

Seminario 2. Fuerzas Intermoleculares Líquidos y Sólidos

2.1. Justificar los datos de la siguiente tabla:

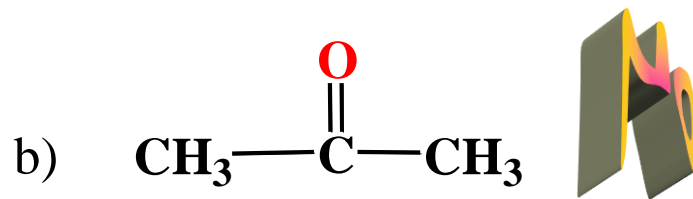
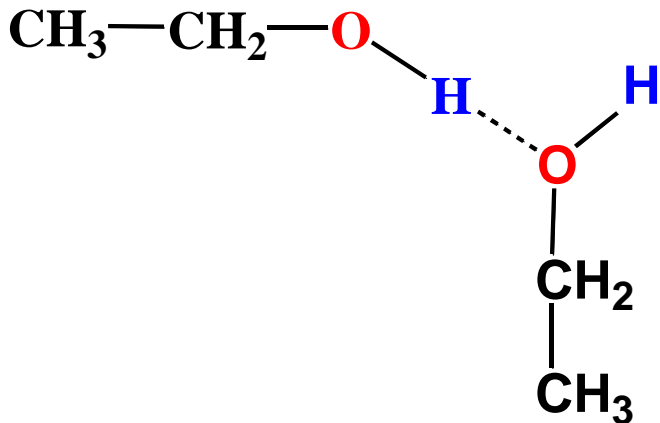
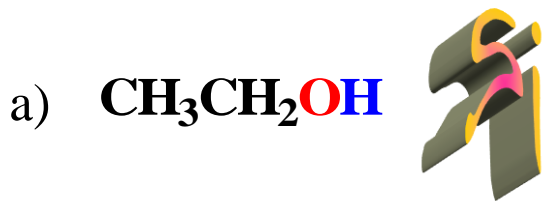
	PM	Punto de ebullición °C	μ
2-metilbutano $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CH}_3$	72	27,8	0,13
1-cloropropano $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$	78	46,6	2,05

Los dos únicos tipos de fuerzas causantes de la variación que presenta el punto de ebullición son las de dispersión y la interacción dipolo-dipolo.

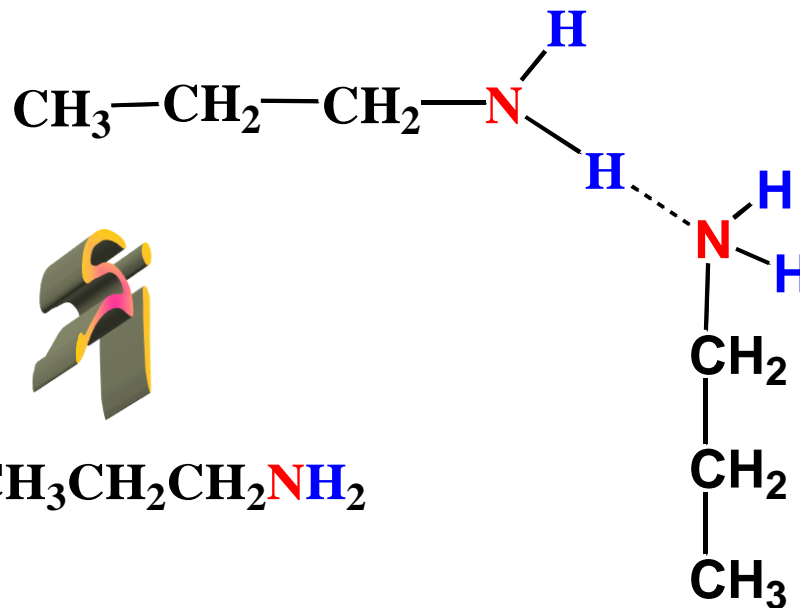
El momento dipolar del 2-metilbutano es prácticamente despreciable frente al que posee 1-cloropropano

La diferencia observada se debe a que las fuerzas de dispersión son mucho más débiles que la interacción dipolo-dipolo.

2.2. El termino líquido asociado se utiliza a menudo en los libros de texto para denominar a líquidos cuyas moléculas se mantienen unidas por enlaces de hidrógeno. A continuación se da una serie de moléculas; diga cuáles pueden encuadrarse en la anterior definición y dibújelas enlazas por puentes de hidrógeno.



No tiene un hidrógeno muy electropositivo



2.3. Para las siguientes sustancias en estado sólido, decir la unidad estructural a partir de la cual se construye el sólido, el tipo de enlace dentro de la unidad y entre unidades, así como el tipo de sólido.

a) P_4

b) C(diamante)

c) $TiCl_4$

d) Cu

La unidad que se repite es P_4 , enlazada por enlaces covalente entre los átomos de P. Las unidades P_4 se unen entre si por fuerzas de dispersión para dar lugar a un sólido molecular.

Unidad C, los átomos de C se unen entre sí por enlaces covalentes formando una red tridimensional, sólido covalente.

Unidad es $TiCl_4$ los enlaces Ti-Cl son covalentes polares, las unidades se unen entre sí por fuerzas de Van der Waals para formar un sólido molecular.

Cu, enlace metálico, sólido metálico.

2.4. ¿Cuál es la diferencia entre la temperatura del punto de ebullición del agua a la presión atmosférica normal (1 atm) y a la presión de 1 bar?

$$\Delta H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 44.10^3 \text{ J/mol.}$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 100000 \text{ Pa}$$

ecuación de Clausius-Clayperon

$$\ln P = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{RT} + C$$

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \times \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$1 \text{ bar} = \frac{100000}{101325} = 0.987 \text{ atm}$$

$$\ln \frac{0,987}{1} = \frac{-44 \times 10^3}{8,3145} \times \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{373,15} \right)$$

$$-0,0132 = -5292,0 \times \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{373,15} \right)$$

$$\frac{-0,0132}{-5292,0} = \frac{1}{T_1} - \frac{1}{373,15}$$

$$2,494 \times 10^{-6} = \frac{1}{T_1} - \frac{1}{373,15}$$

$$2,494 \times 10^{-6} + \frac{1}{373,15} = \frac{1}{T_1}$$

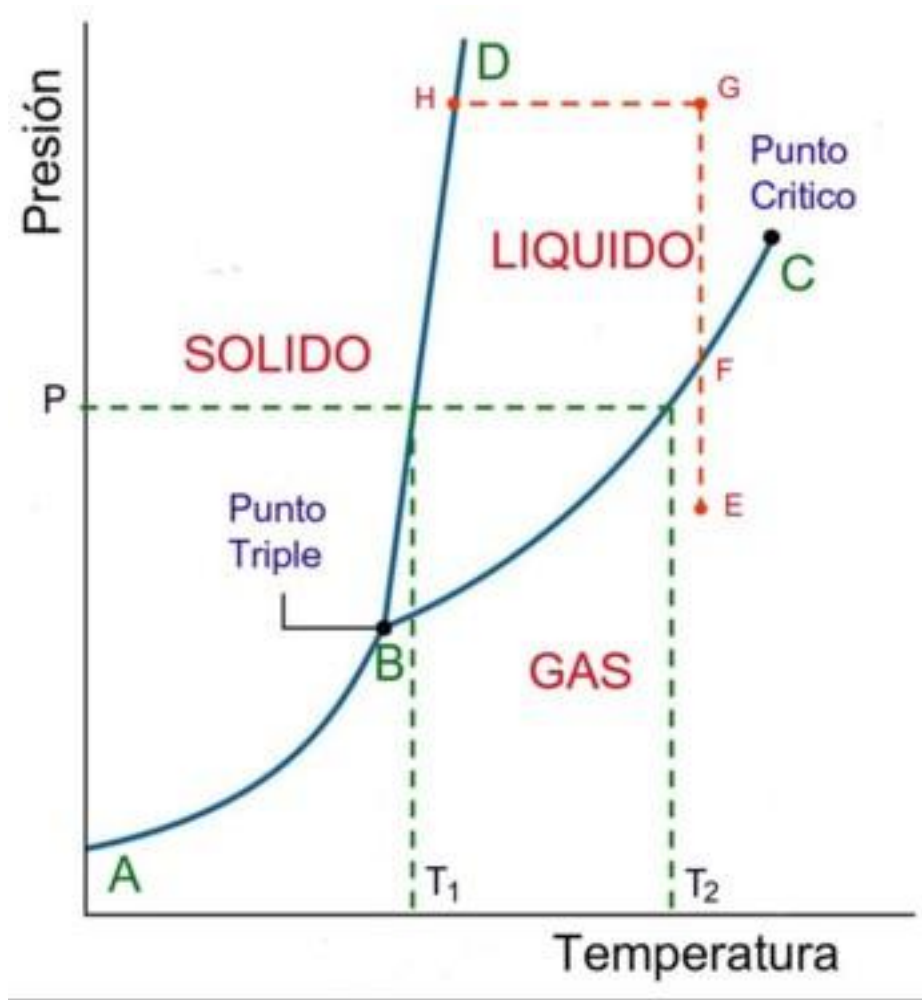
$$2,6824 \times 10^{-3} = \frac{1}{T_1}$$

$$T_1 = 372,80 \text{ K}$$

Punto de ebullición del agua a 1 bar = 99,65 °C

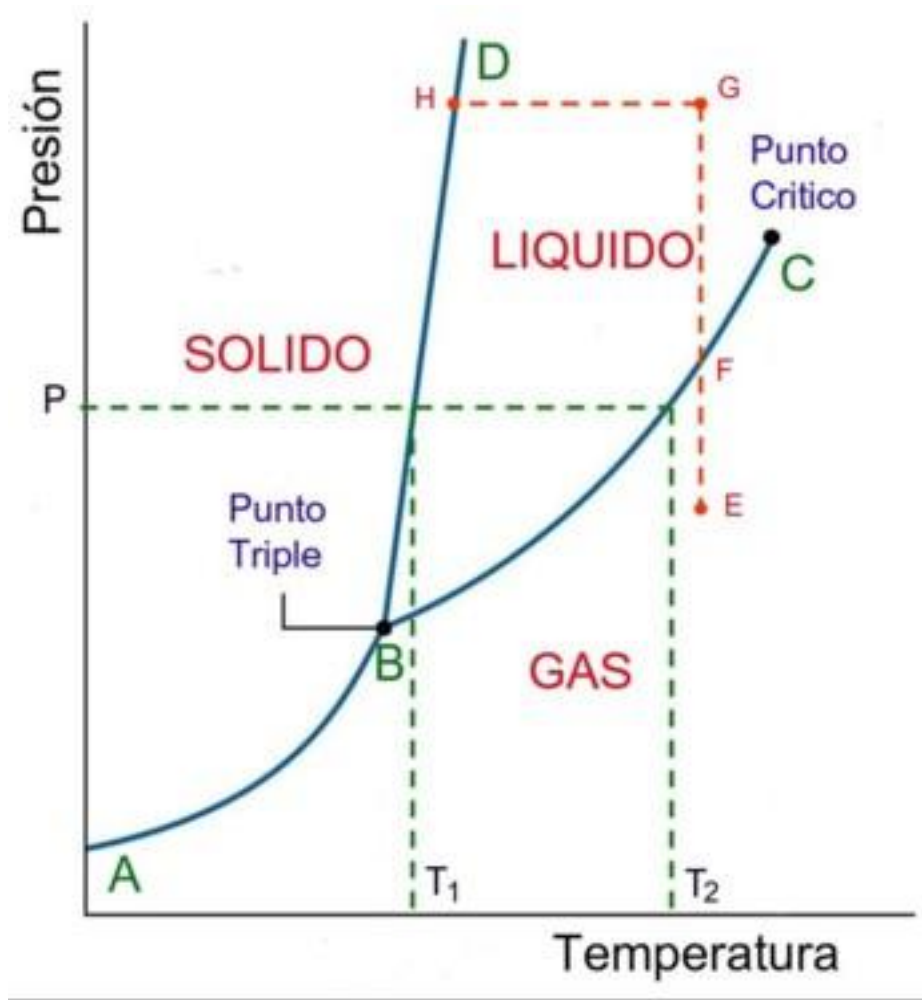
2.5. En el diagrama de fases de la figura

a) ¿Cómo se define la curva que va desde el punto A al punto B?



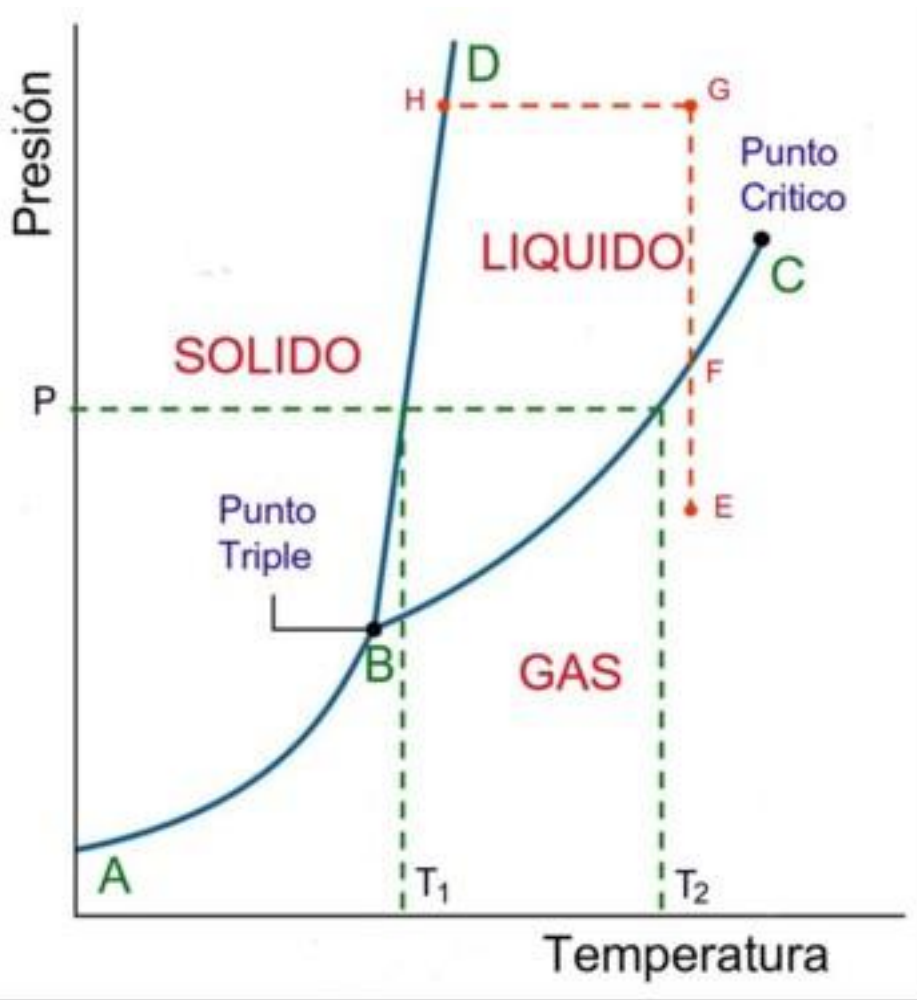
CURVA DE PRESIÓN DE SUBLIMACIÓN

b) ¿Cómo se define la curva que va desde el punto B al C?



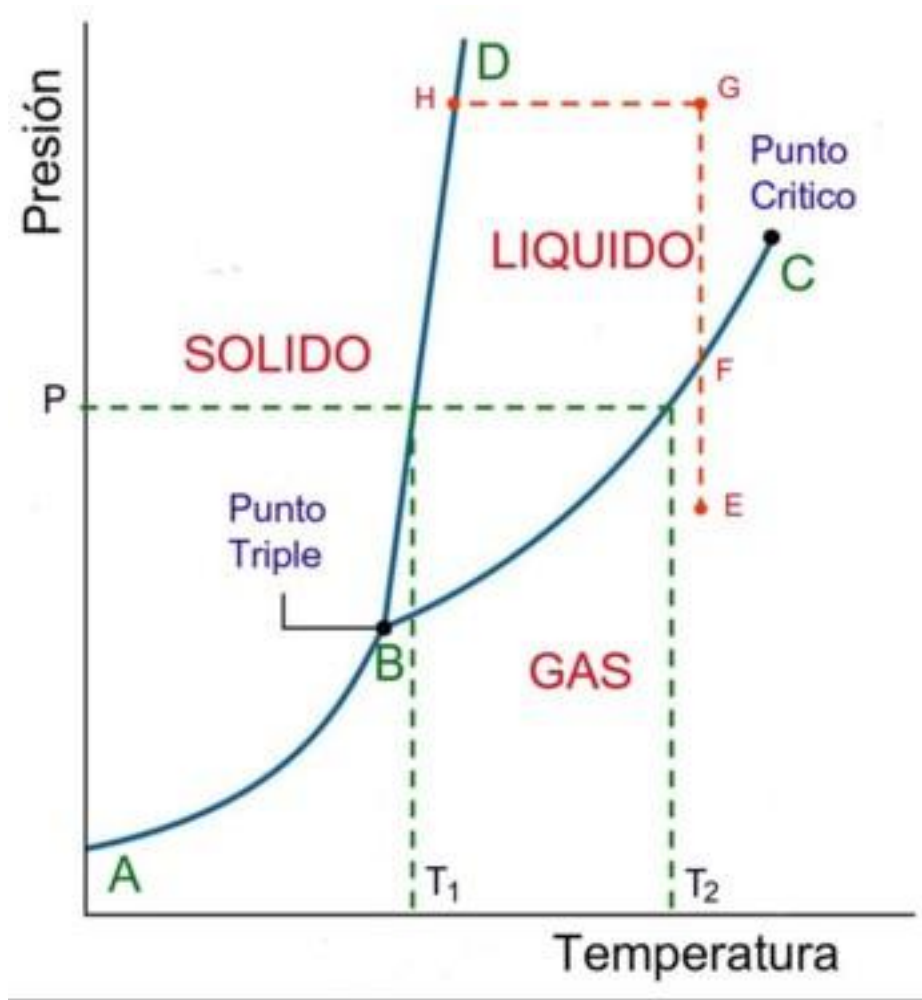
CURVA DE PRESIÓN DE VAPOR DEL LIQUIDO

c) Considerando el diagrama a escala de temperatura y presión y teniendo en cuenta que $P = 1 \text{ atm}$, y que $T_1 = 100^\circ\text{C}$ y $T_2 = 180^\circ$, a que presión y temperatura aproximada podríamos tener una mezcla de la sustancia en estado sólido, líquido y gaseoso?



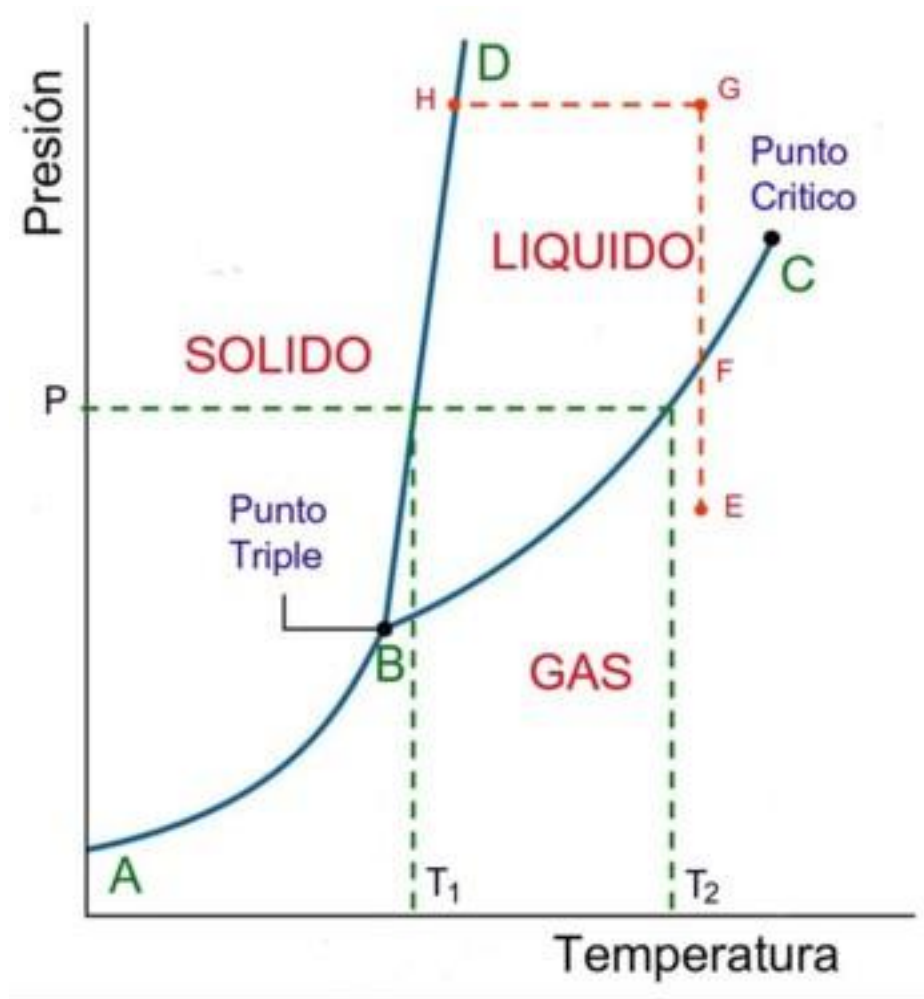
90°C y
aproximadamente 0.55 atm

d) ¿En que estado se encuentra la sustancia en el punto E?



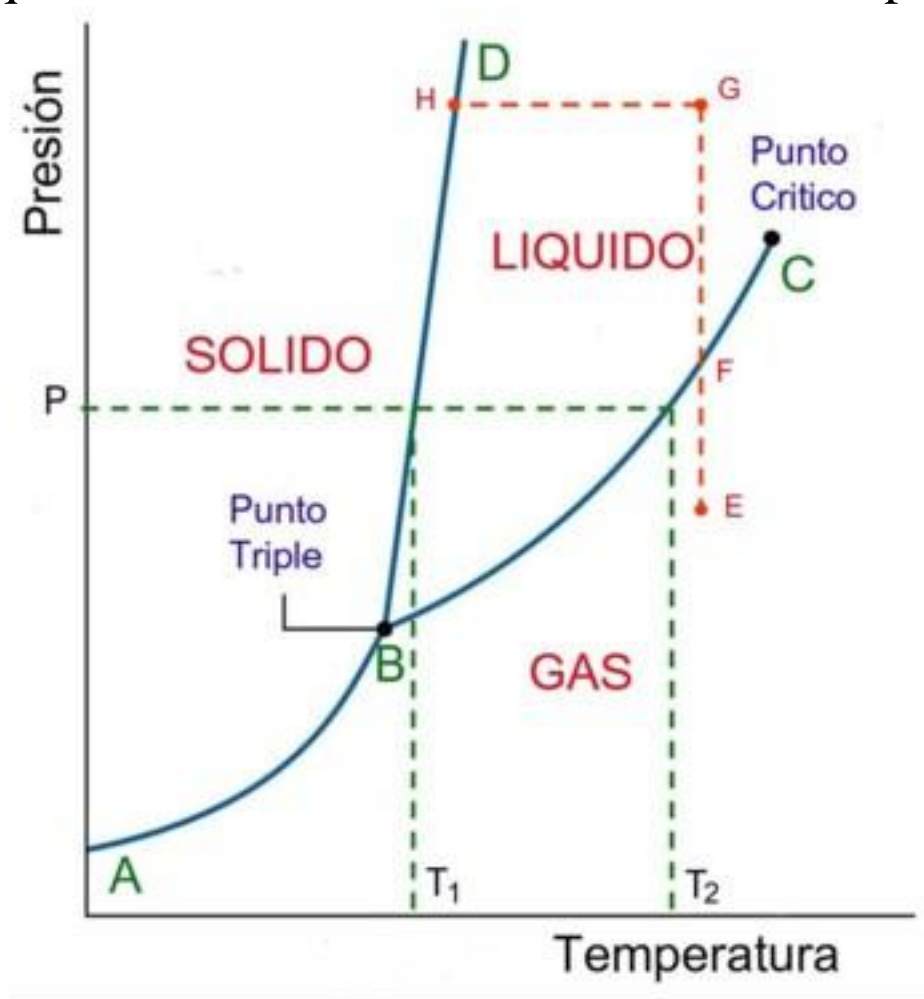
EN ESTADO GASEOSO

e) ¿En que estado se encuentra la sustancia en el punto G?



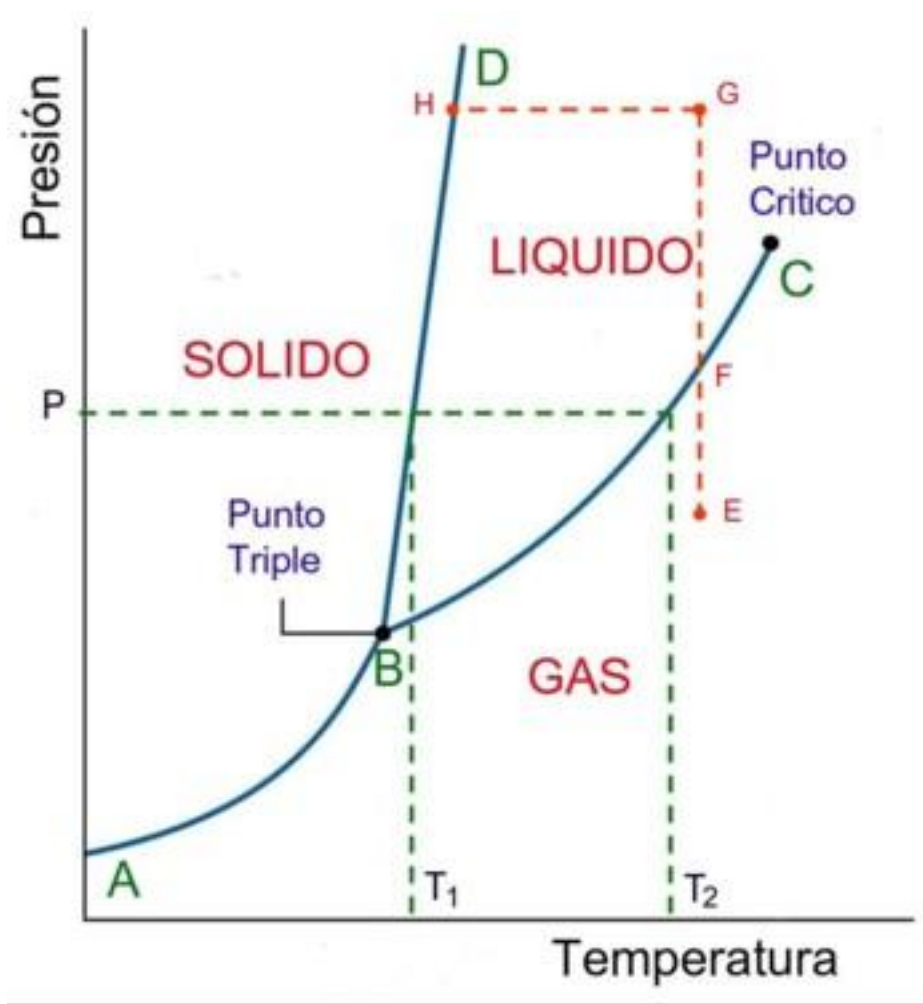
EN ESTADO LIQUIDO

f) ¿En que estado se encuentra la sustancia en el punto H?



Estará como una mezcla de sólido y líquido

g) Considerando que el punto crítico se haya a una presión de 1.25 atm y 210 °C, en que estado se encontrará esta sustancia a 1.58 atm y 300 °C.



SE ENCONTRARÁ COMO UN FLUÍDO SUPERCRÍTICO

¿Qué aplicación podría tener esta sustancia a esas condiciones de presión y temperatura?

FUNDAMENTALMENTE SE USAN COMO DISOLVENTES
POR EJEMPLO PARA DISOLVER LA CAFEÍNA, NICOTINA,
GRASAS ETC, DE PRODUCTOS DESCAFEINADOS O LIGHT

Gases

2.6.-¿Que cantidad de moles, moléculas y átomos hay en 200 litros de hidrógeno en condiciones normales?

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L} \quad \text{moles} = \frac{200}{22,4} \quad \boxed{\text{moles} = 8,9}$$

$$\text{N}^\circ \text{moléculas} = 8,9 \times 6,023 \times 10^{23} = 53,6 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\text{N}^\circ \text{átomos} = 2 \times 53,6 \times 10^{23} = 107,2 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

¿Cuál es la masa del gas?

$$\text{Masa del gas} = 8,9 \text{ moles} \times 2 \text{ g/mol} = 17,8 \text{ g}$$

¿Qué volumen ocuparía a 294 K y 98000 N/m²?

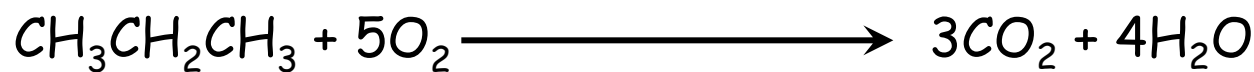
$$PV = nRT \quad 1 \text{ atm} = 101325 \text{ N/m}^2 \quad \frac{98000}{101325} = 0,967 \text{ atm}$$

$$V = \frac{nRT}{P} \quad V = \frac{8,9 \times 0,082 \times 294}{0,967}$$

$$V = 221,9 \text{ litros}$$

2.7.- Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 97248 Pa y 285 K. Calcular:

a) Número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción



$$P = \frac{97248}{101300} = 0,96 \text{ atm}$$

$$PV = n\text{CO}_2RT$$

$$n\text{CO}_2 = \frac{0,96 \times 300}{0,082 \times 285} = 12,3 \text{ moles}$$

Según la reacción

$$n_{\text{propano}} = 12,3 / 3 = 4,1 \text{ moles}$$

$$n\text{O}_2 = 5/3 \times 12,3 = 20,5 \text{ moles}$$

$$n\text{H}_2\text{O} = 4/3 \times 12,3 = 16,4 \text{ moles}$$

2.7.- Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 97248 Pa y 285 K. Calcular:

b) Número de moléculas de agua obtenidas.

$$16,4 \text{ moles} \times 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 9,87 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

c) Masa de propano que ha reaccionado

$$\text{número de moles} \times \text{PM} = 4,1 \text{ moles} \times 44 \text{ g/mol} = 180,4 \text{ g}$$

2.7.- Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 97248 Pa y 285 K. Calcular:

d) Volumen de oxígeno necesario medido a 1,2 atm y 42 °C.

$$PV = nO_2RT$$

$$V = \frac{20,5 \times 0,082 \times 315}{1,2} = 441,2 \text{ L}$$

2.7.- Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 97248 Pa y 285 K. Calcular:

e) Volumen de aire necesario, en condiciones normales suponiendo que la composición del aire es 20% en oxígeno y 80% en nitrógeno.

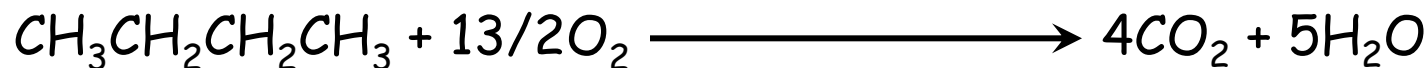
$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L} \quad 20,5 \text{ moles} \times 22,4 \text{ l/mol} = 459,2 \text{ L}$$

Si 100 L de aire contiene 20 L de oxígeno

$$\frac{20}{100} \times x = 459,2 \text{ L}$$

$$x = 2296 \text{ L de aire.}$$

2.8. Sabiendo que la composición del aire en volumen es 20% en oxígeno y 80% en nitrógeno, calcular el volumen de aire medido en condiciones normales, necesario para quemar 232 g de butano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$)



$$\text{moles butano} = 232 / 58 = 4 \text{ moles}$$

Si 1 mol reacciona con 13/2 moles de O_2

$$\text{moles de } \text{O}_2 = (13 / 2) \times 4 = 26$$

$$V \text{ de } \text{O}_2 \text{ en condiciones normales} = 26 \text{ moles} \times 22,4 \text{ l/mol} = 582,4 \text{ litros}$$

Si 100 L de aire contiene 20 L de oxígeno

$$\frac{20}{100} \times x = 582,4 \text{ L}$$

$$x = 2912 \text{ L de aire.}$$

2.9. Por descomposición térmica de nitrito de amonio se obtiene nitrógeno y agua

¿Qué cantidad de nitrito de amonio se necesita para obtener 2 m³ de nitrógeno medidos a 722 mmHg y 17 °C?



$$\boxed{PV = nRT}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{PV}{RT}$$

$$P = \frac{722 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} = 0,95 \text{ atm}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{0,95 \times 2000}{0,082 \times 290} = 79,9 \text{ moles}$$

$$\text{moles de NH}_4\text{NO}_2 = 79,9$$

$$\text{Masa} = \text{moles NH}_4\text{NO}_2 \times \text{PM}$$

$$\text{Masa} = 79,9 \times 64 = 5113,6 \text{ g}$$

2.10.-Si se introducen pesos iguales de oxígeno y nitrógeno en recipientes separados de igual volumen y la misma temperatura, ¿Cuál de estas afirmaciones es cierta?

1. Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas
2. La presión en el recipiente del nitrógeno es mayor que en el de oxígeno
3. En el recipiente de oxígeno se encuentra un número mayor de moléculas
4. Las moléculas del recipiente de oxígeno se mueven más deprisa, en promedio, que las del recipiente de nitrógeno
5. El nitrógeno tiene una mayor energía cinética media por mol.

$$O_2 = N_2$$

$$V = V'$$

$$T = T'$$

$$g(O_2) = g(N_2)$$

$$PM(O_2) = 32, PM(N_2) = 28$$

$$\text{moles } O_2 < \text{moles } N_2$$

Tenemos mayor número de moles y por tanto de moléculas de nitrógeno que de oxígeno, las respuestas 1 y 3 son falsas.

1. Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas

3. En el recipiente de oxígeno se encuentra un número mayor de moléculas

Puesto que $PV = nRT \Rightarrow$ la presión vendrá dada por la expresión $P = nRT/V$, si temperatura y volumen son constantes la presión dependerá del número de moles, la presión de nitrógeno es mayor y la observación 2 es correcta.

2. La presión en el recipiente del nitrógeno es mayor que en el de oxígeno

La energía cinética media por mol depende únicamente de la temperatura $E_c = 3/2nRT$

$E_c = 3/2RT$, es la misma para los dos gases, la afirmación 5 es incorrecta.

5. El nitrógeno tiene una mayor energía cinética media por mol.

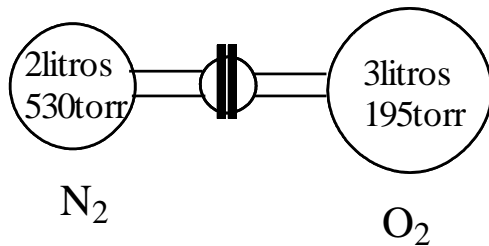
Para comparar las velocidades debemos recordar:

$v_{cm} = \sqrt{3RT/PM}$ la molécula de Oxígeno tiene mayor peso,

su velocidad cuadrática media será menor que la de la molécula de nitrógeno a la misma temperatura, la afirmación 4 es incorrecta.

4. Las moléculas del recipiente de oxígeno se mueven más deprisa, en promedio, que las del recipiente de nitrógeno

2.11. Se abre la llave de paso situada entre un balón de 3 litros que contiene oxígeno a 195 torr y un balón de 2 litros que contiene nitrógeno a 530 torr ¿Cuál es el valor de la presión de equilibrio?



El volumen final será = 5 L

Aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales

$$P_{\text{final}} = \frac{nRT}{V}$$

Siendo n el número de moles totales de la mezcla

$$n(\text{O}_2) = \frac{3 \text{ L} \times 195 / 760 \text{ atm}}{RT}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{2 \text{ L} \times 530 / 760 \text{ atm}}{RT}$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{3 \text{ L} \times 195/760 \text{ atm}}{RT}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{2 \text{ L} \times 530/760 \text{ atm}}{RT}$$

Multiplicando ambas ecuaciones por RT y sumando:

$$\{n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2)\}RT = (3 \times 195/760) + (2 \times 530/760)$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$\frac{\{n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2)\}RT}{V} = \left(\frac{3}{5} \times 195/760\right) + \left(\frac{2}{5} \times 530/760\right) = P_{\text{final}}$$

$$P_{\text{final}} = 329/760 \text{ atm}$$

$$P_{\text{final}} = 0,432 \text{ atm}$$

2.12.-Ordenar de mayor a menor densidad los siguientes gases: Cl_2 , N_2 , H_2 , CO_2 , CO , vapor de agua, aire, vapor de yodo.

La densidad de los gases es directamente proporcional al peso molecular del gas

$$\rho = \frac{P \times PM}{RT}$$

$\text{I}_2(\text{PM}=254) > \text{Cl}_2(\text{PM}=71) > \text{CO}_2(\text{PM}=44) > \text{aire} > \text{N}_2(\text{PM}=28) = \text{CO}(\text{PM} = 28)$
> vapor de agua ($\text{PM}=18$) > $\text{H}_2(\text{PM}=2)$

2.13.-¿Por qué los globos aerostáticos se lanzan a medio hinchar?

Porque al ascender y disminuir la presión atmosférica exterior al globo éste se hincha por completo.

Si se lanzase completamente lleno podría llegar a explotar.