

1º. Rellena el siguiente cuadro:

Compuesto	Nº de moles	Masa molecular	Nº de moléculas	Nº de átomos
CO ₂	3	44 g/mol	$18,06 \cdot 10^{23}$	$54,18 \cdot 10^{23}$
HNO ₃	3	63 g/mol	$18,06 \cdot 10^{23}$	$90,30 \cdot 10^{23}$
H ₂ SO ₄	5	98 g/mol	$30,10 \cdot 10^{23}$	$21,07 \cdot 10^{24}$
K	$8,31 \cdot 10^{-18}$	39 g/mol	$5 \cdot 10^6$	$5 \cdot 10^6$

Datos: Masas atómicas de C=12 g/mol, O=16 g/mol, H= 1 g/mol, N= 14 g/mol, S= 32 g/mol, K= 39 g/mol

2º. Calcular:

- cuántos átomos de fósforo hay en 0'25 moles de óxido de fósforo (V)
- la masa en gramos de $2 \cdot 10^{24}$ átomos de Zn (masa atómica del Zn = 65'37 g/mol).

SOLUCIÓN:

- En primer lugar, habrá que hallar el número de moléculas de P₂O₅ que hay:

$$\text{moléculas} = \text{moles} \cdot N_{\text{AVOGADRO}} \rightarrow \text{moléculas} = 0'25 \cdot 6'02 \cdot 10^{23}$$

$$\text{moléculas} = 1'505 \cdot 10^{23};$$

En cada molécula hay 2 átomos de fósforo, por lo que:

$$\text{átomos de P} = 1'505 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos de P}}{1 \text{ molécula}} \rightarrow \text{Hay } 3'01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}$$

- Como dato tenemos el número de átomos de Zn y su masa atómica. Debemos en primer lugar hallar el número de moles de átomos de Zn.

$$\text{moles de Zn} = \frac{\text{átomos Zn}}{N_{\text{AVOGADRO}}} \rightarrow \text{moles de Zn} = \frac{2 \cdot 10^{24}}{6'02 \cdot 10^{23}} \rightarrow \text{moles de Zn} = 3'32$$

Ahora se puede hallar la masa de Zn:

$$\text{masa Zn} = \text{moles Zn} \cdot M_{\text{at Zn}} \rightarrow \text{masa Zn} = 65'37 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 3'32 \text{ moles} \rightarrow 217'18 \text{ g de Zn}$$

3º. En 0'6 moles de clorobenceno (C₆H₅Cl)

- cuántos moles de átomos de C hay
- Cuántas moléculas
- Cuántos átomos de H.

SOLUCIÓN

- De la fórmula se comprueba que 1 molécula de clorobenceno tiene 6 átomos de C:

$$\text{moles de C} = 0'6 \text{ moles clorobenceno} \cdot \frac{6 \text{ moles de C}}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_5\text{Cl}} \rightarrow 3'6 \text{ moles de C}$$

-

$$\text{moléculas} = \text{moles} \cdot N_{\text{AVOGADRO}} \rightarrow \text{moléculas}$$

$$= 0'6 \cdot 6'02 \cdot 10^{23}; \text{ Hay } 3'6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

-

$$\text{átomos de H} = 3'6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{5 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula}} \rightarrow \text{Hay } 1'8 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

4º. Una disolución de HCl concentrado de densidad 1'19 g/cm³ contiene 37 % de HCl. Calcular:

- su fracción molar
- su molaridad

El volumen que tendría que coger de esta disolución para obtener 1 litro de otra más diluida de concentración 2 M, tras disolverla en agua

SOLUCIÓN

En primer lugar hay que hallar las cantidades de HCl puro y de agua que hay en la disolución. Tomamos como base de cálculo 1 litro de disolución.

$V = 1$ litro.

$$\rho = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}; \text{masa} = \rho \cdot \text{Volumen}; \text{masa} = 1190 \frac{\text{g}}{\text{l}} \cdot 1 \text{ l}$$

$$\text{masa ds} = 1190 \text{ gramos}$$

Como hemos visto, las unidades de densidad y de volumen deben ser las mismas, por eso se han pasado de g/cm^3 a g/litro .

Conocida la masa de la disolución, como también se conoce la riqueza en masa de HCl, se puede hallar la cantidad de HCl que hay en la disolución. Dos formas de hacerlo:

$$\text{masa HCl} = 1190 \text{ g disolución} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \rightarrow \text{masa HCl} = 440'3 \text{ gramos}$$

$$\text{riqueza} = \frac{\text{masa HCl} \cdot 100}{\text{masa disolución}} \rightarrow 37 = \frac{\text{masa HCl} \cdot 100}{1190 \text{ g}} \rightarrow \text{masa HCl} = \frac{37 \cdot 1190}{100} \text{ g}$$

De ambas formas obtenemos el mismo resultado. Hay 440'3 gramos de HCl, que transformamos en moles:

$$\text{moles} = \frac{\text{masa real}}{M_{\text{M HCl}}} \rightarrow \text{moles} = \frac{440'3 \text{ g}}{36'5 \text{ g/mol}} \rightarrow \text{moles HCl} = 12'06 \text{ moles HCl}$$

Si la masa de la disolución es de 1190 gramos y la masa de HCl es de 440'4 gramos, la masa de agua será:

$$\text{masa de H}_2\text{O} = 1190 - 440'4 \rightarrow \text{masa H}_2\text{O} = 749'6 \text{ g H}_2\text{O}$$

Ahora se halla el número de moles de H_2O

$$\text{moles} = \frac{\text{masa real}}{M_{\text{M H}_2\text{O}}} \rightarrow \text{moles} = \frac{749'6 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \rightarrow \text{moles H}_2\text{O} = 41'64 \text{ moles H}_2\text{O}$$

Por lo tanto, sustituyo en la fórmula de fracción molar para poder hallar su valor:

$$\text{fracción molar} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{moles totales}} \rightarrow \text{fracción molar} = \frac{12'06}{12'06 + 41'64} \\ \rightarrow \text{fracción molar} = \mathbf{0'225}$$

b) Hallar la molaridad. Hace falta conocer el número de moles de HCl y el volumen. Como hemos tomado como base de cálculo 1 litro de disolución, el volumen es conocido, al igual que el número de moles de HCl, que hemos hallado con anterioridad.

$$M = \frac{\text{moles HCl}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{12'06 \text{ moles}}{1 \text{ litro}} \rightarrow \mathbf{M = 12'06 M}$$

c) Ahora se quiere obtener 1 litro de disolución 2 M al mezclar un volumen V' de la disolución inicial con agua.

El HCl proviene de la disolución 12'06 M, ya que el agua no aporta nada de HCl, por lo que la forma de actuar será la siguiente:

Hallamos la cantidad de HCl que hay en 1 litro de una disolución 2M, y hallamos a continuación el volumen V' de la disolución inicial que contiene ese número de moles

$$M = \frac{\text{moles HCl}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2 = \frac{x \text{ moles}}{1 \text{ litro}} \rightarrow \mathbf{x = 2 \text{ moles}}$$
 que obtenemos en la primera disolución

$$M = \frac{\text{moles HCl}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 12'06 = \frac{2 \text{ moles}}{V' \text{ litro}} \rightarrow \mathbf{V' = 0'166 l}$$

Se deben coger 0'166 litros de la disolución inicial y completar hasta 1 litro con agua.

5°. Introducimos O₂ en un pistón a 0 °C de Temperatura, e inicialmente ocupa un volumen de 1 litro, ejerciendo una presión de 2 atmósferas sobre las paredes del pistón.

Si comprimimos el gas hasta un volumen de 0.5 l a la misma temperatura,

Hallar :

- La presión del gas.
- La masa del gas encerrado.

Datos : R. 0'082 atm·l/(K·mol)

SOLUCIÓN

Condiciones iniciales	Condiciones finales
Presión= 2 atmósferas	Presión ¿?
Volumen= 1 litro	Volumen = 0'5 litros
Temperatura = 273 K	Temperatura = 273 K

- a) La transformación ocurre a temperatura constante, por lo que hay que aplicar la ley de Boyle:

$$p \cdot V = cte; \text{ es decir } \rightarrow p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

$$2 \cdot 1 = p_2 \cdot 0'5 \rightarrow p_2 = \frac{2}{0'5} \rightarrow p_2 = 4 \text{ atmósferas}$$

- b) Para hallar la masa del gas encerrado, hay que utilizar la ecuación de los gases ideales para hallar el número de moles del gas, y posteriormente, como se conoce la masa molar del gas, hallar el número de moles

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 2 \cdot 1 = n \cdot 0'082 \cdot 273 \rightarrow n = \frac{2}{0'082 \cdot 273} \quad n = 0'089 \text{ moles}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot M_m \rightarrow \text{masa} = 0'089 \text{ moles} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow \text{masa O}_2 = 2'85 \text{ g}$$

6°. Una cierta cantidad de gas, que ocupa un volumen de 1 litro a la temperatura de 100 °C y 2 atmósferas de presión, se calienta hasta 150 °C, manteniendo constante la presión. ¿Qué volumen ocupará en estas últimas condiciones ?

SOLUCIÓN

Condiciones iniciales	Condiciones finales
Presión= 2 atmósferas	Presión = 2 atmósferas
Volumen= 1 litro	Volumen = ¿?
Temperatura = 100+273→ 373 K	Temperatura = 150+273→423 K

Transformación a presión constante, por lo que se utiliza la ecuación de Gay-Lussac

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1}{373} = \frac{V_2}{423} \rightarrow V_2 = \frac{423}{373} \rightarrow V_2 = 1'13 \text{ litros}$$

7°. Tenemos un gas encerrado en un recipiente de 6 litros de volumen a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 100 °C. Calcular la presión que tendría la misma cantidad de gas encerrada en un volumen de 3 litros y a una temperatura de 200 °C.

SOLUCIÓN

Condiciones iniciales	Condiciones finales
Presión= 2 atmósferas	Presión = ¿? atmósferas
Volumen= 6 litros	Volumen = 3 litros
Temperatura = 100+273→ 373 K	Temperatura = 200+273→473 K

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \cdot 6}{373} = \frac{p_2 \cdot 3}{473} \rightarrow p_2 = \frac{12 \cdot 473}{3 \cdot 373} \rightarrow p_2 = 5'07 \text{ atmósferas}$$

8°. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26 % de riqueza y de densidad 1,19 g/ml?

SOLUCIÓN

Tomo como base de cálculo 100 gramos de disolución.

Como la riqueza es de 26 %, entonces:

$$Riqueza = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 \rightarrow 26 = \frac{\text{masa soluto}}{100} \cdot 100 \rightarrow \text{masa soluto} = 26 \text{ g.}$$

En segundo lugar, se halla el número de moles de H_2SO_4 , sabiendo que la masa molar del ácido sulfúrico es:

$$M_M = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 \rightarrow M_M = 98 \text{ g/mol}$$
$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{M_M} \rightarrow \text{moles} = \frac{26}{98} \rightarrow \text{moles } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0'265 \text{ moles}$$

Finalmente hay que hallar el volumen que ocupan los 100 gramos de disolución utilizando la densidad.

$$\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \rightarrow 1190 \text{ g/l} = \frac{100 \text{ g}}{V} \rightarrow V = \frac{100 \text{ g}}{1190 \text{ g/l}} \rightarrow V = 0'084 \text{ l}$$

Ya podemos sustituir todos los datos en la fórmula de molaridad.

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} \rightarrow M = \frac{0'265}{0'084} \rightarrow M = 3'15 \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

9°. Se mezclan 100 ml de HCl 0,2 M, 400 ml de HCl 0,1 M y 250 ml de agua destilada. Calcule la molaridad de la disolución resultante (suponer que los volúmenes son aditivos)

SOLUCIÓN

La disolución resultante es el producto de la mezcla de la disolución 1 con la disolución 2 y con el agua destilada. Solamente las disoluciones 1 y 2 aportan HCl, por lo que la cantidad de HCl en la disolución final será la suma de las dos anteriores. El volumen total de la disolución será la suma de los volúmenes de las 3.

$$\text{moles}_A = \text{Molaridad}_A \cdot \text{Volumen}_A \rightarrow \text{moles}_A = 0'2 \cdot 0'1 \rightarrow \text{moles}_A = 0'02 \text{ moles}$$

$$\text{moles}_B = \text{Molaridad}_B \cdot \text{Volumen}_B \rightarrow \text{moles}_B = 0'1 \cdot 0'4 \rightarrow \text{moles}_B = 0'04 \text{ moles}$$

Por lo tanto, el número total de moles de HCl será 0'06 moles.

El volumen total de la disolución será: $0'1 \text{ l} + 0'4 \text{ l} + 0'25 \text{ l} = 0'75 \text{ litros}$

Sustituyo en la fórmula de molaridad:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles HCl}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow \text{Molaridad} = \frac{0'06}{0'75} \rightarrow \text{Molaridad} = 0'08 \text{ M}$$

10°. Ordenar razonadamente, de mayor a menor número de átomos, las cantidades siguientes:

- 10 g de cloruro de plata.
- $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de dióxido de azufre
- 4 moles de monóxido de carbono
- 20 l de oxígeno en condiciones normales.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5; Ag = 108

SOLUCIÓN

Pasamos todo a moles:

Para a) tenemos que hallar la masa molar del AgCl, y con ello hallamos el número de moles:

$$M_{M \text{ AgCl}} = 108 + 35'5 \rightarrow M_{M \text{ AgCl}} = 143'5 \text{ g/mol}$$

$$\text{moles} = \frac{\text{masa real}}{M_M} \rightarrow \text{moles AgCl} = \frac{10 \text{ g}}{143'5 \text{ g/mol}} \rightarrow \text{moles AgCl} = 0'07 \text{ moles}$$

Como AgCl tiene 2 átomos, el número de átomos total es de **0'14 moles de átomos**

Para b) debemos pasar a moles el número de moléculas, y posteriormente multiplicar por 3, ya que el SO₂ tiene 3 átomos por cada molécula.

$$\text{moles} = \frac{\text{número de moléculas}}{N_{\text{AVOGADRO}}} \rightarrow \text{moles} = \frac{3 \cdot 10^{20}}{6'02 \cdot 10^{23}} \rightarrow \text{moles} = 4'98 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

Por lo tanto, el número total de átomos será: $3 \cdot 4'98 \cdot 10^{-4} = 1'49 \cdot 10^{-3}$ **moles de átomos**

Para c) ya se conoce el número de moles de CO, por lo que sólo hay que multiplicarlo por 2, que es el número de átomos que hay en cada molécula.

Por lo tanto, el número total de átomos será: $2 \cdot 4 = 8$ **moles de átomos**

Para d) se sabe que 1 mol de 1 gas en condiciones normales ocupan 22'4 litros, por lo tanto

$$\text{moles} = \frac{20}{22'4} \rightarrow \text{moles} = 0'89 \text{ moles de } O_2$$

Por lo tanto, el número total de átomos será: $2 \cdot 0'89 = 1'78$ **moles de átomos**

Por lo tanto, el orden será:

$$c > d > a > b$$

11°. En un recipiente de volumen desconocido se introducen $3 \cdot 10^{25}$ moléculas de hidrógeno gaseoso a una presión de 1'5 atmósferas y a una temperatura de -20 °C. Calcular el volumen del recipiente.

Tenemos otro recipiente que tiene $8'5 \cdot 10^{24}$ moléculas de hidrógeno gaseoso a una temperatura de 40 °C y a una presión de 500 mm Hg. Calcular el volumen del recipiente.

Si juntamos los dos recipientes, calcular el número de moléculas que hay, el número de moles totales y si la temperatura final es de 5 °C, calcular la presión del recipiente.

DATO: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

SOLUCIÓN

En primer lugar habrá que hallar el número de moles de H₂ que hay en el primer recipiente, por lo que habrá que dividir el número de moléculas por el número de Avogadro.

$$\text{moles } H_2 = \frac{3 \cdot 10^{25}}{6'02 \cdot 10^{23}} \rightarrow \text{moles } H_2 = 49'83 \text{ moles de } H_2 \text{ en el recipiente 1}$$

Ahora puedo despejar de la ecuación de los gases ideales el volumen del recipiente. La temperatura hay que ponerla en grados Kelvin: -20 °C + 273 = 253 K;

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} \rightarrow V = \frac{49'83 \cdot 0'082 \cdot 253}{1'5} \rightarrow V_1 = 689'24 \text{ litros}$$

Para el recipiente 2 se actúa de la misma manera, sustituyendo los datos en la ecuación de los gases ideales y despejando el valor del volumen. Debemos hallar el número de moles de H_2 , y también obtener la presión en atmósferas y la temperatura en grados Kelvin.

$$\text{moles } H_2 = \frac{8'5 \cdot 10^{24}}{6'02 \cdot 10^{23}} \rightarrow \text{moles } H_2 = 14'12 \text{ moles de } H_2 \text{ en el recipiente 2}$$

$$\text{presión} = 500 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \rightarrow \text{presión} = 0'658 \text{ atmósferas}$$

$$\text{Temperatura} = 40^\circ \text{C} + 273 \rightarrow \text{Temperatura} = 313 \text{ K}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} \rightarrow V = \frac{14'12 \cdot 0'082 \cdot 313}{0'658} \rightarrow V_1 = \mathbf{550'85 \text{ litros}}$$

Como el volumen es aditivo, además del número de moléculas y por tanto el número de moles de gas, las condiciones al juntar los dos recipientes serán:

$$V_{\text{TOTAL}} = 689'24 + 550'85 \rightarrow V_{\text{TOTAL}} = 1240'09 \text{ litros}$$

$$\text{Moléculas} = 3 \cdot 10^{25} + 8'5 \cdot 10^{24} = 3'85 \cdot 10^{25} \text{ moléculas.}$$

$$\text{moles } H_2 = \frac{3'85 \cdot 10^{25}}{6'02 \cdot 10^{23}} \rightarrow \text{moles } H_2 = 63'95 \text{ moles de } H_2$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow p = \frac{63'95 \cdot 0'082 \cdot 278}{1240'09} \rightarrow p = \mathbf{1'176 \text{ atmósferas}}$$

12°. Tenemos un gas encerrado en un recipiente de 50 litros a una presión de 3 atmósferas y una temperatura de 340°C .

- Calcular el número de moles que hay de ese gas.
- Si se comprime hasta los 30 litros a temperatura constante, calcula la presión del gas.
- Si se aumenta la presión hasta los 5000 mm Hg a temperatura constante, calcula el volumen del gas.
- Si se aumenta la presión hasta 10 atmósferas a volumen constante, calcula la temperatura del gas.
- Si disminuye el volumen hasta los 400 cm^3 y la presión se pasa a 40 atmósferas, calcular la temperatura del gas.

$$\text{DATO: } R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

- a) Para hallar el número de moles del gas se debe utilizar la ecuación de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow n = \frac{3 \cdot 50}{0'082 \cdot 613} \rightarrow n = \mathbf{2'98 \text{ moles}}$$

- b) Hay una transformación a temperatura constante, por lo que habrá que utilizar la ley de Boyle:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \rightarrow 3 \cdot 50 = p_2 \cdot 30 \rightarrow p_2 = \frac{3 \cdot 50}{30} \rightarrow p_2 = \mathbf{5 \text{ atmósferas}}$$

- c) Habrá que utilizar la ley de Boyle de nuevo. La presión debe estar en las mismas unidades en ambos miembros de la igualdad, por lo que como paso previo se pasan los mm Hg a atmósferas

$$5000 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atmósfera}}{760 \text{ mm Hg}} \rightarrow 6'58 \text{ atmósferas}$$

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \rightarrow 5 \cdot 30 = V_2 \cdot 6'58 \rightarrow V_2 = \frac{5 \cdot 30}{6'58} \rightarrow V_2 = \mathbf{22'8 \text{ litros}}$$

- d) Transformación a volumen constante, por lo tanto habrá que utilizar la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow \frac{6'58 \text{ atmósfera}}{613 \text{ K}} = \frac{10 \text{ atmósferas}}{T_2} \rightarrow T_2 = \mathbf{931'61 \text{ K}}$$

- e) Ahora la transformación se hace sin mantener ninguna magnitud constante.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{10 \cdot 22'8}{931'61} = \frac{40 \cdot 0'4}{T_2} \rightarrow T_2 = \frac{16 \cdot 931'61}{228} \rightarrow T_2 = \mathbf{65'38 \text{ K}}$$

13°. Transforma a las unidades indicadas y poner el resultado en notación científica.

- a) 100 kg a dg

$$100 \text{ kg} \cdot \frac{10^4 \text{ dg}}{1 \text{ kg}} \rightarrow \mathbf{10^6 \text{ dg}}$$

- b) 500 m a km

$$500 \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \rightarrow \mathbf{0'5 \text{ km}}$$

- c) 300 $\frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$ a $\frac{\text{kg}}{\text{cm}^2}$

$$300 \frac{\text{kg}}{\text{m}^2} \cdot \frac{1 \text{ m}^2}{10^4 \text{ cm}^2} \rightarrow \mathbf{3 \cdot 10^{-2} \frac{\text{kg}}{\text{cm}^2}}$$

- d) 800 horas a minutos

$$800 \text{ horas} \cdot \frac{60 \text{ minutos}}{1 \text{ hora}} \rightarrow \mathbf{48000 \text{ minutos}}$$

- e) 20 $\frac{\text{km}}{\text{h}}$ a $\frac{\text{m}}{\text{s}}$

$$20 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} \rightarrow \mathbf{5'56 \frac{\text{m}}{\text{s}}}$$

- f) 200 $\frac{\text{kg}}{\text{l}}$ a $\frac{\text{hg}}{\text{km}^3}$

$$200 \frac{\text{kg}}{\text{l}} \cdot \frac{10 \text{ hg}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ l}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{10^{12} \text{ dm}^3}{1 \text{ km}^3} \rightarrow \mathbf{2 \cdot 10^{15} \frac{\text{hg}}{\text{km}^3}}$$

- g) 300 cm³ a mm³

$$300 \text{ cm}^3 \cdot \frac{10^3 \text{ mm}^3}{1 \text{ cm}^3} \rightarrow \mathbf{3 \cdot 10^5 \text{ mm}^3}$$

- h) 2 · 10⁴ m² a cm²

$$2 \cdot 10^4 \text{ m}^2 \cdot \frac{10^4 \text{ cm}^2}{1 \text{ m}^2} \rightarrow \mathbf{2 \cdot 10^8 \text{ cm}^2}$$

- i) 3 · 10⁻³ mm³ a dam³

$$3 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{mm}^3} \cdot \frac{1 \text{ dam}^3}{10^{12} \cancel{\text{mm}^3}} \rightarrow 3 \cdot 10^{-15} \text{ dam}^3$$

j) $400 \frac{\text{kg}}{\text{mm}^3}$ a $\frac{\text{cg}}{\text{cm}^3}$

$$400 \frac{\cancel{\text{kg}}}{\cancel{\text{mm}^3}} \cdot \frac{10^5 \text{ cg}}{1 \cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{10^3 \cancel{\text{mm}^3}}{1 \text{ cm}^3} \rightarrow 4 \cdot 10^{10} \frac{\text{cg}}{\text{cm}^3}$$

k) $3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{cm}^2}$ a $\frac{\text{mg}}{\text{m}^2}$

$$3 \cdot 10^{-3} \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{cm}^2}} \cdot \frac{1 \text{ mg}}{10^{-3} \cancel{\text{g}}} \cdot \frac{10^4 \cancel{\text{cm}^2}}{1 \text{ m}^2} \rightarrow 3 \cdot 10^4 \frac{\text{mg}}{\text{m}^2}$$

l) $100 \frac{\text{km}}{\text{minuto}}$ a $\frac{\text{m}}{\text{h}}$

$$100 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{minuto}}} \cdot \frac{60 \cancel{\text{minutos}}}{1 \text{ hora}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} \rightarrow 6 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{h}}$$

m) $3 \cdot 10^{-2} \frac{\text{m}}{\text{s}}$ a $\frac{\text{km}}{\text{minuto}}$

$$3 \cdot 10^{-2} \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^3 \cancel{\text{m}}} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ minuto}} \rightarrow 1'8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{km}}{\text{minuto}}$$

n) $5 \cdot 10^2 \frac{\text{cg}}{\text{m}}$ a $\frac{\text{mg}}{\text{cm}}$

$$5 \cdot 10^2 \frac{\cancel{\text{cg}}}{\cancel{\text{m}}} \cdot \frac{10 \text{ mg}}{1 \cancel{\text{cg}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{m}}}{10^2 \text{ cm}} \rightarrow 50 \frac{\text{mg}}{\text{cm}}$$

ñ) $300 \frac{\text{€}}{\text{kg}}$ a $\frac{\text{€}}{\text{g}}$

$$300 \frac{\text{€}}{\cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{kg}}}{10^3 \text{ g}} \rightarrow 0'3 \frac{\text{€}}{\text{g}}$$

o) 440 km^2 a m^2

$$440 \text{ km}^2 \cdot \frac{10^6 \text{ m}^2}{1 \cancel{\text{km}^2}} \rightarrow 4'4 \cdot 10^8 \text{ m}^2$$

p) $20 \frac{\text{cm}^3}{\text{s}}$ a $\frac{\text{dm}^3}{\text{minuto}}$

$$20 \frac{\cancel{\text{cm}^3}}{\cancel{\text{s}}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \cancel{\text{cm}^3}} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ minuto}} \rightarrow 1'2 \frac{\text{dm}^3}{\text{minuto}}$$

q) $40 \frac{\text{kg}}{\text{cm}^2}$ a $\frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$

$$40 \frac{\text{kg}}{\cancel{\text{cm}^2}} \cdot \frac{10^4 \cancel{\text{cm}^2}}{1 \text{ m}^2} \rightarrow 4 \cdot 10^5 \frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$$

r) 33 l a cm^3

$$33 \cancel{\text{l}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \cancel{\text{l}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{l}}}{1 \cancel{\text{dm}^3}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \cancel{\text{dm}^3}} \rightarrow 3'3 \cdot 10^4 \text{ cm}^3$$

s) 80 dl a ml

$$80 \text{ dl} \cdot \frac{10^2 \text{ ml}}{1 \cancel{\text{dl}}} \rightarrow 8 \cdot 10^3 \text{ ml}$$

t) $4 \cdot 10^{-3} \text{ ml}$ a cm^3

$$4 \cdot 10^{-3} \text{ ml} \cdot \frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ ml}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ l}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \rightarrow 4 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3$$

En el interior de un cubo de 3 metros de arista se introduce un líquido de $20 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ de densidad. Calcular:

- Masa del líquido contenido en el cubo.
- Si con el líquido contenido en el cubo se llena una esfera de 3 metros de diámetro, ¿Cuánto líquido quedará como sobrante en el cubo?.

SOLUCIÓN

- A) Se conoce la densidad del cuerpo y se pide la masa del mismo. Para ello se debe conocer el volumen del cubo.

$$V_{\text{CUBO}} = \text{arista}^3 \rightarrow V_{\text{CUBO}} = 3^3 \rightarrow V_{\text{CUBO}} = 27 \text{ m}^3$$

$$\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \rightarrow m = \rho \cdot V \rightarrow \text{masa} = 20 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 27 \text{ m}^3 \rightarrow \text{masa} = 540 \text{ kg}$$

- b) Habrá que hallar el volumen que ocupa la esfera de 3 metros de diámetro (1'5 m de radio).

$$V_{\text{ESFERA}} = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \rightarrow V_{\text{ESFERA}} = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot 1'5 \text{ m}^3 \rightarrow V_{\text{ESFERA}} = 14'14 \text{ m}^3$$

$$\text{Por lo tanto sobrará: } 27 - 14'14 = 12'86 \text{ m}^3$$

Una sustancia tiene una densidad de $3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Calcular:

- La masa de 20 cm^3 de esa sustancia.
- El volumen que ocupa 50 gramos de esa sustancia.
- La masa de 4 m^3 de esa sustancia.
- El volumen que ocupan 3 kg de esa sustancia.

SOLUCIÓN

Se conoce la densidad, por lo que conociendo el volumen se puede hallar la masa, y si se conoce la masa se puede hallar el volumen. Se debe tener cuidado con las unidades de volumen y masa, ya que deben ser iguales a las unidades de densidad.

- $\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \rightarrow m = \rho \cdot V \rightarrow \text{masa} = 3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 20 \text{ cm}^3 \rightarrow \text{masa} = 60 \text{ g}$
- $\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \rightarrow V = \frac{m}{\rho} \rightarrow \text{volumen} = \frac{50 \text{ g}}{3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} \rightarrow \text{Volumen} = 16'67 \text{ cm}^3$
- $\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \rightarrow m = \rho \cdot V \rightarrow \text{masa} = 3 \cdot 10^6 \frac{\text{g}}{\text{m}^3} \cdot 4 \text{ m}^3 \rightarrow \text{masa} = 1'2 \cdot 10^7 \text{ g}$
- $\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \rightarrow V = \frac{m}{\rho} \rightarrow \text{volumen} = \frac{3 \text{ kg}}{3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kg}}{\text{cm}^3}} \rightarrow \text{Volumen} = 10^3 \text{ cm}^3$

Se hacen cuatro alfombras del mismo tejido que tiene un valor de 40 €/m^2 . Calcular el precio de cada una.

ALFOMBRA A: Forma circular de 3 metros de radio.

ALFOMBRA B: Cuadrada de 4 metros de lado.

ALFOMBRA C: Rectangular de 5 metros de largo y 0'3 dam de ancho.

ALFOMBRA D: Triangular de 400 cm de base y $2 \cdot 10^{-2} \text{ hm}$ de altura.

SOLUCIÓN

Habrá que hallar el volumen de cada alfombra y multiplicarlo por el precio unitario.

ALFOMBRA A:

$$S_{\text{CÍRCULO}} = \pi \cdot r^2 \rightarrow S_{\text{CÍRCULO}} = \pi \cdot 3^2 \rightarrow S_{\text{CÍRCULO}} = 28'27 \text{ m}^2$$

$$\text{precio} = 28'27 \text{ m}^2 \cdot \frac{40 \text{ €}}{1 \text{ m}^2} \rightarrow 1130'80 \text{ €}$$

ALFOMBRA B

$$S_{\text{CUADRADO}} = L^2 \rightarrow S_{\text{CUADRADO}} = 4^2 \rightarrow S_{\text{CUADRADO}} = 16 \text{ m}^2$$

$$\text{precio} = 16 \text{ m}^2 \cdot \frac{40 \text{ €}}{1 \text{ m}^2} \rightarrow \mathbf{640 \text{ €}}$$

ALFOMBRA C:

$$S_{\text{RECTANGULO}} = \text{base} \cdot \text{altura} \rightarrow S_{\text{RECTANGULO}} = 5 \text{ m} \cdot 3 \text{ m} \rightarrow S_{\text{RECTANGULO}} = 15 \text{ m}^2$$

$$\text{precio} = 15 \text{ m}^2 \cdot \frac{40 \text{ €}}{1 \text{ m}^2} \rightarrow \mathbf{600 \text{ €}}$$

ALFOMBRA D:

$$S_{\text{TRIANGULO}} = \frac{\text{base} \cdot \text{altura}}{2} \rightarrow S_{\text{TRIANGULO}} = \frac{4 \cdot 2}{2} \rightarrow S_{\text{TRIANGULO}} = 4 \text{ m}^2$$

$$\text{precio} = 4 \text{ m}^2 \cdot \frac{40 \text{ €}}{1 \text{ m}^2} \rightarrow \mathbf{160 \text{ €}}$$

EJERCICIOS DE MASA MOLAR

Para hallarla se suma la masa de todos los átomos de los elementos que componen la molécula. Hallar la masa molar de las siguientes sustancias:

a) Ácido nítrico

$$\text{HNO}_3: 1 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 63 \text{ g/mol}$$

b) Ácido sulfúrico

$$\text{H}_2\text{SO}_4: 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$$

c) Ácido fosfórico

$$\text{H}_3\text{PO}_4: 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$$

d) Ácido carbónico

$$\text{H}_2\text{CO}_3: 2 \cdot 1 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 62 \text{ g/mol}$$

e) Nitrato de hierro(II)

$$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2: 1 \cdot 55'8 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 179'8 \text{ g/mol}$$

f) Sulfato de oro(I)

$$\text{Au}_2\text{SO}_4: 2 \cdot 197 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 490 \text{ g/mol}$$

g) Dióxido de oro(I)

$$\text{Au}_2\text{O}_2: 2 \cdot 197 + 2 \cdot 16 = 426 \text{ g/mol}$$

h) Nitrato de sodio

$$\text{NaNO}_3: 1 \cdot 23 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 85 \text{ g/mol}$$

i) Cloruro de magnesio.

$$\text{MgCl}_2: 1 \cdot 24'3 + 2 \cdot 35'5 = 95'3 \text{ g/mol}$$

j) Hidróxido de calcio.

$$\text{Ca}(\text{OH})_2: 1 \cdot 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74 \text{ g/mol}$$

k) Carbonato de platino(IV)

$$\text{Pt}(\text{CO}_3)_2: 1 \cdot 195'1 + 2 \cdot 12 + 6 \cdot 16 = 315'1 \text{ g/mol}$$

l) Yodato de plata.

$$\text{AgIO}_3: 1 \cdot 107'9 + 1 \cdot 126'9 + 3 \cdot 16 = 282'8 \text{ g/mol}$$

m) Dihidrogenofosfato de litio.

$$\text{LiH}_2\text{PO}_4: 1 \cdot 6'9 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 103'9 \text{ g/mol}$$

EJERCICIOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Proporción de cada elemento que forma la molécula. Para hallarlo:

1. Hallar la masa molar.
2. Hallar la masa de cada elemento en la molécula. Para ello se multiplica la masa atómica del elemento por el número de veces que está presente en la fórmula.
3. Dividir el valor obtenido en el paso 2 por la masa molar del compuesto, y multiplicar el resultado por cien para obtener un porcentaje.

Calcular la composición centesimal de las especies anteriores.

- a) Ácido nítrico
- $$\text{HNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} H: \frac{1}{63} \cdot 100 \rightarrow 1'59\% H \\ N: \frac{14}{63} \cdot 100 \rightarrow 22'22\% N \\ O: \frac{48}{63} \cdot 100 \rightarrow 76'19\% O \end{array} \right.$$
- b) Ácido sulfúrico
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} H: \frac{2}{98} \cdot 100 \rightarrow 2'04\% H \\ S: \frac{32}{98} \cdot 100 \rightarrow 32'65\% S \\ O: \frac{64}{98} \cdot 100 \rightarrow 65'31\% O \end{array} \right.$$
- c) Ácido fosfórico
- $$\text{H}_3\text{PO}_4 \left\{ \begin{array}{l} H: \frac{3}{98} \cdot 100 \rightarrow 3'06\% H \\ P: \frac{31}{98} \cdot 100 \rightarrow 31'63\% P \\ O: \frac{64}{98} \cdot 100 \rightarrow 65'31\% O \end{array} \right.$$
- d) Ácido carbónico
- $$\text{H}_2\text{CO}_3 \left\{ \begin{array}{l} H: \frac{2}{62} \cdot 100 \rightarrow 3'23\% H \\ C: \frac{12}{62} \cdot 100 \rightarrow 19'35\% C \\ O: \frac{48}{62} \cdot 100 \rightarrow 77'42\% O \end{array} \right.$$
- e) Nitrato de hierro(II)
- $$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} Fe: \frac{55'8}{179'8} \cdot 100 \rightarrow 31'03\% Fe \\ N: \frac{28}{179'8} \cdot 100 \rightarrow 15'57\% N \\ O: \frac{96}{179'8} \cdot 100 \rightarrow 53'39\% O \end{array} \right.$$
- f) Sulfato de oro(I)
- $$\text{Au}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} Au: \frac{394}{490} \cdot 100 \rightarrow 80'41\% Au \\ S: \frac{32}{490} \cdot 100 \rightarrow 6'53\% S \\ O: \frac{62}{490} \cdot 100 \rightarrow 13'06\% O \end{array} \right.$$

g) Dióxido de oro(I)

$$\text{Au}_2\text{O}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Au: } \frac{394}{426} \cdot 100 \rightarrow 92'49\% \text{ Au} \\ \text{O: } \frac{32}{426} \cdot 100 \rightarrow 7'51\% \text{ O} \end{array} \right.$$

h) Nitrato de sodio

$$\text{NaNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } \frac{23}{85} \cdot 100 \rightarrow 27'06\% \text{ Na} \\ \text{N: } \frac{14}{85} \cdot 100 \rightarrow 16'47\% \text{ N} \\ \text{O: } \frac{48}{85} \cdot 100 \rightarrow 56'47\% \text{ O} \end{array} \right.$$

i) Cloruro de magnesio.

$$\text{MgCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Mg: } \frac{24'3}{95'3} \cdot 100 \rightarrow 25'50\% \text{ Mg} \\ \text{Cl}_2: \frac{71}{95'3} \cdot 100 \rightarrow 74'50\% \text{ Cl} \end{array} \right.$$

j) Hidróxido de calcio.

$$\text{Ca(OH)}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } \frac{40}{74} \cdot 100 \rightarrow 54'05\% \text{ Ca} \\ \text{O: } \frac{32}{74} \cdot 100 \rightarrow 43'24\% \text{ O} \\ \text{H: } \frac{2}{74} \cdot 100 \rightarrow 2'70\% \text{ H} \end{array} \right.$$

k) Carbonato de platino(IV)

$$\text{Pt(CO}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Pt: } \frac{195'1}{315'1} \cdot 100 \rightarrow 61'92\% \text{ Pt} \\ \text{C: } \frac{24}{315'1} \cdot 100 \rightarrow 7'62\% \text{ C} \\ \text{O: } \frac{96}{315'1} \cdot 100 \rightarrow 30'47\% \text{ O} \end{array} \right.$$

l) Yodato de plata.

$$\text{AgIO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ag: } \frac{107'9}{282'8} \cdot 100 \rightarrow 38'15\% \text{ Ag} \\ \text{I: } \frac{126'9}{282'8} \cdot 100 \rightarrow 44'87\% \text{ I} \\ \text{O: } \frac{48}{282'8} \cdot 100 \rightarrow 16'97\% \text{ O} \end{array} \right.$$

m) Dihidrogenofosfato de litio.

$$\text{LiH}_2\text{PO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{Li: } \frac{6'9}{103'9} \cdot 100 \rightarrow 6'64\% \text{ Li} \\ \text{H: } \frac{2}{103'9} \cdot 100 \rightarrow 1'92\% \text{ H} \\ \text{P: } \frac{31}{103'9} \cdot 100 \rightarrow 29'84\% \text{ P} \\ \text{O: } \frac{64}{103'9} \cdot 100 \rightarrow 61'60\% \text{ O} \end{array} \right.$$

