

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

1. EJERCICIO RESUELTO

En una jeringuilla cogemos 30 cm³ de aire. En ese momento la presión que ejerce dicho gas es de 100 000 Pa.

- Escribe el valor de la presión en atmósferas, en milímetros de mercurio, en milibares y en newtons por centímetro cuadrado.
- Una vez tapado el agujero de salida, calcula cuál será la nueva presión si empujamos el émbolo, reduciendo el volumen ocupado por el gas hasta 18 cm³.
- Calcula cuál debería ser el volumen ocupado por el gas para que la presión fuera únicamente de 0,7 atm.

SOLUCIÓN

- a) La presión del aire en la jeringuilla coincide con la atmosférica porque el sistema está abierto. Esta presión son 100 000 Pa = 1000 mbar = 10 N/cm², o bien:

$$100\,000 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101\,300 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atm}} = 750 \text{ mm de Hg}$$

- b) La Ley de Boyle-Mariotte afirma que el producto de masa por el volumen en un sistema isotérmico es constante, así que:

$$P_0 \cdot V_0 = P_f \cdot V_f \rightarrow 100\,000 \text{ Pa} \cdot 30 \text{ cm}^3 = P_f \cdot 18 \text{ cm}^3 \rightarrow P_f = 166\,667 \text{ Pa}$$

- c) En el sistema, que es isotérmico, se conserva el producto de la presión por el volumen:

$$P_0 \cdot V_0 = P_f \cdot V_f \rightarrow 0,987 \text{ atm} \cdot 30 \text{ cm}^3 = 0,7 \text{ atm} V_f \rightarrow V_f = 42,3 \text{ cm}^3$$

- 1 Los neumáticos de un determinado modelo de coche se inflan un día cuando la temperatura es de 5 °C hasta una presión de 2 bares.

- Si al mediodía la temperatura ha subido hasta 25 °C, ¿cuál es ahora la presión?
- ¿Cuál debe ser la temperatura para que la presión sea de 1,6 atm?

SOLUCIÓN

- a) Si suponemos que el volumen de los neumáticos no varía, la Ley de Gay-Lussac asegura que el sistema mantiene constante el cociente de la presión y la temperatura:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow \frac{2 \text{ bar}}{(273 + 5) \text{ K}} = \frac{P_f}{(273 + 5) \text{ K}} \rightarrow P_f = 2,14 \text{ bar}$$

- a) Manteniéndonos en la hipótesis de volumen constante, cuando la presión sea:

$$1,6 \text{ atm} \cdot \frac{1,013 \text{ bar}}{1 \text{ atm}} = 1,62 \text{ bar}$$

La temperatura será:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow \frac{2 \text{ bar}}{(273 + 5) \text{ K}} = \frac{1,62 \text{ bar}}{T_f} \rightarrow T_f = 225 \text{ K}$$

O bien 48 °C bajo cero.

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 2** Se ha inflado un globo con helio a la temperatura de 6 °C. Si hemos aumentado la temperatura hasta 30 °C pero la presión no ha cambiado, ¿cuál es ahora el volumen del globo en relación con el que tenía a 6 °C?

SOLUCIÓN

El proceso que sufre el globo es un proceso isóbaro y, por tanto, se verifica la ley de Charles:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f} \rightarrow \frac{V_0}{(273 + 6) \text{ K}} = \frac{V_f}{(273 + 30) \text{ K}} \rightarrow \frac{V_f}{V_0} = \frac{303}{279} = 1,09$$

El volumen del globo será al final un 9 % más que al principio.

- 3** Completa la siguiente tabla referida a un determinado gas:

Presión (atm)	Volumen (L)	Temperatura (K)
2	3	150
	2	150
4		300
4	2	

SOLUCIÓN

Como la temperatura es constante en las dos primeras filas se aplica la ley de Boyle-Mariotte:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow 2 \text{ atm} \cdot 31 = P_2 \cdot 21 \rightarrow P_2 = 3 \text{ atm}$$

Como el volumen es constante en la segunda y cuarta fila se aplica la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{P_4}{T_4} \rightarrow \frac{3 \text{ atm}}{150 \text{ K}} = \frac{4 \text{ atm}}{T_4} \rightarrow T_4 = 200 \text{ K}$$

Como la presión es constante en la tercera y la cuarta fila se aplica la ley de Charles:

$$\frac{V_3}{T_3} = \frac{V_4}{T_4} \rightarrow \frac{V_3}{300 \text{ K}} = \frac{2 \text{ L}}{200 \text{ K}} \rightarrow V_3 = 31 \text{ L}$$

La tabla completa es:

Presión (atm)	Volumen (L)	Temperatura (K)
2	3	150
3	2	150
4	3	300
4	2	200

- 4** Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Dos gases diferentes encerrados en recipientes iguales y a la misma temperatura ejercen la misma presión.
- Cuando se calienta un gas, la presión que ejerce aumenta.
- Cuando dentro de un recipiente cuyo volumen es constante se calienta un gas de manera que su temperatura pase de 30 °C a 60 °C, su presión se habrá duplicado.
- La temperatura de un gas es una magnitud relacionada con la velocidad a la que se mueven las moléculas que lo forman.

SOLUCIÓN

- Falso: Depende de la cantidad de gas que haya en cada uno de ellos.
- Falso: El gas puede dilatarse y conserva la presión que ejerce.
- Falso: Para que se duplique la presión ha de duplicarse la temperatura en kelvin.
- Verdadero. La teoría cinética relaciona la temperatura con la energía cinética media de las moléculas.

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 5** Estamos en una habitación a 20 °C y presión de 1 atm. Cuando terminamos nuestra botella de 0,5 litros de refresco, ponemos el tapón y la cerramos. La calentamos hasta 50 °C y la abrimos. Calcula la cantidad de moléculas que saldrán de la botella.

SOLUCIÓN

Cuando se calienta la botella saldrá aire hasta que se iguale la presión en el exterior y en el interior de la botella. La ecuación de estado de los gases perfectos:

$$PV = nRT$$

asegura que a 20 °C de temperatura y una atmósfera en el interior de la botella de 0,5 litros hay [R = 0,082 atm · L/(mol K)]:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,5}{0,082 \cdot (273 + 20)} = 0,021 \text{ mol}$$

Sin embargo, a 50 °C de temperatura, presión de 1 atmósfera y volumen de 0,5 litros, habrá:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,5}{0,082 \cdot (273 + 20)} = 0,019 \text{ mol}$$

De la botella habrán salido 0,002 mol, es decir, $1,25 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- 6** En un recipiente de litro introducimos 5 g de CO₂ y 5 g de CO a una temperatura de 20 °C. Calcula:

- a) La presión en el interior del recipiente.
b) Si en el mismo recipiente se introduce solo dióxido de carbono en condiciones normales, ¿cuántos gramos de gas habrá dentro?

SOLUCIÓN

- a) Las presiones son aditivas, así que podemos calcular la presión que cada gas ejerce en el interior del recipiente y sumarmas; o bien, podemos calcular el número de moles total de los dos gases y aplicar la ecuación de estado de los gases perfectos.

Como la masa molecular del dióxido de carbono es 44 u, en 5 gramos hay 0,114 moles, que en un volumen de un litro y a 20 °C ejercen una presión igual a:

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{0,114 \cdot 0,082 \cdot 293}{1} = 2,73 \text{ atm}$$

Por otro lado, la masa molecular del monóxido de carbono es 28 u, así que en 5 g de monóxido de carbono hay 0,179 mol de gas, que a 20 °C y en un litro ejercen una presión:

$$P_{\text{CO}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0,179 \cdot 0,082 \cdot 293}{1} = 4,30 \text{ atm}$$

La presión en el interior del recipiente es la suma de las ejercidas por los dos gases:

$$P = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}} = 2,73 \text{ atm} + 4,30 \text{ atm} = 7,03 \text{ atm}$$

- b) Las condiciones normales de presión y temperatura son 1 atm y 273 K. En esas condiciones el número de moles de un gas perfecto que hay en un litro es:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1}{0,082 \cdot 273} = 0,045 \text{ atm}$$

Si el gas es dióxido de carbono, de masa molecular 44 u, la masa de gas que corresponde a los 0,045 mol es:

$$0,045 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 1,98 \text{ g}$$

En la botella hay 1,98 g de dióxido de carbono en condiciones normales de presión y temperatura.

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 7 Hemos introducido helio en un recipiente a 20 °C y la presión que ejerce resulta ser de 1,5 atm. Calcula la densidad del gas en el recipiente.**

SOLUCIÓN

La ecuación de estado de los gases perfectos permite calcular, conocida la presión y la temperatura, el número de moles por litro de helio que hay en el recipiente:

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT} = \frac{1,5}{0,082 \cdot 293} = 0,062 \text{ mol/L}$$

Como la masa atómica del helio es 4 unidades de masa atómica, cada mol del gas tiene 4 g y, por tanto:

$$d = 4 \text{ g/mol} \cdot 0,062 \text{ mol/l} = 0,25 \text{ g/l}$$

2. EJERCICIO RESUELTO

En un envase de 3 litros hay encerrados 19,51 g de un gas. La presión en el interior del envase es 2,5 atm y la temperatura, 27 °C.

- a) ¿Cuál es la masa molecular del gas?**
b) ¿Cuánto ocuparía dicho gas en condiciones normales?

SOLUCIÓN

- a) La ecuación de estado de los gases perfectos nos permite calcular el número de moles que tiene que haber en 3 litros para que la presión sea 2,5 atmósferas y la temperatura 300 K:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,5 \cdot 3}{0,082 \cdot 300} = 0,305 \text{ mol}$$

Los 0,305 mol corresponden a 19,51, luego los gramos de un mol de ese gas son:

$$\frac{19,51}{0,305} = 64 \text{ g/mol}$$

La masa molecular del gas es 64 u; podría ser SO₂.

- b) En condiciones normales, $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 273 \text{ K}$, 0,305 moles de un gas ideal ocupa un volumen igual a:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,305 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 6,831$$

- 8 En una botella hay 0,5 gramos de oxígeno, 0,5 gramos de hidrógeno y 0,5 gramos de nitrógeno, en condiciones normales.**

- a) ¿Cuál es el volumen de la botella?**
b) ¿A qué temperatura hay que llevar el gas para que la presión aumente un 20 %?
c) Una vez aumentada la presión en un 20 %, ¿cuánto gas habría que sacar para volver a tener presión de 1 atm?
d) Si después de proceder como indica el apartado anterior, volvemos a la temperatura inicial, ¿cuál será ahora la presión?

SOLUCIÓN

- a) Los tres gases del enunciado son diatómicos y sus masas moleculares son el doble de sus masas atómicas: la masa molecular del oxígeno es 32 u, la masa molecular del hidrógeno es 2 u y la del nitrógeno son 28 u. Por tanto, 0,5 gramos de oxígeno son:

$$\frac{0,5 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,016 \text{ mol de oxígeno}$$

continúa →

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

0,5 gramos de hidrógeno son:

$$\frac{0,5 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de hidrógeno}$$

Y 0,5 gramos de nitrógeno son:

$$\frac{0,5 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,018 \text{ mol de nitrógeno}$$

La suma total de moles es 0,285 mol que ocupan un volumen en condiciones normales de

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,284 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 6,361 \text{ L}$$

El recipiente que los contiene ha de tener ese volumen.

- b) Dentro de la botella se aumenta la temperatura para conseguir que la presión sea de 1,2 atm.

La ecuación de estado de los gases perfectos permite calcular esa temperatura:

$$PV = nRT \rightarrow 1,2 \cdot 6,36 = 0,284 \cdot 0,082 \cdot T$$

La temperatura ha de subir hasta 327,7 K, o bien, 54,7 °C.

- c) Si ahora se abre la botella para reducir la cantidad de gas y volver a la presión de 1 atm manteniendo la temperatura, se tiene que el número de moles dentro de ella ha de ser:

$$PV = nRT \rightarrow 1 \cdot 6,36 = n \cdot 0,082 \cdot 327,7 \rightarrow n = 0,237 \text{ mol}$$

- d) Por último, se desea volver a la temperatura inicial. La ecuación de estado de los gases perfectos asegura que:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,237 \cdot 0,082 \cdot 273}{6,36} = 0,83 \text{ atm}$$

Por supuesto, como en el interior de la botella hay ahora menos gas, la presión $P = 0,83 \text{ atm}$ que recupera el volumen y la temperatura inicial es menor que la presión de partida.

- 9 Hemos recogido una muestra gas y los porcentajes en masa que contiene son los siguientes: nitrógeno 50 %, oxígeno 30 % y vapor de agua 20 %. Si suponemos que la presión total es de 1 atm, calcula las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases componentes.**

SOLUCIÓN

La presión parcial que ejerce cada uno de los gases depende del porcentaje en número de moles que cada uno tenga en la muestra.

Si en 100 g de gas, 50 g son de nitrógeno, en esa cantidad hay:

$$\frac{50 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 1,78 \text{ mol de nitrógeno}$$

Si 30 g son de oxígeno, hay:

$$\frac{30 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,94 \text{ mol de oxígeno}$$

Y si 20 g son de vapor de agua:

$$\frac{20 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 1,11 \text{ mol de vapor de agua}$$

continúa →

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

En 100 g hay 3,83 mol, de los cuales 1,78 mol son de nitrógeno, 0,94 mol son de oxígeno y el resto de vapor de agua. Sus fracciones molares son:

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{H_2O}} = \frac{1,78}{3,83} = 0,46$$

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{H_2O}} = \frac{0,94}{3,83} = 0,25$$

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{H_2O}} = \frac{1,11}{3,83} = 0,29$$

En esta muestra de gas las presiones parciales de cada componente van en la misma proporción:

$$P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P = 0,46 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P = 0,25 \text{ atm}$$

$$P_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot P = 0,29 \text{ atm}$$

3. EJERCICIO RESUELTO

En una botella de 2 litros tenemos 3 g de butano (C_4H_{10}) a 20 °C. Si queremos aumentar la presión hasta 1 atm introduciendo propano (C_3H_8) en la botella:

a) ¿Qué cantidad de propano debemos introducir?

b) ¿Cuáles serán las fracciones molares de cada uno de los gases?

c) ¿Cuáles serán las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases?

SOLUCIÓN

a) La ecuación de estado de los gases perfectos establece que la presión que ejercen los:

$$\frac{3 \text{ g}}{(4 \cdot 12 + 10 \cdot 1) \text{ g/mol}} = 0,052 \text{ moles de butano}$$

en un volumen de 2 litros a 293 K de temperatura es:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,052 \cdot 0,082 \cdot 293}{2} = 0,62 \text{ atm}$$

Si queremos aumentar la presión 0,38 atm más con gas propano, hay que introducir:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,38 \cdot 2}{0,082 \cdot 293} = 0,032 \text{ mol de propano}$$

Como la masa molecular del propano es 44 u, en la botella hay que introducir:

$$0,032 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 1,41 \text{ g de propano}$$

b) Las fracciones molares de cada gas son:

$$X_{C_4H_{10}} = \frac{n_{C_4H_{10}}}{n_{C_4H_{10}} + n_{C_3H_8}} = \frac{0,052}{0,052 + 0,032} = 0,62$$

$$X_{C_3H_8} = \frac{n_{C_3H_8}}{n_{C_4H_{10}} + n_{C_3H_8}} = \frac{0,032}{0,052 + 0,032} = 0,38$$

Y son proporcionales a las presiones parciales que ejerce cada gas.

c) Las fracciones parciales se leen del enunciado y del apartado a)

$$P_{C_4H_{10}} = 0,62 \text{ atm}$$

$$P_{C_3H_8} = 0,38 \text{ atm}$$

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 10** En un recipiente de 5 litros se encierran 0,14 moles de un gas A, 0,1 mol de un gas B y 0,04 moles de un gas C. Si sus presiones parciales son respectivamente 0,7 atmósferas, 0,5 atmósferas y 0,2 atmósferas, calcula:
- La temperatura a la que se encuentra la mezcla.
 - Las presiones parciales ejercidas por los gases B y C cuando se extrae el gas A del recipiente.
 - Las fracciones molares de los gases B y C después de extraer el gas A.

SOLUCIÓN

- a) La fracción molar de cada gas en la mezcla es proporcional a sus presiones parciales, así que los tres gases se introdujeron a la misma temperatura, que es la temperatura de la mezcla. El volumen de la mezcla es 5 litros, y el número de moles:

$$n = n_A + n_B + n_C = 0,14 + 0,1 + 0,04 = 0,28 \text{ mol}$$

Y la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de sus componentes,

$$P = P_A + P_B + P_C = 0,7 + 0,5 + 0,2 = 1,4 \text{ atm}$$

La ecuación de Estado de los Gases Perfectos permite calcular la temperatura de la mezcla

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1,4 \cdot 5}{0,28 \cdot 0,082} = 305 \text{ K}$$

- b) La presión parcial que ejerce cada gas depende solo de la cantidad de dicho gas que haya, su volumen y su temperatura; y no de otros componentes gaseosos aunque compartan volumen con él. Por tanto:

$$P_A = 0,7 \text{ atm}; P_B = 0,5 \text{ atm}$$

- c) Una vez extraído el gas A, el número de moles de cada gas sigue siendo:

$$n_B = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_C = 0,04 \text{ mol}$$

Las fracciones molares de cada gas son, por tanto:

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_C} = \frac{0,1}{0,1 + 0,04} = 0,71$$

$$X_C = \frac{n_C}{n_B + n_C} = \frac{0,04}{0,1 + 0,04} = 0,29$$

- 11** La presión ejercida por una mezcla de gas cloro y gas yodo es de 0,9 atm. Si duplicamos la cantidad de cloro presente en la mezcla, la presión pasa a ser de 1,2 atm.

- Calcula en qué proporción se encontraban las moléculas de cloro y yodo en la mezcla inicial.
- Calcula la presión que ejerce la mezcla si después de duplicar el cloro se triplica la cantidad de yodo presente en ella.

SOLUCIÓN

- a) Si se duplica el gas cloro y la presión aumenta 0,3 atm, es porque la presión parcial inicial del cloro era 0,3 atm también (en iguales condiciones de volumen y temperatura duplicar en cantidad, moles, un gas significa duplicar en presión parcial). Por tanto, inicialmente el gas cloro ejercía una presión parcial de 0,3 atm y el gas yodo, de 0,6 atm. La proporción en las presiones parciales se mantiene en el número de moles, y las fracciones molares son:

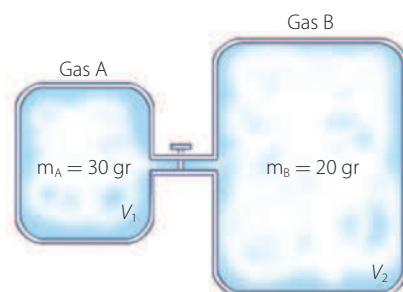
$$X_{Cl_2} = 0,33 \quad X_{I_2} = 0,67$$

- b) Las presiones parciales iniciales del gas cloro y el gas yodo eran 0,3 y 0,6 atm. Después de duplicar el cloro y triplicar el yodo la presiones parciales de cada gas son el doble para el cloro, 0,6 atm, y el triple para el yodo, 1,8 atm. La mezcla tendrá una presión total suma de las presiones parciales de cada gas:

$$P = P_{Cl_2} + P_{I_2} = 0,6 + 1,8 = 2,4 \text{ atm.}$$

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 12** Dos recipientes de 0,5 y 1 litro, respectivamente, están comunicados mediante una válvula que puede abrirse y cerrarse a voluntad. Inicialmente tenemos la válvula cerrada. En el recipiente de 0,5 litros hay 30 gramos de un gas de masa molecular 30 u. En el otro hay 20 gramos de otro gas de masa molecular 40 u también. Todo el sistema está a la temperatura de 10 °C. Si se abre la válvula que permite el paso de gas de un recipiente a otro:



- Calcula las presiones iniciales en el interior de cada recipiente antes de abrir la válvula.
- Calcula la presión final después de abrir la válvula.
- Calcula las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases.

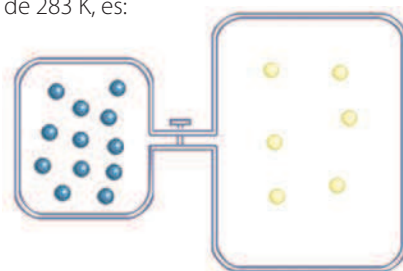
SOLUCIÓN

- a) La ecuación de estado de los gases perfecto afirma que la presión en el primer recipiente, de volumen 0,5 litros, en el que hay 1 mol de un gas A, a una temperatura de 283 K, es:

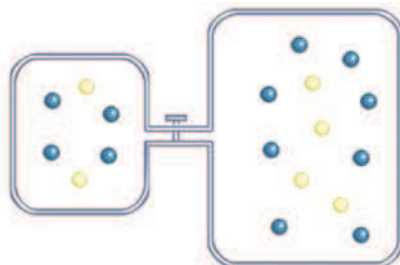
$$P_A = \frac{n_A RT}{V_1} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 283}{0,5} = 46,4 \text{ atm}$$

La presión en el segundo recipiente de 1 litro, en el que hay 0,5 moles de gas B a la temperatura de 283 K es:

$$P_B = \frac{n_B RT}{V_2} = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 283}{1} = 11,6 \text{ atm}$$



- b) Los gases se mezclan.



La ecuación de estado de los gases perfecto permite calcular la presión de la mezcla de 1,5 moles, que ocupa los dos recipientes, 1,5 litros, a la temperatura de 283 K:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot 283}{1,5} = 23,2 \text{ atm}$$

- c) Después de mezclarse el mol de gas A ocupa el volumen de los dos recipientes, litro y medio, a la misma temperatura.

Su presión parcial es, por tanto:

$$P'_A = \frac{n_A RT}{V} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 283}{1,5} = 15,5 \text{ atm}$$

El gas B, después de mezclarse mantiene también el número de moles y la temperatura; sin embargo, ocupa también 1,5 litros.

Su presión parcial es:

$$P'_B = \frac{n_B RT}{V} = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 283}{1,5} = 7,7 \text{ atm}$$

Efectivamente, la presión de la mezcla en los dos recipientes es la suma de las presiones parciales de cada gas.