

PROBLEMAS RESUELTOS

Grupo A: APLICACIÓN DE LAS ECUACIONES GENERALES DE LOS GASES IDEALES

A-01 - El "hielo seco" es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior a $-55\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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 $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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 $60\text{ }^{\circ}\text{C}$.

RESOLUCIÓN

A) Aplicamos La ecuación general de los gases ideales ya que conocemos tanto la cantidad de gas (0,050g) como su masa molecular ($\text{CO}_2 \Rightarrow 44\text{ g/mol}$), el volumen del recipiente(4,6 l.) Y la temperatura ($50\text{ }^{\circ}\text{C} = 323\text{ }^{\circ}\text{K}$):

$$P.V = \frac{g}{P_m}.R.T \Rightarrow P.4,6 = \frac{0,050}{44}.0,082.323 ; P = 6,5.10^{-3}\text{ atm}$$

B) La cantidad de gas existente en el recipiente no varía, aunque al aumentar la temperatura hasta los $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($333\text{ }^{\circ}\text{K}$) la presión también aumentará ligeramente. La calculamos con la ecuación general de los gases ideales de la misma forma que en el caso anterior:

$$P.V = \frac{g}{P_m}.R.T \Rightarrow P.4,6 = \frac{0,050}{44}.0,082.333 ; P = 6,74.10^{-3}\text{ atm}$$

A-02 - Calcule la temperatura a la que deben encontrarse 8 g de oxígeno que se encuentran en un recipiente de 5 litros a una presión de 790 mm Hg . ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales? ¿Qué cantidad de dicho gas debería salir o deberíamos introducir para que se duplicara la presión si la temperatura desciende $10\text{ }^{\circ}\text{C}$?

RESOLUCIÓN

En este caso le son aplicables las ecuaciones generales de los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{P_m}.R.T \Rightarrow \frac{790}{760}.5 = \frac{8}{32}.0,082.T ; T = \frac{790.5.32}{760.8.0,082} = 253,5\text{ }^{\circ}\text{K} = -19,5\text{ }^{\circ}\text{C}$$

En C.N. ocupa: $1.V = \frac{8}{32}.0,082.273 ; V = 5,60\text{ litros en C.N.}$

En el tercer caso la cantidad de gas que hay dentro del recipiente es:

$$2. \frac{790}{760}.5 = \frac{g}{32}.0,082.243,5 ; g = \frac{2.790.5.32}{760.0,082.243,5} = 16,66\text{ g hay dentro,}$$

por lo que deben SALIR 8,66 gramos, ya que antes habia 8 gramos

A-03 - En el interior de una lámpara de incandescencia (una bombilla) cuyo volumen es de 100 ml hay una presión de $1,2.10^{-5}\text{ mm de Hg}$ a $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. Cuado comienza a funcionar, alcanza una temperatura de $127\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcular: a) número de moléculas de gas existentes en el interior de la lámpara; b) Presión en su interior cuando está funcionando.

RESOLUCIÓN

Se trata, en definitiva, de un recipiente lleno de gas, por lo que le es aplicable la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{760} \cdot 0,100 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n = 6,42 \cdot 10^{-11} \text{ moles de gas}$$

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 6,42 \cdot 10^{-11} = 3,86 \cdot 10^{13} \text{ moléculas}$$

Cuando está funcionando, la única diferencia con la situación anterior es el cambio de temperatura, que ahora es de $127^{\circ}\text{C} = 400^{\circ}\text{K}$, por lo que se le puede aplicar nuevamente la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'} \Rightarrow \frac{1,2 \cdot 10^{-5} \cdot 0,100}{300} = \frac{P' \cdot 0,100}{400} \Rightarrow P' = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mm Hg}$$

A-04 - ¿Qué peso de oxígeno existirá en un recipiente cilíndrico de 1 metro de altura y 30 cm. de diámetro que está a 20°C y a 20 atmósferas de presión?

RESOLUCIÓN

El volumen del cilindro que está lleno de oxígeno es:

$$V = \pi \cdot r^2 \cdot h = \pi \cdot 0,15^2 \cdot 1 = 0,0707 \text{ m}^3 = 70,7 \text{ LITROS}$$

y, con este dato, le aplicamos la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que las moléculas del oxígeno son biatómicas, por lo que su peso molecular es: $P_m = 2 \cdot 16,0 = 32,0$:

$$P.V = \frac{g_{\text{sóluto}}}{P_m} \cdot R.T \Rightarrow 20 \cdot 70,7 = \frac{g_{\text{sóluto}}}{32} \cdot 0,082 \cdot 293 ; g_{\text{sóluto}} = 1883,3 \text{ g de O}_2$$

A-05 - Si la densidad del nitrógeno líquido es $1,25 \text{ g/mL}$, ¿a qué volumen se reducirá un litro de nitrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, al condensarse?.

DATOS: Masa atómica del Nitrógeno: $14,00$

RESOLUCIÓN:

La cantidad de nitrógeno (en gramos) que se tiene en un litro de nitrógeno gaseoso (N_2) se calcula mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{P_m} \cdot R.T \Rightarrow 1 \cdot 1 = \frac{g}{28,00} \cdot 0,082 \cdot 273 \quad g = 1,25 \text{ gramos de nitrógeno gaseoso}$$

Cuando se licúa este Nitrógeno, tendremos $1,25 \text{ g}$ de nitrógeno líquido, y si conocemos su densidad, podemos determinar el volumen que ocupará:

$$d = \frac{m}{V} ; 1,25 = \frac{1,25}{V} \quad V = 1,00 \text{ ml ocupará esa cantidad de Nitrógeno}$$

A-06 - Calcule la presión que ejercerán 4 g de dióxido de carbono que se encuentran en un recipiente de $5,0 \text{ litros}$ de capacidad a 37°C de temperatura. ¿Cuántas moles y cuántas moléculas del mismo hay en ese recipiente?

RESOLUCIÓN

Con los datos que nos ofrecen, aplicamos la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que la temperatura debemos expresarla en $^{\circ}\text{K}$

$$^{\circ}\text{K} = 37 + 273 = 310^{\circ}\text{K}; \text{ y el peso molecular del dióxido de carbono CO}_2 \text{ es } 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot 5,0 = \frac{4,0}{44} \cdot 0,082 \cdot 310 \Rightarrow P = \frac{4,0 \cdot 0,082 \cdot 310}{44 \cdot 5,0} = 0,46 \text{ atm}$$

Para determinar el número de moles, hemos de partir del peso molecular: 1 mo, tiene una masa de 44 g, y así:

$$n^\circ \text{ de moles} = \frac{g}{P_m} = \frac{4,0}{44} = 0,091 \text{ moles de CO}_2$$

el número de moléculas se calcula teniendo en cuenta que 1 mol contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, y así:

$$n^\circ \text{ de moléculas} = 0,091 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 5,48 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de CO}_2$$

A-07 - Un gas ocupa un volumen de 100 litros a 720 mm Hg y una cierta temperatura. ¿A qué presión debe someterse isotérmicamente para que ocupe 5,0 litros?

RESOLUCIÓN

Con los datos que nos ofrecen, aplicamos la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que la temperatura permanece constante, por lo que se trata también en realidad de una aplicación directa de la Ley de Boyle

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'} \Rightarrow P \cdot V = P' \cdot V' \Rightarrow \frac{720}{760} \cdot 100 = P' \cdot 5,0 ; P' = \frac{720 \cdot 100}{760 \cdot 5,0} = 18,95 \text{ atm}$$

A-08 Un recipiente de 5,0 litros, al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de hidrógeno gaseoso. Si la temperatura es 27 °C y la presión 700 mm Hg. a) ¿Cuántas moléculas de H₂ contiene el matraz?; b) ¿Cuál es la densidad del gas en estas condiciones?.

RESOLUCIÓN

La cantidad de gas, podemos expresarla en moles o en gramos, teniendo en cuenta que el peso molecular del H₂ es: 2 · 1,0 = 2,0 . Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente:

$$P = 750 \text{ mm Hg} = \frac{700}{760} \text{ atm}$$

$$V = 5,0 \text{ l}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 27 + 273 = 300^\circ\text{K}$$

$$N^\circ \text{ de moles} = ?$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{700}{760} \cdot 5,0 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow$$

$$n = \frac{700 \cdot 5,0}{760 \cdot 0,082 \cdot 300} = 0,187 \text{ moles}$$

$$0,187 \cdot 2,0 = 0,374 \text{ gramos de H}_2$$

El número de moléculas se determina teniendo en cuenta que 1 mol contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas; así:

$$N^\circ \text{ de moléculas: } 0,187 \text{ moles} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,13 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2$$

La densidad es la masa de la unidad de volumen, y se determina con la fórmula

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{0,374 \text{ g}}{5,0 \text{ litros}} = 0,0748 \frac{\text{gramos}}{\text{litro}}$$

A-09 - Se llena de hidrógeno un recipiente de 5 litros a 10°C y 730 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera a la mitad?

RESOLUCIÓN

La cantidad de gas, podemos expresarla en moles o en gramos, teniendo en cuenta que el peso molecular del H_2 es: $2 \cdot 1,0 = 2,0$. Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente:

$$\begin{array}{l} P = 750 \text{ mm Hg} = \frac{730}{760} \text{ atm} \\ V = 5,0 \text{ l} \\ T = 10^\circ\text{C} = 10 + 273 = 283^\circ\text{K} \\ \text{N}^\circ \text{ de moles} = ? \end{array} \quad \left| \quad \begin{array}{l} P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{730}{760} \cdot 5,0 = n \cdot 0,082 \cdot 283 \Rightarrow \\ n = \frac{730 \cdot 5,0}{760 \cdot 0,082 \cdot 283} = 0,207 \text{ moles} \\ 0,207 \cdot 2,0 = 0,414 \text{ gramos de } H_2 \end{array} \right.$$

Vamos a utilizar la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que al tratarse del mismo recipiente, el volumen no cambia, por lo que las condiciones iniciales y finales son:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
$P = 730 \text{ mm Hg}$ $V = 5,0 \text{ litros}$ $T = 10^\circ\text{C} = 283^\circ\text{K}$	$P' = \frac{730}{2} \text{ mm Hg}$ $V' = 5,0 \text{ litros}$ $T' = ?$

Al sustituir en la ecuación general de los gases es:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'} \Rightarrow \frac{\frac{730}{760} \cdot 5,0}{283} = \frac{\frac{730}{2.760} \cdot 5,0}{T'} ; T' = \frac{\frac{730}{2.760} \cdot 5,0 \cdot 283}{\frac{730}{760} \cdot 5,0} = \frac{283}{2} = 141,5^\circ\text{K} = -131,5^\circ\text{C}$$

A-10 - Se llena de hidrógeno un recipiente de 10 litros a 33°C y 790 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de gas, medida en Condiciones Normales?

RESOLUCIÓN:

Aplicando la ecuación general de los gases ideales, se calcula el número de moles:

$$\frac{790}{760} \cdot 10 = n \cdot 0,082 \cdot 306 ; n = 0,414 \text{ moles} ; g = 0,414 \cdot 2 = 0,828 \text{ g de } H_2$$

Para calcular su volumen en condiciones normales podemos aplicar de nuevo la ecuación general de los gases ideales o bien el volumen molar normal: "1 mol de cualquier gas ideal en C.N. ocupa 22,4 l."

$$\text{Y así: } V = 0,414 \cdot 22,4 = \mathbf{9,27 \text{ litros}}$$

A-11 -Un recipiente de 10 l. se llena de hidrógeno a 25°C y 770 mm de presión. Determinar la cantidad que se ha introducido, expresándola en gramos, moles y moléculas. ¿Qué cantidad saldría si se abre el recipiente y en el exterior la presión es de 1 atm?

RESOLUCIÓN

La cantidad de gas, podemos expresarla en moles o en gramos, teniendo en cuenta que el peso molecular del H_2 es: $2 \cdot 1,0 = 2,0$. Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente:

$$P = 770 \text{ mm Hg} = \frac{770}{760} \text{ atm}$$

$$V = 10,0 \text{ l}$$

$$T = 25^\circ\text{C} = 25 + 273 = 298^\circ\text{K}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles} = ?$$

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{770}{760} \cdot 10,0 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow$$

$$n = \frac{770 \cdot 10,0}{760 \cdot 0,082 \cdot 298} = 0,415 \text{ moles}$$

$$0,415 \cdot 2,0 = 0,83 \text{ gramos de H}_2$$

$$\text{N}^\circ \text{ moléculas} = 0,415 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Cuando ese recipiente se abre y se pone en contacto con el exterior, saldrá Hidrógeno hasta que la presión interior se haga igual que la exterior, que es 1 atm, por lo que vamos a utilizar la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que al tratarse del mismo recipiente, el volumen no cambia, ni tampoco la temperatura, por lo que tendremos::

CONDICIONES INICIALES

P = 1 atm

V = 10,0 litros

T = 25°C = 298°K

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 1 \cdot 10,0 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow$$

$$n = \frac{1 \cdot 10,0}{0,082 \cdot 298} = 0,409 \text{ moles}$$

$$0,409 \cdot 2,0 = 0,818 \text{ gramos de H}_2 \text{ que quedan dentro}$$

Por lo que si antes de abrir el recipiente teníamos 0,830 g y ahora nos quedan 0,818, habrán salido:

$$0,830 - 0,818 = \mathbf{0,012 \text{ g de H}_2 \text{ que salen del recipiente al abrirlo}}$$

A-12 - Se dispone en el laboratorio de un recipiente vacío cuya masa es de 70,00 g. Se llena de oxígeno gaseoso y su masa alcanza 72,00 g. Se llena después con otro gas desconocido en las mismas condiciones de presión y temperatura y su masa es de 72,75 g. Calcule el peso molecular de este gas.

DATO: Peso atómico del oxígeno: 16,00

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la Hipótesis de Avogadro: "Volumenes iguales de diferentes gases, en las mismas condiciones de Presión y Temperatura, contienen el mismo número de moléculas".

Por tanto, si ambos gases están en las mismas condiciones de presión y temperatura y ocupan el mismo volumen, contendrán el mismo número de moléculas, y por tanto de moles:

$$\text{N}^\circ \text{ moles de O}_2 = \text{N}^\circ \text{ moles del otro gas, siendo, en ambos casos: } \text{N}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{Pm}$$

$$\frac{72,00 - 70,00}{32} = \frac{72,75 - 72,00}{Pm} \quad \text{De donde: } Pm = \frac{2,75 \cdot 32}{2,00} = \mathbf{44 \text{ g/mol}}$$

A-13 - ¿Cual es la densidad del nitrógeno gaseoso a 227°C y 5,00 atm de presión? **DATO :** Peso atómico del Nitrógeno = 14,00.

RESOLUCIÓN

Aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T \Rightarrow P.Pm = \frac{g}{V} \cdot R.T \quad \text{Siendo } d = \frac{g}{V} \text{ y así}$$

P.Pm = d.R.T donde, teniendo en cuenta que el peso molecular del N_2 es $2.14 = 28$ y que la temperatura en $^{\circ}K$ es $T = 227 + 273 = 5^{\circ}K$, al sustituir nos queda:

$$5,00 \cdot 28 = d \cdot 0,082 \cdot 500 \implies d = \frac{5,00 \cdot 28}{0,082 \cdot 500} = \mathbf{3,41 \text{ g/litro, que es la densidad}}$$

A-14 - En un matraz de 250 cm^3 se introduce éter etílico ($C_4H_{10}O$) a una temperatura de $12^{\circ}C$ y a una presión de 740 mm de Hg . Se saca todo el aire, se cierra el matraz y se calienta a $200^{\circ}C$. ¿Cuál será la cantidad máxima de éter etílico (en gramos) que pueden introducirse si la presión del matraz no debe exceder de 40 atmósferas ?

DATOS: Punto de ebullición del éter etílico = $34,6^{\circ}C$. Masas atómicas: $C = 12$; $O = 16$; $H = 1$

RESOLUCIÓN

A $200^{\circ}C$, todo el éter etílico se encuentra en forma de gas por lo que será éste el gas responsable de la presión en el interior, la cual, como indica el enunciado, no debe sobrepasar el valor de 40 atm .

Así, aplicando la ecuación general de los gases, se determina la cantidad de éter que puede introducirse en el matraz:

$$P.V = n.R.T \implies 40.0,250 = n.0,082.473 \implies n = \frac{40.0,250}{0,082.473} = \mathbf{0,26 \text{ moles de éter}}$$

Si queremos expresar esta cantidad en gramos, hemos de tener en cuenta el peso molecular del éter:

$C_4H_{10}O \implies 4.12 + 10.1 + 16 = 74 \text{ g/mol}$, y así:

$\text{g de éter} = 0,26 \cdot 74 = \mathbf{19,24 \text{ g de éter que se pueden introducir en el matraz}}$

A-15 - Un recipiente de $2,24 \text{ litros}$, provisto de llave de paso, se llena con $7,1 \text{ g}$ de gas de cloro a la presión ambiente, cuando la temperatura es de $T^{\circ}K$. Se calienta el recipiente hasta una temperatura $30^{\circ}C$ mayor que $T^{\circ}K$ y se abre la llave de paso de modo que la presión en su interior vuelve a su valor inicial, quedándole dentro $6,4 \text{ g}$ de cloro.

Se desea saber:

a) El valor de la temperatura Kelvin. b) La presión ambiente, expresada en mm de mercurio .

RESOLUCIÓN

Le aplicamos la ecuación de Clapeyron $P.V = \frac{g}{P_m}.R.T$ para los gases al estado inicial ($P, T; 2,24 \text{ L}$) y al estado final ($P, T+30, 2,24 \text{ L}$), con lo que obtenemos un sistema de ecuaciones cuyas incógnitas son P y T inicial

$$\left. \begin{array}{l} \text{Estado inicial: } P.2,24 = \frac{7,1}{71}.0,082.T \\ \text{Estado final: } P.2,24 = \frac{6,4}{71}.0,082.(T+30) \end{array} \right\} \frac{7,1}{71}.0,082.T = \frac{6,4}{71}.0,082.(T+30), \text{ donde, al}$$

simplificar, nos queda: $7,1.T = 6,4.(T+30)$; $7,1T - 6,4T = 192$;

$T = 274,3^{\circ}K$, que es la temperatura inicial

La presión exterior: P , la obtenemos a partir de una de las ecuaciones del sistema anterior al sustituir la temperatura por su valor calculado, y es:

$$P.2,24 = \frac{7,1}{71}.0,082.274,3; \text{ De donde } \mathbf{P = 1,0 \text{ atm}}$$

A-16 - El volumen inicial de un gas es 4,00 litros, ¿cuál es el volumen final después de que la presión se haya reducido desde 760 mmHg a 50 mmHg?

RESOLUCIÓN

Le aplicamos la ecuación general de los gases, teniendo en cuenta que la temperatura se mantiene constante:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
P = 760 mm Hg V = 4,00 L T	P' = 50 mm Hg V' = ? T

Ecuación general de los gases: $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T}$

$$\frac{760 \cdot 4,00}{T} = \frac{50 \cdot V'}{T}; V' = \frac{760 \cdot 4,00 \cdot T}{50 \cdot T}$$

y de ahí: **V' = 60,8 Litros**

Dado que las presiones nos las dan en ambos casos expresadas en mm Hg, pueden realizarse los cálculos sin necesidad de transformarlas previamente en Atm, puesto que ello nos llevaría a dividir en ambos miembros por

$$760 \frac{\frac{760}{760} \cdot 4,00}{T} = \frac{\frac{50}{760} \cdot V'}{T}, \text{ con lo cual el resultado no cambia}$$

A-17 - ¿Qué presión hay que aplicar a 2,0 litros de un gas que se encuentra a una presión de 1,0 atm para comprimirlo hasta que ocupe 0,80 litros?

RESOLUCIÓN

Hemos de aplicarle la ecuación general de los gases ideales: $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T}$, la cual podemos simplificar al

encontrarse a la misma temperatura en ambos casos, por lo que nos quedará: **P.V = P'.V'**, al sustituir en ella: **(1 atm).(2,0 l) = P'.(0,80 l) ; P' = 2,5 atm**

A-18 - Se tienen 5 litros de Hidrógeno a 20°C y 380 mm de presión. ¿Cuántos átomos hay? ¿Cuántos gramos? ¿Cuántos moles? ¿Qué volumen ocuparían en Condiciones Normales?

RESOLUCIÓN:

Aplicando la ecuación general de los gases ideales, se calcula el número de moles:

$$\frac{380}{760} \cdot 5 = n \cdot 0,082 \cdot 293; \quad n = 0,104 \text{ moles}; \quad g = 0,104 \cdot 2 = 0,208 \text{ g de H}_2$$

Para determinar el número de átomos, calculamos antes el número de moléculas, teniendo en cuenta que cada mol contiene el número de Avogadro de moléculas, y así

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 0,104 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,26 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

y dado que la molécula del hidrógeno gaseoso es H₂ (contiene dos átomos), el número de átomos de Hidrógeno será:

$$N^{\circ} \text{ de átomos} = 2 \cdot 6,26 \cdot 10^{22} = 1,25 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Hidrógeno}$$

Para calcular su volumen en condiciones normales podemos aplicar de nuevo la ecuación general de los gases ideales o bien el volumen molar normal: "1 mol de cualquier gas ideal en C.N. ocupa 22,4 l."

$$\text{Y así: } V = 0,104 \cdot 22,4 = 2,33 \text{ litros en C.N.}$$

A-19 - Se tienen 5 litros de Helio a 20°C y 380 mm de presión. ¿Cuántos átomos hay? ¿Cuántos gramos de Hidrógeno contendrían el mismo número de moléculas que de átomos tiene dicho Helio?

RESOLUCIÓN:

Aplicando la ecuación general de los gases ideales, se calcula el número de moles:

$$\frac{380}{760} \cdot 5 = n \cdot 0,082 \cdot 293 ; \quad n = 0,104 \text{ moles} ; \quad g = 0,104 \cdot 4 = 0,416 \text{ g de He}$$

Para determinar el número de átomos, tenemos que tener en cuenta que el Helio es un gas noble, por lo que sus moléculas son monoatómicas, de manera que si calculamos el número de moléculas este número será también el de átomos, y así

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 0,104 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,26 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} = 6,26 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Helio}$$

El número de moléculas de Hidrógeno es de $6,26 \cdot 10^{22}$, que equivalen también a 0,104 moles y teniendo en cuenta que el peso molecular del Hidrógeno es 2, la masa de éste será:

$$g \text{ de H} = 0,104 \cdot 2 = 0,208 \text{ g de H}_2$$

A-20 - Calcular la temperatura a la que deberán encontrarse 7 g de NITRÓGENO que están en un recipiente de 10 Litros a una presión de 870 mm Hg. ¿Qué cantidad de gas habrá en el recipiente si se duplica la presión si la temperatura desciende 100°C? DATO: Peso atómico del Nitrógeno = 14,0

RESOLUCIÓN

En ambos casos, le aplicamos la ecuación de Clapeyron para los gases ideales

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{870}{760} \cdot 10 = \frac{7}{28} \cdot 0,082 \cdot T ; \quad T = \frac{870 \cdot 10 \cdot 28}{760 \cdot 7 \cdot 0,082} = 558,4^{\circ}\text{K} = 285,4^{\circ}\text{C}$$

En el segundo caso la cantidad de gas que hay dentro del recipiente es:

$$\frac{2.870}{760} \cdot 10 = \frac{g}{28} \cdot 0,082 \cdot 458,4 ; \quad g = \frac{2.870 \cdot 10 \cdot 28}{760 \cdot 0,082 \cdot 458,4} = 17,05 \text{ g de N}_2 \text{ hay dentro del recipiente}$$

A-21 - Se tiene una esfera de 40 cm de diámetro y se llena de hidrógeno a 20°C y 800 mm Hg de presión. Calcular la cantidad de gas introducida, expresándola en unidades de masa, moles y moléculas. Si se abre el recipiente y la presión exterior es de 1 atm, ¿Cuánto gas hidrógeno entraría o saldría?

DATOS: Volumen de la esfera $V = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3$; Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ;

RESOLUCIÓN

La cantidad de gas que hay en la esfera vamos a calcularla en moles por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente, cuyo volumen se determina por medio de la correspondiente fórmula teniendo en cuenta que el radio de esta esfera es 20 cm, así:

$$\text{Volumen de la esfera : } V = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3 = \frac{4}{3} \pi \cdot 20^3 = 33510,3 \text{ cm}^3 = 33,51 \text{ Litros}$$

$$P = 800 \text{ mm Hg} = \frac{800}{760} \text{ atm}$$

$$V = 33,51 \text{ Litros}$$

$$T = 20^\circ\text{C} = 20 + 273 = 293^\circ\text{K}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles} = ?$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{800}{760} \cdot 33,51 = n \cdot 0,082 \cdot 293 \Rightarrow$$

$$n = \frac{800 \cdot 33,51}{760 \cdot 0,082 \cdot 293} = \mathbf{1,468 \text{ moles}}$$

Para expresar esta cantidad en moléculas o en gramos hemos de tener en cuenta el peso molecular del Hidrógeno (H_2) = 2,0, y así:

$$\text{N}^\circ \text{ de moléculas} = n \cdot N = 1,468 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{8,84 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Hidrógeno}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de gramos} = n \cdot P_m = 1,468 \cdot 2,0 = \mathbf{2,936 \text{ g de Hidrógeno}}$$

Si ese recipiente se abre al exterior, saldrá Hidrógeno hasta que la presión interior se haga igual que la exterior, que es 1 atm, por lo que vamos a utilizar la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que al tratarse del mismo recipiente, el volumen no cambia, ni tampoco la temperatura, por lo que tendremos::

CONDICIONES INICIALES

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 33,51 = n \cdot 0,082 \cdot 293 \Rightarrow$$

$$n = \frac{1 \cdot 33,51}{0,082 \cdot 293} = \mathbf{1,395 \text{ moles de H}_2 \text{ que quedan dentro}}$$

P = 1 atm

V = 33,51 litros

T = 20°C = 293°K

cantidad ésta que expresada en gramos será:

$$1,395 \cdot 2,0 = \mathbf{2,790 \text{ gramos de H}_2 \text{ que quedan dentro del recipiente cuando se abre}}$$

Por lo que si antes de abrir el recipiente teníamos en su interior 2,936 g y ahora nos quedan 2,790, habrán salido:

$$2,936 - 2,790 = \mathbf{0,146 \text{ g de H}_2 \text{ que salen del recipiente al abrirlo}}$$

A-22 - Se tienen 64 gramos de oxígeno (O_2) en condiciones normales de presión y temperatura.

¿Cuántas moles y moléculas contiene? ¿Qué volumen ocupan? ¿Qué volumen ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C?

RESOLUCIÓN

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 O_2 es: $2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$, es

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

El n° de moléculas lo calculamos teniendo en cuenta que 1 mol contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, así:

$$\text{N}^\circ \text{ de moléculas} = 2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,20 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}}$$

Y el volumen que ocupan estos dos moles en condiciones normales, teniendo en cuenta que cada mol ocupa 22,4 litros, es:

$$2 \text{ moles} \cdot 22,4 \text{ litros/mol} = \mathbf{44,8 \text{ litros}}$$

También podemos calcular este volumen aplicando la ecuación general de los gases ideales (La ecuación de Clapeyron en este caso) teniendo en cuenta que Condiciones Normales son: $P = 1 \text{ Atm}$ y $T = 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$, así:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = \frac{64}{32} \cdot 0,082 \cdot 273; \mathbf{V = 44,8 \text{ litros}}$$

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:

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

Como en el caso anterior, podemos calcular el volumen en estas últimas condiciones de P y T aplicándole la ecuación de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1,184 \cdot V = \frac{64}{32} \cdot 0,082 \cdot 310 \quad \mathbf{V_f = 42,94 \text{ litros}}$$

A-23 - La presión de 100 mL de un gas es inicialmente 760 mm Hg, pero se incrementa a continuación hasta 850 mm Hg. ¿Cual es el volumen final de la mezcla?

RESOLUCIÓN

En este caso es de aplicación la ecuación de la ley de Boyle ($P \cdot V = P' \cdot V'$) o bien la ecuación general de los gases ideales, $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$ teniendo en cuenta que el proceso tiene lugar a temperatura constante, por lo que

nos quedará la misma ecuación anterior: $P \cdot V = P' \cdot V'$, en la cual se sustituye

$$\text{directamente: } \frac{760}{760} \cdot 0,1 = \frac{850}{760} \cdot V' \text{, de donde: } \mathbf{V' = 0,0894 \text{ Litros} = 89,44 \text{ mL}}$$

A-24 - ¿Cuántos mol hay en 16 Litros de oxígeno a presión y temperatura estándar?

RESOLUCIÓN

Se entiende por condiciones estándar aquellas en las que $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 25^\circ\text{C} (= 298^\circ\text{K})$. No deben confundirse con Condiciones Normales ($P = 1 \text{ atm}$ y $T = 0^\circ\text{C}$).

Para determinar el número de moles, le aplicamos directamente la ecuación de Clapeyron a los datos dados, y así: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $\Rightarrow 1 \cdot 16 = n \cdot 0,082 \cdot 298$; $\mathbf{n = 0,654 \text{ moles}}$

A-25 - Un aerosol contiene un gas a 25°C y 2 atm y se arroja a un fuego cuya temperatura es de 575°C . ¿cuál es la presión final del gas?

RESOLUCIÓN

En este caso es de aplicación la ecuación de la ley de Charles-Gay Lussac: $\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'}$ o bien la ecuación

general de los gases ideales, $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$ teniendo en cuenta que el proceso tiene lugar a volumen

constante, por lo que nos quedará la misma ecuación anterior: $\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'}$, en la cual se sustituye

directamente: $\frac{2}{298} = \frac{P'}{848}$, de donde: **$P' = 5,69 \text{ atm}$**

A-26 - ¿Qué presión hay que aplicar a 2,0 litros de un gas que se encuentra a una presión de 1,0 atm para comprimirlo hasta que ocupe 0,80 litros?

RESOLUCIÓN

En este caso es de aplicación la ecuación de la ley de Boyle (**$P \cdot V = P' \cdot V'$**) o bien la ecuación general de los

gases ideales, $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$ teniendo en cuenta que el proceso tiene lugar a temperatura constante, por lo

que nos quedará la misma ecuación anterior: **$P \cdot V = P' \cdot V'$** , en la cual se sustituye

directamente: $1 \cdot 2,0 = P' \cdot 0,80$, de donde: **$P' = 2,5 \text{ atm}$**

A-27 - Si se calientan 2,0 litros de un gas desde 0°C a 91°C a presión constante, ¿Cuál es el volumen del gas a 91°C?

RESOLUCIÓN

En este caso es de aplicación la ecuación de la ley de Gay Lussac: $\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'}$ o bien la ecuación general de los

gases ideales, $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$ teniendo en cuenta que el proceso tiene lugar a presión constante, por lo que nos

quedará la misma ecuación anterior: $\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'}$, en la cual se sustituyen directamente las temperaturas, pasadas

a °K: 0°C = 273°K y 91°C = 364°K, así como el volumen inicial: $\frac{2}{273} = \frac{V'}{364}$, de donde: **$V' = 2,67 \text{ litros}$**

A-28 - Una vasija cerrada contiene CO₂ a 740 mm Hg y 27 °C. Se enfría a una temperatura de -52 °C. Determinar la presión ejercida por el gas en esas condiciones.

RESOLUCIÓN

En este caso es de aplicación la ecuación de la ley de Charles-Gay Lussac: $\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'}$ o bien la ecuación

general de los gases ideales, $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$ teniendo en cuenta que el proceso tiene lugar a volumen

constante, por lo que nos quedará la misma ecuación anterior: $\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'}$, en la cual se sustituye

directamente: $\frac{740}{300} = \frac{P'}{221}$, de donde: **$P' = 0,717 \text{ atm} = 545 \text{ mm Hg}$**

A-29 - Tenemos tres recipientes de igual capacidad. En uno introducimos 2 g de nitrógeno, en otro 2 g de metano y en otro 2 g de amoníaco, todos son gases y están a la misma temperatura. ¿Qué se puede decir sobre la presión en los tres recipientes? (Masas atómicas: H = 1, C = 12, N = 14).

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases: $P.V = n.R.T$, si los tres recipientes tienen la misma capacidad (volumen) y se encuentran a la misma temperatura, la presión será directamente proporcional al número de moles de gas, por lo que aquel gas que contenga mayor número de moles, tendrá mayor presión.

$$\text{NITRÓGENO: Peso molecular del } N_2 = 2 \cdot 14 = 28; \text{ N}^\circ \text{ de moles} = \frac{2}{28} = 0,071 \text{ moles de } N_2$$

$$\text{METANO: Peso molecular del } CH_4 = 12 + 1 \cdot 4 = 16; \text{ N}^\circ \text{ de moles} = \frac{2}{16} = 0,125 \text{ moles de } CH_4$$

$$\text{AMONIACO: Peso molecular del } NH_3 = 14 + 1 \cdot 3 = 17; \text{ N}^\circ \text{ de moles} = \frac{2}{17} = 0,118 \text{ moles de } NH_3$$

$$\text{Por tanto: } P_{CH_4} > P_{NH_3} > P_{N_2}$$

A-30 - El propileno es un compuesto orgánico que se utiliza en la síntesis de otros compuestos orgánicos, como por ejemplo el polipropileno. Si en un recipiente de vidrio que pesa 40,1305 g limpio, seco y hecho el vacío; 138,2410 g cuando se llena con agua a 25°C (Densidad del agua 0,9970 g/mL) y 40,2950 g cuando se llena con gas propileno a 740 mm Hg y 24°C. Calcular la masa molar del propileno ($R = 0,082 \text{ atm.L/Mol.}^\circ\text{K}$)

RESOLUCIÓN

Es una aplicación directa de la ecuación general de los gases, para lo cual, previamente hemos de calcular el volumen del recipiente de vidrio tomando como referencia los datos que nos dan para el agua:

Masa de agua = 138,2410 - 40,1305 = 98,1105 g de agua, de la cual conocemos su densidad, y así:

$$d = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \Rightarrow 0,9970 = \frac{98,1105}{V}; V = 98,4057 \text{ mL} = 0,0984 \text{ Litros,}$$

La masa del propileno será: 40,2950 - 40,1305 = 0,1645 g

$$\text{y ahora le aplicamos la ecuación de los gases: } P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T; \frac{740}{760} \cdot 0,0984 = \frac{0,1645}{Pm} \cdot 0,082 \cdot 297;$$

de donde, al despejar nos quedará:

$$\mathbf{Pm = 41,81 \text{ g/mol}}$$