

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: LOS GASES - Problemas (1).

EJERCICIOS RESUELTOS

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.

SOLUCIÓN:

Antes de realizar cálculo alguno 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:	$P_i = 720 \text{ mm Hg} = \frac{720}{760} = 0,947 \text{ atm}$		$P_f = 3 \cdot 0,947 = 2,842 \text{ atm}$
Temperatura:	$T_i = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$		$T_f = 67^\circ\text{C} = 340 \text{ }^\circ\text{K}$
Volumen:	$V_i = 6 \text{ litros}$		$V_f = ?$

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

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,947 \cdot 6}{273} = \frac{2,842 \cdot V_f}{340} \text{ de donde: } V_f = \frac{0,947 \cdot 6 \cdot 340}{273 \cdot 2,842} ; V_f = 2,490 \text{ litros}$$

2) Se tienen 150 cm³ de un gas a 42°C y 714 mm Hg. Determina la temperatura a la que deberán encontrarse para ocupar 102 cm³ a una presión de 830 mm Hg

SOLUCIÓN

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:

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

3- Se tienen 64 gramos de oxígeno (O₂) 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.

SOLUCIÓN

Para aplicar la ecuación general de los gases ideales, hemos de calcular antes el volumen que ocupa la cantidad de Oxígeno que tenemos. Para ello, hemos de recordar el Volumen Molar Normal: "Un mol de cualquier gas en Condiciones Normales de Presión y Temperatura ocupa 22,4 litros". En este caso, el número de moles que tenemos, sabiendo que el peso molecular del O₂ es: 2 · 16 = 32 g/mol, es

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de Oxígeno} = \frac{\text{gramos}}{\text{Peso molecular}} = \frac{64 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$$

por lo que el volumen que ocupan estos dos moles en condiciones normales es:

2 moles · 22,4 litros/mol = **44,8 litros** y por tanto las condiciones iniciales y finales de esta cantidad de gas serán:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
Presión: $P_i = 1 \text{ atm}$	$P_f = 900 \text{ mm Hg} = \frac{900}{760} = 1,184 \text{ atm}$
Volumen: $V_i = 2 \text{ moles} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 44,8 \text{ litros}$	$V_f = ? \text{ Litros}$
Temperatura: $T_i = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$	$T_f = 37 + 273 = 310 \text{ }^\circ\text{K}$

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

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{1 \text{ atm} \cdot 44,8 \text{ l}}{273^\circ \text{ K}} = \frac{1,184 \text{ atm} \cdot V_f}{310^\circ \text{ K}} \text{ de donde: } V_f = \frac{1 \cdot 44,8 \cdot 310}{1,184 \cdot 273} ; \mathbf{V_f = 42,97 \text{ litros}}$$

PROBLEMAS DE APLICACIÓN DE LAS LEYES GENERALES DE LOS GASES.

- Un recipiente contiene 152 ml de argón a 10 mm de Hg y 20°C. ¿Qué volumen ocupará en C.N.?
- ¿A qué temperatura deben enfriarse 600 ml de hidrógeno para que ocupen 275 ml si no ha variado la presión y la temperatura inicial era de 125°C? (Resp: 182,4°K)
- ¿Qué volumen ocuparan 10 g. de Oxígeno a 2 atm. y 50°C? (Sol: 4,14 l)
- Un gas ocupa un volumen de 100 litros a 200°C y 1 atm. ¿A qué presión mínima debe someterse isotérmicamente para que ocupe 1 l.? (Sol: 100 atm)
- En un recipiente vacío de 10 litros de capacidad se introducen 1,8 g de agua y 8,6 g de hexano y se calienta a 227°C, con lo que el hexano se vaporiza. Calcular las presiones parciales y la presión total a esa temperatura. ¿Cuántas moles y moléculas habrá de cada componente en dicho recipiente?
- Un recipiente de 3 l. lo llenamos de Oxígeno a 10°C y 740 mm de presión ¿Cuántos gramos hemos Introducido? ¿Cuántas moles? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera a la mitad? ¿Cuál es la densidad? (Sol: 4,03g = 0,12 moles; T = -131,5°C ; d = 1,34 g/l)
- Una muestra de un gas desconocido que pesa 2,46 g. ocupa 820 ml a 35°C y 800 Mm Hg. (1 Mm Hg = 1 mm Hg) ¿Cual es su peso molecular? (Sol: 71,98)
- Una cierta cantidad de gas está contenida en un recipiente a -10°C y 750 mm. de presión. Si el gas se calienta a 35°C ¿Cual será la nueva presión si no varía el volumen ?(Sol: 1,15 atm; b) 1,13 atm)
- 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? (Sol: Pm=32,13=> Oxígeno; d= 1,435 g/l)
- La concentración de monóxido de carbono, que es un gas venenoso, en el humo de un cigarrillo es de 20.000 p.p.m (partes por millón) en volumen. Calcular el volumen de este gas que hay en 1 litro del humo procedente de la combustión de un cigarrillo. (Sol: 20 cm³)
- El volumen que corresponde a una inspiración de aire en una persona normal es, aproximadamente, 0,5 litros y el número de inspiraciones por minuto es de unas 18. Si las condiciones atmosféricas son 20°C y 745 mm Hg, Determinar cuantos gramos de oxígeno aspira por minuto una persona (Sol: 2,46 gramos)
- Una vasija A de 200 cm³ está separada de otra B de 600 cm³ mediante una tubería de capacidad despreciable provista de una llave de paso. La vasija A contiene un gas a 750 mm Hg y en la B se ha hecho el vacío. Calcula la presión en los dos recipientes después de abrir la llave de paso y fluir el gas de A a B, si no varía la temperatura.
- En un matraz cerrado hay oxígeno a 47°C y 1 atm. Si se calienta hasta 407°C y el volumen aumenta un 5% ¿cual será la presión final?
- 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 1,2 atm es de cuatro litros? (Supóngase constante la temperatura.)

15. Explica qué sucedería si un astronauta dejase fuera de la nave, que órbita a 400 Km de altura, un globo lleno de oxígeno.
16. Una ampolla de vidrio contiene helio a 37°C y 700 mm Hg de presión. Si el volumen se mantiene constante, ¿cuál será la presión del helio a 80°K?
17. A la temperatura de 27 °C y 35 mm de Hg de presión, una muestra gaseosa de bromo tiene una masa de 0'0568 gr y ocupa un volumen de 200 cm³. Deduce con estos datos la masa molecular del bromo. Escribe su fórmula. DATO: Masa atómica del bromo: 80. (SOL: Br₂)
18. En una muestra de 1 m³ de NH₃, medido en c.n., calcula: a) moles de sustancia; b) moléculas que la forman; c) gramos que contiene; d) átomos de hidrógeno que contiene; e) átomos-gramo de nitrógeno que contiene.
19. ¿Cual es la densidad del vapor de acetona, (C₃H₆O), a una temperatura de 95 °C y 650 mm Hg. (SOL: 1'64 gr/l)
20. Un matraz de 10 litros, al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de oxígeno gaseoso. Si la temperatura es 27 °C y la presión 700 mm Hg. a) ¿Cuántas moléculas de O₂ contiene el matraz?; b) ¿Cuál es la densidad del O₂ en estas condiciones?. (SOL: a) 2'255.10²³ moléculas; b) 1'198 gr/litro.)
21. El "hielo seco" es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior a -55 °C y presión de 1 atmósfera. Una muestra de 0,050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4,6 L, que se termostata a la temperatura de 50°C a) Calcule la presión, en atm, dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en gas. b) Explique si se producen cambios en la presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento lo realizáramos termostatando el recipiente a 60°C. (Sol: a) P = 6,5.10⁻³ atm ; b) La cantidad no varía pero sí la presión P' = 6,74.10⁻³ atm)
22. El óxido nitroso (N₂O) es un gas que se puede obtener por descomposición térmica del nitrato amónico.
 a) Escriba la ecuación de la reacción.
 b) Al realizar dicha descomposición se obtienen 0,320 L del gas a 690 mm Hg y 12,5°C. Si el gas pesa 0,540 g, calcule el valor de la constante de los gases. (a) NH₄NO₃ → N₂O + H₂O ; B) R = 0,0829 at.l/mol.°K)