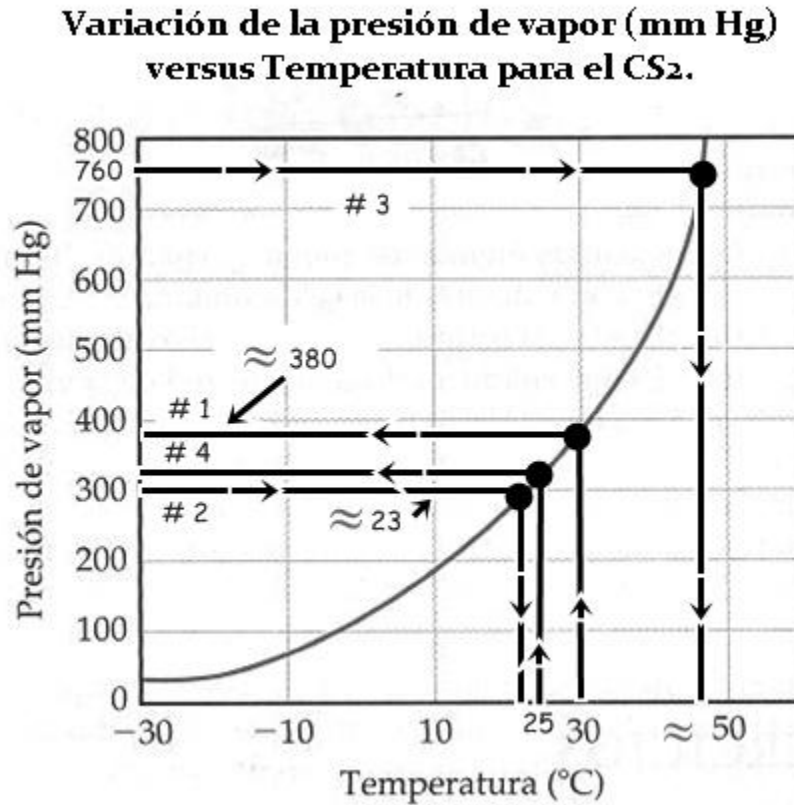


NOTA: PARA ESTA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO:  $10^{+3} = 1,000$ . EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO:  $10^{-1} = 0.1$ . / **OBSERVACIÓN:** SIRVASE LEER CUIDADOSAMENTE CADA UNO DE LOS TEMAS PLANTEADOS, ESTO A FIN DE CONTESTARLOS EN BASE A LO SOLICITADO EN LOS MISMOS. PARTICULAR QUE SIGNIFICA: COMPRENDERLO, INTERPRETARLO, ANALIZARLO, RESOLVERLO Y EXPRESAR SU RESPUESTA CON CLARIDAD.

### Lectura de la curva de presión de Vapor / (10 Puntos)

7.- Mediante el uso de la siguiente gráfica de datos de la variación de la presión de vapor del sulfuro de carbono ( $\text{CS}_2$ ) a varias temperaturas:



Sírvase **DETERMINAR** y **MARCAR** en la figura lo solicitado más abajo:

- #1 La presión de vapor aproximada del  $\text{CS}_2$  a  $30\text{ }^\circ\text{C}$ : **aproximadamente a 400 torr.**
- #2 La temperatura a la cual la presión de vapor es igual a 300 torr: **aproximadamente a  $23\text{ }^\circ\text{C}$**
- #3 El punto normal de ebullición del  $\text{CS}_2$ : **aproximadamente a  $50\text{ }^\circ\text{C}$**
- #4 Determinar, a continuación, la entalpía molar de evaporación del  $\text{CS}_2$  considerando dos puntos de la gráfica:

$$(\ln P_1) = (- (\text{entalpía molar de vaporización}) / (RT_1)) + C; (\ln P_2) = (- (\text{entalpía molar de vaporización}) / (RT_2)) + C$$

**Al restar la ecuación se obtiene,**

$$\begin{aligned} (\ln P_1) - (\ln P_2) &= [(- (\text{entalpía molar de vaporización}) / (RT_1))] - [(- (\text{entalpía molar de vaporización}) / (RT_2))] \\ &= ((\text{entalpía molar de vaporización}) / (R)) \times [(1/ T_2) - (1/ T_1)] \end{aligned}$$

**Por lo tanto,**

$$(\ln P_1/ P_2) = ((\text{entalpía molar de vaporización}) / (R)) \times [(1/ T_2) - (1/ T_1)]$$

$$(\ln P_1/ P_2) = ((\text{entalpía molar de vaporización}) / (R)) \times [(T_1 - T_2) / (T_1 \times T_2)]$$

Para nuestro caso hemos tomado los siguientes puntos, a saber:

Punto #1 = Presión de vapor del CS<sub>2</sub> a 25 °C y presión normal del CS<sub>2</sub> y su correspondiente temperatura.

$$\text{Punto \#1} = P_1 (25 \text{ }^\circ\text{C}, 302 \text{ mm Hg}) \rightarrow P_1 (298 \text{ K}, 302 \text{ mm Hg})$$

Punto #2 = Presión de vapor del CS<sub>2</sub> a 30 °C y presión normal del CS<sub>2</sub> y su correspondiente temperatura.

$$\text{Punto \#2} = P_2 (30^\circ\text{C}, 380 \text{ mm Hg}) > P_2 (303 \text{ K}, 380 \text{ mm Hg})$$

$$(\ln P_1/ P_2) = ((\text{entalpía molar de vaporización}) / (R)) \times [(T_1 - T_2) / (T_1 \times T_2)]$$

$$(\ln (302)/ \ln (380)) = ((\text{entalpía molar de vaporización}) / (8.314 \text{ J} / (\text{K} \times \text{mol}))) \times [(298 - 303) / (298 \times 303)]$$

$$-0.23 = ((\text{entalpía molar de vaporización}) / (8.314 \text{ J} / (\text{K} \times \text{mol}))) \times [(-5) / (90,294)]$$

$$(0.23 \times 8.314 \times 90,294) / 5 = (\text{Entalpía molar de vaporización}) =$$

$$(\text{Entalpía molar de vaporización}) = \mathbf{34,532 \text{ J/mol}}$$

$$(\text{Entalpía molar de vaporización}) = \mathbf{34.53 \text{ kJ/mol}}$$

**Las respuestas con sus respectivas unidades.**