

# QUÍMICA GENERAL

## 2- ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: LOS GASES

### PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

( [pedrocorderoguerrero@gmail.com](mailto:pedrocorderoguerrero@gmail.com) )

**2020**

El archivo es navegable. Pinchando sobre el enunciado de un problema concreto, nos lleva directamente a la página en la que se encuentra su solución

La complejidad de los mismos, así como los niveles a los que se corresponden son:

(\*): Problemas de iniciación o baja dificultad. Generalmente de aplicación directa de las fórmulas o conceptos.  
Nivel 4º ESO - Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad

(\*\*): Problemas de dificultad media, ya sea porque exigen de varios cálculos previos o posteriores a la aplicación de la fórmula o concepto central o por tener que relacionar varios de ellos..  
Nivel Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad - Química de 1º curso

(\*\*\*) Problemas más complejos, que exigen conocimientos más profundos de Química o con numerosos cálculos o aplicación de muchos conceptos.  
Nivel Química de 1º curso

Obviamente la apreciación de los niveles para los que se aconsejan es una apreciación subjetiva, ya que dependiendo del curso, exigencias de la asignatura o base química que se tenga, pueden adecuarse a otros niveles

## CONTENIDOS

### 2 - CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

**GRUPOS DE PROBLEMAS RESUELTOS:** (Algunos de ellos se podrían incluir en varios grupos)

**Grupo A: Aplicación de las ecuaciones generales de los gases ideales**

**Grupo B: Mezclas de gases. Ley de las presiones parciales**

**Grupo C: Gases y presión de vapor del agua**

# LOS GASES. CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

**GAS y VAPOR:** Se le llama GAS a cualquier sustancia que en las condiciones ambientales se encuentra en estado gaseoso, mientras que se le llama VAPOR al estado gaseoso de cualquier sustancia que en las condiciones ambientales se encuentra en estado sólido o líquido.

**CONDICIONES NORMALES:** Son unas condiciones de referencia en las que  $P = 1 \text{ atm}$  y  $T = 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$

**HIPÓTESIS DE AVOGADRO:** Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

**VOLUMEN MOLAR NORMAL:** Un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 litros

**LEY DE BOYLE-MARIOTTE:** Para una misma cantidad de gas a Temperatura constante, el producto de la presión que ejerce por el volumen que ocupa es constante  $P \cdot V = P' \cdot V'$

**LEYES DE CHARLES Y GAY LUSSAC:**

1- Cuando se mantiene constante la presión, la relación entre el volumen ocupado por una cierta cantidad de gas y la temperatura a la que se encuentra, permanece constante.

$$\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'}$$

2- La relación entre la presión ejercida por una determinada cantidad de gas y la temperatura a la que se encuentre, es constante, si no hay variación de volumen

$$\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'}$$

**ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES:**  $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$

**ECUACIÓN DE CLAPEYRON:**  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{P_m} \cdot R \cdot T$ , donde R es la constante de los gases:

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot ^\circ\text{K} = 8,31 \text{ Julios/mol} \cdot ^\circ\text{K} = 1,98 \text{ cal/mol} \cdot ^\circ\text{K}$

**GAS IDEAL:** Es aquel que cumple las leyes de los gases ideales (El volumen de sus partículas es nulo y no existen fuerzas atractivas entre ellas).

**ECUACIÓN DE VAN DER WAALS PARA LOS GASES REALES:**  $\left( P + \frac{a \cdot n^2}{V^2} \right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$

donde  $\frac{a}{V^2}$  (presión interna) y b (covolumen) son dos constantes experimentales propias de cada gas

**PRESIÓN PARCIAL:** Es la presión que ejercería un gas, componente de una mezcla, si ocupara él solo el volumen total.

**LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES:** La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos sus componentes:  $P_{\text{TOTAL}} = P_A + P_B + P_C$ .

Consecuencia: La presión parcial de un gas componente de una mezcla es igual al producto de su fracción molar por la presión total de la mezcla:  $P_A = P_{\text{TOTAL}} \cdot X_A$

**TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES:** Velocidades moleculares

- Velocidad lineal media o velocidad media:

$$u_{\text{LM}} = \sqrt{\frac{8 \cdot R \cdot T}{\pi \cdot P_m}}$$

- Velocidad cuadrática media:  $u_{\text{CM}} = \sqrt{u^2} = \sqrt{\frac{3 \cdot R \cdot T}{P_m}}$

- Velocidad más probable:  $u_{\text{P}} = \sqrt{\frac{2 \cdot R \cdot T}{P_m}}$

- Relación entre ellas:

$$\frac{u_{\text{LM}}}{\sqrt{\frac{8}{\pi}}} = \frac{u_{\text{CM}}}{\sqrt{3}} = \frac{u_{\text{P}}}{\sqrt{2}}$$

- Energía cinética media:  $E_c = \frac{3}{2} \cdot R \cdot T$       Depende únicamente de la temperatura absoluta, y es independiente de la Presión, del volumen y del tipo de gas.

**DIFUSIÓN de los gases:** Es la mezcla de las partículas (moléculas, átomos o iones) de dos cuerpos que se encuentran en contacto hasta alcanzar una distribución uniforme. Es muy pequeña en los sólidos, algo mayor en los líquidos y grande en los gases debido a la movilidad de sus moléculas.

**EFUSIÓN de un gas:** Es el escape de un fluido a través de un hueco diminuto

**LEY DE LA DIFUSIÓN DE GRAHAM:** Es la que rige tanto la difusión como la efusión de los gases. Se enuncia como: "La velocidad de difusión (o efusión) de los gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus densidades o de sus pesos moleculares.

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{Pm_2}{Pm_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

# ENUNCIADOS DE LOS PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE GASES

## 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  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
- 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  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- A-03 (\*) - En el interior de una lámpara de incandescencia (una bombilla) cuyo volumen es de 100 ml hay una presión de  $1,2 \cdot 10^{-5}$  mm de Hg a  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Cuando 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.
- A-04(\*) - ¿Qué peso de oxígeno existirá en un recipiente cilíndrico de 1 metro de altura y 30 cm. de diámetro que está a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  y a 20 atmósferas de presión?
- A-05 (\*) - Si la densidad del nitrógeno líquido es 1,25 g/mL, ¿a qué volumen se reducirá un litro de nitrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, al condensarse?
- A-06 (-) - Calcule la presión que ejercerán 4 g de dióxido de carbono que se encuentran en un recipiente de 5,0 litros de capacidad a  $37\text{ }^{\circ}\text{C}$  de temperatura. ¿Cuántas moles y cuántas moléculas del mismo hay en ese recipiente?
- 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?
- 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  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$  y la presión 700 mm Hg. a) ¿Cuántas moléculas de  $\text{H}_2$  contiene el matraz?; b) ¿Cuál es la densidad del gas en estas condiciones?
- A-09 (\*) - Se llena de hidrógeno un recipiente de 5 litros a  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  y 730 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera a la mitad?
- A-10 (\*) - Se llena de hidrógeno un recipiente de 10 litros a  $33\text{ }^{\circ}\text{C}$  y 790 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de gas, medida en Condiciones Normales?
- A-11 (\*) - Un recipiente de 10 l. se llena de hidrógeno a  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$  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?
- 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*
- A-13 (\*) - ¿Cuál es la densidad del nitrógeno gaseoso a  $227\text{ }^{\circ}\text{C}$  y 5,00 atm de presión? DATO : *Peso atómico del Nitrógeno = 14,00.*
- A-14 (\*\*) - En un matraz de  $250\text{ cm}^3$  se introduce éter etílico ( $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ ) a una temperatura de  $12\text{ }^{\circ}\text{C}$  y a una presión de 740 mm de Hg. Se saca todo el aire, se cierra el matraz y se calienta a  $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿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 =  $34,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1*
- A-15 (\*\*) - Un recipiente de 2,24 litros, provisto de llave de paso, se llena con 7,1 g de gas de cloro a la presión

ambiente, cuando la temperatura es de T °K Se calienta el recipiente hasta una temperatura 30 °C mayor que T °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 g de cloro. Se desea saber:

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

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?

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?

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

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

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*

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, ¿Cuanto 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*

A-22 (\*) - Se tienen 64 gramos de oxígeno (O<sub>2</sub>) 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?

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?

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

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

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?

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?

A-28 (-) - Una vasija cerrada contiene CO<sub>2</sub> 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.

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)

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 atm.L/Mol.°K)

## Grupo B: MEZCLAS DE GASES. LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES

**B-01 (\*)** - Tres compuestos gaseosos A, B y C están contenidos en un recipiente. La Presión parcial de A es 0,6 atm. La fracción molar del compuesto B es doble que la de C. Si la presión total es de 1900 mm Hg, Calcule las fracciones molares y las presiones parciales de cada componente.

**B-02 (\*)** - Una vasija A de 200 cm<sup>3</sup> está separada de otra B de 400 cm<sup>3</sup> mediante una tubería de capacidad despreciable provista de una llave de paso. La vasija A contiene un gas a 750 mm Hg y 45°C y en la B se ha hecho el vacío. Calcula

- Cantidad de gas que se tiene ;
- 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.
- ¿Qué cantidad de gas habrá en cada uno de los dos recipientes?

**B-03 (\*)** - Una mezcla de gases está compuesta por etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) y butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) . Se llena un recipiente de 200 ml con 0,3846 g de dicha mezcla a una presión de 750 mm Hg y 20°C de temperatura. ¿Cual es la composición de la mezcla.

**B-04 (\*)** - Si el análisis en Peso de un aire es el siguiente: nitrógeno: 74,7% ; Oxígeno : 22,9 % , Argón : 1,3 % , vapor de agua : 1,0 % y óxido de carbono(IV) : 0,1 %. Determínese la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm Hg. *DATOS: Pesos atómicos N = 14,0 ; O = 16,0 ; Ar = 40,0 ; H = 1,0 ; C = 12,0*

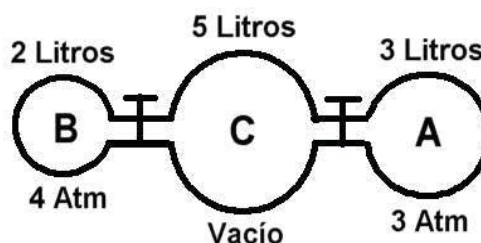
**B-05 (\*)** - Un matraz de once litros contiene 20 g. de gas neón y un peso desconocido de hidrógeno. Teniendo en cuenta que la densidad de la mezcla es 0,002 g/mL a 0°C Calcular: a) La masa molecular media. b) El número de gramos de hidrógeno presentes. c) La presión en el interior del matraz.

**B-06 (\*)** - Tenemos una mezcla de tres gases A, B y C a una presión de 1 atm. Sabiendo que la fracción molar de A es el doble de la de B y que la fracción molar de C es la tercera parte de la fracción molar de B, calcular la presión parcial de cada uno.

**B-07 (\*\*)** - Se tienen tres recipientes A, B y C unidos mediante unas tubos provistos de las correspondientes llaves de paso, inicialmente cerradas.

El recipiente A contiene Helio y el recipiente B contiene CO<sub>2</sub> , mientras que el recipiente C está vacío. (Los volúmenes de los recipientes y las presiones de los fases se indican en el esquema)

Se abren ambas llaves de paso, manteniendo invariable la temperatura del sistema. Al cabo de un cierto tiempo, el sistema alcanza el equilibrio.



En ese momento, ¿Cuál es la presión en el interior del recipiente C? ¿Y las presiones parciales de ambos gases?

*DATOS: Pesos atómicos: C =12,0 ; He = 4,0 ; O = 16,0*

**B-08(\*\*)** - a) Se tiene un matraz, A, de 1,5 L, que contiene gas neón a 600 mm de Hg de presión, y otro matraz, B, de 500 mL, que contiene gas helio a 1,20 atm. Se conectan y se espera el tiempo necesario para que se produzca la difusión total de los dos gases. La operación tiene lugar a una temperatura constante de 25°C. Calcule la presión parcial, expresada en unidades del sistema internacional, del gas helio en cada recipiente al final de la difusión. b) ¿Qué ocurre con la entropía del sistema al producirse la difusión? c) ¿Qué reacción tiene lugar entre los dos gases al mezclarse?

**B-09 (\*\*)** - El cloro puede obtenerse por electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio de acuerdo con la siguiente reacción:  $2 \text{NaCl} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{NaOH} (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

- Si el hidrógeno y el cloro se recogen en recipientes separados a 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio?
- Si ambos gases se recogieran en un recipiente común de 15 litros a 25°C, ¿Cuál sería la presión total en el recipiente? ¿Y la presión parcial de cada uno de ellos?

**B-10(\*\*)** - En un recipiente de 10 litros se introducen 12,4 g de etanol (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>OH) y 18,7 gramos de acetona (CH<sub>3</sub>-CO-CH<sub>3</sub>) . Después de cerrar el recipiente se calienta hasta 300°C, temperatura que está muy por

encima de los puntos de ebullición de ambos líquidos. Calcular las presiones parciales de cada gas así como la presión total en el interior del recipiente, suponiendo un comportamiento ideal de ambos gases

B-11(\*\*) - En un recipiente de 10 litros de capacidad se colocan 0,35 moles de hidrógeno, 21,0 g de nitrógeno y 22,4 l de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Si ponemos dicha mezcla a 25°C, determinar la presión total y las presiones parciales de dichos gases.

B-12 (\*\*) - Si el análisis del aire expresado en % en peso es el siguiente: 75,2% de nitrógeno, 23,2% de oxígeno y 1,6% de vapor de agua, determínese la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm de Hg.

B-13 (\*\*\*) - Por sendos tubos muy estrechos de la misma longitud se dejan difundir al mismo tiempo gas hidrógeno y un gas desconocido, comprobándose que la velocidad de difusión del hidrógeno es el cuádruple de la velocidad del otro gas. Sabiendo que el experimento se realiza a presión atmosférica y a la temperatura de 20 °C y que el peso atómico del hidrógeno es 1 y suponiendo que ambos gases tuvieran comportamiento ideal,

¿Cuál sería la densidad del gas hidrógeno en esas condiciones de presión y temperatura?

¿Qué densidad tendría el otro gas en esas condiciones de presión y temperatura? ¿Cuál es el peso molecular del otro gas?

B-14 (\*) - Tres compuestos gaseosos A, B y C están contenidos en un recipiente. La presión parcial del compuesto gaseoso A es de 0,6 atmósferas. La fracción molar del compuesto B es doble que la de C. Teniendo en cuenta que la presión total es de 1900 mm de Hg, calcular las fracciones molares y las presiones parciales de cada uno de los compuestos.

---

## Grupo C: GASES Y PRESIÓN DE VAPOR DEL AGUA

C-01 (\*\*) - Se han recogido sobre agua 100 mL de oxígeno a 20°C y 749 mm de Hg. Calcular el volumen, en condiciones normales, del oxígeno seco. (Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg)

C-02 (\*\*) - Una cierta cantidad de aire saturado de humedad se introduce en un recipiente cerrado por un émbolo, resultando una presión de 780 mm de mercurio a 20°C. Teniendo en cuenta que si se reduce el volumen del recipiente a la mitad condensan 2 g de agua, se desea saber:

- a) Las fracciones molares del vapor de agua y aire en la mezcla. b) El tanto por ciento en peso de cada componente en la mezcla. e) El volumen del recipiente.

*DATOS: Masa molecular media del aire: 28,9 g/mol.- Masas atómicas: O = 16,00. H = 1,00. Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg*

C-03 (\*\*) - Una muestra de oxígeno recogida sobre agua a 20°C y 790 mm Hg ocupa un volumen de 486 ml. ¿Cuántos gramos de oxígeno se tienen? ¿Cuántas moles? ¿Cuántas moléculas?

*DATOS: Peso atómico: O = 16 ; Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg*

C-04(\*\*) - Se tiene un matraz de 5 litros lleno de oxígeno en C.N. y se introducen 500 g de agua líquida. Se cierra el matraz y se calienta a 60°C. Calcule la presión dentro del matraz. ¿Qué cantidad de agua líquida queda dentro del matraz? ¿Cuál debería ser el volumen de dicho matraz para que se vaporizase todo el agua?

*DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0.*

*Presión de vapor del agua a 60°C = 150 mm Hg*

C-05 (\*\*) - Se tiene un matraz de 5 litros lleno de oxígeno en C.N. y se introducen 2 g de agua líquida. Se cierra el matraz y se calienta a 60°C. Calcule la presión dentro del matraz. ¿Qué cantidad de agua líquida queda dentro del matraz? ¿Cuál debería ser el volumen de dicho matraz para que se vaporizase todo el agua?

*DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0.*

*Presión de vapor del agua a 60°C = 150 mm Hg*

C-06 (\*\*) - Se tienen dos balones de vidrio unidos por una llave, inicialmente cerrada. El primero tiene un volumen de 2 litros contiene 100 mL de agua líquida y se encuentra lleno de Nitrógeno ( $N_2$ ) a una presión total de 2 atm. El segundo tiene un volumen de 3 litros y se encuentra lleno de Oxígeno a una presión total de 3 atm. Si ambos se encuentran a una temperatura de 27°C, calcular:

- a) Cantidades de ambos gases que hay en el sistema.  
B) Presiones parciales de todos los gases cuando se abre la llave y se comunican ambos, después de dejar pasar el tiempo suficiente para que la mezcla sea completa  
c) Presión total en el recipiente de 3 litros (Despreciese la variación de volumen debida a la posible evaporación de agua)

---

## Grupo D: EJERCICIOS DE GASES + ESTEQUIOMETRÍA

D-01 (\*) - El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniéndose hidróxido de sodio, hidrógeno gaseoso y cloro gaseoso.

- A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar.  
B) Si el hidrógeno y el cloro se recogen separados al 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio del 90% de riqueza?  
C) Si se recogieran ambos gases en un recipiente de 15 litros a 25°C, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total

D-02 (\*) - Sabiendo que la fórmula empírica del éter sulfúrico es:  $C_4 O H_{10}$ , determinar a) su composición centesimal. b) La densidad de su vapor respecto del nitrógeno en condiciones normales.

D-03 (\*) - En un matraz cerrado y a 120°C 0,16 g de metano, reaccionan totalmente con 0,96 g de oxígeno. La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide:

- a) El volumen del matraz.  
b) La presión total después de la reacción a 120°C  
c) El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C  
d) La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C



D-04 (\*) - El óxido nitroso ( $N_2O$ ) 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  $12,5^\circ C$ . Si el gas pesa 0,540 g, calcule el valor de la constante de los gases

D-05 (\*\*) - Al calentar una muestra de Nitrato de plomo(II) sólido se obtiene Oxígeno molecular, óxido de nitrógeno(IV), gaseoso y óxido de plomo(II) sólido. Si se recoge una muestra de gas que ocupa 293 mL medida a  $200^\circ C$  y 1 Atm de presión, ¿Qué cantidad de nitrato de plomo(II) se ha descompuesto.

DATOS: Pesos atómicos:  $N = 14,00$  ;  $O = 16,00$  ;  $Pb = 207,19$

D-06(\*\*) - El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular. Calcule el volumen de oxígeno medido a  $125^\circ C$  y 1 atm que puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87% en peso de clorato de potasio? ¿Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?

---

---

# 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  $50^{\circ}\text{C}$  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  $60^{\circ}\text{C}$ .

### 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 ( $50^{\circ}\text{C} = 323^{\circ}\text{K}$ ):

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

B) La cantidad de gas existente en el recipiente no varía, aunque al aumentar la temperatura hasta los  $60^{\circ}\text{C}$  ( $333^{\circ}\text{K}$ ) 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°C?.

RESOLUCIÓN

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

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

En C.N. ocupa:  $1 \cdot V = \frac{8}{32} \cdot 0,082 \cdot 273 ; V = 5,60$  litros en C.N.

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

$$2 \cdot \frac{790}{760} \cdot 5 = \frac{g}{32} \cdot 0,082 \cdot 243,5 ; g = \frac{2 \cdot 790 \cdot 5 \cdot 32}{760 \cdot 0,082 \cdot 243,5} = 16,66 \text{ g hay dentro,}$$

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

---

**A-03** - En el interior de una lámpara de incandescencia (una bombilla) cuyo volumen es de 100 ml hay una presión de  $1,2 \cdot 10^{-5}$  mm de Hg a  $27^{\circ}\text{C}$ . Cuando comienza a funcionar, alcanza una temperatura de  $127^{\circ}\text{C}$ . 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:

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

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

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:

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

---

**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:  $Pm = 2 \cdot 16,0 = 32,0$  :

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

---

**A-05** - Si la densidad del nitrógeno líquido es 1,25 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:

$$P.V = \frac{g}{P_m} . R.T \Rightarrow 1.1 = \frac{g}{28,00} . 0,082 . 273 \quad \mathbf{g = 1,25 \text{ gramos de nitrógeno gaseoso}}$$

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

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

---

**A-06** - Calcule la presión que ejercerán 4 g de dióxido de carbono que se encuentran en un recipiente de 5,0 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 °K

°K = 37 + 273 = 310°K: y el peso molecular del dióxido de carbono CO<sub>2</sub> es 12 + 2.16 = 44 g/mol

$$P.V = \frac{g}{Pm} . R . T \Rightarrow P.5,0 = \frac{4,0}{44} . 0,082.310 \Rightarrow P = \frac{4,0 . 0,082 . 310}{44 . 5,0} = 0,46 \text{ atm}$$

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

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

el número de moléculas se calcula teniendo en cuenta que 1 mol contiene 6,023.10<sup>23</sup> moléculas, y así:

$$n^{\circ} \text{ de moléculas} = 0,091 . 6,023.10^{23} = 5,48.10^{22} \text{ moléculas de CO}_2$$

---

**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 H<sub>2</sub> 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 H<sub>2</sub> es: 2 · 1,0 = 2,0 . Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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<sub>2</sub> es: 2 · 1,0 = 2,0 . Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente:

P = 730 mm Hg = $\frac{730}{760}$ atm	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{730}{760} \cdot 5,0 = n \cdot 0,082 \cdot 283 \Rightarrow$ $n = \frac{730 \cdot 5,0}{760 \cdot 0,082 \cdot 283} = 0,207 \text{ moles}$ $0,207 \cdot 2,0 = 0,414 \text{ gramos de H}_2$
V = 5,0 l	
T = 10°C = 10 + 273 = 283°K	
Nº de moles = ?	

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 mm Hg V = 5,0 litros T = 10°C = 283°K	$P' = \frac{730}{2}$ mm Hg V' = 5,0 litros T' = ?

Al sustituir en la ecuación general de los gases es:

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

**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:

$$\frac{790}{760} \cdot 10 = n \cdot 0,082 \cdot 306 ; \quad n = 0,414 \text{ moles} ; \quad g = 0,414 \cdot 2 = 0,828 \text{ g de H}_2$$

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."

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<sub>2</sub> es: 2 · 1,0 = 2,0. Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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:

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

**$P.Pm = d.R.T$**  donde, teniendo en cuenta que el peso molecular del  $N_2$  es  $2.14 = 28$  y que la temperatura en °K es  $T = 227 + 273 = 500$ , al sustituir nos queda:

$$5,00 . 28 = d . 0,082 . 500 \Rightarrow d = \frac{5,00.28}{0,082.500} = \mathbf{3,41 \text{ g/litro, que es la densidad}}$$

---

**A-14** - En un matraz de  $250 \text{ cm}^3$  se introduce éter etílico ( $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ ) a una temperatura de  $12^\circ\text{C}$  y a una presión de  $740 \text{ mm de Hg}$ . Se saca todo el aire, se cierra el matraz y se calienta a  $200^\circ\text{C}$ . ¿Cuál será la cantidad máxima de éter etílico (en gramos) que pueden introducirse si la presión del matraz no debe exceder de  $40 \text{ atmósferas}$ ?

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

#### RESOLUCIÓN

A  $200^\circ\text{C}$ , 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  $40 \text{ atm}$ .

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:

$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} \implies 4.12 + 10.1 + 16 = 74 \text{ g/mol}$ , 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 litros, provisto de llave de paso, se llena con 7,1 g de gas de cloro a la presión ambiente, cuando la temperatura es de T °K. Se calienta el recipiente hasta una temperatura de 30 °C mayor que T °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 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  $P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T$  para los gases al estado inicial (P, T ; 2,24 L) y al estado final (P, t+30, 2,24L), con lo que obtenemos un sistema de ecuaciones cuyas incógnitas son P y T inicial

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

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

**T = 274,3°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:

$$P \cdot 2,24 = \frac{7,1}{71} \cdot 0,082 \cdot 274,3 ; \text{ De donde } \mathbf{P = 1,0 atm}$$

---



**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:  $P \cdot V = P' \cdot V'$ , al sustituir en ella:  
 **$(1 \text{ atm}) \cdot (2,0 \text{ l}) = P' \cdot (0,80 \text{ l})$  ;  $P' = 2,5 \text{ atm}$**

---

**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 H<sub>2</sub> (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:

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

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

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

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:

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

---

**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

$$P.V = \frac{g}{P_m} . R.T \Rightarrow \frac{870}{760} . 10 = \frac{7}{28} . 0,082 . T ; T = \frac{870.10.28}{760.7.0,082} = 558,4^\circ\text{K} = 285,4^\circ\text{C}$$

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

$$\frac{2.870}{760} . 10 = \frac{g}{28} . 0,082 . 458,4 ; g = \frac{2.870.10.28}{760.0,082.458,4} = 17,05 \text{ g de N}_2 \text{ hay dentro del recipiente}$$

---

**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, ¿Cuanto 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:

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

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

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

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

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

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

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

Para expresar esta cantidad en moléculas o en gramos hemos de tener en cuenta el peso molecular del Hidrógeno ( $H_2$ ) = 2.1,0 = 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 = 1 atm
V = 33,51 litros
T = 20°C = 293°K

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

$$n = \frac{1 \cdot 33,51}{0,082 \cdot 293} = \mathbf{1,395 \text{ moles de } H_2 \text{ que quedan dentro}}$$

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<sub>2</sub>) 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<sub>2</sub> es: 2 · 16 = 32 g/mol, es

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

El n° de moléculas lo calculamos teniendo en cuenta que 1 mol contiene 6,023 · 10<sup>23</sup> 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 Atm y T = 0°C = 273°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:

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

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

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

**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

directamente:  $\frac{760}{760} \cdot 0,1 = \frac{850}{760} \cdot V'$ , de donde:  **$V' = 0,0894$  Litros =  $89,44$  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 Clapeyrola a los datos dados, y así:  **$P.V = n.R.T$** ;  $\implies 1.16 = n.0,082.298$  ;  **$n = 0,654 \text{ moles}$**

---

**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 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:  $1,2,0 = P' \cdot 0,80$ , 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 litros**

---

**A-28** - Una vasija cerrada contiene  $\text{CO}_2$  a 740 mm Hg y  $27^\circ\text{C}$ . Se enfría a una temperatura de  $-52^\circ\text{C}$ . 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:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ , 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.

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

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

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

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 ( $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{Mol}\cdot^\circ\text{K}$ )

#### 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

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:

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

## Grupo B: MEZCLAS DE GASES. LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES

---

**B-01** - Tres compuestos gaseosos A, B y C están contenidos en un recipiente. La Presión parcial de A es 0,6 atm. La fracción molar del compuesto B es doble que la de C. Si la presión total es de 1900 mm Hg, Calcule las fracciones molares y las presiones parciales de cada componente.

### RESOLUCIÓN

La presión total: 1900 mm Hg debe pasarse a Atm =  $1900 / 760 = 2,5$  atm

La expresión que nos permite calcular la Presión parcial de un gas es:  $P_A = X_A \cdot P_{total}$

Para el gas A, conocemos su presión parcial, por lo que desde esta fórmula podemos calcular su fracción molar

$$X_A = \frac{P_A}{P_{total}} = \frac{0,6}{2,5} = 0,24$$

Por otra parte sabemos que la suma de todas fracciones molares es la unidad, así:

$$X_A + X_B + X_C = 1$$

además, conocemos  $X_A = 0,24$

y sabemos que  $X_B = 2 X_C$ , de esta manera, al sustituir nos queda:  $0,24 + 2 X_C + X_C = 1$  y de ahí:

$$X_C = 0,253 \quad \text{y} \quad X_B = 2 \cdot 0,253 ; X_B = 0,507$$

Y ya con estas fracciones molares, determinamos las presiones parciales de B y C

$$P_B = X_B \cdot P_{total} ; P_B = 0,507 \cdot 2,5 = 1,27 \text{ atm}$$

$$P_C = X_C \cdot P_{total} ; P_C = 0,253 \cdot 2,5 = 0,632 \text{ atm}$$

---



**B-02** - Una vasija A de 200 cm<sup>3</sup> está separada de otra B de 400 cm<sup>3</sup> mediante una tubería de capacidad despreciable provista de una llave de paso. La vasija A contiene un gas a 750 mm Hg y 45°C y en la B se ha hecho el vacío. Calcula a) Cantidad de gas que se tiene ; b) 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. C) ¿Qué cantidad de gas habrá en cada uno de los dos recipientes?

### RESOLUCIÓN

Dado que inicialmente el gas se encuentra en la vasija de 200 ml, éste será el volumen inicial, mientras que cuando se conectan las dos, el volumen final que ocupará el gas será el volumen total de ambos recipientes: 200 + 400 = 600 ml

La cantidad de gas, que debemos expresarla en moles ya que desconocemos de qué gas se trata para poder expresarlo en gramos, que se tiene la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a la primera vasija:

$$\begin{array}{l}
 P = 750 \text{ mm Hg} = \frac{750}{760} \text{ atm} \\
 V = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l} \\
 T = 45^\circ\text{C} = 45 + 273 = 318^\circ\text{K} \\
 \text{N}^\circ \text{ de moles} = ?
 \end{array}
 \quad \left| \quad
 \begin{array}{l}
 P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{750}{760} \cdot 0,2 = n \cdot 0,082 \cdot 318 \Rightarrow \\
 n = \frac{750 \cdot 0,2}{760 \cdot 0,082 \cdot 318} = 7,57 \cdot 10^{-3} \text{ moles}
 \end{array}
 \Rightarrow$$

Para calcular la presión final, podemos utilizar también esta misma ecuación, teniendo en cuenta que ahora ya conocemos el número total de moles:  $7,57 \cdot 10^{-3}$  como el volumen final: 600 ml. Así:

$$\begin{array}{l}
 P = ? \\
 V = 600 \text{ ml} = 0,6 \text{ l} \\
 T = 45^\circ\text{C} = 45 + 273 = 318^\circ\text{K} \\
 \text{N}^\circ \text{ de moles} = 7,57 \cdot 10^{-3}
 \end{array}
 \quad \left| \quad
 \begin{array}{l}
 P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot 0,6 = 7,57 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 318 \Rightarrow \\
 P = \frac{7,57 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 318}{0,6} = 0,329 \text{ atm}
 \end{array}
 \Rightarrow$$

Para calcular la cantidad de gas que hay en cada recipiente, hemos de tener en cuenta que, cuando están conectados, la presión en ambos es la misma, de manera que se puede calcular el número de moles que hay en el recipiente de 200 ml tomando éste volumen y la presión y temperatura totales, y análogamente podemos hacer con el otro recipiente, o bien tener en cuenta, simplemente, que en este segundo recipiente estará la cantidad restante de gas:

#### RECIPIENTE DE 200 ml

$$\begin{array}{l}
 P = 0,329 \text{ atm} \\
 V = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l} \\
 T = 45^\circ\text{C} = 45 + 273 = 318^\circ\text{K} \\
 \text{N}^\circ \text{ de moles} = ?
 \end{array}
 \quad \left| \quad
 \begin{array}{l}
 P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 0,329 \cdot 0,2 = n \cdot 0,082 \cdot 318 \Rightarrow \\
 n = \frac{0,329 \cdot 0,2}{0,082 \cdot 318} = 2,52 \cdot 10^{-3} \text{ moles}
 \end{array}
 \Rightarrow$$

En el recipiente de 400 ml estará el resto del gas:  $7,57 \cdot 10^{-3} - 2,52 \cdot 10^{-3} = 5,04 \cdot 10^{-3}$  moles

**B-03** - Una mezcla de gases está compuesta por etano ( $C_2H_6$ ) y butano ( $C_4H_{10}$ ). Se llena un recipiente de 200 ml con 0,3846 g de dicha mezcla a una presión de 750 mm Hg y 20°C de temperatura. ¿Cual es la composición de la mezcla?

### RESOLUCIÓN

Los pesos moleculares de ambos gases son:

$$\text{Etano: } C_2H_6 = 2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,00 = 30,02$$

$$\text{Butano: } C_4H_{10} = 4 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,00 = 58,04$$

Suponemos que tenemos  $x$  gramos de etano e  $y$  gramos de butano, por lo que el número de moles de cada gas es:

$$\text{moles de etano: } n^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{Pm} = \frac{X}{30,02}$$

$$\text{moles de butano: } n^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{Pm} = \frac{Y}{58,04}$$

La masa total (0,3846 g) será la suma de las masas de etano y butano, y además, teniendo en cuenta que nos ofrecen datos sobre las condiciones de la mezcla de gases, podemos aplicarle la ecuación general de los gases ideales a la mezcla, por lo que nos quedará un sistema de ecuaciones:

$$X + Y = 0,3846$$

$$P \cdot V = n_{\text{TOTAL}} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{750}{760} \cdot 0,2 = \left( \frac{X}{30,02} + \frac{Y}{58,04} \right) \cdot 0,082 \cdot 293$$

el cual se resuelve despejando  $X$  en la primera y sustituyendo en la segunda:

$$X = 0,3846 - Y$$

$$\frac{750}{760} \cdot 0,2 = \left( \frac{0,3846 - Y}{30,02} + \frac{Y}{58,04} \right) \cdot 0,082 \cdot 293$$

$$\frac{750 \cdot 0,2 \cdot 30,02 \cdot 58,04}{760 \cdot 0,082 \cdot 293} = 58,04(0,3846 - Y) + 30,02 \cdot Y$$

$$14,3131 = 22,3222 - 58,04 \cdot Y + 30,02 \cdot Y$$

$$-8,0091 = -28,0200 \cdot Y$$

$$Y = \frac{8,0091}{28,0200} = 0,2858 \text{ g de butano en la mezcla} \Rightarrow \frac{0,2858}{58,04} = 0,0049 \text{ moles}$$

$$\text{y los gramos de etano son: } X = 0,3846 - 0,2858 = 0,0988 \text{ g de etano en la mezcla} \Rightarrow \frac{0,0988}{30,02} = 0,0033 \text{ moles}$$

La composición porcentual es:

$$\% \text{ de etano} = \frac{0,0988}{0,3846} \cdot 100 = 25,69\% \text{ en peso}$$

$$\% \text{ de butano} = \frac{0,2858}{0,3846} \cdot 100 = 74,31\% \text{ en peso}$$

y la composición porcentual en moles es:

$$\% \text{ de butano} = \frac{0,0049}{0,0049 + 0,0033} \cdot 100 = 59,75\% \text{ en moles}$$

$$\% \text{ de etano} = \frac{0,0033}{0,0049 + 0,0033} \cdot 100 = 40,24\% \text{ en moles}$$

**B-04** - Si el análisis en Peso de un aire es el siguiente: nitrógeno: 74,7% ; Oxígeno : 22,9 % , Argón : 1,3 % , vapor de agua : 1,0 % y óxido de carbono(IV) : 0,1 %. Determinése la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm Hg.

DATOS: Pesos atómicos N = 14,0 ; O = 16,0 ; Ar = 40,0 ; H = 1,0 ; C = 12,0

#### RESOLUCIÓN

Si partimos de 100 g de aire, tendremos 74,7 g de N<sub>2</sub> ; 22,9 g de O<sub>2</sub> ; 1,3 g de argón, 1 g de vapor de agua y 0,1 g de CO<sub>2</sub>, por lo que el número de moles de cada uno será:

$$\text{Nitrógeno: } n_{\text{N}_2} = \frac{74,7}{28} = 2,667 \text{ moles} \quad \text{Oxígeno } n_{\text{O}_2} = \frac{22,9}{32} = 0,716 \text{ moles} :$$

$$\text{Argón: } n_{\text{Ar}} = \frac{1,3}{40} = 0,0325 \text{ moles} \quad \text{Vapor de agua: } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1}{18} = 0,055 \text{ moles}$$

$$\text{Dióxido de carbono: } n_{\text{CO}_2} = \frac{0,1}{44} = 0,0023 \text{ moles}$$

Por tanto el número total de moles será: 2,667 + 0,716 + 0,0325 + 0,055 = 3,473 moles

y con este número determinamos el volumen total que ocupa este aire utilizando la ecuación general de los gases:

$$P.V = n.R.T \quad : \quad \frac{740}{760} \cdot V = 3,473 \cdot 0,082 \cdot 293 \quad V = 85,70 \text{ litros que es el volumen que ocuparán los 100 litros de}$$

aire iniciales que tomamos, determinamos ya su densidad:

$$d = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} = \frac{100\text{g}}{85,70\text{litros}} \implies d = 1,167 \text{ g/litro}$$

---

**B-05** - Un matraz de once litros contiene 20 g. de gas neón y un peso desconocido de hidrógeno.

Teniendo en cuenta que la densidad de la mezcla es 0,002 g/mL a 0°C Calcular: a) La masa molecular media. b) El número de gramos de hidrógeno presentes. c) La presión en el interior del matraz.

RESOLUCIÓN

La cantidad de Hidrógeno se obtiene a partir de la expresión de la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; 0,002 = \frac{20+x}{11000}; \text{ siendo } x \text{ la cantidad de hidrógeno, } \mathbf{X = 2 \text{ g de } H_2}$$

Para determinar la presión en el interior del matraz, utilizamos la Ley de Dalton de las Presiones parciales:  $\mathbf{P_{TOTAL} = P_{NEON} + P_{HIDROGENO}}$  pudiendo calcular estas dos presiones parciales por medio de la ecuación de

Clapeiron:  $P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T$

$$P_{NEON} \cdot 11 = \frac{20}{20} \cdot 0,082 \cdot 273; \quad \mathbf{P_{NEON} = 2,03 \text{ Atm}}$$

$$P_{HIDROGENO} \cdot 11 = \frac{2}{2} \cdot 0,082 \cdot 273; \quad \mathbf{P_{HIDRÓGENO} = 2,03 \text{ Atm}}$$

Y así, la presión total es:  $\mathbf{P_{total} = 2,03 + 2,03 = 4,06 \text{ atm}}$

La masa molecular media se puede calcular con la ecuación de Clapeiron:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot P_m = \frac{g}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot P_m = d \cdot R \cdot T \quad \text{donde, al sustituir, teniendo, en cuenta}$$

las unidades de la densidad, es:  $0,002 \frac{g}{mL} = 2 \frac{g}{Litro}$

$$4,06 \cdot P_m = 2 \cdot 0,082 \cdot 273; \quad \mathbf{P_m = 11,03}$$

**B-06** - Tenemos una mezcla de tres gases A, B y C a una presión de 1 atm. Sabiendo que la fracción molar de A es el doble de la de B y que la fracción molar de C es la tercera parte de la fracción molar de B, calcular la presión parcial de cada uno.

#### RESOLUCIÓN

La fracción molar es una expresión de la concentración que tiene la propiedad que la suma de todas las fracciones molares de todos los componentes de una mezcla es igual a la unidad, ya que se define como el cociente entre el n° de moles de un componente y el número total de moles.

Así, para esta mezcla de tres gases, podemos establecer las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} X_A + X_B + X_C = 1 \\ X_A = 2 \cdot X_B \\ X_C = \frac{X_B}{3} \end{array} \right\} \text{al sustituir los valores de } X_A \text{ y de } X_C \text{ en la primera de las ecuaciones, teniendo en cuenta}$$

las otras dos ecuaciones, tendremos:  $2 \cdot X_B + X_B + \frac{X_B}{3} = 1$ , de la cual podemos obtener el valor de  $X_B$ :  $6 \cdot X_B$

$$+ 3 \cdot X_B + X_B = 3; \quad 10 \cdot X_B = 3; \quad X_B = 0,3 \text{ y así: } X_A = 2 \cdot 0,3 = 0,6 \text{ y } X_C = \frac{0,3}{3} = 0,1$$

Teniendo en cuenta la ley de las presiones parciales de Dalton, que dice que la presión parcial de un gas que forma parte de una mezcla es igual al producto de la presión total por la fracción molar de dicho gas, tendremos:

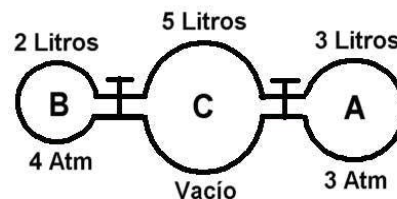
$$P_A = 1 \cdot 0,6 = 0,6 \text{ atm}$$

$$P_B = 1 \cdot 0,3 = 0,3 \text{ atm}$$

$$P_C = 1 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ atm}$$

**B-07** - Se tienen tres recipientes A, B y C unidos mediante unas tubos provistos de las correspondientes llaves de paso, inicialmente cerradas.

El recipiente A contiene Helio y el recipiente B contiene  $\text{CO}_2$ , mientras que el recipiente C está vacío. (Los volúmenes de los recipientes y las presiones de los gases se indican en el esquema)



Se abren ambas llaves de paso, manteniendo invariable la temperatura del sistema. Al cabo de un cierto tiempo, el sistema alcanza el equilibrio. En ese momento, ¿Cuál es la presión en el interior del recipiente C? ¿Y las presiones parciales de ambos gases?

**DATOS:** Pesos atómicos: C = 12,0 ; He = 4,0 ; O = 16,0

#### RESOLUCIÓN

Dado que no se conoce la temperatura pero sí sabemos que se mantiene constante a lo largo del proceso, vamos a realizar todos los cálculos suponiendo una temperatura "T".

Vamos a determinar el número de moles de cada gas que hay en los recipientes A y B utilizando la ecuación de Clapeyron:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ :

$$\text{Helio: } 3.3 = n \cdot 0,082 \cdot T ; n_{\text{HELIO}} = \frac{9}{0,082 \cdot T} = \frac{109,756}{T} \text{ moles de Helio}$$

$$\text{CO}_2: 4.2 = n \cdot 0,082 \cdot T ; n_{\text{CO}_2} = \frac{8}{0,082 \cdot T} = \frac{97,561}{T} \text{ moles de CO}_2$$

Cuando abrimos las dos llaves de paso y se estabiliza el sistema, tendremos una mezcla homogénea de los dos gases en el volumen total, que es la suma de los volúmenes de los tres recipientes.

Si le aplicamos esta misma ecuación de Clapeyron al volumen total con el n° total de moles, obtendremos el valor de la presión total del conjunto que será, por tanto, también la del recipiente de 5 litros, pues están conectados todos los recipientes:

$$P_T \cdot (2 + 3 + 5) = \left( \frac{109,756}{T} + \frac{97,561}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ; P_T \cdot 10 = \left( \frac{207,317}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ;$$

$$P_T = \frac{207,317 \cdot 0,082}{10} ; \mathbf{P_{TOTAL} = 1,70 \text{ Atm}}$$

Para calcular las presiones parciales de ambos gases, volvemos a aplicar la ecuación de Clapeyron, pero ahora con el volumen total y el número de moles individual de cada gas:

$$\text{HELIO: } P_{\text{HELIO}} \cdot 10 = \left( \frac{109,756}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ; P_{\text{HELIO}} = \frac{109,756 \cdot 0,082}{10} ; \mathbf{P_{\text{HELIO}} = 0,90 \text{ Atm}}$$

$$\text{CO}_2: P_{\text{CO}_2} \cdot 10 = \left( \frac{97,561}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ; P_{\text{CO}_2} = \frac{97,561 \cdot 0,082}{10} ; \mathbf{P_{\text{CO}_2} = 0,80 \text{ Atm}}$$

Podía resolverse también de una forma mucho más rápida aplicándole la Ley de Boyle a ambos gases por separado, teniendo en cuenta que el volumen final, una vez abiertas ambas llaves, es de 10 Litros:

$$\text{He: } P \cdot V = P' \cdot V' ; 4.2 = P' \cdot 10 ; P' = \mathbf{0,8 \text{ atm, del Helio}}$$

$$\text{CO}_2: P \cdot V = P' \cdot V' ; 3.3 = P' \cdot 10 ; P' = \mathbf{0,9 \text{ atm del CO}_2}$$

Y la presión total se determina aplicando la Ley de Dalton de las Presiones parciales:  $P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{He}} + P_{\text{CO}_2}$

$$\mathbf{P_{TOTAL} = 0,8 + 0,9 = 1,7 \text{ atm}}$$

**B-08** - a) Se tiene un matraz, A, de 1,5 L, que contiene gas neón a 600 mm de Hg de presión, y otro matraz, B, de 500 mL, que contiene gas helio a 1,20 atm. Se conectan y se espera el tiempo necesario para que se produzca la difusión total de los dos gases. La operación tiene lugar a una temperatura constante de 25°C. Calcule la presión parcial, expresada en unidades del sistema internacional, del gas helio en cada recipiente al final de la difusión. b) ¿Qué ocurre con la entropía del sistema al producirse la difusión? c) ¿Qué reacción tiene lugar entre los dos gases al mezclarse?

#### RESOLUCIÓN

a) Calculamos las cantidades de cada uno de los gases que tenemos, las cuales serán las mismas a lo largo de todo el proceso, aplicándole la ecuación general de los gases en ambos casos:

$$\text{Ne: } \frac{600}{760} \cdot 1,5 = n \cdot 0,082.298; n = \frac{600 \cdot 1,5}{760 \cdot 0,082.298}; n = 0,048 \text{ moles de Neon}$$

$$\text{He: } 1,20 \cdot 0,5 = n \cdot 0,082.298; n = \frac{1,20 \cdot 0,5}{0,082.298}; n = 0,025 \text{ moles de He}$$

Quando se conectan ambos recipientes y después que se haya producido la difusión completa de ambos, cada uno de los gases ocupará el volumen total, por lo que para el caso del Helio, que es el que nos piden, su presión parcial será la que le corresponda en el volumen total, y que calculamos con la ecuación general de los gases:

$$P \cdot 2 = 0,025 \cdot 0,082.298; \mathbf{P = 0,30 \text{ atm}}$$

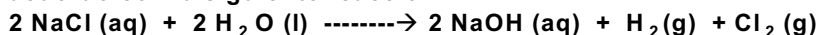
Estos cálculos se podían haber hecho directamente aplicándole la Ley de Boyle ( $P \cdot V = P' \cdot V'$ ) al Helio:  
 $1,5 \cdot 0,5 = P' \cdot 2,0; \mathbf{P' = 0,30 \text{ Atm}}$

Dado que el Helio ocupa el volumen total (los dos recipientes) al igual que el Neon, la presión parcial de cada uno así como la presión total es la misma en ambos recipientes.

**B)** Antes de conectarse ambos recipientes, las moléculas de Neon pueden moverse libremente en su recipiente (1,5 litros) y las de Helio en el suyo (0,5 Litros), pero después de conectados, cada una de esas moléculas dispone de un volumen mayor en el cual se puede mover (2 litros) por lo que la disposición al azar de las mismas será mayor que antes, es decir, aumentará el desorden de las mismas y con él, la entropía.

**C)** Al tratarse de dos gases nobles, no se producirá reacción alguna entre ambos, simplemente se mezclan

**B-09** - El cloro puede obtenerse por electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio de acuerdo con la siguiente reacción:



- A) Si el hidrógeno y el cloro se recogen en recipientes separados a 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio?  
 B) Si ambos gases se recogieran sobre agua en un recipiente común de 15 litros a 25°C, ¿Cuál sería la presión total en el recipiente? ¿Y la presión parcial de cada uno de ellos?

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

2 NaCl (aq) +	2 H <sub>2</sub> O (l) →	2 NaOH (aq) +	H <sub>2</sub> (g) +	Cl <sub>2</sub> (g)
2 mol = 117 g	2 mol = 36 g	2 mol = 80 g	1 mol = 2 g	1 mol = 71 g
1500 g	x	y	z	v

$$\text{De donde: } z = \frac{2.1500}{117} = 25,64 \text{ g de H}_2 = 12,82 \text{ moles de H}_2$$

$$v = \frac{71.1500}{117} = 910,26 \text{ g de Cl}_2 = 12,82 \text{ moles de Cl}_2$$

El volumen de ambos se determina aplicando la ecuación general de los gases:

$$P.V = n.R.T$$

$$\text{H}_2 : 8.V = 12,82.0,082.293 ; V = 38,5 \text{ litros de H}_2$$

$$\text{Cl}_2 : 8.V = 12,82.0,082.293 ; V = 38,5 \text{ litros de Cl}_2$$

Si se recogieran ambos gases en el mismo recipiente, la presión parcial de cada uno sería la que ejercería si estuviese él solo ocupando el volumen total, y se determina aplicando a cada uno la ecuación general de los gases:

$$P.V = n.R.T \implies P.15 = 12,82.0,082.298 ;$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{Cl}_2} = 20,88 \text{ atm}$$

que será la misma para ambos ya que hay el mismo número de moles de Hidrógeno que de cloro

Para determinar la presión total en el recipiente hemos de tener en cuenta que se recogen sobre agua, por lo que hemos de tener en cuenta también la presión parcial de ésta, que a 25°C es de 23,8 mm Hg (  $P = 23,8/760 = 0,031 \text{ atm}$ ), y de esta forma, la presión total será la suma de las tres presiones parciales:

$$P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 20,88 + 20,88 + 0,03 = 41,79 \text{ Atm}$$



**B-10** - En un recipiente de 10 litros se introducen 12,4 g de etanol ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ ) y 18,7 gramos de acetona ( $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ ). Después de cerrar el recipiente se calienta hasta  $300^\circ\text{C}$ , temperatura que está muy por encima de los puntos de ebullición de ambos líquidos. Calcular las presiones parciales de cada gas así como la presión total en el interior del recipiente, suponiendo un comportamiento ideal de ambos gases

RESOLUCIÓN.

Cuando se calienta el recipiente hasta los  $300^\circ\text{C}$  ( $573^\circ\text{K}$ ), se produce la vaporización de la mezcla de gases, por lo que en el interior del mismo habrá una mezcla de dos gases. Sus presiones parciales se determinan aplicando la

ecuación general de los gases  $\left( P.V = \frac{g}{P_m} . R.T \right)$  a las cantidades de ambos compuestos:

$$\text{- Etanol (CH}_3\text{-CH}_2\text{OH) } P_m = 46 \quad P \cdot 10 = \frac{12,4}{46} \cdot 0,082573 ; \mathbf{P = 1,266 atm}$$

$$\text{- Acetona (CH}_3\text{-CO-CH}_3) P_m = 58 ; \quad P \cdot 10 = \frac{18,7}{58} \cdot 0,082573 ; \mathbf{P = 1,515 atm}$$

La presión total será la suma de las presiones parciales de ambos:

$$\mathbf{P_{TOTAL} = 1,266 + 1,515 = 2,781 atm}$$

---

**B-11** - En un recipiente de 10 litros de capacidad se colocan 0,35 moles de hidrógeno, 21,0 g de nitrógeno y 22,4 l de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Si ponemos dicha mezcla a 25°C, determinar la presión total y las presiones parciales de dichos gases.

#### RESOLUCIÓN

Las presiones parciales de los tres gases se determinan aplicando a las cantidades que nos dan de esos tres gases la ecuación general de los gases ideales en cualquiera de sus tres formas:

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'}, \quad P.V = n.R.T \quad \text{o bien:} \quad P.V = \frac{g}{P_m}.R.T$$

- Hidrógeno ( $H_2$ )  $P_m = 2$        $P.10 = 0,35.0,082.298$  ;  **$P_{H_2} = 0,855 \text{ atm}$**

- Nitrógeno ( $N_2$ )  $P_m = 28$  ;       $P.10 = \frac{21,0}{28}.0,082.298$  ;  **$P_{N_2} = 1,833 \text{ atm}$**

- Dióxido de carbono ( $CO_2$ ): 22,4 L en C.N., por lo que tendremos 1 mol de dicho gas, así:

$$P.10 = 0,35.0,082.298 ; \quad \mathbf{P_{CO_2} = 2,444 \text{ atm}}$$

La presión total será la suma de las presiones parciales de los tres gases:

$$\mathbf{P_{TOTAL} = 0,855 + 1,833 + 2,444 = 5,132 \text{ atm}}$$

**B-12** - Si el análisis del aire expresado en % en peso es el siguiente: 75,2% de nitrógeno, 23,2% de oxígeno y 1,6% de vapor de agua, determínese la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm de Hg.

RESOLUCIÓN

Partimos de una masa de aire de 100 g, en la cual tenemos: 75,2 g de  $N_2$ , 23,2 g de  $O_2$  y 1,6 g de  $H_2O$

Calculamos el número de moles de cada uno de estos tres gases:

$$N_2 = \frac{75,2}{28} = 2,686 \text{ moles de } N_2; \quad O_2 = \frac{23,2}{32} = 0,725 \text{ moles de } O_2; \quad H_2O = \frac{1,6}{18} = 0,089 \text{ moles de } H_2O$$

Le aplicamos ahora la ecuación general de los gases al número total de moles para calcular el volumen total de ese aire, mezcla de los tres gases:

$$P.V = n.R.T \implies \frac{740}{760}.V = (2,686 + 0,725 + 0,089).0,082.293; \quad V = 86,36 \text{ Litros,}$$

Y con este volumen y la masa total del aire (100 g), determinamos su densidad:  $d = \frac{m}{V} = \frac{100}{86,36};$

$$d = 1,158 \text{ g/L}$$

---

**B-13** - Por sendos tubos muy estrechos de la misma longitud se dejan difundir al mismo tiempo gas hidrógeno y un gas desconocido, comprobándose que la velocidad de difusión del hidrógeno es el cuádruple de la velocidad del otro gas. Sabiendo que el experimento se realiza a presión atmosférica y a la temperatura de 20 °C y que el peso atómico del hidrógeno es 1 y suponiendo que ambos gases tuvieran comportamiento ideal,  
 ¿Cuál sería la densidad del gas hidrógeno en esas condiciones de presión y temperatura?  
 ¿Qué densidad tendría el otro gas en esas condiciones de presión y temperatura? ¿Cuál es el peso molecular del otro gas?

RESOLUCIÓN:

En este caso se trata de una aplicación directa de la ley de difusión de Graham:

**LEY DE LA DIFUSIÓN DE GRAHAM:** Es la que rige tanto la difusión como la efusión de los gases. Se enuncia como: "La velocidad de difusión (o efusión) de los gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus densidades o de sus pesos moleculares.

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{Pm_2}{Pm_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

Uno de los gases es el Hidrógeno, el cual se encuentra como moléculas diatómicas: H<sub>2</sub>, por lo que su peso molecular es 2.

Para determinar su densidad en las condiciones que nos dan, le aplicamos la ecuación de Clapeyron para los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{Pm} . R.T \Rightarrow P.Pm = \left(\frac{g}{V}\right) . R.T \Rightarrow P.Pm = d . R.T : 1.2 = d . 0,082.293, \text{ de donde la}$$

$$\text{densidad del Hidrógeno es: } d = \frac{2}{0,082.293}; \mathbf{d_{Hidrógeno} = 0,083 \text{ g/litro}}$$

Si la velocidad de difusión del Hidrógeno es cuatro veces la del otro gas y a la de éste le asignamos un valor "v", la del hidrógeno será "4.v", por lo que para determinar tanto el peso molecular como la densidad del otro gas, aplicamos la expresión de la Ley de Difusión de Graham, y nos queda:

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{Pm_2}{Pm_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \Rightarrow \frac{4.u}{u} = \sqrt{\frac{Pm_{GAS}}{2}} = \sqrt{\frac{d_{GAS}}{0,083}} \Rightarrow$$

$$\text{Por una parte: } \frac{4.u}{u} = \sqrt{\frac{Pm_{GAS}}{2}} \Rightarrow 4^2 = \frac{Pm_{GAS}}{2} \Rightarrow \mathbf{Pm_{GAS} = 32}$$

$$\text{Y por otra: } \frac{4.u}{u} = \sqrt{\frac{d_{GAS}}{0,083}} \Rightarrow 4^2 = \frac{d_{GAS}}{0,083} \Rightarrow \mathbf{d_{GAS} = 1,33 \text{ g/litro}}$$

**B-14** - Tres compuestos gaseosos A, B y C están contenidos en un recipiente. La presión parcial del compuesto gaseoso A es de 0,6 atmósferas. La fracción molar del compuesto B es doble que la de C. Teniendo en cuenta que la presión total es de 1900 mm de Hg, calcular las fracciones molares y las presiones parciales de cada uno de los compuestos.

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta la ley de Dalton de las presiones parciales:  $P_{TOTAL} = P_A + P_B + P_C$

Dado que conocemos la presión parcial del compuesto A:  $P_A = 0,6 \text{ atm} = 0,6 \cdot 760 = 456 \text{ mm Hg}$

Por lo que podemos deducir la presión de los otros dos componentes:  $1900 = 456 + P_B + P_C$

Y de ahí:  $P_B + P_C = 1444$

Por otra parte nos indican que la fracción molar de B es el doble de la de C:  $X_B = 2 \cdot X_C$

De acuerdo con la ley de las presiones parciales de Dalton, sabemos que  $P_B = X_B \cdot P_{TOTAL}$  ;  $P_C = X_C \cdot P_{TOTAL}$

Por lo que:  $P_B = X_B \cdot 1444$  y  $P_C = X_C \cdot 1444$  ;

$$X_B = \frac{P_B}{P_{TOTAL}} ; X_B = \frac{P_B}{1444} \quad X_C = \frac{P_C}{P_{TOTAL}} ; X_C = \frac{P_C}{1444} \quad \text{Y así } \frac{P_B}{1444} = 2 \cdot \frac{P_C}{1444} \implies P_B = 2 \cdot P_C \text{ de}$$

manera que nos da el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} P_B + P_C = 1444 \\ P_B = 2 \cdot P_C \end{array} \right\} \text{ Y de ahí: } 2 \cdot P_C + P_C = 1444 ; 3 \cdot P_C = 1444 ; P_C = 481,3 \text{ mm Hg} = 0,633 \text{ atm}$$

y  $P_B = 2 \cdot 481,3 = 962,6 \text{ mm Hg} = 1,27 \text{ atm}$

Así: teniendo en cuenta la expresión de la Ley de Dalton de las presiones parciales:  $P_i = X_i \cdot P_{TOTAL}$  , podemos calcular las correspondientes fracciones molares sin más que dividir la correspondiente presión parcial entre la presión total de la mezcla de los tres gases, que es 1900 mm Hg, quedándonos:

$$P_A = 456 \text{ mm Hg} = 0,6 \text{ atm} \quad X_A = 456/1900 = 0,24$$

$$P_B = 962,6 \text{ mm Hg} = 1,27 \text{ atm} \quad X_B = 962,6/1900 = 0,51$$

$$P_C = 481,3 \text{ mm Hg} = 0,633 \text{ atm} \quad X_C = 481,3/1900 = 0,25$$

## Grupo C: GASES Y PRESIÓN DE VAPOR DEL AGUA

---

**C-01** - Se han recogido sobre agua 100 mL de oxígeno a 20°C y 749 mm de Hg. Calcular el volumen, en condiciones normales, del oxígeno seco. (Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg)

### RESOLUCIÓN

Cuando un gas se recoge sobre agua, este se encontrará mezclado con el vapor de agua que siempre existe en contacto con la fase líquida de la misma. Este vapor, como cualquier otro gas, ejerce una presión parcial en la mezcla que se denomina presión de vapor, pero esta presión depende exclusivamente de la temperatura de manera que si se conoce la temperatura a la que se encuentra la mezcla, se puede saber cual es la presión de vapor sin más que consultar las correspondientes tablas. En este caso la mezcla de gases se encuentra a 20°C y a esa temperatura la presión de vapor del agua es 17,5 mm Hg.

Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión de la mezcla de oxígeno y de vapor de agua será igual a la suma de las presiones parciales de ambos:

$$P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{OXÍGENO}} + P_{\text{VAPOR DE AGUA}} ; 749 = P_{\text{OXÍGENO}} + 17,5 ;$$

$$P_{\text{OXÍGENO}} = 749 - 17,5 = 731,5 \text{ mm Hg}$$

Para calcular el volumen que ocupará en condiciones normales ( 1 atm y 0°C) puede emplearse cualquiera de las formas de la ecuación general de los gases:

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'} \Rightarrow \frac{731,5 \text{ mm Hg} \cdot 100 \text{ ml}}{293^\circ \text{K}} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot V'}{273^\circ \text{K}} \Rightarrow V' = 89,68 \text{ ml}$$

---

**C-02** - Una cierta cantidad de aire saturado de humedad se introduce en un recipiente cerrado por un émbolo, resultando una presión de 780 mm de mercurio a 20°C. Teniendo en cuenta que si se reduce el volumen del recipiente a la mitad condensan 2 g de agua, se desea saber:

a) Las fracciones molares del vapor de agua y aire en la mezcla. b) El tanto por ciento en peso de cada componente en la mezcla. e) El volumen del recipiente. (Feb95-1-p)

**DATOS:** Masa molecular media del aire: 28,9 g/mol.- Masas atómicas: O = 16,00. H = 1,00.

RESOLUCIÓN:

Siendo el volumen inicial "V", y si el volumen del recipiente se reduce a la mitad sin modificar ninguna otra condición, el volumen final será " V/2 "por lo que los 2 g de agua que se condensan corresponderán a la otra mitad del volumen. Dado que la presión de vapor del agua depende solamente de la temperatura, podemos aplicarle la expresión de la ley general de los gases (Ecuación de Clapeyron) :

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{17,5}{760} \cdot \frac{V_{\text{inicial}}}{2} = \frac{2}{18} \cdot 0,082 \cdot 293 \quad \text{de donde } V_{\text{inicial}} = 231,87 \text{ litros}$$

Para calcular la fracción molar de cada componente, utilizaremos la Ley de Dalton de las Presiones Parciales:

$$P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}, \text{ por lo que : } X_i = \frac{P_i}{P_{\text{total}}} \quad \text{la cual se le aplica al agua (} P_{\text{agua}} = 17,5 \text{ mm Hg) y al aire: (} P_{\text{aire}} =$$

$$780 - 17,5 = 762,5 \text{ mm Hg): } X_{\text{agua}} = \frac{17,5}{780} = 0,022 \quad X_{\text{aire}} = \frac{762,5}{780} = 0,978$$

El número de moles o gramos de cada componente se obtiene aplicando la ley general de los gases ideales (ecuación de Clapeyron) a cada uno de los componentes, con sus respectivas presiones parciales:

$$\text{agua: } P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{17,5}{760} \cdot 231,87 = n_{\text{agua}} \cdot 0,082 \cdot 293$$

$n_{\text{agua}} = 0,222 \text{ moles} = 0,222 \cdot 18 = 4,00 \text{ g de agua}$  . Esta cantidad la podíamos haber calculado teniendo en cuenta que si en la mitad del volumen inicial había 2 g de agua, que se condensan, en el volumen total habría doble cantidad de agua, es decir: **4 gramos de agua**

$$\text{aire: } P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{762,5}{760} \cdot 231,87 = n_{\text{aire}} \cdot 0,082 \cdot 293$$

$$n_{\text{aire}} = 9,68 \text{ moles} = 9,68 \cdot 28,9 = 279,75 \text{ g de aire}$$

y con estos datos, se determina ya la composición centesimal:  $g_{\text{totales}} = g_{\text{agua}} + g_{\text{aire}} = 4,00 + 279,75 = 283,75$  gramos totales

$$\% \text{ de agua} = (4,00 / 283,75) \cdot 100 = 1,41\% \text{ de agua}$$

$$\% \text{ de aire} = (279,75 / 283,75) \cdot 100 = 98,59\% \text{ de aire}$$

**C-03** - Una muestra de oxígeno recogida sobre agua a 20°C y 790 mm Hg ocupa un volumen de 486 ml.

¿Cuántos gramos de oxígeno se tienen? ¿Cuántas moles? ¿Cuántas moléculas?

DATOS: Peso atómico: O = 16 ; Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg

RESOLUCIÓN.

Al recogerse el oxígeno sobre agua, en la fase gaseosa habrá una mezcla de dos gases: el propio Oxígeno y el vapor de agua. Por ello, teniendo en cuenta la Ley de las presiones parciales de Dalton, la presión total será la suma de las presiones parciales de ambos gases, de las cuales conocemos la del agua: 17,5 mm Hg, por lo que podemos determinar la del Oxígeno:

$$P_{O_2} = 790 - 17,5 = 772,5 \text{ mm Hg}$$

Dado que la Presión parcial es la presión que ejercería un gas, componente de una mezcla si ocupara él solo el volumen total, podemos aplicarle la ecuación general de los gases al oxígeno utilizando su presión parcial y el volumen total, y así:

$$P.V = n.R.T \implies \frac{772,5}{760} \cdot 0,486 = n \cdot 0,082.293 \implies n = \frac{772,5 \cdot 0,486}{760 \cdot 0,082.293} = \mathbf{0,021 \text{ moles de } O_2}$$

$$0,021 \text{ moles de } O_2 = 0,021 \cdot 32 = \mathbf{0,658 \text{ g de } O_2}$$

$$0,021 \text{ moles de } O_2 = 0,021 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,24 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2}$$



**C-04** - Se tiene un matraz de 5 litros lleno de oxígeno en C.N. y se introducen 500 g de agua líquida. Se cierra el matraz y se calienta a 60°C. Calcule la presión dentro del matraz. ¿Qué cantidad de agua líquida queda dentro del matraz? ¿Cuál debería ser el volumen de dicho matraz para que se vaporizase todo el agua?

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0.

Presión de vapor del agua a 60°C = 150 mm Hg

Densidad del agua líquida en C.N.: 1 g/mL

#### RESOLUCIÓN

Se determina el nº de moles de oxígeno iniciales que tiene el matraz cuando lo cerramos. Si su volumen es de 5 litros y hemos introducido 500 g y si su densidad es 1 g/mL, ocuparán un volumen de 500 mL, por lo que el volumen ocupado por el oxígeno será el resto:

Volumen de oxígeno: 5 L - 0,5 = 4,5 Litros de O<sub>2</sub> en C.N., y su nº de moles lo determinamos a partir de la ecuación de Clapeyron:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 1.4,5 = n \cdot 0,082 \cdot 273$  ; **n = 0,20 moles de O<sub>2</sub>**

Cuando se cierra el matraz y se calienta hasta 60°C, se vaporiza parte del agua hasta alcanzar una presión parcial dentro del recipiente igual a su presión de vapor: 150 mm Hg, por lo que calculamos el nº de moles de agua que pasan al estado de vapor, también con la ecuación de Clapeyron, en la cual conocemos la presión parcial, volumen (4,5 L) y temperatura: (273 + 60)°K :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies \frac{150}{760} \cdot 4,5 = n \cdot 0,082 \cdot 333 ; \mathbf{n = 0,032 \text{ moles de H}_2\text{O} = 0,032 \cdot 18 = 0,58 \text{ g}}$$

La presión total en el interior del matraz la calculamos con la misma ecuación, tomando ahora el nº total de moles de gas que hay en su interior:  $n_{\text{TOTAL}} = 0,2 + 0,032 = 0,232$  moles de gas, y así

$$P_{\text{TOTAL}} \cdot V = n_{\text{TOTAL}} \cdot R \cdot T \implies P_{\text{TOTAL}} \cdot 4,5 = 0,232 \cdot 0,082 \cdot 333 ; \mathbf{P_{\text{TOTAL}} = 1,41 \text{ atm}}$$

Por tanto, en estado líquido quedarán: 500 - 0,58 = **499,42 g de agua en estado líquido**

Para que se vaporizase todo el agua a esa misma temperatura, el recipiente debería tener un volumen tal que la presión de los 500 g de agua, ya en estado de por, ejercieran una presión parcial igual a su presión de vapor (150 mm Hg), por lo que volviendo a utilizar la misma ecuación de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \implies \frac{150}{760} \cdot V = \frac{500}{18} \cdot 0,082 \cdot 333 ; \mathbf{V = 3843 \text{ Litros}}$$

**C-05** - Se tiene un matraz de 5 litros lleno de oxígeno en C.N. y se introducen 2 g de agua líquida. Se cierra el matraz y se calienta a 60°C. Calcule la presión dentro del matraz. ¿Qué cantidad de agua líquida queda dentro del matraz? ¿Cuál debería ser el volumen de dicho matraz para que se vaporizase todo el agua?

**DATOS:** Pesos atómicos:  $H = 1,0$  ;  $O = 16,0$  ;  $S = 32,0$ .

Presión de vapor del agua a 60°C = 150 mm Hg

Densidad del agua líquida en C.N.: 1 g/mL

#### RESOLUCIÓN

Se determina el nº de moles de oxígeno iniciales que tiene el matraz cuando lo cerramos. Si su volumen es de 5 litros y hemos introducido 2 g y si su densidad es 1 g/mL, ocuparán un volumen de 2 mL, por lo que el volumen ocupado por el oxígeno será el resto:

Volumen de oxígeno:  $5 \text{ L} - 0,002 = 4,998$  Litros de  $O_2$  en C.N., y su nº de moles lo determinamos a partir de la ecuación de Clapeyron:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 1.4,998 = n \cdot 0,082.273$  ;  **$n = 0,223$  moles de  $O_2$**

Cuando se cierra el matraz y se calienta hasta 60°C, se vaporiza parte del agua hasta alcanzar una presión parcial dentro del recipiente igual a su presión de vapor: 150 mm Hg, por lo que calculamos el nº de moles de agua que pasan al estado de vapor, también con la ecuación de Clapeyron, en la cual conocemos la presión parcial, volumen (4,5 L) y temperatura:  $(273 + 60)^\circ\text{K}$  :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies \frac{150}{760} \cdot 4,998 = n \cdot 0,082.333$$
 ;  **$n = 0,036$  moles de  $H_2O = 0,036 \cdot 18 = 0,65 \text{ g}$**

La presión total en el interior del matraz la calculamos con la misma ecuación, tomando ahora el nº total de moles de gas que hay en su interior:  $n_{\text{TOTAL}} = 0,223 + 0,036 = 0,259$  moles de gas, y así

$$P_{\text{TOTAL}} \cdot V = n_{\text{TOTAL}} \cdot R \cdot T \implies P_{\text{TOTAL}} \cdot 4,998 = 0,259 \cdot 0,082.333$$
 ;  **$P_{\text{TOTAL}} = 1,415 \text{ atm}$**

Por tanto, en estado líquido quedarán:  $2 - 0,65 =$  **1,35 g de agua en estado líquido**

Dada la pequeña cantidad de agua líquida presente en el matraz, podríamos despreciar su volumen ( 2 mL) frente al volumen total (5 L) sin que los resultados sufrieran variaciones apreciables.

Para que se vaporizase todo el agua a esa misma temperatura, el recipiente debería tener un volumen tal que la presión de los 2 g de agua, ya en estado de vapor, ejercieran una presión parcial igual a su presión de vapor (150 mm Hg), por lo que volviendo a utilizar la misma ecuación de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \implies \frac{150}{760} \cdot V = \frac{2}{18} \cdot 0,082.333$$
 ;  **$V = 15,37 \text{ Litros}$**

**C-06** - Se tienen dos balones de vidrio unidos por una llave, inicialmente cerrada. El primero tiene un volumen de 2 litros contiene 100 mL de agua líquida y se encuentra lleno de Nitrógeno ( $N_2$ ) a una presión total de 2 atm. El segundo tiene un volumen de 3 litros y se encuentra lleno de Oxígeno a una presión total de 3 atm. Si ambos se encuentran a una temperatura de  $27^\circ C$ , calcular:

- Cantidades de ambos gases que hay en el sistema.
- Presiones parciales de todos los gases cuando se abre la llave y se comunican ambos, después de dejar pasar el tiempo suficiente para que la mezcla sea completa
- Presión total en el recipiente de 3 litros (Despreciese la variación de volumen debida a la posible evaporación de agua)

#### RESOLUCIÓN

Vamos a calcular el número de moles de Nitrógeno y Oxígeno, que será el mismo antes y después de unir ambos recipientes.

El Nitrógeno se encuentra en un recipiente de 2 litros que contiene 100 mL de agua, por lo que el volumen real ocupado por el Nitrógeno será de 1,9 Litros; mientras que su presión parcial será la total del recipiente menos la ejercida por el agua, que nos indican que a esa temperatura es de 26,7 mm Hg, así:

$$P_{\text{NITRÓGENO}} = 2.760 - 26,7 = 1493,3 \text{ mm Hg}$$

Y ya con estos datos, mediante la ecuación general de los gases ideales podemos calcular el número de moles

$$\text{de Nitrógeno: } \frac{1493,3}{760} \cdot 1,9 = n_{\text{NITROGENO}} \cdot 0,082.300 ; n_{\text{NITRÓGENO}} = \mathbf{0,152 \text{ MOLES de } N_2}$$

El Oxígeno por su parte se encuentra solo en el recipiente, por lo que le aplicaremos directamente la ecuación general de los gases para calcular su número de moles:

$$3.3 = n_{\text{OXIGENO}} \cdot 0,082.300 \quad n_{\text{OXIGENO}} = \mathbf{0,366 \text{ MOLES de } O_2}$$

Cuando se abre la llave y se comunican ambos recipientes, ambos gases se difunden así como el vapor de agua, que ahora ocupará también parte del recipiente de 3 litros. La presión que ejerce este vapor de agua **depende exclusivamente de la temperatura**, por lo que al no cambiar ésta, **seguirá siendo la misma de antes: 26,7 mm Hg**

Por su parte, al despreciarse la variación de volumen debida a la cantidad de agua que debe evaporarse para seguir manteniendo esa presión en el conjunto de ambos recipientes, tenemos que ahora ambos gases se encontrarán en un volumen igual a la suma de los volúmenes de ambos recipientes ( 3 + 1,9 = 4,9 litros), y así, determinaremos sus presiones parciales aplicándoles la ecuación general de los gases a cada uno:

$$N_2: \quad P \cdot 4,9 = 0,152 \cdot 0,082.300 ; \quad \mathbf{P_N = 0,763 \text{ atm} = 580 \text{ mm Hg}}$$

$$O_2: \quad P \cdot 4,9 = 0,366 \cdot 0,082.300 ; \quad \mathbf{P_N = 1,837 \text{ atm} = 1396,1 \text{ mm Hg}}$$

La presión total será la suma de las presiones parciales de todos los gases :  $N_2$ ,  $O_2$  y vapor de agua,

$$P_{\text{TOTAL}} = P_N + P_O + P_{\text{VAPOR AGUA}} = 580 + 1396,1 + 26,7 = \mathbf{2002,8 \text{ mm Hg} = 2,635 \text{ atm}}$$

Esta presión total **será la misma en ambos recipientes**, ya que se encuentran unidos

## Grupo D: EJERCICIOS DE GASES + ESTEQUIOMETRÍA

**D-01** - El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniéndose hidróxido de sodio, hidrógeno gaseoso y cloro gaseoso.

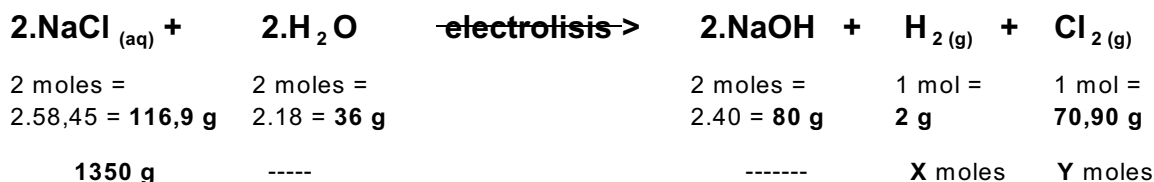
- A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar.  
B) Si el hidrógeno y el cloro se recogen separados al 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio del 90% de riqueza?  
C) Si se recogieran ambos gases en un recipiente de 15 litros a 25°C, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total?

RESOLUCIÓN

a) La reacción, ajustada ya, es:  $2.\text{NaCl}_{(aq)} + 2.\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{electrolisis}} 2.\text{NaOH} + \text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

b) La cantidad de cloruro de sodio puro es el 90% de 1500 g: **1350 g de cloruro de sodio puro.**

Las relaciones estequiométricas en la reacción son:



donde vemos que el nº de moles de Cloro y de Hidrógeno (X e Y) son iguales :

$$X = Y = \frac{1.1350}{116,9} = 11,55 \text{ moles de H}_2 \text{ y de Cl}_2 \text{ se obtienen} \quad \text{las cuales se recogen a 8}$$

atm y 20°C, por lo que ocuparán:  $P.V = n.R.T \implies 8.V = 11,55.0,082.293$  ; **V = 34,69 litros de H<sub>2</sub> y de Cl<sub>2</sub>**

c) Si se recogen conjuntamente en un recipiente de 15 l a 25°C, la presión parcial de cada uno será

$$P.V = n.R.T \implies P_{\text{PARCIAL}}.15 = 11,55.0,082.298$$
 ; **P<sub>PARCIAL</sub> = 18,82 atm para el H<sub>2</sub> y para el Cl<sub>2</sub>**

La Presión total será la suma de las presiones parciales de ambos:

$$P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{Cl}_2} = 18,82 + 18,82 = 37,64 \text{ atm}$$

**D-02** - Sabiendo que la fórmula empírica del éter sulfúrico es:  $C_4 O H_{10}$ , determinar a) su composición centesimal. b) La densidad de su vapor respecto del nitrógeno en condiciones normales.

RESOLUCIÓN

El peso molecular o masa molecular media del  $C_4 O H_{10}$  es =  $4 \cdot 12,00 + 16,00 + 10 \cdot 1,00 = 74$  y en esa cantidad hay  $4 \cdot 12,00 = 48,00$  g de C, 16,00 g de O y 10,00 g de H, por lo que composición centesimal será:

$$\% \text{ de C: } 48,00/74 = \mathbf{64,86\% \text{ de C}} \quad ;$$

$$\% \text{ de O : } 16,00/74 = \mathbf{21,62\% \text{ de O}} \quad ;$$

$$\% \text{ de H : } 10,00/74 = \mathbf{13,53\% \text{ de H}}$$

La densidad con respecto al nitrógeno es el cociente entre la densidad del vapor de este compuesto y la densidad del Nitrógeno. Dado que nos la piden en Condiciones Normales, la densidad la podemos calcular dividiendo su peso molecular entre 22,4 litros, que es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas en Condiciones Normales. Así:

$$\frac{d_{\text{eter}}}{d_{\text{Nitrogeno}}} = \frac{\frac{74 \text{ g eter}}{22,4 \text{ litros}}}{\frac{28 \text{ g N}_2}{22,4 \text{ litros}}} = \frac{74}{28} = \mathbf{2,64}$$

---

**D-03** - En un matraz cerrado y a 120°C 0,16 g de metano, reaccionan totalmente con 0,96 g de oxígeno.

La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide:

- El volumen del matraz.
- La presión total después de la reacción a 120°C
- El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C
- La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C

#### RESOLUCIÓN

En este caso nos dan las dos cantidades de los gases que reaccionan, por lo que antes de nada hemos de determinar si son las cantidades estequiométricas o bien sobra una cantidad de uno de los dos gases. Para ello, planteamos la reacción, una vez calculados los números de moles de metano y de oxígeno:

$$n_{\text{METANO}} = \frac{0,16 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ moles de metano} \quad n_{\text{OXIGENO}} = \frac{0,96 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,03 \text{ moles de oxígeno}$$

- a) Para determinar el volumen del matraz, le aplicamos al número total de moles la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T ; 1.V = (0,01 + 0,03) .0,082.393 ; \mathbf{V = 1,289 \text{ litros}}$$

- b) Para los cálculos estequiométricos vamos a suponer que se termina todo el metano (reactivo limitante)



X = 0,02 moles de oxígeno que se gastan, por lo que nos sobran: 0,03 - 0,02 = 0,01 moles de O<sub>2</sub>  
Y = 0,01 moles de CO<sub>2</sub> que se forman                      Z = 0,02 moles de H<sub>2</sub>O que se forman

Después de la reacción tendremos en ese recipiente: 0,01 moles de O<sub>2</sub>; 0,01 moles de CO<sub>2</sub> y 0,02 moles de H<sub>2</sub>O, por lo que el número total de moles es: (0,01 + 0,01 + 0,02) = 0,04 moles totales, es decir que no hay variación en el número total de moles, por lo que la presión después de producirse la reacción no varía:

$$\mathbf{P_{\text{FINAL}} = 1 \text{ atm}}$$

- c) Cuando la temperatura desciende a 10°C, se produce la condensación de los 0,02 moles de agua, por lo que en estado gaseoso solamente quedarán 0,01 moles de O<sub>2</sub> y 0,01 moles de CO<sub>2</sub>

- d) La presión parcial se determina aplicando la ecuación general de los gases ideales al CO<sub>2</sub>, teniendo en cuenta que el volumen del recipiente es 1,289 l :

$$\mathbf{P.V = n.R.T ; P.1,289 = 0,01.0,082.283 ; P_{\text{CO}_2} = 0,18 \text{ atm}}$$

**D-04** - El óxido nitroso ( $N_2O$ ) 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.

RESOLUCIÓN

a) La reacción que tiene lugar es:  $NH_4NO_3 \rightleftharpoons N_2O + 2 H_2O$

b) Para determinar el valor de la constante de los gases con los datos que nos dan para el  $N_2O$ , cuyo peso molecular es:  $P_m = 2 \cdot 14,01 + 16,00 = 44,02$ , es suficiente con aplicar la ecuación de Clapeyron para los gases ideales, que es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{690}{760} \text{ atm} \cdot 0,320 \text{ l} = \frac{0,540}{44,02} \text{ mol} \cdot R \cdot 285,5^\circ \text{K}$$

$$\text{De donde nos queda: } R = \frac{\frac{690}{760} \text{ atm} \cdot 0,320 \text{ l}}{\frac{0,540}{44,02} \text{ mol} \cdot 285,5^\circ \text{K}} = 0,0829 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot ^\circ \text{K}}$$

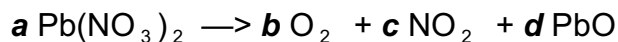
---

**D-05** - Al calentar una muestra de Nitrato de plomo(II) sólido se obtiene Oxígeno molecular, óxido de nitrógeno(IV), gaseoso y óxido de plomo(II) sólido. Si se recoge una muestra de gas que ocupa 293 mL medida a 200°C y 1 Atm de presión, ¿Qué cantidad de nitrato de plomo(II) se ha descompuesto:

**DATOS: Pesos atómicos: N = 14,00 ; O = 16,00 ; Pb = 207,19**

#### RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2 + \text{PbO}$  la cual hemos de ajustar. Vamos a utilizar el método de los coeficientes:



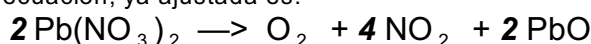
Planteamos una ecuación para cada elemento, igualando el nº de átomos en reactivos y productos:

Pb :  **$a = d$**  Para resolver este sistema le damos valor a:  **$a = 2$**

N :  **$2a = c$**  Por lo que directamente obtenemos  **$d = 2$**  y  **$c = 4$**

O :  **$6a = 2b + 2c + d$**  Y así:  **$6 \cdot 2 = 2b + 2 \cdot 4 + 2$**  ==>  **$b = 1$**

Y la ecuación, ya ajustada es:



En ella vemos que cada dos moles del reactivo  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  se obtienen 1 mol de  $\text{O}_2$  y 4 moles de  $\text{NO}_2$ , es decir 5 moles de gases.

El número total de moles de gas se obtiene por medio de la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 1,00 \cdot 0,293 = n \cdot 0,082 \cdot 473 ; \quad n = \frac{1,00 \cdot 0,293}{0,082 \cdot 473} = 7,55 \cdot 10^{-3} \text{ moles de las cuales}$$

corresponde 1/5 al  $\text{O}_2$  y 4/5 al  $\text{NO}_2$

$$\text{Así: } \text{N}^\circ \text{ de moles de } \text{O}_2 = \frac{7,55 \cdot 10^{-3}}{5} = 1,51 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ por lo que de acuerdo con la}$$

estequiometría de la reacción en la cual por cada 2 moles de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  se obtiene 1 mol de  $\text{O}_2$ , el nº de moles de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  que se habrán descompuesto es:

$$\text{N}^\circ \text{ moles de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ descompuestos: } 2 \cdot 1,51 \cdot 10^{-3} = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ moles que se han descompuesto}$$

Y para determinar la masa, en gramos, teniendo en cuenta que el peso molecular del  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  es:

$$P_m = 207,19 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 331,19 \text{ g/mol}$$

Masa que se descompone:

$$331,19 \cdot 3,02 \cdot 10^{-3} = 1,00 \text{ gramos de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ que se descomponen}$$

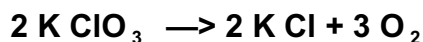


**D-06** - El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular.

Calcule el volumen de oxígeno medido a 125°C y 1 atm que puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87% en peso de clorato de potasio? ¿Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:  $\text{K ClO}_3 \rightarrow \text{K Cl} + \text{O}_2$  la cual hemos de ajustar. Dado que se trata de una reacción sencilla, puede hacerse fácilmente "a ojo", y queda:



Para poder aplicar las relaciones estequiométricas, referidas siempre a reactivos y productos puros, hemos de tener en cuenta que al disponer de un reactivo impuro, tenemos que calcular la cantidad de reactivo puro que hay, y que es:

$\text{g KClO}_3 \text{ puro} = 148 \cdot \frac{87}{100} = 128,76 \text{ g de K ClO}_3 \text{ puro que se descompone.}$  Así, teniendo en cuenta la reacción estequiométrica, tenemos que:

$2 \text{ K ClO}_3 \rightarrow$	$2 \text{ K Cl} +$	$3 \text{ O}_2$
2 mol = 2.122,5 = 245 g	2 mol = 2.74,5 = 149 g	3 mol = 3.32 = 96 g = 3.22,4 = 67,2 litros en C.N.
<b>128,76 g</b>	X	Y

Para determinar la cantidad de oxígeno podemos utilizar los g, los moles o los litros en C.N.; en este caso utilizaremos los moles, y así: "Y" moles de  $\text{O}_2 = \frac{3.128,76}{245}$ ;

**Y = 1,577 moles de  $\text{O}_2$  que se obtienen** y con este dato, podemos ya determinar tanto el volumen que ocupa, aplicando la ecuación general de los gases ideales como el número de moléculas, teniendo en cuenta el n° de Avogadro:

$\text{N}^\circ \text{ moléculas} = 1,577 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{9,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de oxígeno se obtienen.}}$

El volumen que ocupan es:

$\text{P} \cdot \text{V} = \text{n} \cdot \text{R} \cdot \text{T}; 1 \cdot \text{V} = 1,577 \cdot 0,082 \cdot 398; \mathbf{V = 51,46 \text{ litros de } \text{O}_2}$