

1.1

Para evitar los problemas que se presentan con los redondeos en la resolución de este tipo de ejercicios, en primer lugar, se calcula la fórmula molecular y a partir de ella la fórmula empírica. Para ello se necesita conocer el valor de la masa molar de la sustancia. Teniendo en cuenta que en las condiciones dadas se trata de una sustancia en estado de vapor y, considerando comportamiento ideal para la misma, se puede aplicar la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1,046 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,08205 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273,15 + 100) \text{K}}{1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}}} = 31,81 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

A partir de las cantidades dadas y de la masa molar de la sustancia problema (X) se calcula el número de moles de átomos de cada elemento:

$$100\% \text{X} - 37,5\% \text{C} - 12,5\% \text{H} = 50\% \text{O}$$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{37,5 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g}} \cdot \frac{31,81 \text{ g}}{1 \text{ mol X}} = 1 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{12,5 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g}} \cdot \frac{31,81 \text{ g}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{50 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g}} \cdot \frac{31,81 \text{ g}}{1 \text{ mol X}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \xrightarrow{\text{Elcompuestoes}} \text{CH}_4\text{O}$$

La fórmula molecular no se puede simplificar, por ese motivo coinciden las fórmulas molecular y empírica. El número de átomos de hidrógeno respecto al de carbonos indica que esta sustancia no presenta ninguna insaturación, por tanto, la fórmula estructural es  $\text{CH}_3\text{OH}$  que corresponde al metanol o alcohol metílico, sustancia tóxica que ocasionó la indisposición de Aigor.

1.2.

Para dibujar la estructura de Lewis se aplica el siguiente procedimiento:

1. Se coloca como átomo central de la molécula el C por ser el elemento menos electronegativo (excepto el H que solo puede ser ligando) y se rodea de los restantes átomos.

2. Se conectan todos los átomos mediante enlaces (pares de electrones).

3. Se cuenta el número de electrones en la capa de valencia de todos los átomos.

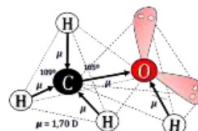
$$\left. \begin{array}{l} \text{C} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^2 = 4e^- \\ \text{O} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^4 = 6e^- \\ \text{H} \rightarrow 1s^1 = 1e^- \end{array} \right\} \xrightarrow{\text{Total de electrones en la capa de valencia}} e^- = 4 + 6 + (1 \cdot 4) = 14 e^-$$

Para determinar la geometría del compuesto se aplica el Modelo de Repulsiones de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV).

De acuerdo con la notación del modelo, el  $\text{CH}_4\text{O}$  es una molécula del tipo  $\text{AX}_4$ , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución de ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central tetraédrica. Al no existir pares solitarios sobre el carbono y ser la longitud de los enlaces C-O (143 pm) y C-H (110 pm) distinta, le corresponde una geometría molecular de tetraedro irregular.

Al ser el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ), y este más que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ), la molécula presenta cinco dipolos dirigidos, tres hacia el carbono,  $\text{H} \rightarrow \text{C}$ , y dos hacia oxígeno,  $\text{H} \rightarrow \text{O}$  y  $\text{C} \rightarrow \text{O}$ .

Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es polar ( $\mu = 1,70 \text{ D}$ ).



1.3.  $\text{Cl}_2$  APOLAR  $\Rightarrow$  FUERZAS LONCON

$\text{CH}_3\text{OH}$  POLAR  $\Rightarrow$  " " , DIPOLO-DIPOLO , ENLACE HIDRÓGENO  $\Rightarrow$  HAY QUE ROMPER MUCHAS FUERZAS PARA CAMBIAR ESTADO

2. DEFINIR N° CUÁNTICOS

" ESTADO EXCITADO  $\Rightarrow e^-$  en niveles superiores a lo operado.

(A) y (C)

ESTADOS FUNDAMENTALES (A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$

(C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

2.2.1 Na ( $Z=11$ )  
Cl ( $Z=17$ )

Mismo periodo ( $n=3$ ): al avanzar de izquierda a derecha la carga nuclear efectiva  $Z_{ef}$  aumenta porque la carga nuclear neta que sienten los electrones de valencia crece (el apantallamiento por electrones internos cambia poco). Mayor  $Z_{ef} \rightarrow$  electrones más fuertemente atraídos  $\rightarrow$  mayor energía necesaria para extraer uno.

2.2.2.

Entre os elementos (B) e (C), ambos do mesmo grupo, o de maior radio atómico é C (K). O potasio ten o electrón de valencia no nivel  $p$   $n=4$ , mentres que o sodio o ten en  $n=3$ ; os orbitais con maior número cuántico principal son máis extensos. Ademais, en K existen máis capas electrónicas internas que producen un **maior efecto pantalla**, reduciendo a carga nuclear efectiva que sente o electrón de valencia. A combinación dun nivel máis afastado e dun apantallamento maior provoca que o electrón de valencia quede menos atraído polo núcleo. Como consecuencia, o **radio atómico de K é significativamente maior** ca o do Na.

2.3.1 Def N° CUÁNTICOS

ES POSIBLE  $n=3 \Rightarrow l=0, 1, 2$

$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

$m_s = \pm 1/2$

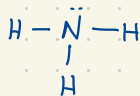
2.3.2.  $3d \Rightarrow n=3$

$l=2$

$m_l = -2 \Rightarrow$  SERÍA POSIBLE

$m_s = \pm 1/2$

### 3. D. LEWIS



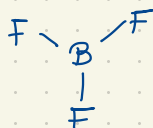
PC: 3

PNC: 1

PT: 4

GEOMETRÍA ELECTRÓNICA  
TETRAÉDRICO

GEOMETRÍA MOLECULAR  
PIRÁMIDE TRIGONAL

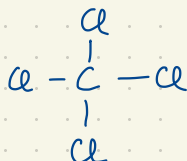


PC: 3

PNC: 0

PT: 3

GE/GM  
TRIGONAL  
PLANA



PC: 4

PNC: 0

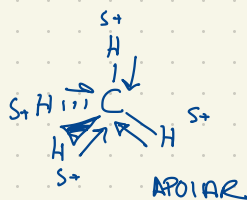
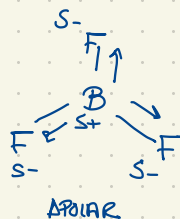
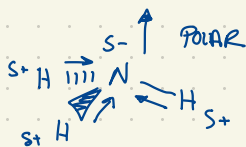
PT: 4

GE/GM  
TETRAÉDRICA

### 3.2. $\text{NH}_3 \rightarrow$ ENLACES DE HIDRÓGENO (EXPLICARLOS)

$\text{BF}_3 \text{Cl}_4 \Rightarrow$  APOLAR

### 3.3



### 3.4.

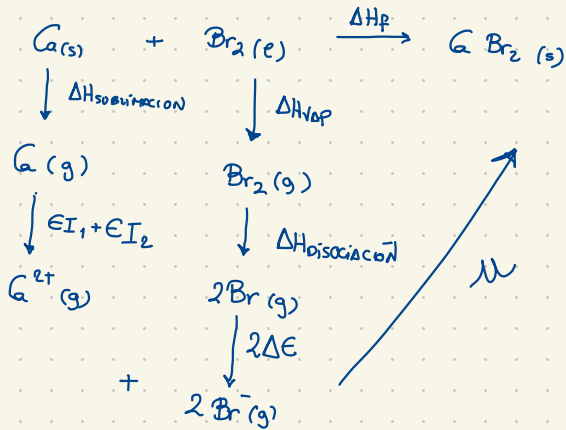
$\text{NH}_3 \rightarrow sp^3$

$\text{BF}_3 \rightarrow sp^2$

$\text{CCl}_4 \rightarrow sp^3$

} explicado en los apuntes.

4.1



$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + EI_1 + EI_2 + \Delta H_{\text{vap}} + \Delta H_{\text{dis}} + 2\Delta E + u$$

$$u = -2390 \text{ kJ/mol}$$

4.2.

Er. DE BROGLIE

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6.626 \cdot 10^{-34}}{(9.11 \cdot 10^{-31})(7.2 \cdot 10^6)} = 1.01 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

4.3.

$$\nu = c/\lambda = 1 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

$$E = h \cdot \nu = 6.626 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = W_{\text{ext}} + E_c \quad W_{\text{ext}} = 5.64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\nu_0 = 8.5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$