

## Los gases

- Cierta gas ocupa un volumen de  $320 \text{ cm}^3$  a  $1028 \text{ mbar}$  ¿Qué volumen ocupa a  $1,7 \text{ atm}$ ?
- Una muestra de  $\text{N}_2\text{H}_4$  líquido se descompone dando  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2$  gaseosos. Los dos gases se separan y el nitrógeno ocupa  $13,7 \text{ ml}$  a temperatura y presión ambientales. Determinar el volumen de  $\text{H}_2$  en las mismas condiciones
- Qué volumen ocupa un mol de una sustancia gaseosa
  - En condiciones normales
  - A  $10 \text{ atm}$  de presión y  $25^\circ\text{C}$
- Un matraz, cuyo volumen es de  $10 \text{ L}$ , contiene hidrógeno molecular en condiciones normales
  - ¿Cuántos moles de hidrógeno hay?
  - ¿Cuántos gramos?
- Un matraz contiene  $7,15 \text{ g}$  de oxígeno molecular en condiciones normales ¿Cuál es el volumen del matraz?
- Un matraz de  $5 \text{ litros}$ , al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de hidrógeno gaseoso. Si la temperatura es de  $25^\circ\text{C}$  y la presión de  $680 \text{ mm Hg}$ :
  - ¿Cuántas moléculas de  $\text{H}_2$  contiene el matraz?
  - ¿cuál es la densidad del  $\text{H}_2$  en estas condiciones?
- Una cierta cantidad de un gas ocupa un volumen de  $120 \text{ L}$  cuando se almacena a la presión de  $700 \text{ mm Hg}$  y temperatura de  $20^\circ\text{C}$ . ¿A qué presión el volumen será de  $30 \text{ L}$ , manteniendo esa temperatura?
- Se calienta un gas a presión constante hasta que su volumen se dobla pasando de  $150 \text{ ml}$  a  $300 \text{ ml}$ . Si la temperatura inicial era de  $20^\circ\text{C}$  ¿Cuál será la temperatura final?
- Una cantidad de oxígeno molecular ocupa un volumen de  $825 \text{ ml}$  a  $27^\circ\text{C}$  y  $705 \text{ mm Hg}$  ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de oxígeno en condiciones normales de presión y temperatura? ¿Qué cantidad en moles de oxígeno tenemos?
- Medimos la presión del aire de un neumático de coche a  $20^\circ\text{C}$  y obtenemos  $1.2 \text{ kgf/cm}^2$ . Al circular, las ruedas se calientan y la temperatura sube hasta  $45^\circ\text{C}$ . Calcula la presión que tendrán ahora suponiendo que el volumen de la rueda no varía  
(Resultado:  $p=1.30 \text{ kgf/cm}^2$ )
- Tenemos una botella de vidrio que hemos cerrado herméticamente en lo alto de una montaña a  $620 \text{ mmHg}$  y  $5^\circ\text{C}$ . ¿Qué diferencia de presión tendrá si bajamos al nivel del mar ( $p = 760 \text{ mmHg}$ ) y se calienta hasta del  $30^\circ\text{C}$ ?  
(Resultado:  $\Delta p=85 \text{ mmHg}$ )
- Un globo aerostático meteorológico con helio tiene un volumen de  $3 \text{ m}^3$  a  $27^\circ\text{C}$  y  $760 \text{ mmHg}$  de presión. Si asciende en la atmósfera hasta un punto en que hay una presión de  $0,26 \text{ atm}$  y  $-40^\circ\text{C}$ , ¿qué volumen alcanzará?  
(Resultado:  $V= 8,96 \text{ m}^3$ )
- Una bombona de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) grande contiene  $12 \text{ kg}$  de gas. Calcula el volumen de este gas a  $1 \text{ atm}$  y  $25^\circ\text{C}$ .  
(Resultado:  $V= 5055,8 \text{ litros}$ )
- Tenemos tres recipientes que contienen  $1 \text{ litro}$  de metano,  $2 \text{ litros}$  de nitrógeno y  $15 \text{ litros}$  de oxígeno respectivamente, todos en estado gaseoso. Responde razonadamente:
  - ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
  - ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
  - ¿Cuál tiene mayor densidad?
- En un recipiente de  $25 \text{ litros}$  introducimos  $3,0$  moles de amoníaco gaseoso ( $\text{NH}_3$ ) y  $4,5$  moles de nitrógeno gaseoso ( $\text{N}_2$ ). Calcula la presión parcial de cada uno y la presión total en condiciones normales.  
(Resultado:  $p_{\text{NH}_3}=2,69 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{N}_2}=4,03 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{total}}: 6,72 \text{ atm}$ )
- El aire está formado aproximadamente por un  $21\%$  de  $\text{O}_2$  y un  $79\%$   $\text{N}_2$  en volumen. Por tanto, las fracciones molares de oxígeno y nitrógeno en el aire son  $X_{\text{oxígeno}}=0.21$  y  $X_{\text{nitrógeno}}=0.79$ . Calcula las presiones parciales de ambos en condiciones normales.  
Resultado:  $p_{\text{oxígeno}}: 0.21 \text{ atm}$   $p_{\text{nitrógeno}}: 0.79 \text{ atm}$

17. Estamos en una habitación a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  y presión de 1 atm. Cuando terminamos nuestra botella de 0,5 litros de refresco, ponemos el tapón y la cerramos. La calentamos hasta  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  y la abrimos. Calcula la cantidad de moléculas que saldrán de la botella.

$$1,21 \times 10^{21} \text{ moléculas}$$

18. En un recipiente de litro introducimos 5 g de  $\text{CO}_2$  y 5 g de CO a una temperatura de  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Calcula:

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

19. 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,  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

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

20. Hemos introducido helio en un recipiente a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  y la presión que ejerce resulta ser de 1,5 atm. Calcula la densidad del gas en el recipiente.

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

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

22. 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.

23. En una botella de 2 litros tenemos 3 g de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Si queremos aumentar

la presión hasta 1 atm introduciendo propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) en la botella:

- ¿Qué cantidad de propano debemos introducir?
- ¿Cuáles serán las fracciones molares de cada uno de los gases?
- ¿Cuáles serán las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases?

24. 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:

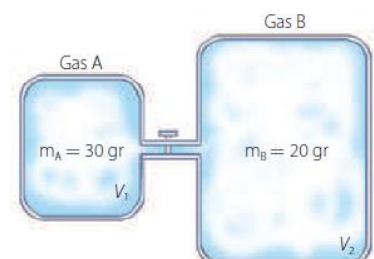
- La temperatura a la que se encuentra la mezcla.
- Las presiones parciales ejercidas por los gases B y C cuando se extrae el gas A del recipiente.
- Las fracciones molares de los gases B y C después de extraer el gas A.

25. 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.

26. 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  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ . 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.



## Soluciones

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

1. Como no indican otra cosa, suponemos la temperatura constante y aplicamos la Ley de Boyle

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Pasar a las mismas unidades

$$P_1 = \frac{1028 \text{ mbar}}{1013 \text{ mbar}} \cdot 1 \text{ atm} = 1,01 \text{ atm}$$

$$V_1 = 320 \text{ cm}^3$$

$$P_2 = 1,7 \text{ atm}$$

$$1,01 \cdot 320 = 1,7 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = 190,11 \text{ cm}^3$$

2. El  $\text{N}_2\text{H}_4$  tiene el doble de partículas de H que de H, por lo cual el volumen será el doble, 27,4 ml
3. a) un mol de una sustancia gaseosa en condiciones normales ocupa 22,4 litros

$$\text{b) } \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}, \quad V_1 = 22,4 \text{ L}, \quad T_1 = 273 \text{ K}$$

$$P_2 = 10 \text{ atm}, \quad T_2 = (273 + 25)^\circ \text{K} = 298 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{1 \cdot 22,4 \cdot 298}{273 \cdot 10} = 2,44 \text{ L}$$

4. a) En condiciones normales un mol ocupa 22,4 L, en el matraz de 10 L, habrá  $\frac{10}{22,4} = 0,45$  moles de hidrógeno molecular, o bien

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10}{0,082 \cdot 273} = 0,45 \text{ moles}$$

- b) Cada mol de  $\text{H}_2$  son 2 gramos mol, así que tendremos  $0,45 \cdot 2 = 0,9$  gramos

5. 7,15 g de oxígeno molecular son  $\frac{7,15}{16} = 0,45$  moles

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,45 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 10,07 \text{ litros}$$

$$\text{O bien: } 0,45 \text{ moles} \cdot 22,4 \text{ litros/mol} = 10,08 \text{ litros}$$

6.  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P = \frac{680}{670} = 1,01 \text{ atm} \quad T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,01 \cdot 5}{0,082 \cdot 298} = 0,21 \text{ moles}$$

- a) moléculas de  $\text{H}_2 = 0,21 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,26 \cdot 10^{23}$

$$\text{b) } d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{0,21 \text{ moles} \cdot 2 \text{ g/mol}}{5 \text{ l}} = 0,084 \text{ g/L}$$

7.  $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

$$P_1 = \frac{700 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 1 \text{ atm} = 0,92 \text{ atm}$$

$$V_1 = 120 \text{ L}$$

$$V_2 = 30 \text{ L}$$

$$P_2 = 1,7 \text{ atm}$$

$$0,92 \cdot 120 = P_2 \cdot 30 \Rightarrow P_2 = 3,68 \text{ atm}$$

También podemos calcular sin cambiar unidades

$$700 \cdot 120 = P_2 \cdot 30 \Rightarrow P_2 = 2800 \text{ mmHg}$$

8. A presión constante  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1 \cdot V_2}{V_1} = 586 \text{ K}$

$$9. \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$P_1 = 705 \text{ mmHg}, \quad V_1 = 0,825 \text{ L}, \quad T_1 = 300 \text{ K}$$

$$P_2 = 760 \text{ mmHg}, \quad T_2 = 273 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{273 \cdot 705 \cdot 0,825}{300 \cdot 760} = 0,696 \text{ L}$$

Cantidad en moles de oxígeno

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,696}{0,082 \cdot 273} = 0,031 \text{ moles}$$

O bien:  $0,696 \text{ litros} / 22,4 \text{ mol/litros} = 0,031 \text{ mol}$

$$10. \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{1,2 \cdot 318}{293} = 1,30 \text{ kgf/cm}^2$$

11. Aplicando las leyes de gases ideales

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Siendo  $V_1 = V_2$ , por tanto  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

$$P_1 = 620 \text{ mmHg}, \quad T_1 = 273 + 5 = 278 \text{ K}$$

$$P_2 = ? \quad T_2 = (273 + 30)^\circ \text{K} = 303 \text{ K}$$

$$P_2 = \frac{620 \cdot 303}{278} = 675 \text{ mmHg}$$

La diferencia de presión es  $760 - 675 = 85 \text{ mmHg}$

12.  $P_1 = 1 \text{ atm}, \quad V_1 = 3 \text{ m}^3, \quad T_1 = (273 + 27) = 300 \text{ K}$   
 $P_2 = 0,26 \text{ atm}, \quad T_2 = (273 - 40) \text{ K} = 233 \text{ K}$

$$V_2 = \frac{1 \cdot 3 \cdot 233}{300 \cdot 0,26} = 8,96 \text{ m}^3$$

13.  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P = 1 \text{ atm} \quad T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$   
 N° moles  $1 \text{ mol} = 12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{12000 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 206,9 \text{ moles}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{206,9 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 5055,8 \text{ litros}$$

14. 1 mol de gas ideal ocupa 22,4 litros y tiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas

a) En mayor volumen habrá mayor nº de moles y por tanto, moléculas

b) El oxígeno

c) El oxígeno

Calcular el nº de moles, la masa y la densidad

15. Ley de Dalton de las presiones parciales

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3 \cdot 0,082 \cdot 273}{25} = 2,69 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4,5 \cdot 0,082 \cdot 273}{25} = 4,03 \text{ atm}$$

$$P_T = 2,69 + 4,03 = 6,72 \text{ atm}$$

16. En un litro de aire, 0,79 litro de  $\text{N}_2$  y 0,21 litro de  $\text{O}_2$

$$n = \frac{0,21 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,009375 \text{ moles}$$

$$n = \frac{0,79 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,035268 \text{ moles}$$

$$n_T = 0,009375 + 0,035268 = 0,044643 \text{ moles}$$

$$P_{\text{oxigeno}} = \frac{0,009375}{0,044643} \cdot 1 = 0,21 \text{ atm}$$

$$P_{\text{nitrógeno}} = \frac{0,035268}{0,044643} \cdot 1 = 0,79 \text{ atm}$$

$$17. n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,5}{0,082 \cdot 293} = 0,021 \text{ moles}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,5}{0,082 \cdot 323} = 0,019 \text{ moles}$$

La diferencia es 0,002, es decir  $1,21 \cdot 10^{-2}$

18. Calculamos los moles de cada gas  
Moles de  $\text{CO}_2 = 5/44 = 0,114$  moles  
Moles de  $\text{CO} = 5/28 = 0,179$  moles

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,114 \cdot 0,082 \cdot 293}{1} = 2,74 \text{ atm}$$

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

$$P_T = 2,74 + 4,30 = 7,04 \text{ atm}$$

En condiciones normales habrá  $\frac{1 \text{ litro}}{22,4 \text{ litros/mol}} = 0,045$  moles

En gramos de  $\text{CO}_2$  son  $0,045 \text{ moles} \cdot \frac{44 \text{ g}}{\text{mol}} = 1,98 \text{ g}$

19. a) Calculamos el nº moles

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

$$\text{Masa molar} = \frac{19,51 \text{ g}}{0,3 \text{ moles}} = 65 \text{ g/mol}$$

- b) En condiciones normales

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,3 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 6,72 \text{ litros}$$

O bien  $0,3 \text{ moles} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 6,72 \text{ litros}$

20. La densidad es  $d = \frac{m}{V}$

Calculamos la masa de 1 mol de  $\text{He} = 2 \text{ g/mol}$

Calculamos el volumen de 1 mol en esas condiciones

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ K} \quad P = 1,5 \text{ atm}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 293}{1,5} = 16,02 \text{ litros}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{2}{16} = 0,125 \text{ g/L}$$

21. 0,5 g  $\text{O}_2$ , 0,5 g  $\text{H}_2$  y 0,5 g  $\text{N}_2$ , en condiciones normales  
Calcular nº moles que corresponden a estas cantidades:

$$\text{moles } \text{O}_2 = \frac{0,5 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,016 \text{ moles}$$

$$\text{moles } \text{H}_2 = \frac{0,5 \text{ g}}{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,25 \text{ moles}$$

$$\text{moles } \text{N}_2 = \frac{0,5 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,018 \text{ moles}$$

Número total de moles = 0,284

- a) volumen de la botella

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,284 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 6,36 \text{ litros}$$

- b) Aumentar la presión un 20%  $P = 1,2 \text{ atm}$

El Volumen es cte  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{273 \cdot 1,2}{1} = 327,6 \text{ K} \approx 55^\circ \text{C}$

- c) Ahora calculamos nº moles en esas nuevas condiciones

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 6,36}{0,082 \cdot 327,6} = 0,236 \text{ moles}$$

$$d) P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,237 \cdot 0,082 \cdot 273}{6,36} = 0,83 \text{ atm}$$

22. La presión parcial de cada uno de los gases depende del porcentaje en número de moles que cada uno tenga en la muestra. En 100 g de gas:

$$50 \text{ g de } \text{N}_2: \frac{50 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 1,78 \text{ moles}$$

$$30 \text{ g de } \text{O}_2: \frac{30 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,94 \text{ moles}$$

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

En total son 3,83 moles

Las presiones parciales serán  $p_i = \left(\frac{n_i}{n_T}\right) \cdot p_T$

$$p_{\text{nitrógeno}} = \left(\frac{1,78}{3,83}\right) \cdot 1 = 0,46 \text{ atm}$$

$$p_{\text{nitrógeno}} = \left(\frac{0,94}{3,83}\right) \cdot 1 = 0,25 \text{ atm}$$

$$p_{\text{nitrógeno}} = \left(\frac{1,11}{3,83}\right) \cdot 1 = 0,29 \text{ atm}$$

23. Moles de butano que tenemos:  $\frac{3 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 0,052$  moles

Estos moles ejercen una presión de

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

- a) Para aumentar la presión 0,38 atm más con gas propano  $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,38 \cdot 2}{0,082 \cdot 293} = 0,032$  moles

Que son  $0,032 \text{ moles} \cdot \frac{44 \text{ g}}{\text{mol}} = 1,41 \text{ g}$  de propano

- b) fracciones molares de cada gas

$$n_T = 0,052 + 0,032 = 0,084 \text{ moles}$$

$$X_{\text{butano}} = \frac{0,052}{0,084} = 0,62$$

$$X_{\text{propano}} = \frac{0,032}{0,084} = 0,38$$

- c) las presiones parciales corresponden con estas fracciones 0,62 atm y 0,38 atm

24. 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 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

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

Calcular la temperatura de la mezcla

$$T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R} = \frac{1,4 \cdot 5}{0,28 \cdot 0,082} = 305 \text{ K}$$

- b) Las presiones parciales no varían aunque extraigamos un gas

- c) El número de moles total es ahora  $0,1 + 0,04 = 0,14 \text{ mol}$

Las fracciones molares

$$X_B = \frac{0,1}{0,14} = 0,71 \quad X_C = \frac{0,04}{0,14} = 0,29$$

25. a) Si se duplica el cloro y la presión aumenta 0,3 atm, es porque la presión parcial inicial del cloro era 0,3 atm (en iguales condiciones de V y T duplicar en cantidad de moles un gas significa duplicar su presión parcial). Por tanto, inicialmente el gas yodo ejercía una presión parcial de 0,6 atm. La proporción en las presiones parciales se mantiene en el número de moles, y las fracciones molares son 0,33 y 0,67 respectivamente
- b)  $P = P_{\text{Cl}} + P_{\text{I}} = 0,6 + 1,8 = 2,4 \text{ atm}$

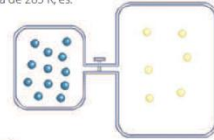
- 26.

- 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:

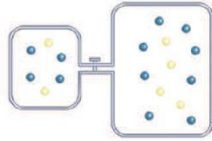
$$P_A = \frac{n_A RT}{V_A} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 283}{0,5} = 46,4 \text{ atm}$$

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:

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



- 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.