

Solucionario U8 Enlace químico

1) Datos

$\Delta H_f(KI) = -327 \text{ kJ/mol}$   
 $E_{\text{sub}}(K) = 90 \text{ kJ/mol}$   
 $E_{\text{sub}}(I_2) = 62 \text{ kJ/mol}$   
 $E_{\text{dis}}(I_2) = 149 \text{ kJ/mol}$   
 $E_{\text{ion}}(K) = 418 \text{ kJ/mol}$   
 $A.E.I.(I) = -308 \text{ kJ/mol}$

Ciclo de Born-Haber

$$K(s) + \frac{1}{2} I_2(s) \xrightarrow{\Delta H_f} KI(s)$$

$\Delta H_f = S + EI + \frac{1}{2} S_{I_2} + \frac{1}{2} D + AE + U$

$-327 = 90 + 418 + \frac{1}{2} 62 + \frac{1}{2} 149 - 308 + U$

$-327 = 305.5 + U \rightarrow U = -632.5 \text{ kJ/mol}$

- 2) Fórmula empírica = Compuesto que forma
- a)  $K (Z=19): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow K^+ (Z=19) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   
 $I (Z=53): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$   
 $I^- (Z=53): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$   
 Los iones son  $K^+$  y  $I^- \rightarrow$  Compuesto KI
- b)  $Mg (Z=12): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow Mg^{2+} (Z=12) = 1s^2 2s^2 2p^6$   
 $S (Z=16): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow S^{2-} (Z=16) = 1s^2 2s^2 2p^6 4s^2 3p^6$   
 Los iones son  $Mg^{2+}$  y  $S^{2-} \rightarrow$  Compuesto  $MgS$
- c)  $Al (Z=13): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow Al^{3+} (Z=13) = 1s^2 2s^2 2p^6$   
 $N (Z=7): 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow N^{3-} (Z=7) = 1s^2 2s^2 2p^6$   
 Los iones son  $Al^{3+}$  y  $N^{3-} \rightarrow$  Compuesto  $AlN$
- d)  $Na (Z=11): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow Na^+ (Z=11) = 1s^2 2s^2 2p^6$   
 $C (Z=6): 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow C^{4-} (Z=6) = 1s^2 2s^2 2p^6$   
 Los iones son  $Na^+$  y  $C^{4-} \rightarrow$  Compuesto  $Na_4C$

- 3) a) Los cuatro compuestos ( $RbI, CsI, KI, NaI$ ) son compuestos iónicos con el mismo anión  $I^-$ , se diferencian en el catión. La energía reticular es la liberada al unirse los iones y formarse un mol de sólido iónico en estado cristalino. Cuanto mayor sea la fuerza entre los iones, mayor será la energía reticular. Cuanto menor sea el radio del catión mayor será la fuerza electrostática entre los iones.  
 $r_{Na^+} < r_{K^+} < r_{Rb^+} < r_{Cs^+}$   
 La mayor energía reticular será la del  $NaI$
- b) El punto de fusión depende de la intensidad de las fuerzas de atracción entre los iones de signo contrario, ya que el punto de fusión es la temperatura en la que el sólido pasa a líquido. Por lo tanto, el punto de fusión está relacionado con el radio de los iones. En este caso el  $NaI$  es el cristal con mayor punto de fusión.

4)  $S (Z=16): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  6 e capa valencia  
 $C (Z=6): 1s^2 2s^2 2p^2$  4 e capa valencia  
 $H (Z=1): 1s^1$  1 e capa valencia  
 $N (Z=7): 1s^2 2s^2 2p^3$  5 e capa valencia  
 $Si (Z=14): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$  4 e capa valencia  
 $O (Z=8): 1s^2 2s^2 2p^4$  6 e capa valencia

$S_2C$   $:\ddot{S}::\ddot{C}::\ddot{S}:$   $\rightarrow$   $:\ddot{S}=C=S:$

$H_3CN$   $H \cdot \times \overset{\times}{C} \times \overset{\times}{N}:$   $\rightarrow$   $H-C \equiv N:$

$SiO_4^{4-}$   $:\ddot{O}::\ddot{O}::\ddot{O}::\ddot{O}:$   $\rightarrow$   $SiO_4^{4-}$

El átomo menos electronegativo (exceptuando el H) se pone en el centro

- 5)  $Br_2, HF, Al$  y  $KI$
- a)  $Br_2 \rightarrow$  unión de dos no metales, enlace covalente  
 $HF \rightarrow$  unión de dos no metales, enlace covalente  
 $Al \rightarrow$  unión de un metal, enlace metálico  
 $KI \rightarrow$  unión de un metal y un no metal, enlace iónico
- b)  $Br (Z=35): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$  7 e última capa  
 $\overset{\times}{\times} \ddot{Br} \cdot \times \ddot{Br}:$   $\rightarrow$   $:\ddot{Br}-\ddot{Br}:$
- $H (Z=1): 1s^1$   
 $F (Z=9): 1s^2 2s^2 2p^5$   
 $H \cdot \cdot \ddot{F}:$   $\rightarrow$   $H-\ddot{F}:$

6) Para que una molécula sea polar, es necesario que tenga momentos dipolares (la diferencia de electronegatividad entre los átomos provoca una pequeña densidad de carga en los extremos del enlace) y que la suma de estos momentos no sea nula.

$BCl_3$  geometría triangular

Los momentos dipolares del eje x se anulan y los de y también, por lo tanto la molécula  $BCl_3$  es apolar.

$NCl_3$  geometría piramidal

Los momentos dipolares del eje x se anulan pero los del eje y no, por lo tanto la molécula  $NCl_3$  es polar.

- 7)  $H (Z=1): 1s^1$  1 e última capa  
 $O (Z=8): 1s^2 2s^2 2p^4$  6 e capa valencia  
 $N (Z=7): 1s^2 2s^2 2p^3$  5 e capa valencia  
 $C (Z=6): 1s^2 2s^2 2p^2$  4 e capa valencia  
 $Cl (Z=17): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  7 e capa valencia
- a)  $H_2O$   $NH_3$   $CH_4$   $HF$
- 
- b)  $H_2O$ : el agua presenta dos momentos dipolares  $H \rightarrow O$ . La molécula de agua presenta una geometría angular según la teoría RPECV. Al calcular la resultante de los momentos dipolares presentes no se anula, por lo tanto la molécula es polar.  
 $NH_3$ : la molécula de amoníaco tiene tres momentos dipolares  $H \rightarrow N$ . La geometría según la teoría RPECV es pirámide trigonal. La resultante de los momentos dipolares no es nula, por lo tanto la molécula es polar.  
 $CH_4$ : la geometría del metano es tetraédrica, con cuatro momentos dipolares  $H \rightarrow C$  que se anulan entre ellos. La molécula es apolar.  
 $HF$ : debido a la diferencia de electronegatividad la molécula es polar.

- 8)  $CO_2, CF_4, H_2CO, HF$
- $C (Z=6): 1s^2 2s^2 2p^2$   
 $H (Z=1): 1s^1$   
 $O (Z=8): 1s^2 2s^2 2p^4$   
 $F (Z=9): 1s^2 2s^2 2p^5$
- a)  $CO_2$   $O=C=O$   $H_2CO$   $H-C=O$   $HF$   $H-F$
- b)  $CO_2$ : la geometría es lineal. Esta es la disposición en la que los dos grupos de electrones alrededor del C tiene menor repulsión. El carbono tiene hibridación sp y sus orbitales híbridos se orientan formando entre sí un ángulo de  $180^\circ$ .  
 $CF_4$ : geometría tetraédrica. El carbono está rodeado de cuatro grupos de electrones. La disposición en la que tienen menor repulsión es tetraédrica. En esta molécula, el C tiene hibridación  $sp^3$ , y sus orbitales híbridos se orientan formando entre sí un ángulo de  $109.5^\circ$ .  
 $H_2CO$ : geometría plana trigonal. El carbono está rodeado de tres grupos de electrones. La disposición en la que estos tiene menor repulsión es la trigonal plana. En esta molécula, el carbono tiene hibridación  $sp^2$  y sus orbitales híbridos se orientan formando entre sí un ángulo de  $120^\circ$ .  
 $HF$ : geometría lineal.

- 9)  $CO_2, NH_3, CF_4$  ¿geometría y polaridad?
- $C (Z=6): 1s^2 2s^2 2p^2$   $CO_2$   $O=C=O$   $NH_3$   $H-N-H$   $CF_4$   $F-C-F$
- $O (Z=8): 1s^2 2s^2 2p^4$   
 $N (Z=7): 1s^2 2s^2 2p^3$   
 $H (Z=1): 1s^1$   
 $F (Z=9): 1s^2 2s^2 2p^5$
- La geometría se va a estudiar desde la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV)
- $CO_2$ : el átomo central carece de pares electrónicos solitarios. El átomo central de C está rodeado por dos grupos o zonas de alta densidad electrónica (o) Presenta una geometría lineal con un ángulo de enlace  $180^\circ$   
 $NH_3$ : el N tiene cuatro nubes electrónicas, una es un par de electrones solitarios. El tipo de geometría molecular es pirámide trigonal.  
 $CF_4$ : el C está rodeado de cuatro grupos de electrones y carece de pares de electrones solitarios. Hay cuatro zonas de alta densidad eléctrica alrededor del átomo central que se orientan hacia los vértices de un tetraedro. Debido a la geometría molecular, la molécula que tiene momento dipolar no nulo es  $NH_3$ . El resto de moléculas, debido a la geometría y la simetría se anulan entre sí los momentos dipolares