

3º B ESO - FÍSICA Y QUÍMICA - 3ª evaluación - 1 junio 2009

- 1- Se tienen 6 litros de aire a una presión de 720 mm Hg y una temperatura de 0°C. Determinar el volumen que ocuparán si se triplica la presión y la temperatura aumenta 67°C.
- 2- Se tienen 12 litros de Dióxido de carbono medidos a 500 mm Hg y 7°C. ¿Qué volumen ocuparán en Condiciones Normales. ¿Cuántos moles se tienen)
- 3- En una botella de acero hay cinco litros de hidrógeno a la presión de 24 atm. ¿Cuántos globos de ese gas podrán hincharse si su capacidad una vez llenos y a una presión de 1,2 atm es de cuatro litros? (Supóngase constante la temperatura.)
- 4- 214 mg. de un elemento gaseoso constituido por moléculas biatómicas a 20°C y 1,6 atm. de presión ocupan un volumen de 100 ml. ¿Qué elemento es y cuál es su densidad en condiciones normales?
- 5- a) Escriba la ecuación general de los gases ideales, indicando el significado de cada una de las variables que intervienen en ella, así como las unidades que se deben emplear para cada una
b) Enuncie la Ley de Avogadro para los gases

DATOS: Masas atómicas: H = 1 ; C = 12 ; N = 14 ; O = 16 ; F = 19 ; Cl = 35,5 ; S = 32 ; Zn = 65

SOLUCIONES

1º- Se tienen 6 litros de aire a una presión de 720 mm Hg y una temperatura de 0°C. Determinar el volumen que ocuparán si se triplica la presión y la temperatura aumenta 67°C.

RESOLUCIÓN

Para poder aplicarle la ecuación general de los gases ideales debemos transformar los datos correspondientes a las condiciones iniciales y finales del gas para expresar la presión en atmósferas, la temperatura en °K y el volumen en litros:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
Presión: $P_i = 720 \text{ mm Hg} = \frac{720}{760} = 0,947 \text{ atm}$	$P_f = 3.720 \text{ mm Hg} = \frac{3.720}{760} = 2,84 \text{ atm}$
Volumen: $V_i = 6 \text{ litros}$	$V_f = ?$
Temperatura: $T_i = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$	$T_f = 67^\circ\text{C} = 340 \text{ K}$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,947 \cdot 6}{273} = \frac{2,84 \cdot V_f}{340} \text{ de donde: } V_f = \frac{0,947 \cdot 6 \cdot 340}{273 \cdot 2,84} ; \mathbf{V_f = 2,49 \text{ Litros}}$$

2º- Se tienen 12 litros de Dióxido de carbono medidos a 500 mm Hg y 7°C. ¿Qué volumen ocuparán en Condiciones Normales. ¿Cuántos moles se tienen)

RESOLUCIÓN

Al igual que el ejercicio anterior, debemos transformar los datos correspondientes a las condiciones iniciales y finales del gas para expresar la presión en atmósferas, la temperatura en °K y el volumen en litros, para poder aplicarle la ecuación general de los gases ideales:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
Presión: $P_i = 500 \text{ mm Hg} = \frac{500}{760} = 0,66 \text{ atm}$	$P_f = 1 \text{ atm}$
Volumen: $V_i = 12 \text{ litros}$	$V_f = ?$
Temperatura: $T_i = 7^\circ\text{C} = 280 \text{ }^\circ\text{K}$	$T_f = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,66 \cdot 12}{280} = \frac{1 \cdot V_f}{273} \text{ de donde: } V_f = \frac{0,66 \cdot 12 \cdot 273}{280 \cdot 1} ; \mathbf{V_f = 7,72 \text{ Litros}}$$

Para calcular el nº de moles le aplicamos la ecuación de Clapeyron: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ a las condiciones iniciales:

$$0,66 \cdot 12 = n \cdot 0,082 \cdot 280 ; n = \frac{0,66 \cdot 12}{0,082 \cdot 280} = \mathbf{0,345 \text{ moles}}$$

3º- En una botella de acero hay cinco litros de hidrógeno a la presión de 24 atm. ¿Cuántos globos de ese gas podrán hincharse si su capacidad una vez llenos y a una presión de 1,2 atm es de cuatro litros? (Supóngase constante la temperatura.)

RESOLUCIÓN

Vamos a determinar el volumen del hidrógeno inicial medido en las mismas condiciones en las que está dado el volumen de los globos ($P = 1,2 \text{ atm}$), aplicando la ley de Boyle:

$$P.V = P'.V' \Rightarrow 24.5 = 1,2.V', \text{ de donde: } V' = \frac{24.5}{1,2} = 100 \text{ litros de Hidrógeno.}$$

Puesto que en cada globo caben 4 litros en esas mismas condiciones, el nº de globos que se podrán llenar son.

$$\text{Nº de globos} = \frac{100}{4} = \mathbf{25 \text{ globos}}$$

4º- 214 mg. de un elemento gaseoso constituido por moléculas biatómicas a 20°C y 1,6 atm. de presión ocupan un volumen de 100 ml. ¿ Qué elemento es y cual es su densidad en condiciones normales?

RESOLUCIÓN

Para saber de qué elemento se trata, hemos de determinar su masa atómica, aplicándole la ecuación de Clapeyron:

$$P.V = \frac{g}{Pm} . R.T \Rightarrow 1,6.0,1 = \frac{0,214}{Pm} . 0,082.293; Pm = \frac{0,214.0,082.293}{1,6.0,1} = \mathbf{32,13}$$

Puesto que nos dicen que es un elemento constituido por moléculas biatómicas, su Masa atómica será la mitad de la masa molecular, es decir, se trata de un elemento cuya masa atómica es: $\frac{32,13}{2} = \mathbf{16,07}$, es decir, que se trata del **OXÍGENO**

Para calcular su densidad en Condiciones Normales, hemos de tener en cuenta la Ley de Avogadro y el Volumen Molar Normal: "1 mol de cualquier gas en Condiciones Normales ocupa 22,4 litros", por lo que en este caso tenemos la masa molar; 32,13 g/mol, y el volumen en C.N.: 22,4 litros, por lo que su densidad es:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{32,13}{22,4} = \mathbf{1,43 \text{ g/litro}}$$