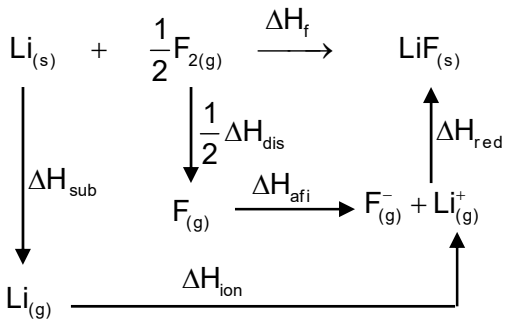
(Oviedo. 2020-2021. Junio. 2B)

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 (ΔH) del compuesto, a partir de los siguientes datos:

Entalpía de sublimación del Li(s); [ΔH_SLi(s)]=159,4 kJ mol^{-1}
Entalpía de disociación del F_2(g); [ΔHDF_2(g)]=159 kJ mol^{-1}.
Afinidad electrónica del F(g); [$\Delta H_{afinidad}$F(g)]= –328 kJ mol^{-1}.
Entalpía de formación del LiF(s); [ΔH_fLiF(s)] = –588,82 kJ mol^{-1} .
Primera energía de ionización del Li(g); [$\Delta H_{ionización}$Li(g)]$_1$=520,2 kJ mol^{-1}.
Entalpía estándar de formación del LiF(s); [ΔH_fLiF(s)] = –588,82 kJ mol^{-1}.

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

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

Despejando:

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

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

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

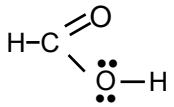
a) Para la molécula de ácido metanoico, HCOOH, deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto alrededor del átomo de carbono y del átomo de oxígeno del grupo –OH, según la TRPECV.

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)



Señalados con líneas los enlaces covalentes.

Carbono: estructura triangular plana (120^0).

Oxígeno grupo hidroxilo: estructura tetraédrica distorsionada por la repulsión de los pares no enlazantes . Ángulo C- O-H inferior a 109,5^0.

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

[X]= $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$. 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^2np^3
Periodo 4. Valor más elevado de n.

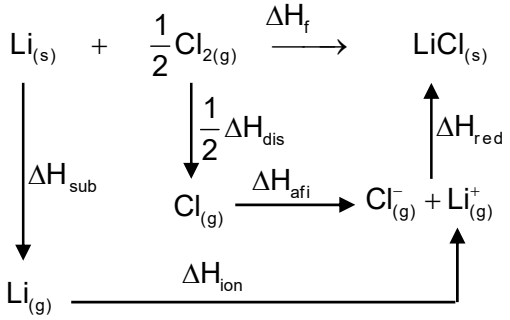
(Oviedo. 2020-2021. Julio. 1A)

A partir de los siguientes datos:

Entalpía estándar de formación del LiCl(s) [ΔH_f LiCl(s)] = - 408,3 kJ mol^{-1}.
Entalpía de sublimación del Li(s) [ΔH_SLi(s)]=159,3 kJ mol^{-1}.
Entalpía de disociación del Cl_2(g) [$\Delta H_D Cl_2$(g)] = 244 kJ mol^{-1}
Primera energía de ionización del Li(g) [$\Delta H_{ionización}$Li(g)]$_1$ = 520,2 kJ mol^{-1}.
Afinidad electrónica del Cl(g) [$\Delta H_{afinidad}$Cl(g)] = - 349 kJ mol^{-1}.

a) Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del LiCl(s), a partir de litio metálico y cloro gas
b) Calcule la energía de red (ΔHred) del LiCl(s).

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación: $\boxed{\Delta H_f = \Delta H_{sub} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi} + \Delta H_{red}}$

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

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

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

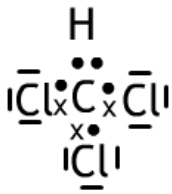
a) Deduzca la estructura de Lewis para la molécula de $CHCl_3$. Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

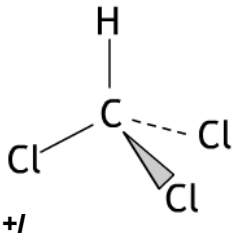
DATOS: C (Z = 6); H (Z = 1); Cl (Z = 17).

b) Teniendo en cuenta los valores de los números cuánticos n = 3 y ml = 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 $109,5^0$

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 = 3 son posibles los siguientes valores de ml= -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. 2019-2020. Junio. 4A)

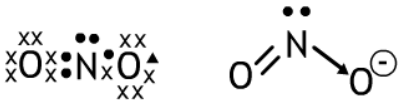
a) Para el anión nitrito, NO_2^- , deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del compuesto, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

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

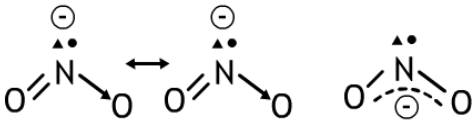
b) Escriba las configuraciones electrónicas, en estado fundamental, de los elementos X (Z=35) e Y (Z=17). Indique el bloque y periodo de la tabla periódica a los que pertenece cada uno de los elementos. A partir de su posición en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que previsiblemente 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 120^0:***



Una discusión más avanzada nos llevaría a proponer como esctructura 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 elementos 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 elementos 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)

a) Escriba la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados para cada una de las siguientes especies: Ge (Z = 32); Cu^+ (Z=29); Cr (Z = 24); Br (Z = 35).
b) Las temperaturas de ebullición a la presión de 1 atm de las sustancias Br_2(l) y HCl(l) son 58,8 ºC y 108,6 ºC, respectivamente. Justifique la diferencia en los valores de las temperaturas de ebullición de estas dos sustancias.
Datos: valores de la electronegatividad: χ (Br) = 2,96; χ (Cl) = 3,0; χ (H) = 2,1.

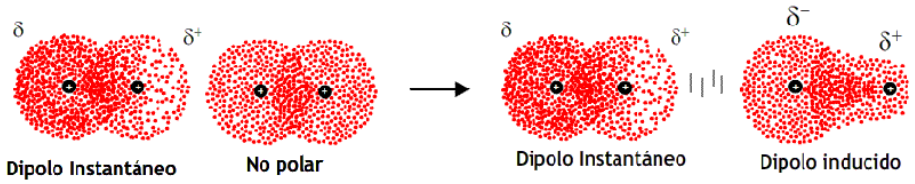
Solución:

a) Ge: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$. Electrones desapareados: 2 (electrones "p").
Cu^+: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$. 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").

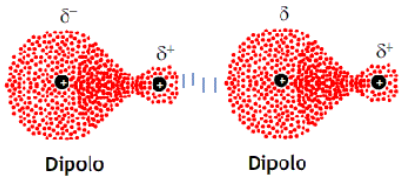
NOTA. Téngase en cuenta que en el Cu, aunque la configuración electrónica "teórica" sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$, la real es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, debido a la especial estabilidad de la estructura con niveles d llenos (ver apuntes). Por tanto, la estructura del ion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

b) 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, ½) b) (2, 1, –1, ½)

b) ***Resuelto en la serie correspondiente a "Química del carbono"***

Solución:

a) 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= - l… 0… +l, valores enteros), m_s= +1/2, - 1/2.

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

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

b) ***Resuelto en la serie correspondiente a "Química del carbono"***

Solución:

a) 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 dr 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.

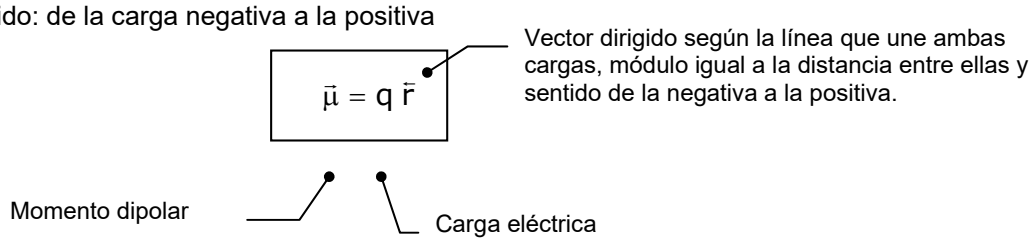
Solución:

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: $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2}$ *(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.

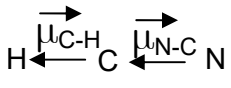
La segunda configuración corresponde a un átomo con treinta y cuatro electrones, siguiendo el orden de llenado de los orbitales la configuración correspondiente al estado fundamental sería: $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4}$*.(Se).* ***Pertenecerá al bloque "p"*** y ***está situado 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 $CHCl_3$ (tetraédrica); ii) el nitrógeno en la molécula NH_3 (pirámide trigonal).

a) ***Resuelto en la serie correspondiente a "Química del carbono"***

Solución:

a) ***El $CHCl_3$*** deberá tener cuatro lóbulos de enlace: ***hibridación sp^3***

b) ***El 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 σ y el cuarto lóbulo alojará el par no enlazante

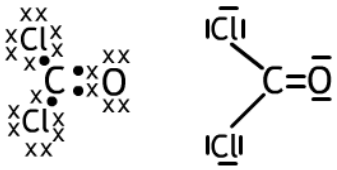
(Oviedo. 2019-2020. Julio. 5A)

a) Para la molécula de Cl_2CO, 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 [Br_2(l), masa molar = 159,8 g/mol] y del yodo sólido I_2(s), masa molar = 253,8 g/mol] son 58,8 ºC y 184,3 ºC, respectivamente. Justifique la diferencia entre los dos valores de los puntos normales de ebullición.

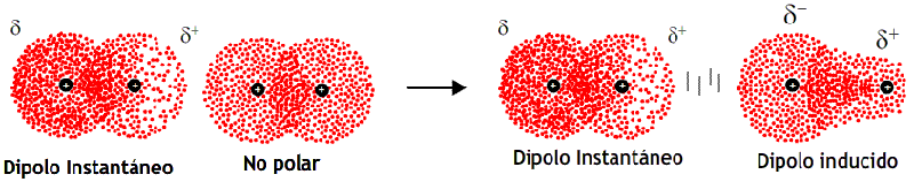
Solución:

a) La estructura de Lewis propuesta es la siguiente:



Estructura trigonal plana con ángulos aproximados de 120^0 (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 120^0 y el ángulo Cl-Cl un poco inferior.)

b) Tanto el bromo (Br_2) como el yodo (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 Na_2S (sulfuro de sodio).

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

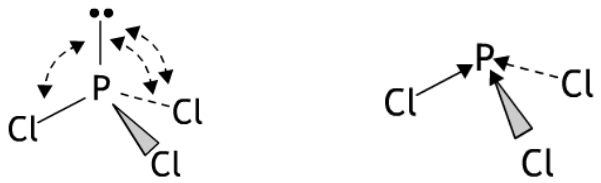
Los valores de electronegatividad de la escala Pauling para los átomos de fósforo y cloro son, respectivamente, 2,1 y 3,0. La molécula PCl_3 presenta una geometría molecular de pirámide trigonal. Dibuje la estructura de la molécula y deduzca, a partir de la estructura y de los datos suministrados, el carácter polar, o no polar, del 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… (n-1), valores enteros), $\boldsymbol{m_l}$= -1 (m_l= - l… 0… +l, valores enteros), $\boldsymbol{m_s}$= +1/2, - 1/2.

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

Para el elemento X (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:

b) Configuración electrónica: $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2}$

El elementos 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

c) 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)*** $\boldsymbol{X^{2+}}$***.***

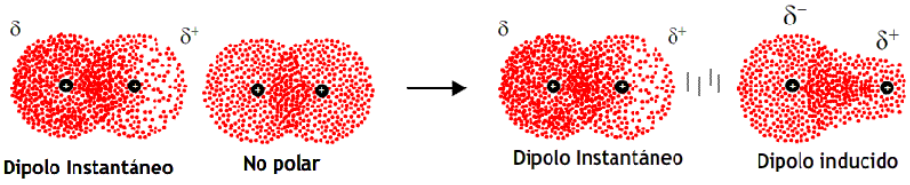
(Oviedo. 2018-2019/ 3. 4B)

Las temperaturas de ebullición a la presión de 1 atm de las sustancias $Br_{2(l)}$ y $ICl_{(l)}$ son, respectivamente, 58,8 ^{0}C y 97,4 ^{0}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.

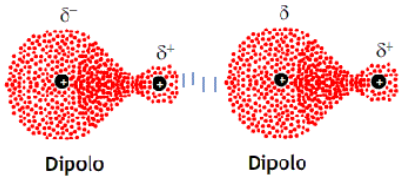
Datos: Valores de electronegatividad: I= 2,66; Cl= 3,16

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, vemos que existe una diferencia de electronegatividad entre los átomos de 0,5 unidades, lo que motivará que el enlace I-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. 2018-2019/ 3. 5A)

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

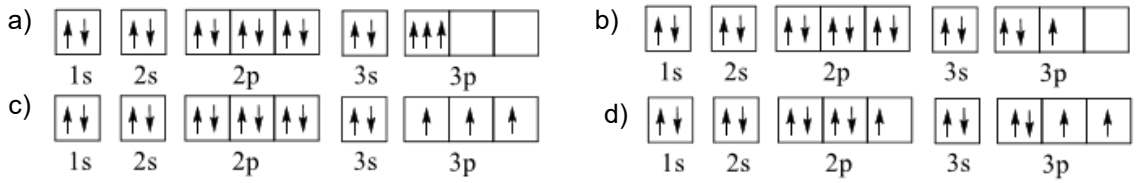
Solución:

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^2np^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_2O que presenta una geometría molecular triangular.

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

Solución:

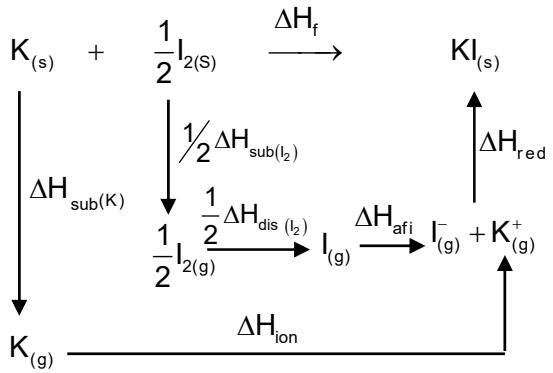
Estudiando los valores de las electronegatividades se observa que ***los enlaces C-H pueden considerarse apolares*** (un enlace covalente se puede considerar apolar si la diferencia en electronegatividades es inferior a 0,5), mientras que ***el enlace C-O será polar***. Por tanto, hay solamente un momento 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 (ΔH_{Red}) del KI (s) a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del KI (s) [$\Delta H_f(KI)$]= - 327, 9 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del K(s) [$\Delta H_{Sub}\,K(s)$]= 89,24 kJ/mol
- Entalpía de sublimación del I_2 (s) [$\Delta H_{Sub}I_2(s)$]= 62,44 kJ/mol
- Entalpía de disociación del I_2 (g) [$\Delta H_{Dis}I_2(g)$]= 151 kJ/mol
- Primer energía de ionización del K(g) [$\Delta H_{Ion}\,K(g)$]= 418,9 kJ/mol
- Afinidad eléctrónica del I (g) [$\Delta H_{Afi}I(g)$]= - 295,2 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

$$\boxed{\Delta H_f = \Delta H_{sub(K)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{sub(I_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi} + \Delta H_{red}}$$

Despejando:

$$\Delta H_{red} = \Delta H_f - (\Delta H_{sub(K)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{sub(I_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi})$$

$$\Delta H_{red} = -327,9\,\frac{kJ}{mol} - [89,24 + 418,9 + \frac{1}{2}(69,44) + \frac{1}{2}(151) + (-295,2)]\,\frac{kJ}{mol} = -647,56\,\frac{kJ}{mol}$$

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

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

a) El valor del número cuántico"l".
b) La notación del subnivel electrónico.
c) El número de orbitales en el subnivel.
d) El número máximo de electrones en el subnivel.
Justifique todas las respuestas.

Solución:

a) Dado que m_l= - 3 y que ml 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… (n-1).

b) En notación espectroscópica los subniveles electrónicos con l = 3 se notan como ***subniveles "f".***

c) 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.

d) 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 spín -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: $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5}$; Z = 53: $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5}$

Z= 17 (Cl)
Tercer periodo (n, última capa =3).
Grupo 17 (halógenos). Estructura capa de valencia: $\boldsymbol{ns^2np^5}$

Z= 53 (I)
Quinto periodo (n, última capa =5).
Grupo 17 (halógenos). Estructura capa de valencia: $\boldsymbol{ns^2np^5}$

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***).

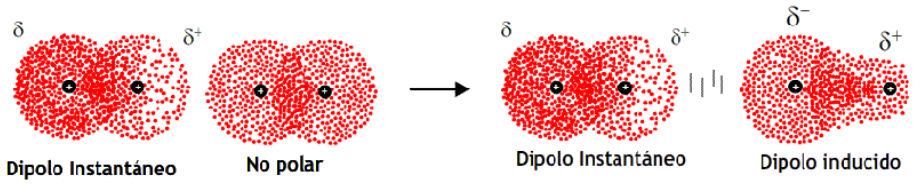
Por tanto en un grupo la afinidad electrónica aumenta hacia arriba (en el sentido que es más negativa). El cloro tendrá una afinidad electrónica más elevada que el I.

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

Indique el tipo de fuerzas intermoleculares que contribuyen, de manera preferente, a mantener en estado líquido el Br_2

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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Indique, de forma razonada:

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

Solución:

a) ***Cuarto periodo*** (n, última capa =4).
Grupo 16 (calcógenos). Estructura capa de valencia: $\boldsymbol{ns^2np^4}$

b) ***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^{2-}

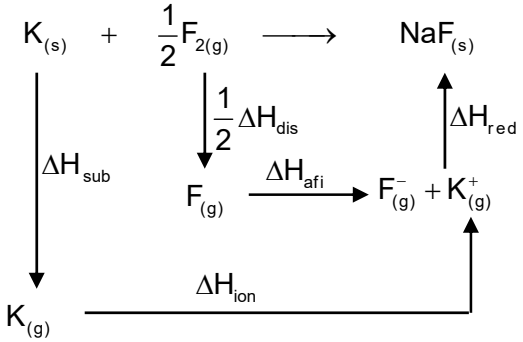
Configuración electrónica del anión: $[X^{2-}]=\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6}$

(Oviedo. 2017-2018/ 3. 1)

Dibuje el ciclo de Born-Haber y calcule la energía de red (ΔH_{Red}) del KF (s) a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del KF (s) [$\Delta H_f(KF)$]= - 567,4 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del K(s) [$\Delta H_{Sub}\,K(s)$]= 89,24 kJ/mol
- Entalpía de disociación del F_2 (g) [$\Delta H_{Dis}F_2(g)$]= 159 kJ/mol
- Primer energía de ionización del K(g) [$\Delta H_{Ion}\,K(g)$]= 418,9 kJ/mol
- Afinidad electrónica del F (g) [$\Delta H_{Afi}\,F(g)$]= - 328 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

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

Despejando:

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

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

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

Para los iones O^{2-} y 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 = ¿?, ml= - 2.*** Justifique la respuesta.

Solución:

Valor pedido l=2, ya que ***m_l tiene que tomar valores enteros comprendidos entre*** - l… 0… +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^2np^4***

Z= 52 (Te)
Quinto periodo (n, última capa =5).
Grupo 16 (calcógenos). Estructura capa de valencia: ***ns^2np^4***

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

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

Para la molécula de CO_2, 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_2 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 180^0.***

(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_l= -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_l y m_s se deduce que ***puede haber un máximo de seis electrones***, dos por órbita. Uno con spin +1/2 y otro con spín -1/2.

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

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

a) La energía de un orbital.
b) La orientación espacial de un orbital.

Solución:

a) 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_l, y el número cuántico de spin, m_s, 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_l 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)

b) ***La orientación espacial de los órbitales queda fijada por el número cuántico magnético***:
m_l: número cuántico magnético (valores: m_l = - 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 átomo***s, 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) $SiCl_4$ (geometría tetraédrica)
b) HCN (geometría lineal)

Solución:

a) Geometría tetraédrica, cuatro lóbulos. ***Híbridos*** sp^3
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^{3-} en estado fundamental.

Solución:

a) y b) Z = 33: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
c) Presentará tres electrones desapareados, los situados en los orbitales p (p_x, p_y y p_z) de la cuarta capa, ya que según la regla de Hund tienden a colocarse con spin paralelo.
d) $[X^{3-}]$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ **.** 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_3 (239,8 K) y del NF_3 (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 amoniaco formará enlaces de hidrógeno***, mientras que el NF_3 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 $BeCl_2$ que presenta una geometría molecular lineal.

Solución:

Los enlaces en la molécula de $BeCl_2$ 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:

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

Solución:

a) ***Cuarto periodo*** (n, última capa =4).
Grupo 2 (alcalino-térreos). Estructura capa de valencia: $\boldsymbol{ns^2}$

b) Es un metal, luego tenderá a perder electrones, formando iones positivos(cationes) del tipo X^{2+}
Configuración electrónica del catión: $[X^{2+}]=\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}$

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

Los puntos de ebullición normales del propan-1-ol, C_3H_8O, y del metoxietano (etil metil éter, C_3H_8O) son 97,4 ^{0}C y 7 ^{0}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:

a) La molécula de HCN (geometría lineal).
b) La molécula de CCl_4 (geometría tetraédrica)

Solución:

a) Geometría lineal, dos lóbulos, ***híbridos sp***

b) Geometría tetraédrica, cuatro lóbulos, ***híbridos*** $\boldsymbol{sp^3}$

(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^2np^6

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

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

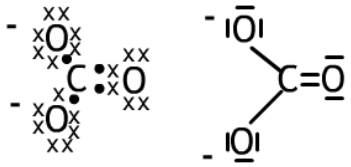
Para el anión carbonato, CO_3^{2-}, deduzca la estructura de Lewis. Indique y dibuje la geometría molecular del anión, según la TRPECV, y los ángulos de enlace aproximados.

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

Solución:

El anión carbonato tendrá una estructura triangular (con ángulos de enlace de 120^0), 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)

(Oviedo. 2015-2016/ 8. 4A)

Escriba los valores numéricos de los números cuánticos n y l que corresponden a los electrones que se encuentran en los siguientes orbitales:

a) 3 s b) 2s

c) 4f d) 5d

Solución:

a) ***n = 3; l = 0*** b) ***n = 2; l =0*** s ⟶ l = 0; p ⟶ l = 1

c) ***n = 4; l = 3*** d) ***n = 5; l =2*** d ⟶ l = 2; f ⟶ l = 3

(Oviedo. 2015-2016/ 8. 5B)

Los puntos normales de ebullición del metanol (CH_3OH, masa molecular: 32 g/mol) y del etano (CH_3CH_3, masa molecular 30 g/mol) son 64,7 ^{0}C y -89 ^{0}C, respectivamente. Justifique la diferencia entre los puntos normales de ebullición.

Solución:

La diferencia en los puntos de ebullición se debe a que ***el alcohol formará enlaces de hidrógeno***, mientras que el alcano 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. 2015-2016/ 7. 4A)

Indique el grupo de la tabla periódica al que pertenece cada uno de los elementos representados por las configuraciones electrónicas generales. Justifique la respuesta:

a) [gas noble] $ns^2\ np^5$ b) [gas noble] ns^1

c) [gas noble] $ns^2\ (n-1)\ d^{10}np^1$ d) [gas noble] $ns^2\ (n-1)\ d^2$

Solución:

a) Grupo de los ***halógenos (grupo 17)*** Configuración capa de valencia: $\boldsymbol{ns^2\ np^5}$

b) Grupo de los ***alcalinos (grupo 1).*** Configuración capa de valencia: $\boldsymbol{ns^1}$

c) Grupo del ***boro (grupo 13).*** Configuración capa de valencia: $\boldsymbol{ns^2\ np^1}$

d) Grupo de los ***metales de transición*** **(grupo 4).** Configuración : $\boldsymbol{(n-1)\ d^2\ ns^2}$

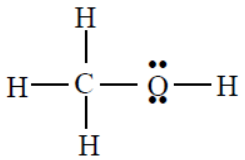
(Oviedo. 2015-2016/ 7. 5A)

Para la molécula CH_3OH, deduzca la estructura de Lewis. Nombre y dibuje la geometría molecular alrededor de los átomos de carbono y oxígeno.

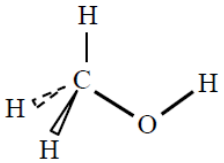
Datos: C (Z=6), H (Z=1), O (Z=8)

Solución:

La estructura de Lewis para el metanol será:



El átomo de carbono tendrá una estructura tetraédrica y el oxígeno una estructura tetraédrica distorsionada (ángulos inferiores a 109,5^0) debido a los dos pares no enlazantes que repelen fuertemente a los dos pares enlazantes. ***El aspecto final del grupo hidroxilo será angular con ángulos O-H inferiores a 109,5^0***



(Oviedo. 2015-2016/ 6. 4A)

Indique, justificando la respuesta, el número de electrones desapareados que presentan, en estado fundamental, los átomos de Mn (Z= 25) y Se (Z= 34)

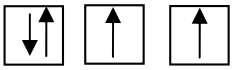
Solución:

Configuración electrónica:

Mn (Z= 25): $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2}$ **;** Se (Z = 34): $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4}$

El manganeso tendrá cinco electrones desapareados, los que ocupan los orbitales "d", ya que hay cinco orbitales disponibles, correspondientes a los valores -2, -1, 0, +1, +2 del número cuántico m_l y siempre que sea posible los electrones se colocan con spines paralelos (regla de Hund) para evitar el gasto de la energía de aparear los spines.

El selenio tendrá dos electrones desapareados, ambos estarán situados en orbitales p. Existen tres orbitales "p", correspondientes a los valores -1, 0, +1 del n número cuántico m_l . Los electrones se colocan, siempre que sea posible, con spines paralelos (regla de Hund), para evitar el gasto de energía para aparear los spines.



(Oviedo. 2015-2016/ 6. 4B)

Los valores de los puntos normales de ebullición del HF y del HCl son 292,5 K y 188,1 K, respectivamente. Justifique la diferencia entre los puntos normales de ebullición.

Solución:

La diferencia en los puntos de ebullición se debe a que ***el HF formará enlaces de hidrógeno***, mientras que el HCl 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.

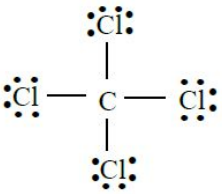
(Oviedo. 2015-2016/ 5. 4B)

Para la molécula CCl_4, deduzca la estructura de Lewis. Nombre y dibuje la geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados.

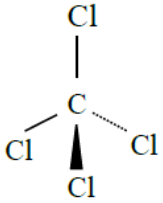
Datos: C (Z=6),Cl (Z=17)

Solución:

La estructura de Lewis para el CCl_4 será:



El átomo de carbono tendrá una estructura tetraédrica (ángulos de $109{,}5^0$)



(Oviedo. 2015-2016/ 4. 4A)

Las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^8 4p^1 5s^1 4d^4$
b) $1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^3$

Representan estados excitados de los átomos. Para cada caso escriba la configuración electrónica del estado fundamental e indique el periodo de la tabla periódica al que pertenece cada elemento.

Solución:

a) Átomo con 33 electrones. Configuración: ***$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Cuarto periodo (n=4)***

b) Átomo con 39 electrones. Configuración: ***$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1\ 5s^2$. Quinto periodo (n=5)***

(Oviedo. 2015-2016/ 4. 4B)

Justifique las variaciones observadas en los valores de las temperaturas de ebullición de las siguientes sustancias a 1 atm:

Compuesto	HCl	HBr	HI
Temperatura de ebullición (^{0}C)	- 85	- 67	- 35

Solución:

Las fuerzas de van del Waals pueden ser:

- Los tres compuestos son polares, por tanto habrá ***interacciones entre moléculas del tipo dipolo-dipolo*** (fuerzas de Keeson).
- ***Interacciones dipolo-dipolo inducido*** (fuerzas de Debye)
- ***Interacción entre dipolos instantáneos y dipolos inducidos*** (fuerzas de London).

Debido a que en los halógenos la electronegatividad crece de abajo arriba los enlaces en el HCl presentarán una mayor polarización, razón por la cual las fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo serán más intensas que en el HBr y en este más intensas que en el HI. ***Si esta interacción fuera la predominante los puntos de ebullición deberían de crecer justamente en la dirección contraria.***

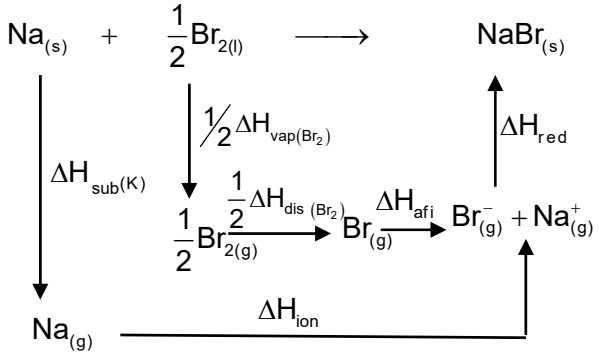
El hecho de que los puntos de ebullición crezcan al descender en el grupo induce a pensar que ***las fuerzas de Debye y de London son importantes***, debido a que cuanto más grandes sean los átomos, más polarizables son y, de ahí, que ***este tipo de fuerzas se vayan haciendo mayores a medida que se desciende en el grupo, lo que justificaría el aumento de la temperatura de ebullición observada.***

(Oviedo. 2015-2016/ 3. 1)

Construya el ciclo de Born-Haber para la formación del NaBr(s) a partir de bromo líquido y sodio metálico y calcule la energía de red (ΔH_{Red}) del compuesto a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del NaBr (s) [$\Delta H_f(NaBr)$]= - 361,4 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del Na(s) [$\Delta H_{Sub}\ Na(s)$]= 107,3 kJ/mol
- Entalpía de vaporización del Br_2(l) [$\Delta H_{Vap} Br_2(l)$]= 30,7 kJ/mol
- Entalpía de disociación del Br_2(g) [$\Delta H_{Dis} Br_2(g)$]= 193 kJ/mol
- Primer energía de ionización del Na(g) [$\Delta H_{Ion}\ Na(g)$]= 495,8 kJ/mol
- Afinidad electrónica del Br(g) [$\Delta H_{Afi}\ Br(g)$]= - 324,6 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

$$\boxed{\Delta H_f = \Delta H_{sub(Na)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{vap(Br_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi} + \Delta H_{red}}$$

Despejando:

$$\Delta H_{red} = \Delta H_f - (\Delta H_{sub(Na)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{vap(Br_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi})$$

$$\Delta H_{red} = -361{,}4\frac{kJ}{mol} - [107{,}3 + 495{,}8 + \frac{1}{2}(30{,}7) + \frac{1}{2}(193) + (-324{,}6)]\frac{kJ}{mol} = -751{,}75\frac{kJ}{mol}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 3. 4A)

Justifique la siguiente relación de radios: $r(O^{2-})>r(O)>r(F)$

Datos: O (Z=8), F (Z=9)

Solución:

Debido al aumento de la carga nuclear que se observa al ir en un periodo de izquierda a derecha, el radio de los átomos disminuye también en esa dirección. De ahí que el flúor sean más pequeño que en oxígeno. Si ahora comparamos el oxígeno neutro y el anión O^{2-}, deberíamos de esperar que el radio de este último fuera mayor, ya que posee dos electrones más lo que motivará ***mayores repulsiones entre los electrones de la capa de valencia***, provocando un aumento de volumen en el ion negativo respecto al átomo neutro.

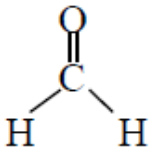
(Oviedo. 2015-2016/ 3. 4B)

Deduzca la estructura de Lewis para el metanal CH_2O. Nombre y dibuje la geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados.

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

Solución:

Estructura de Lewis**:**



El carbono tiene un total de tres átomos enlazados y ningún par no enlazante, luego es de esperar una ***estructura triangular plana con ángulos de 120^0.***

(Oviedo. 2015-2016/ 2. 3)

En dos tubos de ensayo se colocan unos cristales de permanganato de potasio, $KMnO_4$. En el tubo 1 se añaden 5 mL de agua y en el tubo 2 se añaden 5 mL de un disolvente orgánico no polar. Indique y justifique las observaciones realizadas en cada uno de los tubos de ensayo.

Solución:

El permanganato de potasio es una sustancia iónica que tenderá a disolverse en disolventes polares. No será soluble en disolventes no polares. ***Por tanto al añadir el disolvente no polar el permanganato permanecerá en estado sólido y no se apreciará cambio alguno de coloración en el disolvente.***

Al añadir agua y agitar el permanganato se disolverá en el agua a la que teñirá de un color violeta muy oscuro. Como los disolventes no se van a mezclar se formarán dos capas, la de mayor densidad abajo y la menos densa, arriba. Si por ejemplo el disolvente no polar usado es CCl_4 (más denso que el agua) la capa acuosa se situará arriba, fuertemente coloreada y la de tetracloruro abajo, incolora. (Imagen FisQuiWeb: https://bit.ly/2z3se8u)

(Oviedo. 2015-2016/ 2. 4A)

Indique, de forma razonada, el número máximo de electrones desapareados que presentan los siguientes átomos.

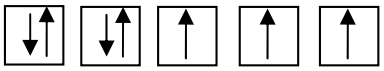
a) Co (Z=27) b) Zr (Z=40)

Solución:

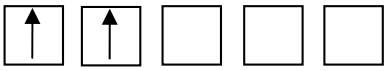
Configuración electrónica:

Co (Z = 27): $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2}$; Zr (Z = 40): $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^2}$

El cobalto tendrá tres electrones desapareados, los que ocupan los orbitales "d", ya que hay cinco orbitales disponibles, correspondientes a los valores -2, -1, 0, +1, +2 del número cuántico m_l y siempre que sea posible los electrones se colocan con spines paralelos (regla de Hund), para evitar el gasto de energía para aparear los spines.



El circonio tendrá dos electrones desapareados, los dos situados en orbitales d (ver arriba):



(Oviedo. 2015-2016/ 1. 4B)

Escriba las configuraciones electrónicas 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. Indique, de forma razonada, el elemento que presenta el valor más elevado del radio atómico.

Solución:

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

Z= 16 (S)

Tercer periodo (n, última capa =3).

Grupo 16 (calcógenos). Estructura capa de valencia: $\boldsymbol{ns^2 np^4}$

Z= 52 (Te)

Quinto periodo (n, última capa =5).

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

Ambos elementos pertenecen al grupo de los calcógenos, pero ***el azufre tiene tres capas y el telurio cinco*** y teniendo en cuenta que ***la carga efectiva sobre los electrones más externos no aumenta mucho debido al efecto pantalla de los electrones más internos***, ***el telurio será el que posea un radio atómico mayor.***

(Oviedo. 2014-2015/ 8. 4A)

De las configuraciones electrónicas que se dan a continuación, indique las que corresponden a átomos en su estado fundamental, en estado excitado y las que son imposibles. Justifique su respuesta.

a) $1s^22s^22p^2$ b) $1s^22s^23p^1$ c) $1s^22s^22d^23s^1$ d) $1s^22s^22p^63s^2\,3p^64s^24p^55s^1$

Solución:

a) ***Estado fundamental***, los electrones se han situado en los orbitales de energía mínima.

b) ***Estado excitado.*** Después del nivel 2s debería de haberse llenado el 2p, el hecho de que exista un electrón en un nivel 3p implica un aporte extra de energía.

c) ***Estado imposible.*** Para n =2, l = 0 (s), 1 (p). No existen orbitales d para los cuales l= 3.

d) ***Estado excitado.*** Después del nivel 4s debería de haberse llenado en el orden: 3d–4p–5s.

(Oviedo. 2014-2015/ 8. 4B)

Los valores de las energías de red para los compuestos KF(s) y CaO(s) son - 826 y - 3414 kJ/mol, respectivamente. Suponiendo que ambos compuestos presentan el mismo tipo de estructura cristalina, explique las diferencias observadas entre los valores de las energías de red de los compuestos.

Datos: d(Ca-O) = 240 pm; d(K-F)= 271 pm

Solución:

Los factores que determinan la energía de red son:

- La carga de los iones (Z). Es el término más importante. La energía de red para un compuesto tipo $A^{2+}B^{2-}$ (como el CaO) es cuatro veces superior a la de otro tipo A^+B^- (como el KF).
- La geometría de red (recogida en la constante de Madelung, A). La importancia de la geometría es menor, ya que los valores de A para varias geometrías no son muy diferentes.
- La distancia entre los iones (r_0). A menor distancia, energía de red más negativa. Compuesto más estable.

$$\Delta H_{red} = -\frac{(Z^+)(Z^-)e^2\ N\ A}{4\pi\,\varepsilon_0\ r_0}\left(1-\frac{1}{n}\right)$$

En este caso, para el CaO tenemos iones con carga +2 y -2, mientras que en el KF las cargas de los iones son +1 y -1.

La distancia entre los iones es también menor en el caso del óxido que en el del fluoruro, luego ambos efectos van en la misma dirección: ***que la energía de red del óxido sea mucho más negativa que la del fluoruro***, lo que implica una mayor fortaleza en el enlace y la necesidad de aportar más energía para romperlo, ***lo que nos lleva a puntos de fusión más altos.***

(Oviedo. 2014-2015/ 6. 4A)

Para el subnivel electrónico caracterizado por los valores de los números cuánticos n= 4 y l = 2, indique:

a) La notación del subnivel
b) los valores posibles de m_l
c) El número de orbitales en el subnivel
d) El número máximo de electrones en el subnivel.

Solución:

a) l= 2, nivel "d". Luego: ***2d.***

b) Para l = 2, ***m_l= -2, -1, 0, +1, +2***

c) ***Existen cinco orbitales*** que difieren en su orientación espacial:

(4, 2, -2), (4, 2, -1), (4, 2, 0), (4, 2, +1), (4, 2, +2)

d) Como los electrones cumplen el Principio de Exclusión puede haber, como máximo, dos electrones (con distinto spin) en cada nivel, total ***diez electrones***:

(4, 2, -2, 1/2), (4, 2, -2, -1/2), (4, 2, -1, 1/2), (4, 2, -1, -1/2), (4, 2, 0, 1/2), (4, 2, 0, -1/2),

(4, 2, +1, 1/2), (4, 2, +1, -1/2), (4, 2, +2, 1/2), (4, 2, +2, -1/2).

(Oviedo. 2014-2015/ 5. 4A)

Los elementos X e Y ocupan las posiciones de la tabla periódica que se indican a continuación: X periodo = 4, grupo = 17; Y periodo = 4, grupo = 1.

a) Escriba las configuraciones electrónicas de los dos elementos en su estado fundamental.
b) Indique el carácter, iónico o covalente, del enlace presente en el compuesto formado por los dos elementos. Justifique la respuesta.

Solución:

a) Periodo 4, grupo 17 (halógenos). ***Z = 35*** (Br). [Br]=$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

Periodo 4, grupo 1.(alcalinos). ***Z = 19*** (K). [K]= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) ***El K es un metal alcalino de electronegatividad baja*** que tiende a perder su único electrón de la capa de valencia y transformarse en el ion K^+.

El Br es un no metal de elevada electronegatividad que tratará de captar un electrón para transformarse en el ion Br^-**.**

Por tanto el KBr será un compuesto iónico.

(Oviedo. 2014-2015/ 5. 4B)

El H_2O y el H_2S son dos compuestos moleculares que presentan geometría molecular angular. Indique el compuesto que presenta el valor más elevado del punto normal de ebullición. Justifique la respuesta.

Valores de electronegatividad: χ (O) = 3,5; χ (S) = 2,5; χ (H) = 2,1

Solución:

El agua forma enlaces de hidrógeno, mientras que el sulfuro de hidrógeno, no. Esto condiciona que hay que suministrar una energía extra para romper los enlaces de hidrógeno ***lo que implica puntos de ebullición más altos.***

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 (que serán las únicas fuerzas presentes en el caso del H_2S).

(Oviedo. 2014-2015/ 4. 4A)

Indique de forma razonada el número y tipo de orbitales en un átomo que presentan el valor del número cuántico principal n=3.

Solución:

Para n = 3, l= 0, 1, 2

Para l = 0, m_l= 0

Para l = 1, m_l= - 1, 0, +1

Para l = 2, m_l= - 2, - 1, 0, +1, + 2

Total: 9 orbitales

- ✓ (3, 0, 0)
- ✓ (3, 1, -1), (3, 1, 0), (3, 1, +1)
- ✓ (3, 2, -2), (3, 2, -1), (3, 2, 0), (3, 2, +1), (3, 2, +2)

(Oviedo. 2014-2015/ 4. 4B)

Las energías de red del NaF y del NaBr son - 929 y – 751 kJ/mol, respectivamente. Justifique la diferencia entre estos valores de las energías de red si ambos compuestos presentan el mismo tipo de estructura cristalina. Indique, de forma razonada, el compuesto que, previsiblemente, será más soluble en agua.

Solución:

Los factores que determinan la energía de red son:

- La carga de los iones (Z). Es el término más importante. La energía de red para un compuesto tipo $A^{2+}B^{2-}$ es cuatro veces superior a la de otro tipo $A^{+}B^{-}$
- La geometría de la red (recogida en la constante de Madelung, A). La importancia de la geometría es menor, ya que los valores de A para varias geometrías no son muy diferentes.
- La distancia entre los iones (r_0). A menor distancia, energía de red más negativa. Compuesto más estable.

$$\Delta H_{red} = -\frac{(Z^+)(Z^-)e^2 \ N \ A}{4\pi \ \varepsilon_0 \ r_0}\left(1-\frac{1}{n}\right)$$

En este caso tenemos dos compuestos con igual carga (+1 y -1) y con la igual geometría, luego la diferencia ha de estar en el tamaño de los iones.

Efectivamente, el catión sodio (Na^+) es común a los dos compuestos, pero ***el anión bromuro (Br^-) es considerablemente más grande (es un elemento del cuarto periodo) que el anión fluoruro (F^-).*** Una mayor distancia entre los iones implica que la energía de red sea menos negativa y, por tanto, será más fácil romper los enlaces, lo que condiciona, por ejemplo, una mejor solubilidad en agua.

El NaBr será más soluble en agua al tener una energía de red menos negativa.

(Oviedo. 2014-2015/ 3. 4A)

A partir de la configuración electrónica del catión X^{3+}:$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} 4s^2$, indique la configuración electrónica del elemento X, su número atómico y el grupo y periodo de la tabla periódica a los que pertenece.

Solución:

El elemento neutro tendrá tres electrones más que el catión 3+, luego:

[X]=$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} 4s^2 4p^3$

Z =33. Grupo 15 (pnictógenos) (última capa: ns^2np^3). ***Periodo: 4*** (n, capa valencia = 4)

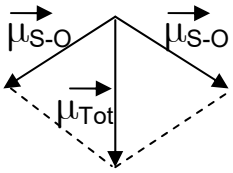
(Oviedo. 2014-2015/ 3. 4B)

Deduzca el carácter polar o no polar de las siguientes moléculas:

a) SiO_2 (geometría molecular angular).
b) CCl_4 (geometría molecular tetraédrica).

Solución:

Ambos compuestos son covalentes con enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad de los átomos pero ***el CCl_4, debido a su estructura tetraédrica, dará un momento dipolar nulo*** (suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces). ***En el caso del SO_2, y debido a su geometría angular, los momentos dipolares de los enlaces se sumarán dando un momento dipolar no nulo para la molécula.***



(Oviedo. 2014-2015/ 2. 4A)

Las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2\ 2s^2\ 3p^2\ 4s^1$ b) $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^1\ 4p^3\ 5s^2$

Representan estados excitados de los átomos. Para cada caso escriba la configuración electrónica del estado fundamental e indique el grupo de la tabla periódica al que pertenece cada elemento.

Solución:

a) Z= 7 (N). ***Grupo 15 (pnictógenos).*** Configuración: [N]= $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^3}$

b) Z= 34 (Se).***Grupo 16 (calcógenos).*** Configuración: [Se]= $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} 4s^2 4p^4}$

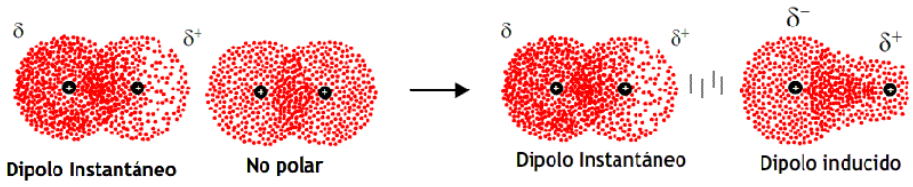
(Oviedo. 2014-2015/ 2. 4B)

Para las sustancias: Br_2 y HCl, indique, de forma razonada, las fuerzas intermoleculares presentes en cada una de ellas y la sustancia que presentará el punto de ebullición más bajo.

Solución:

El Br_2 es una molécula homonuclear, por tanto, ***no polar***. ***Las únicas interacciones 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 a temperatura ambiente.



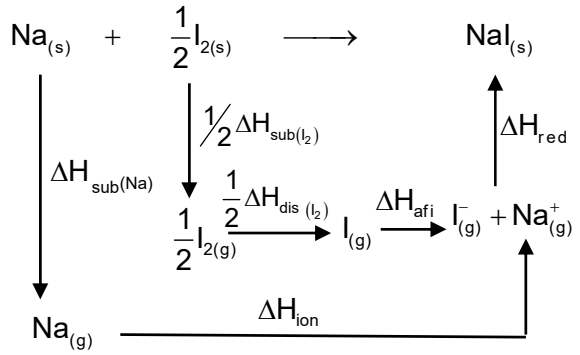
El HCl es una molécula polar. Las interacciones predominantes entre las moléculas serán, del tipo dipolo-dipolo (fuerzas de Keeson). Este tipo de interacciones son, normalmente, más intensas que las anteriores, luego es de esperar que ***el HCl tenga un punto de ebullición más alto que el Br_2***.

(Oviedo. 2014-2015/ 1. 1)

Construya el ciclo de Born-Haber para la formación del NaI(s) a partir de yodo sólido y sodio metálico y calcule la energía de red (ΔH_{Red}) del compuesto a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del NaI (s) [$\Delta H_f(NaI)$]= - 287,8 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del Na(s) [$\Delta H_{Sub}\,Na(s)$]= 107,3 kJ/mol
- Entalpía de sublimación del I_2(s) [$\Delta H_{Sub} I_2(s)$]= 62,44 kJ/mol
- Entalpía de disociación del I_2(g) [$\Delta H_{Dis} I_2(g)$]= 151 kJ/mol
- Primer energía de ionización del Na(g) [$\Delta H_{Ion}\,Na(g)$]= 495,8 kJ/mol
- Afinidad electrónica del I(g) [$\Delta H_{Afi}\,I(g)$]= - 295,2 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

$$\boxed{\Delta H_f = \Delta H_{sub(Na)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{sub(I_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi} + \Delta H_{red}}$$

Despejando:

$$\Delta H_{red} = \Delta H_f - (\Delta H_{sub(Na)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{sub(I_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi})$$

$$\Delta H_{red} = -287,8\frac{kJ}{mol} - [107,3 + 495,8 + \frac{1}{2}(62,44) + \frac{1}{2}(151) + (-295,2)]\frac{kJ}{mol} = -702,42\frac{kJ}{mol}$$

(Oviedo. 2014-2015/ 1. 4A)

Ordene las siguientes especies de acuerdo con el valor creciente e su radio: I^+, I, I^-. Justifique la respuesta.

Solución:

Los iones negativos (aniones) son mayores que los átomos neutros, pues al tener más electrones en la capa de valencia aumenta la repulsión entre ellos aumentando el volumen.

Los iones positivos (cationes) son más pequeños que los átomos neutros, pues al haber menos electrones en la capa de valencia existen menos fuerzas repulsivas y el ion tiende a contraerse.

Luego: $\mathbf{I^- > I > I^+}$

(Oviedo. 2014-2015/ 1. 4B)

Para el anión NO_3^-, deduzca la estructura de Lewis. Nombre y dibuje la geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados.

Datos: N (Z= 7); O (Z= 8)

Solución:

La estructura que se propone tiene un enlace doble N-O y dos sencillos N-O, uno de ellos dativo. Esto condiciona que el nitrógeno soporte una carga parcial positiva. ***La geometría, por tanto, será triangular plana con ángulos de enlace de 120^0.***

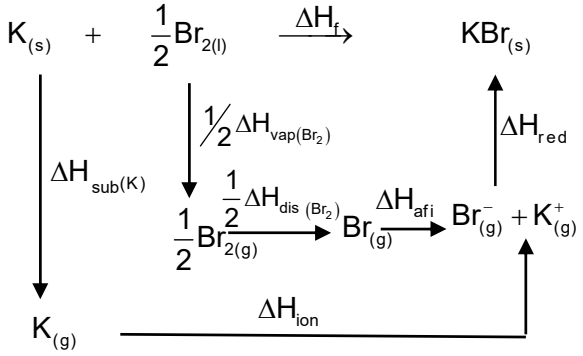
Probablemente la estructura real sea un ***híbrido de resonancia*** en el que la carga negativa se deslocaliza sobre los tres átomos de oxígeno y los enlaces N-O sean idénticos y mezcla de doble y sencillo.

(Oviedo. 2013-2014/ 8. 2)

Construya el ciclo de Born-Haber para la formación del KBr(s) a partir de bromo líquido y potasio metálico, y calcule la energía de red (ΔH_{Red}) del compuesto a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del KBr (s) [$\Delta H_f(KBr)$]= - 393,8 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del K(s) [$\Delta H_{Sub}\,K(s)$]= 90 kJ/mol
- Entalpía de vaporización del Br_2(l) [$\Delta H_{Vap}Br_2(l)$]= 30,7 kJ/mol
- Entalpía de disociación del Br_2(g) [$\Delta H_{Dis}Br_2(g)$]= 193 kJ/mol
- Primer energía de ionización del K(g) [$\Delta H_{Ion}\,K(g)$]= 418,9 kJ/mol
- Afinidad electrónica del Br(g) [$\Delta H_{Afi}\,Br(g)$]= - 324,6 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

$$\boxed{\Delta H_f = \Delta H_{sub(K)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{vap(Br_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi} + \Delta H_{red}}$$

Despejando:

$$\Delta H_{red} = \Delta H_f - (\Delta H_{sub(K)} + \Delta H_{ion} + \frac{1}{2}\Delta H_{vap(Br_2)} + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{afi})$$

$$\Delta H_{red} = -393,8\,\frac{kJ}{mol} - [90 + 418,9 + \frac{1}{2}(30,7) + \frac{1}{2}(193) + (-324,6)]\,\frac{kJ}{mol} = -689,95\,\frac{kJ}{mol}$$

(Oviedo. 2013-2014/ 8. 4A)

Para los elementos X (Z= 6) e Y (Z= 9), escriba las correspondientes configuraciones electrónicas Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos. A partir de su posición en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que presenta el valor más negativo de la primera afinidad electrónica.

Solución:

Z = 6 (C). Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$

Esta sería la configuración teórica del carbono, aunque la configuración real será $1s^2 2s^1 2p^3$***,*** ya que el gasto de energía que implica la promoción de un electrón "s" a un nivel "p" se ve compensada con la formación de cuatro enlaces covalentes en lugar de dos.

Segundo periodo (n, última capa =2).
Grupo 14 (grupo del carbono).

Z= 9 (F). Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^5$
Segundo periodo (n, última capa =2).
Grupo 17 (halógenos). Estructura capa de valencia: $ns^2 np^5$

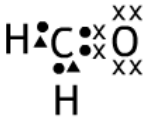
La afinidad electrónica crece en un periodo de izquierda a derecha, ***luego el flúor tendrá mayor afinidad electrónica que el carbono***. También se puede razonar considerando la proximidad del flúor a la estructura estable de gas noble, lo que condicionará su elevada tendencia a adquirir electrones.

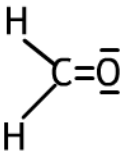
(Oviedo. 2013-2014/ 8. 4B)

Para la molécula CH_2O, deduzca la estructura de Lewis. Nombre y dibuje la geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados.

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

Solución:





Para el metanal se propone una ***geometría triangular plana con ángulos de enlace de*** 120^0

(Oviedo. 2013-2014/ 7. 4A)

Escriba la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados para cada una de las siguientes especies:

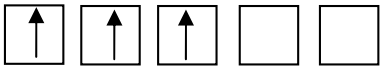
a) V (Z= 23) b) Cd (Z= 48)

Solución:

Configuración electrónica:

V (Z = 23): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$; Cd (Z = 48): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$

El vanadio tendrá tres electrones desapareados, los que ocupan los orbitales "d", ya que hay cinco orbitales disponibles, correspondientes a los valores -2, -1, 0, +1, +2 del número cuántico m_l y siempre que sea posible los electrones se colocan con spines paralelos (regla de Hund), para evitar el gasto de la energía para aparear los spines.



El cadmio no tendrá electrones desapareados, todos los niveles: s, p y d poseen el número máximo de electrones posibles (2, 6 y 10) y, por tanto, estarán todos apareados.

(Oviedo. 2013-2014/ 7. 4B)

Los puntos de ebullición normales del CH_3OCH_3 y del CH_3CH_2OH son 248 K y 351 K, respectivamente. A partir de estos datos:

a) Indique, de forma razonada, el tipo de fuerzas intermoleculares presentes en cada una de las sustancias.
b) Indique, de forma razonada, la sustancia que presenta las fuerzas moleculares más intensas.

Solución:

a) ***En el caso del éter la interacción intermolecular más importante seguramente sea la debida a las interacciones dipolo-dipolo***, ya que el enlace C-O es polar y al tener la molécula geometría angular tendrá un momento dipolar no nulo.

En el caso del etanol la interacción más importante es la debida a los enlaces de hidrógeno. Esta interacción es considerablemente más fuerte que la dipolo-dipolo.

b) ***La diferencia de intensidad entre ambas interacciones se traducirá en que el alcohol tendrá una temperatura de ebullición considerablemente más alta que el éter***, tal y como puede comprobarse por el dato en los puntos de ebullición.

(Oviedo. 2013-2014/ 6. 4A)

Para la subcapa electrónica que presenta los valores de los números cuánticos n= 5, l = 1, indique:

a) La notación de la subcapa. b) Los valores posibles de m_l
c) El número de orbitales de la subcapa. d) El número máximo de electrones de la subcapa.

Justifique todas las respuestas.

Solución:

a) l= 1, nivel "p". Luego: ***5p.***

b) Para l = 1, $\boldsymbol{m_l = -1, 0, +1}$

c) ***Existen tres orbitales*** que difieren en su orientación espacial:

(5, 1, -1), (5, 1, 0), (5, 1, +1)

d) Como los electrones cumplen el Principio de Exclusión puede haber, como máximo, dos electrones (con distinto spin) en cada nivel, total ***seis***:

(5, 1, -1, 1/2), (5, 1, -1, -1/2), (5, 1, 0, 1/2), (5, 1, 0, -1/2), (5, 1, +1, 1/2), (5, 1, +1,- 1/2)

(Oviedo. 2013-2014/ 5. 4A)

Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos e iones: X, X^{2-}, Y, Y^+, que ocupan las posiciones de la tabla periódica que se indican a continuación: X: periodo= 3, grupo= 16; Y periodo= 4, grupo= 2.

Solución:

Por las posiciones que ocupan en el sistema periódico podemos deducir su número atómico:

X (Z= 16) (S, calcógenos).

Y (Z = 20) (Ca, alcalino-térreos)

Configuraciones electrónicas:

[S]= $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^4}$

[Ca]= $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 4s^2}$

El ion X^{2-} tendrá dos electrones más que el átomo neutro, luego:

$[S^{2-}]$= $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6}$ (estructura de gas noble)

El ion Y^+ tendrá un electrón menos que el átomo neutro, luego:

$[Ca^+]$= $\boldsymbol{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 4s^1}$

(Oviedo. 2013-2014/ 5. 4B)

El NH_3 es 3000 veces más soluble en agua que el fosfano, PH_3. Explique la diferencia en las solubilidades de las dos sustancias en agua si ambas presentan una geometría de pirámide trigonal.

Datos de electronegatividades: χ (N) = 3,0; χ (P) = 2,1; χ (H) = 2,1

Solución:

Los enlaces del fosfano no son polares, debido a que la electronegatividad del fósforo y del hidrógnos son idénticas (2,1). Por tanto ***el fosfano será una molécula no polar.***

Los enlaces del amoniaco sí que son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre el N y el H y, debido a su geometría, la molécula tendrá un momento dipolar no nulo. ***El amoniaco, por tanto, será una molécula polar*** lo que indica que será soluble en disolventes polares como el agua.

Además ***el amoniaco formará enlaces de hidrógeno*** aumentando las interacciones con las moléculas del disolvente.

(Oviedo. 2013-2014/ 4. 4A)

Escriba el valor de los números cuánticos n, l y m_l para los orbitales de la subcapa 3d. Indique, de forma razonada, el número máximo de electrones que pueden ocupar la citada subcapa.

Solución:

n= 3, l =2

Para l = 2, $\boldsymbol{m_l = -2, -1, 0, +1, +2}$

Existen cinco orbitales que difieren en su orientación espacial:

(3, 2, -2), (3, 2, -1), (3, 2, 0), (3, 2, +1), (3, 2, +2)

Como los electrones cumplen el Principio de Exclusión puede haber, como máximo, dos electrones (con distinto spin) en cada nivel, total ***diez electrones***:

(3, 2, -2, 1/2), (3, 2, -2, -1/2), (3, 2, -1, 1/2), (3, 2, -1, -1/2), (3, 2, 0, 1/2), (3, 2, 0, -1/2),

(3, 2, +1, 1/2), (3, 2, +1, -1/2), (3, 2, +2, 1/2), (3, 2, +2, -1/2).

(Oviedo. 2013-2014/ 4. 4B)

Las energías de red del LiF y del KF son - 1046 y – 826 kJ/mol, respectivamente. Justifique la diferencia entre estos valores de las energías de red si ambos compuestos presentan el mismo tipo de estructura cristalina. Indique, de forma razonada, el compuesto que presentará el valor más elevado del punto de fusión normal.

Solución:

Los factores que determinan la energía de red son:

- La carga de los iones (Z). Es el término más importante. La energía de red para un compuesto tipo $A^{2+}B^{2-}$ es cuatro veces superior a la de otro tipo A^+B^- (como el KF).

- La geometría de la red (recogida en la constante de Madelung, A). La importancia de la geometría es menor, ya que los valores de A para varias geometrías no son muy diferentes.
- La distancia entre los iones (r_0). A menor distancia, energía de red más negativa. Compuesto más estable.

$$\Delta H_{red} = -\frac{(Z^+)(Z^-)e^2 \ N \ A}{4\pi \ \varepsilon_0 \ r_0}\left(1-\frac{1}{n}\right)$$

En este caso tenemos dos compuestos con igual carga (+1 y -1) y con la igual geometría, luego la diferencia ha de estar en el tamaño de los iones.

Efectivamente, el catión fluoruro (***F^-***) es común a los dos compuestos, pero ***el catión potasio (K^+) es considerablemente más grande (es un elemento del cuarto periodo) que el catión litio (Li^+).*** Una mayor distancia entre los iones implica que la energía de red sea menos negativa y, por tanto, será más fácil romper los enlaces, lo que condiciona, por ejemplo, que la temperatura de fusión sea más baja.

El LiF tendrá una temperatura de fusión normal más alta al tener una energía de red más negativa.

(Oviedo. 2013-2014/ 3. 4A)

Utilizando la correspondiente configuración electrónica, indique, de forma razonada, el periodo y el grupo de la tabla periódica a los que pertenece el elemento X (Z= 34). Escriba la configuración electrónica de la especie X^{2-}

Solución:

X (Z= 34). ***Cuarto periodo, grupo 16 (calcógenos)*** (Se)

Configuraciones electrónicas:

[X]= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$

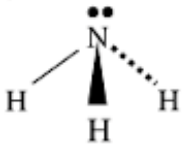
El ion X^{2-} tendrá dos electrones más que el átomo neutro, luego:

[X^{2-}]= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ (estructura de gas noble)

(Oviedo. 2013-2014/ 3. 4B)

Deduzca el carácter polar o no polar de las siguientes moléculas:

Ángulo de enlace
F – B – F = 120º



Ángulo de enlace
H – N – H = 107º

Solución:

Los enlaces de ambas moléculas serán polares debido a la diferente electronegatividad de los átomos enlazados (B-F, N-H), sin embargo, ***el BF_3 será una molécula apolar*** pues su geometría, (triangular plana) condiciona que la suma (vectorial) de los momentos dipolares de los tres enlaces den un momento dipolar total nulo.

La molécula de amoniaco, NH_3, presenta una geometría de pirámide trigonal, lo que condiciona que la suma de los momentos dipolares de los tres enlaces den como resultado un momento dipolar total no nulo. ***El amoniaco, por tanto, será polar.***

(Oviedo. 2013-2014/ 2. 4A)

Indique, de forma razonada, el número máximo de electrones desapareados que presentan los siguientes átomos:

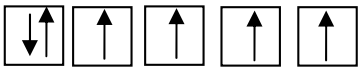
a) Fe (Z=26) b) Sb (Z= 51)

Solución:

Configuración electrónica:

Fe (Z = 26): ***$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$;*** Sb (Z = 51): ***$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$***

El hierro tendrá cuatro electrones desapareados, los que ocupan los orbitales "d", ya que hay cinco orbitales disponibles, correspondientes a los valores -2, -1, 0, +1, +2 del número cuántico m_l y siempre que sea posible los electrones se colocan con spines paralelos (regla de Hund), para evitar el gasto de energía para aparear los spines.



El antimonio tendrá tres electrones desapareados, los tres situados en el nivel 5p, ya que tenemos tres orbitales disponibles y los electrones se situarán con spin paralelo para evitar gastar la energía de apareamiento (regla de Hund).

(Oviedo. 2013-2014/ 1. 4A)

A partir de las configuraciones electrónicas:

$X^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $Y^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden estos iones. Indique el grupo y periodo de la tabla periódica al que pertenece cada uno de los elementos. Indique, de forma razonada, el elemento que presenta el valor más bajo de la primera energía de ionización.

Solución:

El ion X^{2+} tendrá dos electrones menos que el átomo neutro, por tanto deducimos que el número atómico de X será: Z = 20 (Ca).

Configuración electrónica: [Z]= ***$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 4s^2$***

Cuarto periodo (n, última capa = 4).
Grupo 2 (alcalino-térreos). Estructura capa de valencia: ***ns^2***

El ion Y^{2-} tendrá dos electrones más que el átomo neutro, por tanto deducimos que el número atómico de Y será: Z =34 (Se).

Configuración electrónica: [Y]= ***$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$***

Cuarto periodo (n, última capa = 4).
Grupo 16 (calcógenos). Estructura capa de valencia: ***ns^2np^4***

La energía de ionización dependerá de la fuerza con que el electrón esté ligado al núcleo y esta aumentará si la carga del núcleo es grande y la distancia pequeña.

Ambos elementos están situados en el cuarto periodo. Teniendo en cuenta que cuando nos desplazamos hacia la derecha en un periodo los electrones de la capa de valencia se sitúan a la misma distancia del núcleo, mientras que el número de protones crece, la energía de ionización crecerá hacia la derecha, ***luego el selenio (Z=34) tendrá una energía de ionización superior al calcio (Z = 20).***

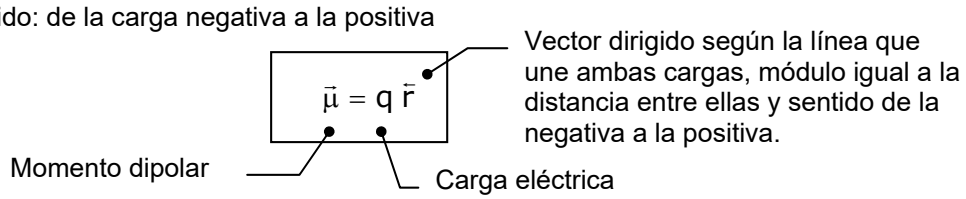
(Oviedo. 2013-2014/ 1. 4B)

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

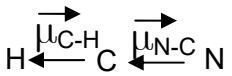
Solución:

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. 2012-2013/ 8. 4A)

Indique de forma razonada la notación del orbital que corresponde a cada una de las siguientes combinaciones de números cuánticos:

Si la combinación de números cuánticos no está permitida escriba "no está permitido".

a) n = 1, l = 0 b) n = 3, l = - 3

c) n = 3, l = 2 c) n = 2, l = 1

Solución:

a) ***1s*** (l= 0; "s") b) ***No está permitido***. l no puede tomar valores negativos.

c) ***3 d*** (l= 2; "d") d) ***2 p*** (l= 1; "p")

(Oviedo. 2012-2013/ 8. 4B)

A partir de los datos siguientes:

Propiedad física	Sustancias	
	H_2O	H_2S
Punto de ebullición normal (^{0}C)	100	- 60,7
Punto de fusión normal (^{0}C)	0,00	- 85,5

a) Indique, de forma razonada, la sustancia que presenta fuerzas intermoleculares más intensas.
b) Indique el tipo de fuerzas intermoleculares que presentan cada una de las sustancias.

Solución:

El agua presenta puntos de fusión y ebullición mucho más elevados que el H_2S, indicativo de que existen unas interacciones moleculares mucho más fuertes..

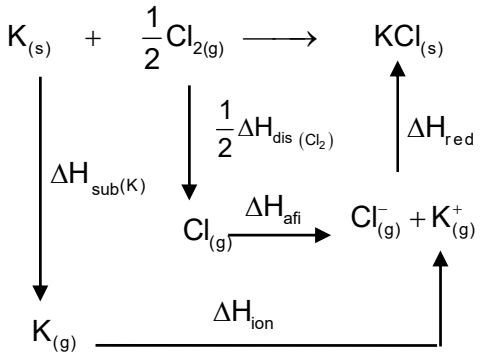
Ambas sustancias son polares, debido a la polaridad de sus enlaces, y a que presentan una geometría angular, por tanto ***es de esperar fuerzas de van der Waals del tipo dipolo-dipolo***, pero ***en el caso del agua van a formarse, además, enlaces de hidrógeno*** (mucho más fuertes) que estarán ausentes en el H_2S, ya que solo se forman con no metales pequeños, del segundo periodo.

(Oviedo. 2012-2013/ 7. 1)

Construya el ciclo de Born-Haber para y calcule la energía de red (ΔH_{Red}) del KCl(s) a partir de los siguientes datos:

- Entalpía estándar de formación del KCl(s) (s) [$\Delta H_f(KCl)$]= - 437 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del K(s) [$\Delta H_{Sub}\,K(s)$]= 89,24 kJ/mol
- Entalpía de disociación del $Cl_2(g)$ [$\Delta H_{Dis}Cl_2(g)$]= 244 kJ/mol
- Primer energía de ionización del K(g) [$\Delta H_{Ion}\,K(g)$]= 418,9 kJ/mol
- Afinidad electrónica del Cl(g) [$\Delta H_{Afi}\,Cl(g)$]= - 349 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

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

Despejando:

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

$$\Delta H_{red} = -437\,\frac{kJ}{mol} - [89,24 + 418,9 + \frac{1}{2}(244) + (-349)]\,\frac{kJ}{mol} = -718,14\,\frac{kJ}{mol}$$

(Oviedo. 2012-2013/ 7. 4A)

Ordene las siguientes especies de acuerdo con el valor creciente de sus radios atómicos: S^{2-}, Cl^-, P^{3-}. Justifique la respuesta.

Datos: S (Z=16); Cl (Z=17), P (Z=15)

Solución:

Los tres son iones del tercer periodo y los tres tiene completa la capa de valencia, pero al ir ***hacia la derecha aumenta la carga nuclear*** y como todos los electrones se sitúan en la capa más externa ***no ejercerán efecto pantalla apreciable***, luego se espera que el radio disminuya de sulfuro al cloruro: $S^{2-}>P^3>Cl^-$.

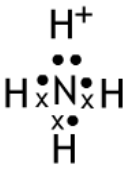
(Oviedo. 2012-2013/ 7. 4B)

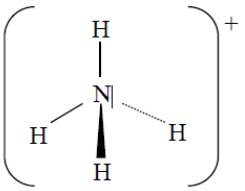
Para el catión NH_4^+, deduzca la estructura de Lewis, nombre y dibuje la geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados.

Datos: N (Z=16); Cl (Z=7), H (Z=1)

Solución:

La estructura de Lewis que se propone consta de cuatro enlaces covalentes (uno de ellos dativo), por lo que es de esperar una estructura tetraédrica con ángulos de enlace de $109{,}5^0$.





(Oviedo. 2012-2013/ 6. 4A)

Indique el valor, o valores, posibles para cada uno de los números cuánticos que faltan. Justifique la respuesta.

a) n = 3, l = ?, m_l= 2 b) n = ?, l = 2, m_l= 1
c) n = 4, l = 2, m_l= ? d) n = ?, l = 0, m_l= ?

Solución:

a) Como: l= 0… (n-1) y m_l= - l … 0… + l, y como m_l= 2; ***l = 2***

b) Como: l= 0… (n-1) y m_l= - l … 0… + l, y como m_l= 2; $n \geq 3$

c) m_l= - l … 0… + l, y como l= 2; ***m_l= - 2, -1, 0, +1, +2***

d) Como: l= 0… (n-1) y m_l= - l … 0… + l, y como l =0; $n \geq 1, ml = 0$

(Oviedo. 2012-2013/ 5. 4A)

Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones: X (Z=35), X^-; Y (Z=38), Y^{2+}. Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos.

Solución:

El ion X^- tendrá un electrón más que el átomo neutro, luego: 36 electrones:

$$[X^-] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$$

El elemento X (Z=35), [X]= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$***, pertenecerá al cuarto periodo (máximo valor de n=4) y al grupo 17 (halógenos),*** ya que la configuración de la capa de valencia es: $4s^2 4p^5$

El ion Y^{2+} tendrá dos electrones menos que el átomo neutro, luego: 36 electrones, ***tendrá la misma configuración electrónica que el ion X^-:***

$$[Y^{2+}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$$

El elemento Y (Z=38), [Y]= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$***, pertenecerá quinto periodo (máximo valor de n=5) y al grupo 2 (alcalino-térreos),*** ya que la configuración de la capa de valencia es: $5p^2$

(Oviedo. 2012-2013/ 4. 4A)

Indique el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos. Justifique la respuesta:

a) n = 2, m_s= - 1/2 b) n = 4, l = 2

Solución:

a) Para n=2, existen los siguientes estados energéticos u orbitales:

(2, 0, 0), (2, 1,- 1), (2, 1, 0), (2, 1, -1).

Considerando el Principio de Exclusión en cada estado puede haber, como máximo, dos electrones, uno con spin +1/2 y otro con spin – 1/2. Luego ***podrá haber un máximo de cuatro electrones.***

b) Para n=4 y l =2, existen los siguientes estados energéticos u orbitales:

(4, 2, - 2), (4, 2,- 1), (4, 2, 0), (4, 2, -1), (4, 2, -2).

Considerando el Principio de Exclusión en cada estado puede haber, como máximo, dos electrones, uno con spin +1/2 y otro con spin – 1/2. Luego ***podrá haber un máximo de diez electrones.***

(Oviedo. 2012-2013/ 3. 4A)

Escriba las configuraciones electrónicas de los iones: X^{2+}, X (Z=20) e Y^{2-} (Z=34). Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece loe elementos de los que derivan estos iones.

Solución:

El ion X^{2+} ***tendrá dos electrones menos que el átomo neutro***, luego: 18 electrones:

$$[X^{2+}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

El elemento X (Z=20), [X]= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 4s^2$***, pertenecerá al cuarto periodo (máximo valor de n=4) y al grupo2 (alcalino-térreos),*** ya que la configuración de la capa de valencia es: ns^2.

El ion Y^{2-} ***tendrá dos electrones más que el átomo neutro,*** luego: 36 electrones:

$$[Y^{2-}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$$

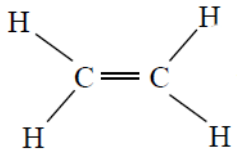
El elemento Y (Z=34), [Y]= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$***, pertenecerá cuarto periodo (máximo valor de n=4) y al grupo 16 (calcógenos),*** ya que la configuración de la capa de valencia es: ns^2np^4

(Oviedo. 2012-2013/ 3. 5A)

Para la molécula C_2H_4, deduzca la estructura de Lewis, nombre y dibuje la geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados.

Datos: C (Z=6); Cl (Z=7), H (Z=1)

Solución: Diagrama de Lewis:



La estructura propuesta muestra un átomo de carbono con tres átomos enlazados (dos H y un C), por ***tanto estructura triangular plana con ángulos de enlace de*** 120^0.

Se puede razonar también considerando ***la hibridación de los átomos de carbono,*** sp^2, que tienen una disposición triangular con ángulos de 120^0.

(Oviedo. 2012-2013/ 2. 4A)

Indique, de forma razonada, el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener los números cuánticos n = 3, m_l= - 1

Solución:

Para n=3, l = 0, 1, 2, tendremos los siguientes estados energéticos u orbitales:

(3, 0, -0)
(3, 1,- 1), (3, 1, 0), (3, 1, +1)
(3, 2, -2), ***(3, 2, - 1***), (3, 2, 0), (3, 2, + 1), (3, 2, +2).

Se han señalado en negrita los que cumplen las condiciones dadas en el enunciado (n =3, m_l= - 1). Como los electrones alojados deben tener distinto el cuarto número cuántico, el de spin, y como este solo puede tomar los valores + ½ y – ½ , podrán existir ***cuatro electrones como máximo***.

(Oviedo. 2012-2013/ 1. 4A)

Escriba las correspondientes configuraciones electrónicas de los elementos X (Z= 8) e Y (Z= 34) e indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos. A partir de esas configuraciones electrónicas, indique, de forma razonada, el elemento que presenta el valor más bajo del radio atómico.

Solución:

Configuración electrónica: Z = 8: $1s^2 2s^2 2p^4$; Z = 34: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$

Z= 8 (O)

Segundo periodo (n, última capa =2).
Grupo 16 (calcógenos). Estructura capa de valencia: ns^2np^4

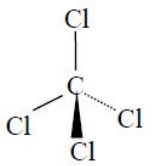
Z= 34 (Se)

Cuarto periodo (n, última capa =4).
Grupo 16 (calcógenos). Estructura capa de valencia: ns^2np^4

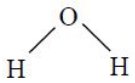
Ambos elementos pertenecen al grupo de los calcógenos, pero ***el oxígeo (Z= 8) tiene dos capas y el selenio (Z= 34) cuatro, luego, el oxígeno tiene un radio atómico más pequeño.***

(Oviedo. 2012-2013/ 1. 4B)

Deduzca el carácter polar o no polar de las siguientes moléculas:



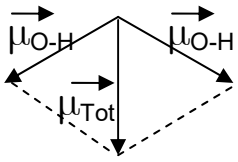
Ángulo de enlace Cl – C- Cl = 109,5 º



Ángulo de enlace H – O – H = 104,5 º

Solución:

Ambas moléculas tiene enlaces polares, ya que los átomos enlazados (C-Cl y O-H) tienen distinta electronegatividad, pero ***el tetracloruro de carbono, debido a su geometría tetraédrica tendrá un momento dipolar total nulo, mientras que el agua, con una estructura angular tendrá un momento dipolar total no nulo.***



La molécula de agua será polar y la de tetracloruro, apolar.