y del NF<sub>3</sub> (144,1 K), si las dos moléculas presentan la misma estructura molecular (pirámide trigonal) y las dos son polares.

**Solución:**

La diferencia en los puntos de ebullición se debe a que **el amoníaco formará enlaces de hidrógeno**, mientras que el NF<sub>3</sub> no tiene esa posibilidad y la única interacción entre sus moléculas sería debida a fuerzas de van del Waals.

El enlace de hidrógeno se da cuando átomos con electronegatividad elevada, y pequeños, tales como O, N y F (situados en el segundo periodo), están unidos al H. El llamado "enlace de hidrógeno" es considerablemente más fuerte que las llamadas fuerzas de van der Waals.

(Oviedo. 2016-2017/ 3. 5A)

Deduzca el carácter polar o no polar de la molécula  $\text{BeCl}_2$  que presenta una geometría molecular lineal.

**Solución:**

Los enlaces en la molécula de  $\text{BeCl}_2$  son claramente polares, pero **la molécula en su conjunto será apolar**, ya que debido a su geometría lineal los momentos dipolares de los enlaces se anularán dando un **momento dipolar (de la molécula) nulo**.

(Oviedo. 2016-2017/ 2. 4A)

El elemento X presenta la siguiente configuración electrónica en estado fundamental:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Indique, de forma razonada:

- El grupo y periodo de la tabla periódica a los que pertenece el elemento y su carácter metálico o no metálico.
- El tipo de ion, anión o catión, que formará el elemento.

**Solución:**

- Cuarto periodo** (n, última capa =4).  
**Grupo 2 (alcalino-térreos)**. Estructura capa de valencia:  $ns^2$
- Es un metal, luego tenderá a perder electrones, formando iones positivos(cationes) del tipo  $X^{2+}$   
Configuración electrónica del catión:  $[X^{2+}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(Oviedo. 2016-2017/ 2. 4B)

Los puntos de ebullición normales del propan-1-ol,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ , y del metoxietano (etil metil éter,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ ) son  $97,4^\circ\text{C}$  y  $7^\circ\text{C}$ , respectivamente. Justifique la diferencia en los valores de los puntos de ebullición normales de los dos compuestos.

**Solución:**

La diferencia en los puntos de ebullición se debe a que **el alcohol formará enlaces de hidrógeno**, mientras que el éter no tiene esa posibilidad y la única interacción entre sus moléculas sería debida a fuerzas de van del Waals.

El enlace de hidrógeno se da cuando átomos con electronegatividad elevada, y pequeños, tales como O, N y F (situados en el segundo periodo), están unidos al H. Aunque el llamado "enlace de hidrógeno" no llega a la categoría de enlace (es veinte veces más débil que un enlace covalente) es considerablemente más fuerte que las llamadas fuerzas de van der Waals.

(Oviedo. 2016-2017/ 2. 5A)

Indique el tipo de hibridación que presenta el átomo de carbono en:

- La molécula de HCN (geometría lineal).
- La molécula de  $\text{CCl}_4$  (geometría tetraédrica)

**Solución:**

- Geometría lineal, dos lóbulos, **híbridos  $sp$**
- Geometría tetraédrica, cuatro lóbulos, **híbridos  $sp^3$**



(Oviedo. 2016-2017/ 1. 4A)

Escriba las configuraciones electrónicas, en estado fundamental, de los elementos X (Z=19) e Y (Z=36). Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos. A partir de sus posiciones en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que previsiblemente presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización

**Solución:**

Configuración electrónica: Z = 19:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; Z = 36:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

Z= 19 (K)

**Cuarto periodo** (n, última capa =4). **Grupo 1 (alcalinos)**. Estructura capa de valencia:  $ns^1$

Z= 36 (Kr)

**Cuarto periodo** (n, última capa =4). **Grupo 18 (g. nobles)**. Estructura capa de valencia:  $ns^2 np^6$

**Tendrá una mayor energía de ionización el gas noble** debido a la especial estabilidad de la configuración  $ns^2 np^6$ . **Luego el potasio tendrá una energía de ionización más baja.**

(Oviedo. 2016-2017/ 1. 4B)

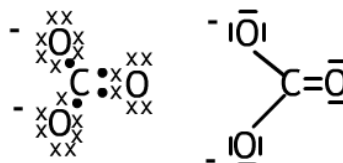
Para el anión carbonato,  $CO_3^{2-}$ , deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del anión, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

**Datos:** C (Z= 6), O (Z= 8)

**Solución:**

**El anión carbonato tendrá una estructura triangular (con ángulos de enlace de  $120^\circ$ )**, ya que el carbono se une a tres oxígenos y no hay pares no enlazantes que distorsionen la molécula.

Cada oxígeno tiene un electrón más (siete en total), debido a la carga eléctrica negativa ( $2-$ ) del ion.



(Oviedo. 2016-2017/ 1. 5A)

Escriba el valor de los números cuánticos n y l para los orbitales de la subcapa 3d

**Solución:**

$n = 3, l = 2$  (nivel d)