	<p style="text-align: center;">Átomo. Sistema periódico. Enlaces (2016-2013)</p>	<p style="text-align: center;">Problemas resueltos</p>
--	--	---

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

Los puntos normales de ebullición del metanol (CH₃OH, masa molecular: 32 g/mol) y del etano (CH₃CH₃, masa molecular 30 g/mol) son 64,7 °C y -89 °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] ns² np⁵ b) [gas noble] ns¹
 c) [gas noble] ns² (n-1) d¹⁰np¹ d) [gas noble] ns² (n-1) d²

Solución:

- a) Grupo de los **halógenos (grupo 17)** Configuración capa de valencia: **ns² np⁵**
 b) Grupo de los **alcalinos (grupo 1)**. Configuración capa de valencia: **ns¹**
 c) Grupo del **boro (grupo 13)**. Configuración capa de valencia: **ns² np¹**
 d) Grupo de los **metales de transición (grupo 4)**. Configuración: **(n-1) d² ns²**

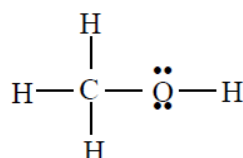
(Oviedo. 2015-2016/ 7. 5A)

Para la molécula CH₃OH, deduzca la estructura de Lewis. Nombre y dibuje la geometría molecular alrededor de los átomos de carbono y oxígeno.

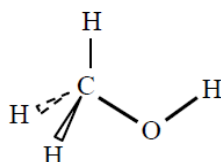
Datos: C (Z=6), H (Z=1), O (Z=8)

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°) 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°**



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

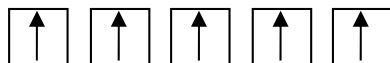
Indique, justificando la respuesta, el número de electrones desapareados que presentan, en estado fundamental, los átomos de Mn (Z= 25) y Se (Z= 34)

Solución:

Configuración electrónica:

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

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.

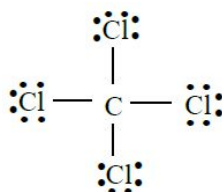
Solución:

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.

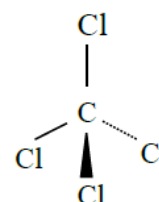
El enlace de hidrógeno se da cuando átomos con electronegatividad elevada, y pequeños, tales como O, N y F (situados en el segundo periodo), están unidos al H. Aunque el llamado “*enlace de hidrógeno*” no llega a la categoría de enlace (es veinte veces más débil que un enlace covalente) es considerablemente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

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

Para la molécula CCl₄, 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 CCl₄ será:

El átomo de carbono tendrá una estructura tetraédrica (ángulos de 109,5°)



(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 (°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.**

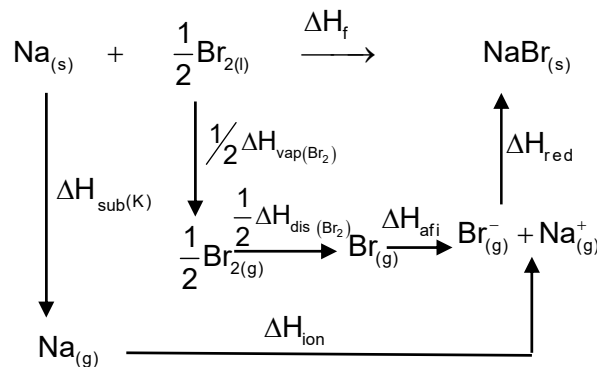
El hecho de que los puntos de ebullición crezcan al descender en el grupo induce a pensar que **las fuerzas de Debye y de London son importantes**, debido a que cuanto más grandes sean los átomos, más polarizables son y, de ahí, que **este tipo de fuerzas se vayan haciendo mayores a medida que se desciende 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) [$\Delta H_f(\text{NaBr})$]= - 361,4 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del Na(s) [$\Delta H_{\text{Sub}} \text{Na(s)}$]= 107,3 kJ/mol
- Entalpía de vaporización del Br₂(l) [$\Delta H_{\text{vap}} \text{Br}_2(\text{l})$]= 30,7 kJ/mol
- Entalpía de disociación del Br₂(g) [$\Delta H_{\text{Dis}} \text{Br}_2(\text{g})$]= 193 kJ/mol
- Primer energía de ionización del Na(g) [$\Delta H_{\text{ion}} \text{Na(g)}$]= 495,8 kJ/mol
- Afinidad electrónica del Br(g) [$\Delta H_{\text{Afi}} \text{Br(g)}$]= - 324,6 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

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

Despejando:

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

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

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

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

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 sea más pequeño que en oxígeno. Si ahora comparamos el oxígeno neutro y el anión O²⁻, 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.

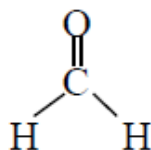
(Oviedo. 2015-2016/ 3. 4B)

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°** .

(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.

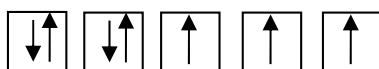
- a) Co (Z=27) b) Zr (Z=40)

Solución:

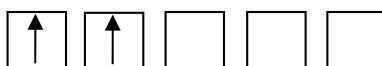
Configuración electrónica:

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

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

Z= 16 (S)

Tercer periodo (n, última capa =3).

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

Z= 52 (Te)

Quinto periodo (n, última capa =5).

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

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) $1s^2 2s^2 2p^2$ b) $1s^2 2s^2 3p^1$ c) $1s^2 2s^2 2d^2 3s^1$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5 5s^1$

Solución:

- Estado fundamental**, los electrones se han situado en los orbitales de energía mínima.
- 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.
- Estado imposible**. Para n =2, l = 0 (s), 1 (p). No existen orbitales d para los cuales l = 3.
- 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.

$$\Delta H_{\text{red}} = - \frac{(Z^+)(Z^-) e^2 N A}{4\pi \epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

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: **4d**.
- 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). $[\text{Br}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
 Periodo 4, grupo 1 (alcalinos). $Z = 19$ (K). $[\text{K}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- 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 H₂O y el H₂S 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 H₂S).

(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:

Total: 9 orbitales

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

✓ (3, 0, 0)

Para l = 0, m_l = 0

✓ (3, 1, -1), (3, 1, 0), (3, 1, +1)

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

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

Para l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +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 A²⁺B²⁻ 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 (r₀). A menor distancia, energía de red más negativa. Compuesto más estable.

$$\Delta H_{\text{red}} = - \frac{(Z^+)(Z^-) e^2 N A}{4\pi \epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

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.

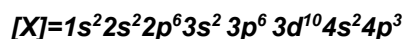
El NaBr será más soluble en agua al tener una energía de red menos negativa.

(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:



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

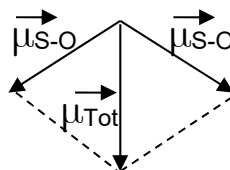
(Oviedo. 2014-2015/ 3. 4B)

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

- SiO_2 (geometría molecular angular).
- 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:

- $1s^2 2s^2 3p^2 4s^1$
- $[Ar] 3d^{10} 4s^1 4p^3 5s^2$

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:

- $Z = 7$ (N). **Grupo 15 (pnictógenos)**. Configuración: $[N] = 1s^2 2s^2 2p^3$
- $Z = 34$ (Se). **Grupo 16 (calcógenos)**. Configuración: $[Se] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$

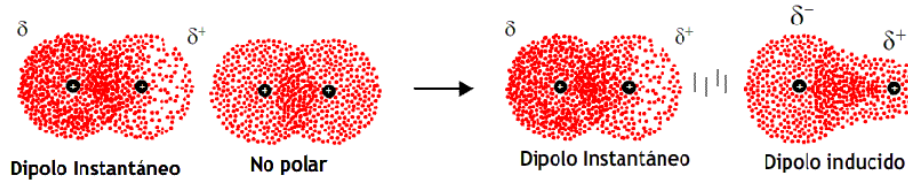
(Oviedo. 2014-2015/ 2. 4B)

Para las sustancias: Br₂ 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 Br₂ 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.



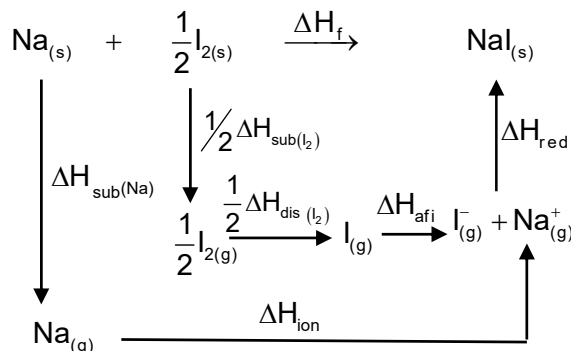
El HCl es una molécula polar. Las interacciones predominantes entre las moléculas serán, del tipo dipolo-dipolo (fuerzas de Keeson). Este tipo de interacciones son, normalmente, más intensas que las anteriores, luego es de esperar que **el HCl tenga un punto de ebullición más alto que el Br₂.**

(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) [$\Delta H_f(\text{NaI})$] = - 287,8 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del Na(s) [$\Delta H_{\text{Sub}} \text{Na(s)}$] = 107,3 kJ/mol
- Entalpía de sublimación del I₂(s) [$\Delta H_{\text{Sub}} \text{I}_2(\text{s})$] = 62,44 kJ/mol
- Entalpía de disociación del I₂(g) [$\Delta H_{\text{Dis}} \text{I}_2(\text{g})$] = 151 kJ/mol
- Primer energía de ionización del Na(g) [$\Delta H_{\text{Ion}} \text{Na(g)}$] = 495,8 kJ/mol
- Afinidad electrónica del I(g) [$\Delta H_{\text{Afi}} \text{I(g)}$] = - 295,2 kJ/mol

Solución:



Del ciclo se deduce la siguiente relación:

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

Despejando:

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

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

(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.

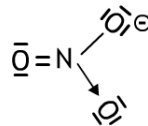
Luego: $I^- > I > I^+$

(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° .**

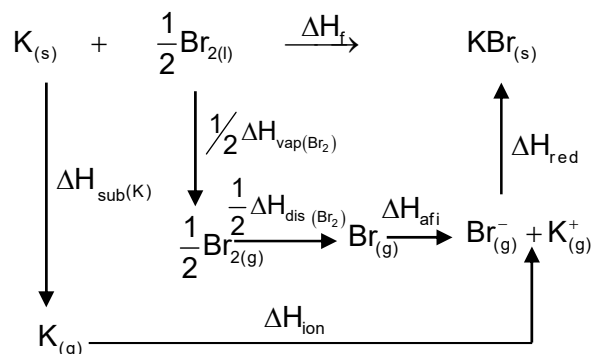
Probablemente la estructura real sea un **híbrido de resonancia** en el que la carga negativa se deslocaliza sobre los tres átomos de oxígeno y los enlaces N-O sean idénticos y mezcla de doble y sencillo.

(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:

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

Despejando:

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

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

(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: **1s²2s²2p²**

Esta sería la configuración teórica del carbono, aunque la configuración real será 1s²2s¹2p³, 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: **1s²2s²2p⁵**

Segundo periodo (n, última capa =2).

Grupo 17 (halógenos). Estructura capa de valencia: **ns²np⁵**

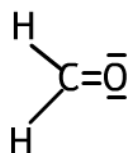
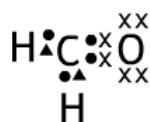
La afinidad electrónica crece en un periodo de izquierda a derecha, **luego el flúor tendrá mayor afinidad electrónica que el carbono.** También se puede razonar considerando la proximidad del flúor a la estructura estable de gas noble, lo que condicionará su elevada tendencia a adquirir electrones.

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

Para la molécula CH₂O, 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°**

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

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

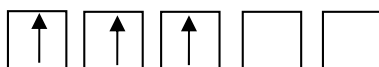
- a) V (Z= 23) b) Cd (Z= 48)

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 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 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 $l = 1, m_l = -1, 0, +1$
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, X²⁻, 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]= **1s²2s²2p⁶3s² 3p⁴**

[Ca]= **1s²2s²2p⁶3s² 3p⁶4s²**

El ion X²⁻ tendrá dos electrones más que el átomo neutro, luego:

[S²⁻]= **1s²2s²2p⁶3s² 3p⁶** (estructura de gas noble)

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

[Ca⁺]= **1s²2s²2p⁶3s² 3p⁶4s¹**

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

El NH₃ es 3000 veces más soluble en agua que el fosfano, PH₃. 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 hidrógenos 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, **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.

$$\Delta H_{\text{red}} = - \frac{(Z^+)(Z^-)e^2 N A}{4\pi \epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

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:

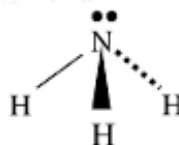
$[X^{2-}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ (estructura de gas noble)

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

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



Ángulo de enlace
F - B - F = 120°



Ángulo de enlace
H - N - H = 107°

Solución:

Los enlaces de ambas moléculas serán polares debido a la diferente electronegatividad de los átomos enlazados (B-F, N-H), sin embargo, **el BF₃ 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, NH₃, 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)

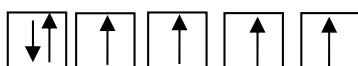
b) Sb (Z= 51)

Solución:

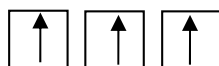
Configuración electrónica:

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.

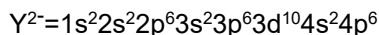
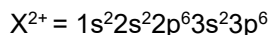


El antimonio tendrá tres electrones desapareados, los tres situados en el nivel 5p, ya que tenemos tres orbitales disponibles y los electrones se situarán con spin paralelo para evitar gastar la energía de apareamiento (regla de Hund).



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

A partir de las configuraciones electrónicas:



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: $ns^2 np^4$

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 ($Z = 20$).**

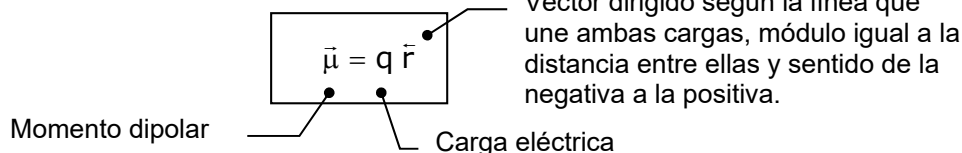
(Oviedo. 2013-2014/ 1. 4B)

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.

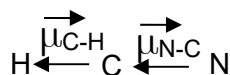
Solución:

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) $n = 3, l = 2$ d) $n = 2, l = 1$

Solución:

- a) **1s** ($l = 0$; "s") b) **No está permitido.** l no puede tomar valores negativos.
 c) **3d** ($l = 2$; "d") d) **2p** ($l = 1$; "p")

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

A partir de los datos siguientes:

Propiedad física	Sustancias	
	H ₂ O	H ₂ S
Punto de ebullición normal (°C)	100	- 60,7
Punto de fusión normal (°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:

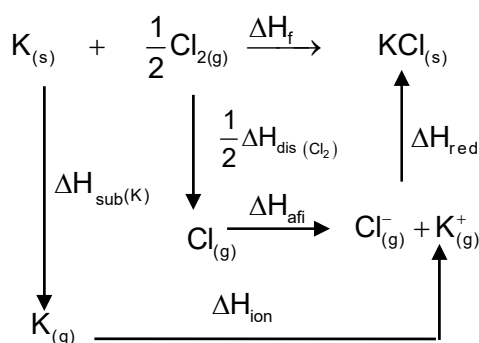
El agua presenta puntos de fusión y ebullición mucho más elevados que el H₂S, indicativo de que existen unas interacciones moleculares mucho más fuertes.

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 H₂S, 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) ($\Delta H_f(\text{KCl})$) = - 437 kJ/mol.
- Entalpía de sublimación del K(s) [$\Delta H_{\text{Sub}} \text{K(s)}$] = 89,24 kJ/mol
- Entalpía de disociación del Cl₂(g) [$\Delta H_{\text{Dis}} \text{Cl}_2(\text{g})$] = 244 kJ/mol
- Primera energía de ionización del K(g) [$\Delta H_{\text{Ion}} \text{K(g)}$] = 418,9 kJ/mol
- Afinidad electrónica del Cl(g) [$\Delta H_{\text{Afi}} \text{Cl(g)}$] = - 349 kJ/mol

Solución:

Del ciclo se deduce la siguiente relación:

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

Despejando:

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

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

(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**, lo que provoca una contracción de tamaño al ir del fósforo al cloro. Por tanto: $\text{P}^{3-} > \text{S}^{2-} > \text{Cl}^-$

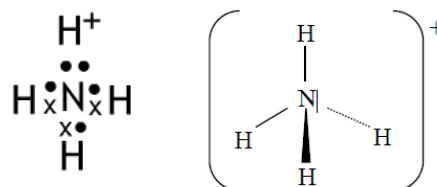
(Oviedo. 2012-2013/ 7. 4B)

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=7); Cl (Z=17), 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 $109,5^\circ$.



(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:

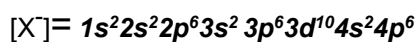
- a) Como: $l = 0 \dots (n-1)$ y $m_l = -l \dots 0 \dots +l$, y como $m_l = 2$; $l = 2$
b) Como: $l = 0 \dots (n-1)$ y $m_l = -l \dots 0 \dots +l$, y como $m_l = 2$; $n \geq 3$
c) $m_l = -l \dots 0 \dots +l$, y como $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
d) Como: $l = 0 \dots (n-1)$ y $m_l = -l \dots 0 \dots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

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

Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones: X (Z=35), X⁻; Y (Z=38), Y²⁺. Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece cada uno de los elementos.

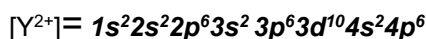
Solución:

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



El elemento X (Z=35), [X] = 1s²2s²2p⁶3s² 3p⁶3d¹⁰4s²4p⁵, pertenecerá al cuarto periodo (máximo valor de n=4) y al grupo 17 (halógenos), ya que la configuración de la capa de valencia es: **4s²4p⁵**

El ion Y²⁺ tendrá dos electrones menos que el átomo neutro, luego: 36 electrones, *tendrá la misma configuración electrónica que el ion X⁻*:



El elemento Y (Z=38), [Y] = 1s²2s²2p⁶3s² 3p⁶3d¹⁰4s²4p⁶5s², pertenecerá quinto periodo (máximo valor de n=5) y al grupo 2 (alcalino-térreos), ya que la configuración de la capa de valencia es: **5p²**

(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:

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

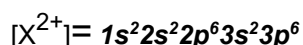
Considerando el Principio de Exclusión en cada estado puede haber, como máximo, dos electrones, uno con spin $+1/2$ y otro con spin $-1/2$. Luego **podrá haber un máximo de diez electrones**.

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

Escriba las configuraciones electrónicas de los iones: X²⁺, X (Z=20) e Y²⁻ (Z=34). Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a la que pertenece los elementos de los que derivan estos iones.

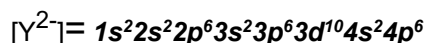
Solución:

El ion X²⁺ tendrá dos electrones menos que el átomo neutro, luego: 18 electrones:



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 grupo 2 (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:



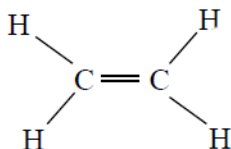
El elemento Y (Z=34), $[Y]=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$, pertenecerá cuarto periodo (máximo valor de $n=4$) y al grupo 16 (calcógenos), ya que la configuración de la capa de valencia es: $ns^2 np^4$

(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); 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°** .

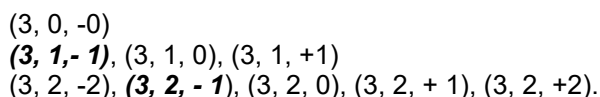
Se puede razonar también considerando **la hibridación de los átomos de carbono, sp^2** , que tienen una disposición triangular con ángulos de 120° .

(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:



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 $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, 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: $ns^2 np^4$

$Z = 34$ (Se)

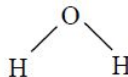
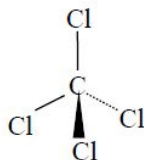
Cuarto periodo (n, última capa = 4).

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

Ambos elementos pertenecen al grupo de los calcógenos, pero **el oxígeno ($Z = 8$) 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 = $109,5^\circ$

Ángulo de enlace H – O – H = $104,5^\circ$

Solución:

Ambas moléculas tienen 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.

