

## CUESTIONES ( 209 )

1 Un recipiente de 10 litros contiene aire a 27 °C y 1 atm. Calcula la presión parcial de cada gas si suponemos que el aire tiene la siguiente composición: 78% N<sub>2</sub>; 21 % O<sub>2</sub>; 1 % Ar.



✿ Supongo que la composición se da en volumen y hallo qué volumen ocupa cada componente en la mezcla :

$$V(\text{N}_2) = 0'78 \cdot 10 = 7'8 \text{ l}, V(\text{O}_2) = 0'21 \cdot 10 = 2'1 \text{ l}, V(\text{Ar}) = 0'01 \cdot 10 = 0'1 \text{ l}$$

✿ Después hallamos el n° de moles que hay de cada componente aplicando la ley de los gases perfectos :

$$n_{\text{N}_2} = \frac{PV_{\text{N}_2}}{RT} = \frac{1\text{atm} \cdot 7'8 \text{ l}}{0'082 \frac{\text{atm l}}{\text{°Kmol}} (27 + 273)\text{°K}} = 0'317 \text{ moles de N}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{PV_{\text{O}_2}}{RT} = \frac{1\text{atm} \cdot 2'1 \text{ l}}{0'082 \frac{\text{atm l}}{\text{°Kmol}} (27 + 273)\text{°K}} = 0'085 \text{ moles de O}_2$$

$$n_{\text{Ar}} = \frac{PV_{\text{Ar}}}{RT} = \frac{1\text{atm} \cdot 0'1 \text{ l}}{0'082 \frac{\text{atm l}}{\text{°Kmol}} (27 + 273)\text{°K}} = 0'0041 \text{ moles de Ar}$$

✿ Ahora hallamos las fracciones molares :

$$n_{\text{T}} = n(\text{N}_2) + n(\text{O}_2) + n(\text{Ar}) = 0'317 + 0'085 + 0'0041 = 0'4061 \text{ moles totales.}$$

$$X(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) / n_{\text{T}} = 0'317/0'4061 = 0'78$$

$$X(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) / n_{\text{T}} = 0'085/0'4061 = 0'21$$

$$X(\text{Ar}) = n(\text{Ar}) / n_{\text{T}} = 0'0041/0'4061 = 0'01$$

✿ Por último, hallamos las presiones parciales :

$$p(\text{N}_2) = x(\text{N}_2) \cdot P = 0'78 \cdot 1 = \mathbf{0'78 \text{ atm}}$$

$$p(\text{O}_2) = x(\text{O}_2) \cdot P = 0'21 \cdot 1 = \mathbf{0'21 \text{ atm}}$$

$$p(\text{Ar}) = x(\text{Ar}) \cdot P = 0'01 \cdot 1 = \mathbf{0'01 \text{ atm}}$$



2 Dos recipientes iguales, que se encuentran a la misma temperatura, contienen oxígeno y nitrógeno, respectivamente.

(a) ¿Qué relación existe entre sus presiones?

(b) ¿Cuál de los dos recipientes contiene más moléculas?



(a) Como según la ley de los gases perfectos  $p = \frac{nRT}{V}$ , al ser recipientes iguales tiene el mismo volumen y como además están a la misma temperatura :

$$\frac{p_{O_2}}{p_{N_2}} = \frac{n_{O_2} RT/V}{n_{N_2} RT/V} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2}}$$

es decir la relación entre la presiones será la que exista entre el número de moles que haya de cada componente.

(b) El que esté sometido a mayor presión, es decir el que tenga mayor número de moles, ya que en cada mol de cualquier sustancia, según la ley de Avogadro, hay el mismo nº de moléculas.



### CUESTIONES ( 210 )

1 ¿Se podría haber explicado la conservación de la masa antes de conocer los gases y saber que tienen masa?



Sí, siempre que se hubiesen medido procesos cuyos reactivos y productos permanecieran en estado sólido o líquido, de manera que se hubieran podido medir las masa de reactivos y productos y llegar a la conclusión de que se conserva la masa del sistema.



2 ¿Cómo explicarías el aumento de masa que experimenta el hierro al calentarlo (sabemos que se oxida al reaccionar con el oxígeno) si desconocieses la existencia de los gases?



Difícilmente, pues si no conozco que existe el oxígeno no puedo explicar el aumento de peso que se da al reaccionar con él para formar los óxidos de hierro, que al contener oxígeno, lógicamente pesarán más que el hierro sólo.



③ Cuando un reactivo no se consume por completo en un proceso químico, se dice que está en exceso, y si se consume del todo, quedando otros reactivos sin consumir, se denomina reactivo limitante.

En la tabla se muestra la cantidad de reactivo que se utiliza en varias síntesis del cloruro de sodio, NaCl, a partir de cloro y sodio. Señala en cada caso la cantidad de producto que se obtiene e indica si alguno de los reactivos está en exceso o es un reactivo limitante.



Cl	Na	NaCl	Exc.	Limt.
7'1	4'6	11'7		
10'0	1'7	4'32	Cl	Na
5'7	6'0	9'39	Na	Cl
10'6	6'9	17'5		

Teniendo en cuenta que la primera síntesis es estequiométrica, la podemos usar para relacionar las cantidades de las siguientes y averiguar si existe reactivo limitante y la masa que se produce de sal:

$$\frac{7'1 \text{ de Cl}}{4'6 \text{ de Na}} = \frac{10'0 \text{ de Cl}}{x} \Rightarrow x = \frac{10'0 \times 4'6}{7'1} = 6'5 \text{ gr de Na se necesitarían}$$

como sólo se dispone de 1'7 gr de Na, el Cl está en exceso y el reactivo limitante el Na, hallemos las cantidades consumidas y producidas :

$$\frac{7'1 \text{ de Cl}}{4'6 \text{ de Na}} = \frac{x \text{ de Cl}}{1'7 \text{ de Na}} \Rightarrow x = \frac{7'1 \times 1'7}{4'6} = 2'62 \text{ gr de Cl , sobran } 7'1 - 2'62 = 4'48 \text{ gr de Cl y se producen:}$$

$$\frac{4'6 \text{ gr de Na}}{11'7 \text{ de NaCl}} = \frac{1'7 \text{ gr de Na}}{x} \Rightarrow x = \frac{11'7 \times 1'7}{4'6} = 4'32 \text{ gr de NaCl}$$

En la tercera síntesis no es necesario hacer ningún cálculo para darse cuenta de que, al haber menos Cl que Na este reactivo será el limitante, produciéndose :

$$\frac{7'1 \text{ gr de Cl}}{11'7 \text{ gr de NaCl}} = \frac{5'7 \text{ gr de Cl}}{x} \Rightarrow x = \frac{11'7 \times 5'7}{7'1} = 9'39 \text{ gr de Na Cl}$$

En la cuarta síntesis no se aprecia a simple vista, hagamos la proporción :

$$\frac{7'1 \text{ gr de Cl}}{4'6 \text{ gr Na}} = \frac{10'6 \text{ gr de Cl}}{x} \Rightarrow x = \frac{4'6 \times 10'6}{7'1} = 6'9 \text{ gr de Na , luego están en relación estequiométrica, no sobra ninguno. Se producen :}$$

$$10'6 \text{ gr de Cl} \times \frac{11'7 \text{ gr de NaCl}}{7'1 \text{ gr de Cl}} = 17'5 \text{ gr de NaCl}$$

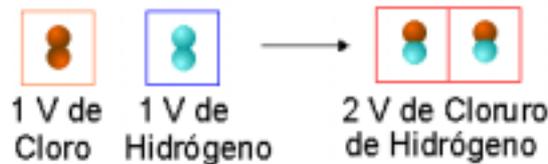


CUESTIONES ( 2 1 5 )

1 Para que se cumpla la ley de Avogadro, debemos considerar que las moléculas de los gases elementales son diatómicas. ¿Puedes explicarlo?



Sí, con un ejemplo: Se comprueba experimentalmente que 1 volumen de cloro reacciona con un volumen de hidrógeno para producir 2 volúmenes de Cloruro de Hidrógeno cuando deberían dar 1 volumen de Cloruro de hidrógeno, luego no hay más remedio que concluir que el Cloro y el Hidrógeno son moléculas diatómicas :



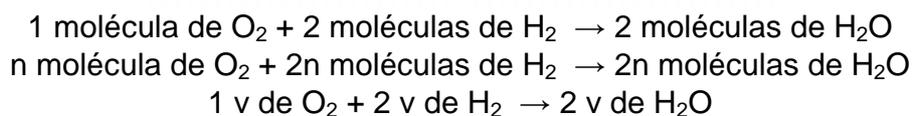
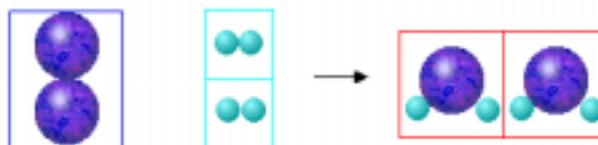
2 ¿A qué denomina Avogadro "gases elementales"?



A los gases que están formados por un único tipo de átomos, aunque van por parejas, como el Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, etc.



3 Justifica los volúmenes de combinación de la reacción de síntesis del agua.



- 4 ¿Qué volumen ocupan 9 g de agua, medidos a una atmósfera de presión y 300 K? ¿Por qué?



$$P \cdot V = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{m}{M} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{9}{18} \cdot 0'082 \cdot 300}{1} = 12'3 \text{ l}$$

Porque considerándolo un gas ideal podemos aplicar la ecuación de los gases perfectos y despejando el volumen se obtiene ese valor.



- 5 Calcula el volumen que ocupa el agua de la cuestión anterior si se encuentra a 400 K.



Si la temperatura varía y la presión se mantiene constante podemos aplicar una de las leyes de Guy-Lussac o, de nuevo, la de los gases perfectos :

$$P \cdot V = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{m}{M} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{9}{18} \cdot 0'082 \cdot 400}{1} = 16'4 \text{ l}$$



### CUESTIONES ( 217 )

- 1 Calcula la masa molecular relativa del monóxido de carbono y del dióxido de carbono.



☉ Monóxido de Carbono = CO ,  $M_r = 12'011 + 16 = 28'011$

☉ Dióxido de carbono = CO<sub>2</sub> ,  $M_r = 12'011 + 2 \cdot 16 = 12'011 + 32 = 44'011$ .



- 2 Calcula las moléculas gramo que hay en 2 kg de agua.



$M_r (\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1'00797 + 16 = 18'01594$ , luego la molécula gramo de agua = 18'01594 gr.

$$2\text{kg} \frac{1000\text{gr}}{1\text{kg}} \frac{1\text{molécula - gramo}}{18'01594\text{ gr}} = 111'013 \text{ moléculas - gramo de H}_2\text{O}$$



3 Calcula los átomos-gramo de hidrógeno atómico y de oxígeno atómico que tenemos en esos dos kilogramos de agua.



Partiendo del cálculo del problema anterior :

$$111'013 \text{ moléculas - gramo de H}_2\text{O} \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}} = 222'026 \text{ átomos - gramo de H}$$

$$111'013 \text{ moléculas - gramo de H}_2\text{O} \frac{1 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}} = 111'013 \text{ átomos - gramo de O}$$



4 Si las moléculas de hidrógeno y de oxígeno son H<sub>2</sub> y O<sub>2</sub>, respectivamente, calcula las moléculas-gramo de hidrógeno y de oxígeno molecular que hay en un kilogramo de agua.



Como en el problema anterior partimos de 2 kg de H<sub>2</sub>O y ahora tenemos 1 kg, habrá la mitad de hidrógeno y oxígeno. Como en cada molécula de H<sub>2</sub> hay dos átomos de H, las moléculas-gramo de H<sub>2</sub> serán la mitad del número de átomos-gramo es decir 222'026/4 = 55'507 moléculas-gramo de H<sub>2</sub> y de O<sub>2</sub> habrá 111'013/4 = 27'753 moléculas-gramo de O<sub>2</sub>.



CUESTIONES (  219 )

1 Señala en cuál de las siguientes muestras hay mayor cantidad de moléculas de agua:

- (a) 36 g de agua.
- (b) 2 moléculas-gramo de agua.
- (c) 12,044 · 10<sup>23</sup> moléculas de agua.



a  $36\text{gr} \frac{1\text{mol}}{18'01594\text{ gr}} \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1\text{mol}} = 1'2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$

b Las mismas ( aproximadamente pues 36 gr son 2 moléculas gramo )

c La misma cantidad pues  $12,044 \cdot 10^{23} = 1'2044 \cdot 10^{24}$  moléculas.

**La misma cantidad en las tres .**



2 Calcula el número de átomos de carbono, oxígeno y calcio que hay en una muestra de 200 g de  $\text{CaCO}_3$  . ¿Cuál es la masa de oxígeno, expresada en unidades S.I.?



$$M (\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ gr / mol.}$$

$$200 \text{ gr de } \text{CaCO}_3 \cdot 1 \text{ mol/ } 100 \text{ gr} \cdot 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas / mol} = 12'044 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CaCO}_3$$

Luego, como en cada molécula hay 1 átomo de Ca, 1 de C y 3 de O, habrá **12'044 · 10<sup>23</sup> átomos de Ca y de C y el triple 36'132 · 10<sup>23</sup> de O.**

$$36'132 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \cdot 1 \text{ átomo-gramo/ } 6'022 \cdot 10^{23} = 6 \text{ u}$$

$$6 \text{ u} \cdot 1'6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg / } 1 \text{ u} = 9'96 \cdot 10^{-27} \text{ kg de O.}$$



3 ¿Qué volumen ocupan 30 g de agua a 120 °C y 1,25 atm de presión? ¿A cuántos moles de agua equivalen?



$$n = n^{\circ} \text{ de moles} = 30 \text{ gr} \cdot 1 \text{ mol / } 18 \text{ gr} = 1'67 \text{ moles de Agua.}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1'67 \cdot 0'082 (120 + 273)}{1'25} = 42'97 \text{ l}$$



4 Calcula la masa molar del nitrato de sodio,  $\text{NaNO}_3$  .



$$1 \text{ mol de } \text{NaNO}_3 = 23 + 14 + 3 \cdot 16 = 85 \text{ gr / mol de } \text{NaNO}_3.$$



5 ¿Cuántos moles de moléculas de nitrato de sodio contienen 25 g de esta sal? ¿Cuántos moles de átomo de oxígeno tenemos?



$$25 \text{ gr} \frac{1 \text{ mol}}{85 \text{ gr}} = 0'29 \text{ moles de moléculas de nitrato de sodio.}$$

De átomos de oxígeno habrá el triple pues cada molécula de nitrato sódico tiene 3 átomos de oxígeno = 0'882 moles de átomos de oxígeno.



## ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

### CUESTIONES

1 En un mol de aluminio existen:

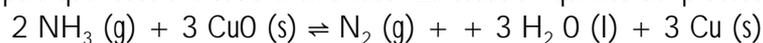
- (a) 22,4 litros de aluminio, si el aluminio se encuentra en estado gaseoso.
- (b)  $6,022 \cdot 10^{23}$  g de aluminio.
- (c)  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de aluminio.
- (d) Ninguna de estas afirmaciones es correcta.



- a No, ha de encontrarse además en condiciones normales de presión y temperatura.
- b No, estas son las partículas que hay en un mol.
- c Sí, si el aluminio lo consideramos monoatómico.
- d No es verdadera la C.



2 Se hace reaccionar un volumen de  $200 \text{ cm}^3$  de amoníaco  $[\text{NH}_3]$ , medido en condiciones normales, con suficiente óxido de cobre (II)  $[\text{CuO}]$  para que reaccione todo el amoníaco. La ecuación química del proceso es:



El volumen de nitrógeno que se obtiene en condiciones normales, medido en  $\text{cm}^3$ , es:

- (a) 50
- (b) 100
- (c) 200
- (d) 300



Según la estequiometría de la reacción :

2 volúmenes de  $\text{NH}_3$  producen 1 volumen de  $\text{N}_2$ , luego  $200 \text{ cm}^3$  de  $\text{NH}_3$  producirán  $100 \text{ cm}^3$  de  $\text{N}_2$ , la respuesta correcta es la ( b )



3 En la tabla se muestra el volumen que ocupa determinada masa de gas a temperatura constante cuando varía la presión. Uno de los volúmenes está mal medido. Indica cuál es y por qué.



	V(litros)	P(atm)
A	36	1'0
B	16	2'0
C	12	3'0
D	9	4'0

Si la temperatura permanece constante la presión y el volumen son inversamente proporcionales, por eso en el caso C al aumentar la presión al **triple**, el volumen disminuye a la **tercera parte**, y en el caso D, cuando la presión se multiplica por **4**, el volumen queda dividido por **4**, sin embargo en el caso B la presión se **duplica** pero el volumen **no se reduce a la mitad** (debería ser 18 litros y no 16 litros) luego ese es el volumen que está mal medido.



4  $300 \text{ cm}^3$  de oxígeno gas reaccionan con  $600 \text{ cm}^3$  de monóxido de nitrógeno [NO], y se obtienen  $300 \text{ cm}^3$  de otro óxido de nitrógeno. Si todos los volúmenes han sido medidos en las mismas condiciones termodinámicas, ¿qué ecuación química representa el proceso?

- (a)  $2 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}_2$
- (b)  $2 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 \text{O}_4$
- (c)  $4 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ N}_2 \text{O}_3$
- (d)  $4 \text{ NO} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ N}_2 \text{O}_5$



Las relaciones en volumen respecto del oxígeno son para los óxidos de nitrógeno :

$$\frac{300 \text{ cm}^3 \text{ de O}_2}{600 \text{ cm}^3 \text{ de NO}} = \frac{1 \text{ volumen de O}_2}{2 \text{ volúmenes de NO}} \text{ y } \frac{300 \text{ cm}^3 \text{ de O}_2}{300 \text{ cm}^3 \text{ de óxido}} = \frac{1 \text{ volumen de O}_2}{1 \text{ volumen de óxido}}$$

El único apartado que cumple esas dos condiciones estequiométricas es el apartado (b) que es la ecuación química del proceso.



6 La masa atómica relativa del oxígeno es 16. Por tanto:

- (a) La masa de 22,4 l de oxígeno gaseoso es 16 g.
- (b) Un átomo de oxígeno posee una masa de 16g.
- (c) 16 g de oxígeno contienen  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de oxígeno.
- (d) En 16 moles de oxígeno podemos encontrar  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de oxígeno.



- a Sólo es cierto si están en condiciones normales de presión y temperatura.
- b No es cierto debería decir “un mol de átomos” o “ un átomo-gramo”.
- c Es verdadera pues un mol de oxígeno, que son 16 gr, contiene el número de Avogadro de átomos de oxígeno.
- d No es cierto eso es verdadero para 1 mol, no para 16 moles.



- 6 Cada uno de los siguientes hechos pone en entredicho la teoría atómica de Dalton:
  - (a) Salvo alguna excepción, los elementos químicos tienen varios isótopos. Hay, por ejemplo, carbono-12, carbono-13 y carbono-14.
  - (b) El átomo está formado por protones, neutrones y electrones.
 Señala en qué aspectos contradicen estas dos realidades la teoría atómica de Dalton.



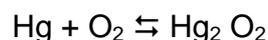
- a Contradice la hipótesis “ *Los átomos de un mismo elemento tienen todos la misma masa y las mismas propiedades* ”.
- b Contradice la hipótesis: “ Los elementos están formados por átomos indivisibles e indestructibles “.



- 7 En la experiencia que realizó Lavoisier con el aire y el mercurio, ¿qué proceso químico tiene lugar?



Una combustión u oxidación o reacción del mercurio con el oxígeno atmosférico:



EJERCICIOS

8 Se prepara óxido de aluminio  $[Al_2 O_3]$  con distintas masas de aluminio y de oxígeno, que se combinan como se indica :

	1	2	3
Al(g)	36'6	0'28	1'92
O <sub>2</sub> (g)	32'5	0'25	1'71

- (a) Comprueba que se cumple la ley de las proporciones definidas.
- (b) Calcula la masa de óxido de aluminio que se obtiene en cada caso.
- (c) Calcula la cantidad de oxígeno que se combinaría con 18 g de aluminio.



a Veamos en qué proporción reaccionan el aluminio y el oxígeno :

$$1 \rightarrow \frac{36'6}{32'5} = \frac{36'6/32'5}{32'5/32'5} = \frac{1'126}{1} \approx \frac{9}{8} \quad 2 \rightarrow \frac{0'28}{0'25} = \frac{0'28/0'25}{0'25/0'25} = \frac{1'12}{1} \approx \frac{9}{8} \quad 3 \rightarrow \frac{1'92}{1'71} = \frac{1'92/1'71}{1'71/1'71} = \frac{1'122}{1} \approx \frac{9}{8}$$

b La masa de óxido será la suma de las masas de sus componentes :

	1	2	3
Al (g)	36'6	0'28	1'92
O <sub>2</sub> (g)	32'5	0'25	1'71
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	69'1	0'53	3'63

c  $18 \text{ gr de Al} \cdot \frac{32'5 \text{ gr de O}}{36'6 \text{ gr de Al}} = 16 \text{ gr de oxígeno}$



9 Se hace reaccionar un elemento A con distintas cantidades de otro elemento, B. Si las relaciones entre las masas que se combinan de esos dos elementos son :

	A(g)	B(g)	Compuesto
1	4'2	11'20	X
2	8'4	22'40	X
3	4'2	5'60	Y
4	6'3	8'40	Y

- (a) Comprueba que se cumple la ley de las proporciones definidas.  
 (b) Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.  
 (c) Si el compuesto que se forma es, en los dos casos, un compuesto de carbono y oxígeno, ¿puedes indicar, de algún modo, qué compuesto es X y cuál es Y?



a Vamos a ver la relación de masas en el compuesto X y en el Y :

$$\left. \begin{array}{l} X \left\{ \begin{array}{l} 1 \rightarrow \frac{11'2 \text{ gr de B}}{4'2 \text{ gr de A}} = \frac{11'2/4'2}{4'2/4'2} = \frac{2'6}{1} = \frac{8}{3} \\ 2 \rightarrow \frac{22'4 \text{ gr de B}}{8'4 \text{ gr de A}} = \frac{22'4/8'4}{8'4/8'4} = \frac{2'6}{1} = \frac{8}{3} \end{array} \right. \\ Y \left\{ \begin{array}{l} 3 \rightarrow \frac{5'6 \text{ gr de B}}{4'2 \text{ gr de A}} = \frac{5'6/4'2}{4'2/4'2} = \frac{1'3}{1} = \frac{4}{3} \\ 4 \rightarrow \frac{8'4 \text{ gr de B}}{6'3 \text{ gr de A}} = \frac{8'4/6'3}{6'3/6'3} = \frac{1'3}{1} = \frac{4}{3} \end{array} \right. \end{array} \right\}$$

b Vamos a ver en qué relación están las cantidades de B que se combinan en los dos compuestos ( X e Y ) con una misma cantidad de A ( 4'2 gr ) que corresponde a los apartados 1 y 3:

Con 4'2 gr de A en X se combinan 11'2 de B ( fila 1 ) y con esa misma cantidad de A se combinan 5'6 gr de B en Y ( fila 3 ) , luego la relación es :

$$\frac{11'2}{5'6} = \frac{11'2/5'6}{5'6/5'6} = \frac{2}{1}$$

Para hacer los mismo con la otras dos filas hemos de hallar primero la cantidad de B que , en Y, se combina con 8'4 gr de A :

Si con 6'3 gr de A se combinan 8'4 gr de B ( fila 4 ) con 8'4 gr de A se combinarán :  $8'4 \cdot 8'4 / 6'3 = 11'2$ , y la relación entre las cantidades de B que se combinan con la misma cantidad de A es:

$$\frac{22'4}{11'2} = \frac{2}{1}, \text{ la misma relación que en los otros dos casos.}$$

También podríamos haber usado la proporciones definidas en el apartado anterior :

$$\frac{\text{relación en X}}{\text{relación en Y}} = \frac{8/3}{4/3} = \frac{8}{4} = \frac{2}{1}$$

C Como en X el B ( oxígeno) se combina en una relación doble que en Y, posiblemente sean los compuestos X = CO<sub>2</sub> ( dióxido de carbono ) e Y = CO ( monóxido de carbono ).



10 Hacemos reaccionar por completo 2,91 g de cromo con 5,97 g de cloro. En otra experiencia, 2,91 g de cromo se combinan con 3,99 g de cloro. El cloruro de cromo que se obtiene en cada caso es distinto. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones múltiples.



Veamos primero en qué proporción reaccionan el cloro y el cromo en los dos compuestos :

$$\left\{ \begin{array}{l} 1^{\circ} \rightarrow \frac{5'97 \text{ gr de Cl}}{2'91 \text{ gr de Cr}} = \frac{5'97/2'91}{2'91/2'91} = \frac{2'05}{1} \\ 2^{\circ} \rightarrow \frac{3'99 \text{ gr de Cl}}{2'91 \text{ gr de Cr}} = \frac{3'99/2'91}{2'91/2'91} = \frac{1'37}{1} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{1^{\circ}}{2^{\circ}} = \frac{2'05}{1'37} \approx \frac{3}{2}$$

Ahora veamos en qué relación se combina el Cl con la misma cantidad de cromo en ambos compuestos :

$\frac{5'97}{3'99} = \frac{5'97/3'99}{3'99/3'99} = \frac{1'5}{1} = \frac{3}{2}$ , que es la misma relación de números enteros sencillos que hemos visto en las proporciones definidas para el Cl en los dos compuestos.



11 La masa molecular relativa del propano (C<sub>3</sub> H<sub>8</sub>) es 44. Con este dato, completa la tabla que sigue :

Propano			Átomos de Carbono
Moles	Moléculas	Gramos	
0'12	7'23·10 <sup>22</sup>	5'28	2'17·10 <sup>23</sup>
0'083	5·10 <sup>22</sup>	3'65	15·10 <sup>22</sup>
0'64	3'83·10 <sup>23</sup>	28	1'15·10 <sup>24</sup>
1'11	6'66·10 <sup>23</sup>	48'7	2·10 <sup>24</sup>



La tabla la hemos completado haciendo los cálculos :

**Fila 1**

$$0'12 \text{ moles} = 0'12 \text{ moles} \cdot \frac{44 \text{ gr de } C_3H_8}{1 \text{ mol}} = 5'28 \text{ gr} = 0'12 \text{ moles} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ molécula}}{1 \text{ mol}} = 7'23 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

$$7'23 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos de C}}{1 \text{ molécula}} = 2'17 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

**Fila 2**

$$5 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} = \left\{ \begin{array}{l} 5 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos de C}}{1 \text{ molécula}} = 15 \cdot 10^{22} \text{ átomos de C} \\ 5 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0'083 \text{ moles} = 0'083 \text{ moles} \cdot \frac{44 \text{ gr}}{1 \text{ mol}} = 3'65 \text{ gr} \end{array} \right\}$$

**Fila 3**

$$28 \text{ gr} = \left\{ \begin{array}{l} 28 \text{ gr} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ gr}} = 0'64 \text{ moles} = 0'64 \text{ moles} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3'83 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 3'83 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 1'15 \cdot 10^{24} \text{ átomos de C} \end{array} \right\}$$

**Fila 4**

$$2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de C} = \left\{ \begin{array}{l} 2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de C} \cdot \frac{1 \text{ molécula}}{3 \text{ átomos de C}} = 6'6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 6'6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 1'11 \text{ moles} = 1'11 \text{ moles} \cdot \frac{44 \text{ gr}}{\text{mol}} = 48'71 \text{ gr} \end{array} \right\}$$



**1 2** En estado sólido, las moléculas de azufre están formadas por ocho átomos (S<sub>8</sub>). Calcula:

- (a) El número de átomos de azufre que hay en 5 g de azufre.
- (b) El número de moléculas de azufre a que corresponden.
- (c) El número de moles de átomos y de moléculas de azufre que tenemos en la muestra.



$$M_r(S_8) = 8 \cdot 32 = 256$$

**a**  $5 \text{ gr} = 5 \text{ gr} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ gr}} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{8 \text{ átomos de S}}{1 \text{ molécula de } S_8} = 7'53 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}$

$$b \quad 5\text{gr} = 5\text{gr} \frac{1\text{mol}}{32\text{gr}} \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1\text{mol}} = 9'4110^{22} \text{ moléculas de azufre}$$

$$c \quad \left\{ \begin{array}{l} 7'53 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \frac{1\text{mol}}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1'25 \text{ moles de átomos de azufre} \\ 9'4110^{22} \text{ moléculas} \frac{1\text{mol}}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0'16 \text{ moles de moléculas de azufre} \end{array} \right.$$



### PROBLEMAS

13 Dos recipientes de 20 l de capacidad contienen nitrógeno y monóxido de nitrógeno, siendo la presión de 1 atm y estando el primero a 273 K y el segundo a 300 K. Se conectan entre sí, y el conjunto alcanza una temperatura de 15 °C, siendo el volumen total 40 l. Calcula:

- (a) La presión que ejerce el conjunto.
- (b) La presión parcial de cada gas.
- (c) El número de moles de cada gas.
- (d) La fracción molar de cada uno de ellos.



a hallamos primero el número de moles que contiene cada recipiente, aplicando la ecuación de los gases perfectos  $P \cdot V = nRT$  :

$$n_{N_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1\text{atm} \cdot 20\text{l}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{°K} \cdot \text{mol}} \cdot 273\text{°K}} = 0'89 \text{ moles de } N_2; n_{NO} = \frac{PV}{RT} = \frac{1\text{atm} \cdot 20\text{l}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{°K} \cdot \text{mol}} \cdot 300\text{°K}} = 0'81 \text{ moles de NO}$$

Al conectarse entre sí, el número de moles de mezcla será la suma  $n_T = 0'89 + 0'81 = 1'7$  moles de mezcla gaseosa, que como se encuentran a una temperatura de  $15 + 273 = 288 \text{ °K}$ , en un volumen de 40 l, la presión ejercida será :

$$p_T = \frac{n_T RT}{V_T} = \frac{1'7 \cdot 0'082 \cdot 288}{40} = 1'0037 \text{ atm}$$

b La presión parcial de cada gas es la que ejercería cada si ocupara el volumen de mezcla a esas condiciones de temperatura, que las hallamos a través de las fracciones molares :

$$p_{N_2} = x_{N_2} \cdot p_T = \frac{n_{N_2}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0'89}{1'7} \cdot 1'0037 = 0'5255 \text{ atm}; p_{NO} = p_T - p_{N_2} = x_{NO} \cdot p_T = \frac{n_{NO}}{n_T} \cdot p_T = \frac{0'81}{1'7} \cdot 1'0037 = 0'4782 \text{ atm}$$

**C** Se han hallado en el apartado a :  $n_{N_2} = 0'89$  moles de  $N_2$ ,  $n_{NO} = 0'81$  moles de  $NO$ .

**d**  $x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{0'89}{1'7} = 0'524$ ;  $x_{NO} = \frac{n_{NO}}{n_T} = \frac{0'81}{1'7} = 0'476$ ;  $x_{N_2} + x_{NO} = 0'524 + 0'476 = 1$



**14** El aire tiene un 78% de  $N_2$  , un 21 % de  $O_2$  y un 1 % de  $Ar$ . Calcula la presión parcial de cada uno de estos componentes en un recipiente que contiene 10 l de aire a presión atmosférica y 25 °C.



Como a igualdad de condiciones el volumen es proporcional al número de moles  $V = n(RT/p) = kn$ , las fracciones molares de cada componente de la mezcla son justo los porcentajes dados ( supuestos en volumen ). Para calcular las presiones parciales :

$$p_{N_2} = x_{N_2} \cdot P = 0'781 = 0'78 \text{ atm}, p_{O_2} = x_{O_2} \cdot P = 0'211 = 0'21 \text{ atm}, p_{Ar} = x_{Ar} \cdot P = 0'011 = 0'01 \text{ atm}$$



**15** Un recipiente metálico contiene 10 litros de aire medidos en condiciones normales. Se introducen 3 litros de oxígeno ( $O_2$ ), que se encuentran a 27 °C y 750 mm Hg de presión. La mezcla alcanza una temperatura de 7 °C. Con estos datos, calcula:

- (a) La masa y el número de moles de oxígeno que se introducen en el recipiente metálico.
- (b) La presión total de la mezcla aire-oxígeno en las condiciones finales.
- (c) Si inicialmente el aire contiene un 78% de nitrógeno, un 21 % de oxígeno y un 1 % de argón, en volumen, calcula la composición de la mezcla final en porcentaje.



**a**  $n_{O_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{\frac{750}{760} \text{ atm} \cdot 3 \text{ l}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (23 + 273) \text{ K}} = 0'12 \text{ moles} = 0'12 \text{ moles} \frac{32 \text{ gr}}{1 \text{ mol}} = 3'85 \text{ gr de } O_2$

**b** Para hallar la presión de la mezcla hemos de saber los moles de aire que había antes de introducir el oxígeno, como estaban en condiciones normales y 1 mol de cualquier gas en c.n.

ocupa 22'4 , los 10 litros serán ocupados por  $10l \cdot \frac{1\text{mol}}{22'4l} = 0'446$  moles de aire .

El numero de moles totales de la mezcla será  $n = n(\text{aire}) + n(\text{oxígeno}) = 0'446 + 0'12 = 0'566$  moles de mezcla , que a  $7^{\circ}\text{C}$  , en un volumen de 10 l, ejercen una presión total :

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0'566 \cdot 0'082(7 + 273)}{10} = 1'3 \text{ atm}$$

C Como los porcentajes se refieren a volumen, en los 10 litros iniciales hay  $0'78 \cdot 10 = 7'8$  l de  $\text{N}_2$  ,  $0'21 \cdot 10 = 2'1$  l de  $\text{O}_2$  y  $0'01 \cdot 10 = 0'1$  l de Ar que se corresponden en moles ( están en c.n.):

$$7'8 \text{ l de } \text{N}_2 \cdot \frac{1\text{mol}}{22'4l} = 0'348 \text{ moles de } \text{N}_2, 2'1 \text{ l de } \text{O}_2 \cdot \frac{1\text{mol}}{22'4l} = 0'094 \text{ moles de } \text{O}_2, 0'1 \text{ l de Ar} \cdot \frac{1\text{mol}}{22'4l} = 0'0045 \text{ moles de Ar}$$

Luego la mezcla final tiene  $n(\text{N}_2) = 0'348$ ,  $n(\text{O}_2) = 0'094 + 0'12 = 0'214$  y  $n(\text{Ar}) = 0'004$  moles de cada componente. Para hallar la composición volumétrica habríamos de hallar los volúmenes parciales en la mezcla de 10 litros en la condiciones de P y T finales, pero como son proporcionales al número de moles no es necesario, la composición en volumen es :

$$\% \text{ de } \text{N}_2 = \frac{n_{\text{N}_2}}{n} \cdot 100 = \frac{0'348}{0'566} \cdot 100 = 61'5\%, \% \text{ de } \text{O}_2 = \frac{n_{\text{O}_2}}{n} \cdot 100 = \frac{0'214}{0'566} \cdot 100 = 37'81\%, \% \text{ de Ar} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n} \cdot 100 = \frac{0'004}{0'566} \cdot 100 = 0'007\%$$

