

### 3º A ESO - FÍSICA Y QUÍMICA - 3ª evaluación - 21 mayo 2009

- 1- Se tienen 150 cm<sup>3</sup> de un gas a 42°C y 714 mm Hg. Determina la temperatura a la que deberán encontrarse para ocupar 102 cm<sup>3</sup> a una presión de 830 mm Hg
  - 2- Se tienen 64 gramos de oxígeno (O<sub>2</sub>) en condiciones normales de presión y temperatura. Calcular el volumen que ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C.
  - 3- Un globo meteorológico de goma contiene 820 litros de hidrógeno a 27°C y 1 atm en el momento de ser lanzado. Cuando está a la altura de 5 000 m los instrumentos que lleva a bordo informan que la temperatura es de 270° K y la presión 600 mm Hg. ¿Cuál es el volumen del globo a esa altura?
  - 4- Un recipiente de 5 l. lo llenamos de Hidrógeno a 10°C y 740 mm de presión ¿Cuántos gramos hemos Introducido? ¿Cuántos moles? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera hasta 500 mm Hg? ¿Cuál es la densidad del gas en estas últimas condiciones?
  - 5- Enuncie las tres leyes generales de los gases, escribiendo sus fórmulas, si las tienen, e indicando el significado de todas las variables que intervienen en ellas
- DATOS: Masas atómicas: C = 12 ; Ca = 40 ; Cl = 35,5 ; H = 1 ; Na = 23 ; O = 16 ; S = 32

### SOLUCIONES

- 1º - Se tienen 150 cm<sup>3</sup> de un gas a 42°C y 714 mm Hg. Determina la temperatura a la que deberán encontrarse para ocupar 102 cm<sup>3</sup> a una presión de 830 mm Hg

#### 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: $P_i = 714 \text{ mm Hg} = \frac{714}{760} = 0,939 \text{ atm}$	$P_f = 830 \text{ mm Hg} = \frac{830}{760} = 1,092 \text{ atm}$
Volumen: $V_i = 150 \text{ cm}^3 = 0,15 \text{ litros}$	$V_f = 102 \text{ cm}^3 = 0,102 \text{ litros}$
Temperatura: $T_i = 42^\circ\text{C} = 315 \text{ }^\circ\text{K}$	$T_f = ? \text{ }^\circ\text{K}$

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

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,939 \cdot 0,15}{315} = \frac{1,092 \cdot 0,102}{T_f} \text{ de donde: } T_f = \frac{1,092 \cdot 0,102 \cdot 315}{0,939 \cdot 0,15} ; T_f = 249,1 \text{ K} = - 23,9^\circ\text{C}$$

- 2º - Se tienen 64 gramos de oxígeno (O<sub>2</sub>) en condiciones normales de presión y temperatura. Calcular el volumen que ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C.

#### RESOLUCIÓN

Con los datos que tenemos en este caso, podemos calcular directamente el volumen, sin tener en cuenta para nada el hecho que los 64 g se encuentren inicialmente en Condiciones Normales

DATOS QUE SE TIENEN	Ecuación a utilizar $P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T ;$
Masa = 64 g de O <sub>2</sub> Masa molecular del O <sub>2</sub> = 2.16 = 32 g/mol	
Presión: $900 \text{ mm Hg} = \frac{900}{760} = 1,18 \text{ atm}$	$1,18 \cdot V = \frac{64}{32} \cdot 0,082 \cdot 310$
Volumen = ?	
Temperatura: $37^\circ\text{C} = 37+273 = 310 \text{ K}$	de donde $V = \frac{64 \cdot 0,082 \cdot 310}{32 \cdot 1,18} = 43,08 \text{ Litros}$

- 3- Un globo meteorológico de goma contiene 820 litros de hidrógeno a 27°C y 1 atm en el momento de ser lanzado. Cuando está a la altura de 5 000 m los instrumentos que lleva a bordo informan que la temperatura es de 270° K y la presión 600 mm Hg. ¿Cuál es el volumen del globo a esa altura?

#### RESOLUCIÓN

En este caso le aplicaremos la ecuación general de los gases ideales, aunque 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:

<b>CONDICIONES INICIALES</b> Presión: $P_i = 1 \text{ atm}$ Volumen: $V_i = 820 \text{ litros}$ Temperatura: $T_i = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ }^\circ\text{K}$	<b>CONDICIONES FINALES</b> $P_f = 600 \text{ mm Hg} = \frac{600}{760} = 0,79 \text{ atm}$ $V_f = ?$ $T_f = 270 \text{ K}$
---	--

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

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{1,820}{300} = \frac{0,79 \cdot V_f}{270} \text{ de donde: } V_f = \frac{1,820 \cdot 270}{0,79 \cdot 300} ; \mathbf{V_f = 934,17 \text{ Litros}}$$

**4º- Un recipiente de 5 l. lo llenamos de Hidrógeno a 10°C y 740 mm de presión ¿Cuántos gramos hemos Introducido? ¿Cuántos moles? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera hasta 500 mm Hg? ¿Cuál es la densidad del gas en estas últimas condiciones?**

### RESOLUCIÓN

Con los datos de los que disponemos, podemos calcular directamente los gramos o el número de moles, y posteriormente, con ese n° de moles calculamos los gramos de hidrógeno sin más que multiplicar este n° de moles por la Masa Molecular del Hidrógeno:

<b>DATOS QUE SE TIENEN</b>  N° moles = ? Masa molecular del $H_2 = 2,1 = 2 \text{ g/mol}$ Presión: $740 \text{ mm Hg} = \frac{740}{760} = 0,97 \text{ atm}$  Volumen : <b>5 Litros</b> Temperatura: $10^\circ\text{C} = 10+273 = 283 \text{ K}$	Ecuación a utilizar $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ; $0,975 = n \cdot 0,082 \cdot 283$  de donde $n = \frac{0,975}{0,082 \cdot 283} = \mathbf{0,21 \text{ moles}}$  Masa = $0,21 \cdot 2 = \mathbf{0,42 \text{ gramos}}$
--	--

Si la presión se reduce a la mitad, podemos volver a utilizar la misma ecuación:

<b>DATOS QUE SE TIENEN</b>  N° moles = <b>0,21 moles</b>  Presión: $\frac{740}{2} \text{ mm Hg} = \frac{740}{2 \cdot 760} = 0,485 \text{ atm}$  Volumen : <b>5 Litros</b> Temperatura: ?	Ecuación a utilizar $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ; $0,4855 = 0,21 \cdot 0,082 \cdot T$  de donde $T = \frac{0,4855}{0,21 \cdot 0,082} = \mathbf{140,8 \text{ K}}$  $^\circ\text{C} = 140,8 - 273 = \mathbf{- 131,2^\circ\text{C}}$
---	--

La densidad es la misma en todos los casos ya que no cambia ni el volumen ni los gramos de gas, y es:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} = \frac{0,42 \text{ g}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,084 \text{ g/L}}$$