

## BLOQUE PRIMERO.-

**CUESTIÓN 1.- El ión nitrato oxidante, en medio ácido, puede ser reducido a ión nitrito.**

- a) **Ajusta la semirreacción redox correspondiente por el método del ión-electrón.**  
b) **¿Cuál es la normalidad de una disolución de nitrato sódico oxidante de  $4,25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .**

Solución:

a) La semirreacción de reducción ajustada es:  $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ .

b) Aplicando a la concentración en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$  el correspondiente factor de conversión, se obtiene la concentración molar, y de la relación entre molaridad y normalidad se determina ésta.

$$4,25 \frac{\text{g NaNO}_3}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85 \text{ g NaNO}_3} = 0,05 \text{ M}, \text{ y como } M = N \cdot v \text{ siendo } v \text{ el número de electrones}$$

puesto en juego en la semirreacción (2): 
$$N = \frac{M}{v} = \frac{0,05 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}}{2} = 0,025 \text{ eq} \cdot \text{L}^{-1} = 0,025 \text{ N}.$$

**CUESTIÓN 2.- a) Describe la estructura de Lewis de las moléculas de agua y trifluoruro de fósforo.**

**b) ¿Cuál de ellas presentará mayor punto de ebullición? Razona la respuesta.**

**c) Describe la forma de estas moléculas según la teoría de repulsión entre pares de electrones de valencia y predí el valor del ángulo H–O–H y F–P–F.**

Solución:

a) La estructura de Lewis de una molécula compleja se determina a partir de los números:

1°.- Número total de electrones de valencia, n, considerando cada átomo con estructura de gas noble.

2°.- Número total de electrones de valencia, v, de cada átomo.

3°.- Número de electrones compartidos, c, restando v de n:  $c = n - v$ .


4°.- Número de electrones libres o no compartidos, s, restando c a v:  $s = v - c$ .

Para la molécula  $\text{H}_2\text{O}$  los números n, v, c y s son:

$$n = 2 \cdot 2 \text{ e}^- (2 \text{ H}) + 1 \cdot 8 \text{ e}^- (1 \text{ O}) = 12 \text{ e}^-; \quad v = 2 \cdot 1 \text{ e}^- (2 \text{ H}) + 1 \cdot 6 \text{ e}^- (1 \text{ O}) = 8 \text{ e}^-;$$

$$c = n - v = 12 \text{ e}^- - 8 \text{ e}^- = 4 \text{ e}^- = 2 \text{ pares de e}^-; \quad s = v - c = 8 \text{ e}^- - 4 \text{ e}^- = 4 \text{ e}^- = 2 \text{ pares.}$$

Situando los pares de electrones compartidos libres alrededor de los átomos correspondientes, se obtiene la estructura de Lewis de la molécula.


Estructura de Lewis de la molécula  $\text{H}_2\text{O}$  es: 

Para la molécula  $\text{PF}_3$  los números n, v, c y s son:

$$n = 3 \cdot 8 \text{ e}^- (3 \text{ F}) + 1 \cdot 8 \text{ e}^- (1 \text{ P}) = 32 \text{ e}^-; \quad v = 3 \cdot 7 \text{ e}^- (3 \text{ F}) + 1 \cdot 5 \text{ e}^- (1 \text{ P}) = 26 \text{ e}^-;$$

$$c = n - v = 32 \text{ e}^- - 26 \text{ e}^- = 6 \text{ e}^- = 3 \text{ pares de e}^-; \quad s = v - c = 26 \text{ e}^- - 6 \text{ e}^- = 20 \text{ e}^- = 10 \text{ pares.}$$

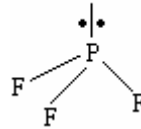
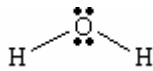
Procediendo igual que en el caso anterior con los pares de electrones compartidos y libres, se obtiene la estructura de Lewis.

La estructura de Lewis de la molécula  $\text{PF}_3$  es: 

b) El mayor punto de ebullición corresponde a la molécula de agua. Ello se debe a que entre sus moléculas se produce enlaces por puente de hidrógeno, que son mucho más fuertes que las fuerzas de Van der Waals que unen las moléculas de  $\text{PF}_3$ .

c) Según la teoría RPENV, para que las interacciones electrostática entre los pares de electrones compartidos y libres, si los hay, que rodean al átomo central sea mínima, se alejan entre sí lo suficiente adoptando una orientación en el espacio que determina la geometría de las moléculas.

Para las moléculas de agua y trifluoruro de fósforo, con pares de electrones libres alrededor del átomo central, los pares de electrones se distribuyen colocándose en los vértices de un tetraedro, en cuyo centro se encuentra el átomo central, O y P, respectivamente, y en los vértices se sitúan los pares de electrones libres (2 pares sobre el átomo de oxígeno y 1 par sobre el de fósforo) y los átomos que se unen al átomo central (2 H al oxígeno y 3 F al fósforo), adoptando las moléculas las geometrías angular y piramidal.



La existencia de 2 pares de electrones libres sobre el átomo de oxígeno en la molécula de agua, hace que el ángulo H – O – H sea de 104,5 °, mientras que para la molécula trifluoruro de fósforo, con un solo par de electrones libres sobre el átomo de fósforo, el ángulo F – P – F es de unos 107,5 °.

**CUESTIÓN 4.- Por combustión de 1,17 g de un hidrocarburo se obtiene 3,96 g de CO<sub>2</sub> y 0,81 g de H<sub>2</sub>O. El calor de combustión en C.N. es de – 49,04 kJ · mol<sup>-1</sup>. Se determinó experimentalmente que la masa molar del hidrocarburo es 78 g · mol<sup>-1</sup>. Calcula su fórmula empírica y molecular.**  
**DATOS: A<sub>r</sub>(C) = 12 u; A<sub>r</sub>(H) = 1 u; A<sub>r</sub>(O) = 16 u.**

Solución:

Los moles de C e H en la muestra quemada son:

$$C: 3,96 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,09 \text{ moles C};$$

$$H: 0,81 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,09 \text{ moles H};$$

Dividiendo ambos valores entre el menor, uno cualquiera de ellos, se obtienen los subíndices del carbono e hidrógeno: C:  $\frac{0,09}{0,09} = 1$  H:  $\frac{0,09}{0,09} = 1$ , siendo la fórmula empírica del compuesto: CH.

La masa molar de la fórmula empírica es 13 g · mol<sup>-1</sup>, y la de la fórmula molecular (CH)<sub>n</sub> es 78 g · mol<sup>-1</sup>, y como M (CH)<sub>n</sub> = M (CH) · n, despejando n, sustituyendo valores y operando sale para n:

$$n = \frac{M(\text{CH})_n}{M(\text{CH})} = \frac{78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{13 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6, \text{ siendo la fórmula molecular del compuesto C}_6\text{H}_6.$$

**Resultado: CH y C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.**

**CUESTIÓN 5.- a) Escribe la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son Z = 30 y Z = 35, respectivamente.**

**b) Sitúalos en la tabla periódica (grupo y período), y razona qué tipo de enlace formarán consigo mismos y entre ellos.**

Solución:

a) La configuración electrónica de los elementos es:

$$Z = 30: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}; \quad Z = 35: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5.$$

b) El período al que pertenece cada elemento viene dado por el mayor número cuántico principal **n**, de su capa de valencia, y el grupo por el valor del número de electrones del último subnivel que se está completando, es decir, grupo 1 o 2 (número de electrones del subnivel s); grupos 3 a 12 (2 + n° de electrones del subnivel d); 13 a 18 (12 + n° de electrones del subnivel p). Luego el elemento de Z = 30 se sitúa en el 4° período, **n** = 4, grupo 2 (2 electrones en el subnivel 4s); y el elemento de Z = 35 en el 4° período, **n** = 4, grupo 17 (12 + 5 electrones p).

El elemento de Z = 30, último elemento de transición del 4° período, por ser un metal une sus átomos mediante un enlace metálico, mientras que dos átomos del elemento de Z = 35, un no metal, halógeno, se unen entre sí mediante un enlace covalente compartiendo el par de electrones que los une. La unión entre el metal y halógeno se realiza mediante un enlace iónico, pues el metal cede sus dos electrones formando un ión divalente, catión, y dos átomos de halógeno toma cada uno un electrón para formar dos iones negativos monovalentes, aniones, y la fuerza atractiva de naturaleza que unen los cationes y aniones es el enlace iónico.

## BLOQUE SEGUNDO.-

**PROBLEMA 2.-** Se prepara una disolución mezclando 54,9 g de hidróxido de potasio con 500 g de agua líquida hasta obtener una disolución de densidad 1,09 g/mL.

- Calcula la molaridad del hidróxido de potasio.
- Calcula el volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 500 mL de disolución 0,1 M. Los volúmenes son aditivos.
- Calcula la molaridad de una disolución preparada mezclando 50 mL de la disolución del apartado a) con 40 mL de KOH 0,82 M y llevando finalmente el volumen a 100 mL con agua. Los volúmenes son aditivos.

**DATOS:**  $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

Solución:

a) La molaridad de la disolución (se emplea un volumen de 500 mL de agua pues su densidad es  $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ), se obtiene pasando los gramos de KOH a moles y dividiéndolos por el volumen.

Los moles de KOH son:  $54,9 \text{ g KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 0,98 \text{ moles de KOH}$ , y la molaridad de la

$$\text{disolución: } M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,98 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 1,96 \text{ M.}$$

b) Los moles contenidos en esta nueva disolución son los que han de tomarse de la disolución inicial. Estos moles se encuentran disueltos en un volumen de la disolución inicial, que luego se diluyen hasta 500 mL. Los moles disueltos en esta nueva disolución son:

$n(\text{KOH}) = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,05 \text{ moles}$ , que son los que se encuentran disueltos en el volumen que se toma de la disolución inicial. Este volumen se obtiene despejándolo de la definición

$$\text{de molaridad: } M = \frac{\text{moles}}{V} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,05 \text{ moles}}{1,96 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,02551 \text{ L} = 25,51 \text{ mL.}$$

Otra forma de resolver el apartado b) es: "Por poseer la base sólo un grupo OH, la normalidad y molaridad de la disolución coinciden, y aplicando la relación  $V \cdot N = V' \cdot N'$ , en donde N y V es la normalidad y volumen de la disolución inicial, y N' y V' los de la disolución a preparar:"

$$V \cdot 1,96 = 0,5 \cdot 0,1 \Rightarrow V = \frac{0,5 \cdot 0,1}{1,96} = 0,02551 \text{ L} = 25,51 \text{ mL.}$$

c) Se obtienen los moles de cada volumen de disolución que se toma, se suman y se dividen por el volumen total de la disolución a preparar. Moles de KOH en los 50 mL 1,96 M:

$$n(\text{KOH}) = M \cdot V = 1,96 \text{ moles} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,098 \text{ moles;}$$

Moles de KOH en los 40 mL 0,1 M:

$$n(\text{KOH}) = M \cdot V = 0,82 \text{ moles} \cdot 0,04 \text{ L} = 0,0328 \text{ moles.}$$

Los moles totales obtenidos son  $0,098 + 0,0328 = 0,131 \text{ moles}$ , que se diluyen hasta un volumen total de 100 mL, por lo que la concentración molar de esta nueva disolución es:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,131 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 1,31 \text{ M.}$$

**Resultado:** a)  $[\text{KOH}] = 1,96 \text{ M}$ ; V (KOH) = 25,51 mL; c)  $[\text{KOH}] = 1,31 \text{ M}$ .