

La unidad fundamental de la Química: el mol

- 1 Cita tres disoluciones coloidales y tres disoluciones verdaderas que conozcas.

Hay muchísimos ejemplos. Entre las disoluciones coloidales fáciles de encontrar están la leche, la tinta y el almidón en agua. Entre las disoluciones verdaderas, agua con sal, agua y alcohol y el aire.

- 2 Clasifica como disoluciones verdaderas, coloides o suspensiones las siguientes mezclas:

a) Agua con azúcar. b) Agua con harina. c) Leche.
d) Tinta. e) Alcohol con sal. f) Agua con aceite.

Disoluciones verdaderas: a) Agua con azúcar.

Coloides: b) Agua con harina; c) Leche; d) Tinta.

Suspensiones: e) Alcohol con sal; f) Agua con aceite.

- 3 A 0,5 atm, un depósito de 500 L está lleno de metano. Calcula qué presión ejercerá si se cambia a otro depósito de 200 L a la misma temperatura.

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \rightarrow 0,5 \text{ atm} \cdot 500 \text{ L} = p_2 \cdot 200 \text{ L. De donde: } p_2 = 1,25 \text{ atm.}$$

- 4 Un volumen de 200 L de aire a 25 °C se calienta hasta 80 °C. Calcula el volumen que ocupará si no varía la presión.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{200 \text{ L}}{(273,15 + 25) \text{ K}} = \frac{V_2}{(273,15 + 80) \text{ K}}. \text{ De donde: } V_2 = 237 \text{ L.}$$

- 5 Un depósito contiene nitrógeno a 50 °C y 4 atm. ¿Hasta qué temperatura se debe enfriar para que la presión se reduzca a 2 atm?

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow \frac{4 \text{ atm}}{(273,15 + 50) \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm}}{T_2}. \text{ De donde se halla: } T_2 = 161,57 \text{ K} = -111,58 \text{ °C.}$$

- 6 Se traslada helio a 25 °C y 0,5 atm de un depósito de 200 L a otro depósito de 500 L, a 45 °C. ¿Qué presión habrá en el segundo depósito?

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{0,5 \text{ atm} \cdot 200 \text{ L}}{(273,15 + 25) \text{ K}} = \frac{p_2 \cdot 500 \text{ L}}{(273,15 + 45) \text{ K}}. \text{ De donde se halla: } p_2 = 0,21 \text{ atm.}$$

- 7 A 75 °C y 0,42 atm, 18,16 g de un gas ocupan un volumen de 5,3 L. Calcula su masa molecular.

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow 0,42 \text{ atm} \cdot 5,3 \text{ L} = \frac{18,16 \text{ g}}{M} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 75) \text{ K}$$

De donde se halla: $M = 232,9$.

- 8 Se mezclan 3 mol de metano, 2 mol de propano y 4 mol de hidrógeno en un depósito de 50 L a 30 °C. Calcula las presiones parciales de cada gas.

$$p_{\text{CH}_4} \cdot V = n_{\text{CH}_4} \cdot R \cdot T \rightarrow p_{\text{CH}_4} \cdot 50 \text{ L} = 3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 30) \text{ K} \rightarrow p_{\text{CH}_4} = 1,49 \text{ atm.}$$

$$p_{\text{C}_3\text{H}_8} \cdot V = n_{\text{C}_3\text{H}_8} \cdot R \cdot T \rightarrow p_{\text{C}_3\text{H}_8} \cdot 50 \text{ L} = 2 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 30) \text{ K} \rightarrow p_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,99 \text{ atm.}$$

$$p_{\text{H}_2} \cdot V = n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow p_{\text{H}_2} \cdot 50 \text{ L} = 4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 30) \text{ K} \rightarrow p_{\text{H}_2} = 1,99 \text{ atm.}$$

9 ¿De qué tipo de magnitud es unidad el mol? ¿Es una unidad del Sistema Internacional de unidades?

Es la unidad de cantidad de sustancia. Sí, es una de las siete unidades fundamentales del S.I.

10 Define el concepto de mol y explica qué tipo de entidades mide.

El mol es una unidad para medir la cantidad o número de entidades muy abundantes, como los electrones, átomos, iones, etcétera. No es una unidad de masa sino de cantidad, tal y como los son la docena o el millar. Se definió como la cantidad de sustancia que contiene tantos entes elementales como átomos hay en 12 g del isótopo de carbono, ^{12}C .

11 ¿Por qué el mol es una medida útil en los cálculos de las reacciones químicas y la masa no lo es?

Porque las reacciones químicas no funcionan según las masas de los átomos o de las moléculas sino según la cantidad que haya de unas y otras sustancias. Por ejemplo, una molécula de oxígeno reacciona con dos moléculas de hidrógeno para dar dos moléculas de agua, independientemente de la masa de unas moléculas y otras.

12 Cuando una sustancia como el agua pasa de líquido a gas, ¿cambia el número de moles? ¿Por qué?

No, porque es un cambio físico, no es un cambio químico. No hay reordenación de átomos y, por tanto, el número de moléculas al principio y al final es el mismo, y también, claro, el de moles.

13 Calcula el número de moles de agua que hay en 100 g de esta sustancia. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,00797 + 15,9994 = 18,0153.$$

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0153 \text{ g H}_2\text{O}} = 5,55 \text{ mol}$$

14 Calcula el número de moles de agua que hay en 50 cm³ de esta sustancia a 4 °C. (Datos: la densidad del agua a 4 °C es 1 g/cm³; $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,00797 + 15,9994 = 18,0153$$

$$50 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0153 \text{ g H}_2\text{O}} = 2,78 \text{ mol}$$

15 Calcula el número de gramos que hay en 1 mol de agua, H₂O, en 1 mol de hidrógeno, H₂, y en 1 mol de oxígeno, O₂. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,00797 + 15,9994 = 18,0153 \rightarrow \text{En un mol de agua hay } 18,0153 \text{ g.}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 1,00797 = 2,0159 \rightarrow \text{En un mol de hidrógeno hay } 2,0159 \text{ g.}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 15,9994 = 31,9988 \rightarrow \text{En un mol de oxígeno hay } 31,9988 \text{ g.}$$

16 Calcula el número de moléculas de agua que hay en 10 g de esta sustancia. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9999$).

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,00797 + 15,9994 = 18,0153.$$

$$10 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0153 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3,34 \cdot 10^{23} \text{ mol}$$

17 ¿Es posible preparar una cantidad de sustancia, en la que haya un número de moléculas inferior al que establece el número de Avogadro?

Naturalmente, en cualquier cantidad de sustancia inferior a un mol, el número de moléculas será menor que el N_A .

18 Calcula el número de átomos que hay en 20 g de agua. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,00797 + 15,9994 = 18,0153.$$

$$20 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0153 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} = 2,006 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

- 19 Una muestra de 1 g de un elemento contiene $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos de ese elemento. ¿Cuál es su masa atómica?

$$1 \text{ g } X \cdot \frac{1 \text{ mol } X}{m_x} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de } X$$

$$\text{De donde: } m_x = \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1,5 \cdot 10^{22}} = 40,147$$

- 20 Calcula la masa de un mol de las siguientes sustancias:

a) CH_4 . b) CuSO_4 . c) S. d) Fe.

(Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{C}) = 12,0107$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{s}) = 32,065$; $M(\text{Fe}) = 55,847$; $M(\text{Cu}) = 63,546$).

a) Su masa formular es: $M(\text{C}) + 4 \cdot M(\text{H}) = 12,0107 + 4 \cdot 1,00797 = 16,0426$.

Por tanto, la masa de un mol es 16,0426 g.

b) Su masa formular es: $M(\text{Cu}) + M(\text{s}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 63,546 + 32,065 + 4 \cdot 15,9994 = 159,6086$.

Por tanto, la masa de un mol es 159,6086 g.

c) Su masa atómica expresada en gramos es igual a la masa de un mol de azufre: 32,065 g.

d) Su masa atómica expresada en gramos es igual a la masa de un mol de hierro: 55,847 g.

- 21 ¿Es cierto que el volumen molar de cualquier sustancia es 22,4 L?

No. Esto solo es cierto para sustancias gaseosas medidas en las llamadas condiciones normales ($T = 0^\circ\text{C}$ y $p = 1 \text{ atm}$). Por ejemplo, 1 mol de agua líquida (unos 18 g) no ocupa 22,4 L.

- 22 ¿El volumen molar de un gas es siempre 22,4 L?

No. Solo es cierto si se trata de un gas con comportamiento ideal y en condiciones normales ($T = 0^\circ\text{C}$ y $p = 1 \text{ atm}$).

- 23 Calcula el volumen molar del agua a 4°C . (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9999$; densidad del agua a $4^\circ\text{C} = 1 \text{ g/cm}^3$).

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{18,0153 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ g H}_2\text{O}} = 18,0153 \text{ cm}^3$$

- 24 Una instalación de tratamiento previo en la boca de una mina puede convertir la mena de cobre en cloruro de cobre (II) dihidratado, en óxido de cobre (II) o en sulfuro de cobre (II). Suponiendo que simplemente se desea aprovechar el cobre de cada uno de estos compuestos, explica cuál de ellos resultará más barato de transportar y por qué. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{s}) = 32,065$; $M(\text{Cl}) = 35,453$; $M(\text{Cu}) = 63,546$).

Los compuestos de cobre a comparar son: $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; CuO ; CuS . Todos ellos tienen en su fórmula un átomo de Cu. Resultará más económico el que con la misma cantidad de cobre pese menos, o sea, el que tenga una masa formular o molar menor. Estas masas son:

$$M(\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = M(\text{Cu}) + 2 \cdot M(\text{Cl}) + 4 \cdot M(\text{H}) + 2 \cdot M(\text{O}) = 63,546 + 2 \cdot 35,453 + 4 \cdot 1,00797 + 2 \cdot 15,999 = 170,4827.$$

$$M(\text{CuO}) = M(\text{Cu}) + M(\text{O}) = 63,546 + 15,9994 = 79,5454.$$

$$M(\text{CuS}) = M(\text{Cu}) + M(\text{s}) = 63,546 + 32,065 = 95,611.$$

El de menor masa molar es el óxido de cobre (II), CuO , por tanto, es el más económico de transportar.

- 25 Calcula la masa de muestra que debe prepararse para obtener:

a) 1,25 moles de átomos de carbono en forma de diamante.

b) 0,25 moles de cloro gaseoso.

c) 0,75 moles de Fe en forma de metal sólido.

(Datos: $M(\text{C}) = 12,0107$; $M(\text{Cl}) = 35,453$; $M(\text{Fe}) = 55,847$).

a) $1,25 \text{ mol} \cdot \frac{12,0107 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 15,0134 \text{ g C}.$

b) $0,25 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{2 \cdot 35,453 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 17,7265 \text{ Cl}_2.$

c) $0,75 \text{ mol Fe} \cdot \frac{55,847 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 41,8853 \text{ g Fe}$

- 26 ¿Cuál es la masa de cobre que contiene un número de átomos de cobre idéntico a los contenidos en 12 g de ^{12}C ? (Dato: $M(\text{Cu}) = 63,546$).

12 g de ^{12}C es un mol. La masa de un mol de cobre es la que se da en el enunciado, 63,546 g.

- 27 ¿Cuál es la masa de una molécula de metano? ¿Cuántas moléculas de metano hay en 100 g de este gas? (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{C}) = 12,0107$).

$M(\text{CH}_4) = 12,0107 + 4 \cdot 1,00797 = 16,0426 \text{ uma}.$

$$100 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0426 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CH}_4} = 3,7538 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

- 28 Calcula el número de átomos de hidrógeno que hay en 1 mol de cada una de las siguientes sustancias:

- a) Hidrógeno gaseoso (H_2). c) Agua gaseosa.
b) Agua líquida. d) Metano.

a) $1 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} = 1,2044 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}.$

b) y c) En el caso del agua, no importa si es líquida o gaseosa, en un mol habrá el mismo número de moléculas y de átomos de H en ellas:

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} = 1,2044 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

d) $1 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula CH}_4} = 2,4088 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}.$

- 29 ¿Cuántos electrones hay en 1 g de gas hidrógeno (H_2)? (Dato: $M(\text{H}) = 1,00797$).

$$1 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \cdot 1,00797 \text{ g H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2} \cdot \frac{1 \text{ electrón}}{1 \text{ átomo H}} = 5,9744 \cdot 10^{23} \text{ electrones}.$$

- 30 ¿Cuál es la masa de los electrones que hay en 2 Tm de gas hidrógeno (H_2)? (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$).

$$2 \cdot 10^6 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \cdot 1,00797 \text{ g H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2} \cdot \frac{1 \text{ electrón}}{1 \text{ átomo H}} \cdot \frac{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}{1 \text{ electrón}} = 1,088 \text{ kg}$$

- 31 Calcula el número de moles de gas hidrógeno que hay en 44,8 L, medidos a 0°C y 1 atm.

2 moles porque el volumen de un mol de gas ideal en condiciones normales (0°C y 1 atm) es 22,4 L.

- 32 Calcula la masa total de cobre que hay en 10 g de sulfato de cobre (II). (Datos: $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{s}) = 32,065$; $M(\text{Cu}) = 63,546$).

$M(\text{CuSO}_4) = M(\text{Cu}) + M(\text{s}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 63,546 + 32,065 + 4 \cdot 15,9994 = 159,6086.$

$$10 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,6086 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{63,546 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 3,9814 \text{ g Cu}$$

- 33 Calcula la masa total de hidrógeno y la masa total de oxígeno contenidas en 100 L de agua. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1\,000\text{ kg/m}^3$).

$$100\text{ L H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{ m}^3}{1\,000\text{ L}} \cdot \frac{1\,000\text{ kg H}_2\text{O}}{1\text{ m}^3\text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\,000\text{ g}}{1\text{ kg}} \cdot \frac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18,0153\text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1,00797\text{ g H}}{1\text{ mol H}} \cdot \frac{1\text{ kg}}{1\,000\text{ g}} = 11,19\text{ kg H}$$

$$100\text{ L H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{ m}^3}{1\,000\text{ L}} \cdot \frac{1\,000\text{ kg H}_2\text{O}}{1\text{ m}^3\text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\,000\text{ g}}{1\text{ kg}} \cdot \frac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18,0153\text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\text{ mol O}}{1\text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{15,9994\text{ g O}}{1\text{ mol O}} \cdot \frac{1\text{ kg}}{1\,000\text{ g}} = 88,81\text{ kg O}$$

- 34 Enumera tres diferencias entre disoluciones y coloides.

Disoluciones

- Partículas de $10^{-9} - 10^{-11}$ m de diámetro.
- No separables por filtración.
- No cristalizan.

Coloides

- Partículas de $10^{-7} - 10^{-9}$ m de diámetro.
- Se separan por filtración de membrana.
- Cristalizables.

- 35 Cita cinco ejemplos de disoluciones verdaderas, de modo que el disolvente no sea siempre el agua.

Sal en agua; dióxido de carbono en agua; aceite en gasolina; glicerina en alcohol etílico; azufre en sulfuro de carbono.

- 36 ¿Puede una disolución no ser un líquido? Cita ejemplos, tanto si crees que la respuesta es afirmativa como si crees que es negativa.

Sí, una disolución puede ser líquida pero también ser un gas o un sólido. Por ejemplo:

- El aire es una disolución de oxígeno, nitrógeno y, en menor cantidad, de dióxido de carbono, vapor de agua y algunos otros gases.
- El gas natural es una mezcla de metano y, en pequeña proporción, de otros hidrocarburos gaseosos.
- El bronce es una disolución sólida de cobre, cinc y estaño.

- 37 ¿Por qué crees que las disoluciones verdaderas no pueden separarse por filtración?

Porque las partículas de los solutos son iones, átomos o moléculas cuyas medidas (entre 10^{-9} y 10^{-11} m de diámetro) son inferiores a las de los poros de los materiales filtradores.

- 38 La solubilidad del cloruro de plata es de 1,813 mg/L, mientras que la del cloruro sódico es de 35,9 g/100 mL, ambas a 25 °C. ¿Cuál de ellas es mayor? Clasifica estas sustancias como poco o muy solubles. ¿Crees que a otra temperatura cambiará su solubilidad?

Para comparar las solubilidades es conveniente expresar ambas en las mismas unidades:

$$S_{\text{AgCl}} = \frac{1,813\text{ mg}}{\text{L}} \cdot \frac{1\text{ g}}{1\,000\text{ mg}} = 0,001813\text{ g/L}; S_{\text{NaCl}} = \frac{35,9\text{ g}}{100\text{ mL}} \cdot \frac{1\,000\text{ mL}}{1\text{ L}} = 359\text{ g/L}$$

El cloruro sódico, NaCl, es una sustancia muy soluble. El cloruro de plata, AgCl, es una sustancia muy poco soluble.

A otra temperatura, las solubilidades sí pueden ser diferentes.

- 39 Expresa la solubilidad de las sustancias de la actividad anterior en molaridades. (Datos: $M(\text{Cl}) = 35,453$; $M(\text{Na}) = 22,9898$; $M(\text{Ag}) = 107,868$).

$$S_{\text{AgCl}} = 0,001813\frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1\text{ mol AgCl}}{(35,453 + 107,868)\text{ g AgCl}} = 1,265 \cdot 10^{-5}\text{ M}$$

$$S_{\text{NaCl}} = 359\frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1\text{ mol NaCl}}{(35,453 + 22,9898)\text{ g NaCl}} = 6,143\text{ M}$$

- 40 Plantea una hipótesis sobre por qué cambia la solubilidad de las sustancias con la temperatura.

La temperatura aumenta el estado de agitación de las moléculas del disolvente con lo cual los enlaces entre ellas se debilitan y permiten una mejor interposición de las moléculas de soluto entre las de disolvente. Además, la mayor agitación también favorece la mejor dispersión de las moléculas de soluto.

- 41 ¿Por qué crees que la solubilidad de los gases en agua acostumbra a disminuir con la temperatura, mientras la de los sólidos acostumbra a aumentar?

La mayor agitación de las moléculas o iones en el caso de los solutos sólidos solo sirve para facilitar su mezcla. En cambio, en el caso de gases, la aproximación de moléculas de soluto a la superficie del líquido facilita su evaporación. La mayor agitación, derivada de la mayor temperatura, actúa renovando esta presencia de moléculas de soluto en la superficie del líquido donde se evaporan y contribuye a disminuir la concentración de gas en el seno del líquido.

- 42 De las siguientes sustancias, señala cuáles serán solubles en agua y cuáles en benceno:

- a) Azufre.
- b) Sal común.
- c) Aceite.
- d) Alcohol.
- e) Ácido clorhídrico.
- f) Amoníaco.
- g) Metano.

Son solubles en agua las sustancias iónicas y polares: sal común (NaCl), alcohol (CH₃CH₂OH), ácido clorhídrico (HCl) y amoníaco (NH₃).

Son solubles en benceno las apolares: azufre (S₈), aceite y metano (CH₄).

- 43 Define molaridad, fracción molar y porcentaje en masa.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de disolución}}$$

$$\text{Fracción molar} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Total de moles de la disolución}}$$

$$\text{Porcentaje} = \frac{\text{Gramo de soluto}}{100 \text{ g de disolución}}$$

- 44 Calcula los gramos de NaCl que hay que pesar para preparar 250 mL de una disolución de concentración 0,1 M. (Datos: $M(\text{Na}) = 22,9898$; $M(\text{Cl}) = 35,453$).

$$250 \text{ mL} \cdot \frac{0,1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ 000 mL}} \cdot \frac{(35,453 + 22,9898) \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 1,4611 \text{ g NaCl}$$

- 45 Calcula los gramos de KF que debemos pesar para preparar 100 mL de una disolución de concentración 0,25 M. (Datos: $M(\text{K}) = 39,0983$; $M(\text{F}) = 18,998$).

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{0,25 \text{ mol KF}}{1 \text{ 000 mL}} \cdot \frac{(39,0983 + 18,998) \text{ g KF}}{1 \text{ mol KF}} = 1,4524 \text{ g KF}$$

- 46 Calcula los gramos de CuCl₂ que hemos de pesar para preparar 1 L de una disolución de concentración 0,05 M. (Datos: $M(\text{Cu}) = 63,546$; $M(\text{Cl}) = 35,453$).

$$1 \text{ L} \cdot \frac{0,05 \text{ mol CuCl}_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{(63,546 + 2 \cdot 35,453) \text{ g CuCl}_2}{1 \text{ mol CuCl}_2} = 6,7276 \text{ g CuCl}_2$$

47 ¿Cuántos moles de NaCl tomamos si cogemos 25 mL de una disolución 0,2 M en NaCl?

$$25 \text{ mL} \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaCl}}{1000 \text{ mL}} = 0,005 \text{ mol NaCl}$$

48 ¿Cuántos moles de H₂SO₄ tomamos si cogemos 350 mL de una disolución 0,05 M en H₂SO₄?

$$350 \text{ mL} \cdot \frac{0,05 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL}} = 0,0175 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

49 ¿Cuántos gramos de KCl tomamos si cogemos 10 mL de una disolución 0,15 M en KCl? (Datos: $M(\text{K}) = 39,098$; $M(\text{Cl}) = 35,453$).

$$10 \text{ mL} \cdot \frac{0,15 \text{ mol KCl}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{(39,098 + 35,453) \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,112 \text{ g KCl}$$

50 El límite legal para el cromo hexavalente en los vertidos de las refinerías de petróleo es de 0,05 mg/L y el de plomo es de 0,1 mg/L. Calcula estos límites en concentraciones molares. (Datos: $M(\text{Cr}) = 51,996$; $M(\text{Pb}) = 207,19$).

$$\frac{0,05 \text{ mg Cr}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ g Cr}}{10^3 \text{ mg Cr}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{51,996 \text{ g Cr}} = 9,616 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\frac{0,1 \text{ mg Pb}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ g Pb}}{10^3 \text{ mg Pb}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}}{207,19 \text{ g Pb}} = 4,826 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

51 La concentración máxima permitida de DDT (C₁₄H₉Cl₅) para las aguas de distribución es de 0,042 mg/L. Calcula esta concentración en partes por millón (ppm) y en molaridad. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{C}) = 12,0107$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$M(\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5) = 14 \cdot M(\text{C}) + 9 \cdot M(\text{H}) + 5 \cdot M(\text{Cl}) = 14 \cdot 12,0107 + 9 \cdot 1,00797 + 5 \cdot 35,453 = 354,4865$$

$$\frac{0,042 \text{ mg C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5}{\text{L}} \cdot \frac{10^3 \mu\text{g}}{1 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ g}} = 0,042 \frac{\mu\text{g}}{\text{g}} = 0,042 \text{ ppm}$$

$$\frac{0,042 \cdot 10^{-3} \text{ g C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5}{354,4865 \text{ g}} = 1,185 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

52 Calcula las cantidades de Na₂CO₃ · 10 H₂O y de agua para preparar 12 litros de disolución al 13,9 % en masa de Na₂CO₃, siendo la densidad de la disolución de 1,145 kg/L. ¿Cuál es la molaridad de la disolución? (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{C}) = 12,0107$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{Na}) = 22,9898$).

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot M(\text{Na}) + M(\text{C}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 22,9898 + 12,0107 + 3 \cdot 15,9994 = 105,9885.$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}) = 105,9885 + 10 \cdot (2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O})) = 105,9885 + 180,1534 = 286,1419.$$

$$12 \text{ L} \cdot \frac{1,145 \text{ kg disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{13,9 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,9885 \text{ Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}$$

$$\cdot \frac{286,1419 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 5,156 \text{ kg de Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$$

$$\text{La masa total de la disolución es: } 12 \text{ L} \cdot \frac{1,145 \text{ kg disolución}}{\text{L disolución}} = 13,740 \text{ kg de disolución.}$$

Y la cantidad de agua se calcula por resta:

$$13,740 \text{ kg de disolución} - 5,156 \text{ kg de Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} = 8,584 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$\text{Para hallar la molaridad: } \frac{1,145 \text{ kg disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{13,9 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,9885 \text{ Na}_2\text{CO}_3} = 1,5 \text{ M}$$

- 53 Calcula los gramos de NaNO_3 y de $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ a disolver en agua para obtener en cada caso 100 cm^3 de disolución que contenga $0,01 \text{ mol}$ de iones Na^+ . (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{C}) = 12,0107$; $M(\text{N}) = 14,0067$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{Na}) = 22,9898$).

$$M(\text{NaNO}_3) = M(\text{Na}) + M(\text{N}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 84,9947.$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 105,9885 + 10 \cdot (2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O})) = 105,9885 + 180,1534 = 286,1419.$$

$$0,01 \text{ mol Na}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{1 \text{ mol Na}^+} \cdot \frac{84,9947 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 0,850 \text{ g NaNO}_3$$

$$0,01 \text{ mol Na}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol Na}^+} \cdot \frac{286,1419 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}} = 1,431 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$$

- 54 ¿Qué volumen debes tomar de una disolución 1 M en H_2SO_4 para preparar 250 mL de otra que sea $0,10 \text{ M}$ en el mismo ácido?

$$250 \text{ mL solución B} \cdot \frac{0,10 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ 000 mL solución B}} \cdot \frac{1 \text{ 000 mL solución A}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 25 \text{ mL}$$

- 55 ¿Qué volumen debes tomar de una disolución 2 M en HNO_3 para preparar 100 mL de otra que sea $0,5 \text{ M}$ en el mismo ácido?

$$100 \text{ mL solución B} \cdot \frac{0,5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ 000 mL solución B}} \cdot \frac{1 \text{ 000 mL solución A}}{2 \text{ mol HNO}_3} = 25 \text{ mL}$$

- 56 Explica cómo prepararías en el laboratorio 100 mL de una disolución de concentración $0,1 \text{ M}$ en KCl .

Primero se debe calcular la masa a pesar de KCl para lo cual deben buscarse en una tabla las masas atómicas del cloro ($35,453$) y del potasio ($39,0983$).

$$100 \text{ mL solución} \cdot \frac{0,1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ 000 mL solución}} \cdot \frac{(35,453 + 39,0983) \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,7455 \text{ g KCl}$$

En una balanza de precisión se mediría esta cantidad.

Luego, se disuelve en un vaso de precipitados con agua destilada (unos 50 mL) y, con la ayuda de un embudo, se vierte en un matraz aforado de 100 mL . Se lava unas tres veces con pequeños volúmenes de agua destilada (unos 10 mL) el vaso de precipitados en donde se había disuelto la sal y se añaden las aguas de lavado al aforado. Finalmente, con la ayuda de una pipeta o de un gotero, se completa el volumen de líquido del aforado hasta el enrase que marca los 100 mL de capacidad, se cierra con el tapón y se agita para homogeneizar.

- 57 Calcula la molaridad de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) preparada al 1% en masa cuya densidad es $1,193 \text{ g/mL}$. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{C}) = 12,0107$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot M(\text{C}) + 12 \cdot M(\text{H}) + 6 \cdot M(\text{O}) = 6 \cdot 12,0107 + 12 \cdot 1,00797 + 6 \cdot 15,9994 = 180,1562.$$

$$\frac{1 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{100 \text{ g solución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,1562 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{1,193 \text{ g solución}}{1 \text{ mL solución}} \cdot \frac{1 \text{ 000 mL solución}}{1 \text{ L solución}} = 0,066 \text{ M}$$

- 58 Se mezclan dos sustancias A (de masa molar 100 g/mol) y B (de masa molar 80 g/mol) en una proporción tal que forman una disolución líquida ideal de concentración $5,0 \text{ M}$ en B y de densidad igual a $0,80 \text{ g/mL}$. ¿Cuál es la cantidad, en gramos, de A y de B presentes y el porcentaje en masa de cada uno de ellos? ¿Cuál es la fracción molar de A y de B en la disolución?

$$\text{Los gramos de B por litro de disolución son: } \frac{5 \text{ mol B}}{\text{L solución}} \cdot \frac{80 \text{ g B}}{1 \text{ mol B}} = 400 \text{ g B/L solución.}$$

La masa de un litro de disolución es: $1\ 000\ \text{mL solución} \cdot \frac{0,8\ \text{g solución}}{\text{mL solución}} = 800\ \text{g}$.

Por tanto, los gramos de A en un litro son: $800\ \text{g solución/L sol.} - 400\ \text{g de B/L sol.} = 400\ \text{g de A/L sol.}$

Las molaridades de A y de B son:

$$\frac{400\ \text{g A}}{\text{L solución}} \cdot \frac{1\ \text{mol A}}{100\ \text{g A}} = 4\ \text{mol A/L solución}; \frac{400\ \text{g B}}{\text{L solución}} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{80\ \text{g B}} = 5\ \text{mol B/L solución}$$

$$X_A = \frac{4\ \text{mol A}}{4\ \text{mol A} + 5\ \text{mol B}} = 0,444; X_B = \frac{5\ \text{mol B}}{4\ \text{mol A} + 5\ \text{mol B}} = 0,556$$

- 59 Se disuelven 10 g de ácido clorhídrico en 75 g de agua. La densidad de la disolución resultante a la temperatura de 20 °C es de 1 060 kg/m³. Halla la concentración de la disolución en tanto por ciento en masa, en gramos de soluto por litro de disolución y en molaridad. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{Cl}) = 35,453$).

$$\frac{10\ \text{g HCl}}{75\ \text{g H}_2\text{O} + 10\ \text{g HCl}} = 0,1176 \frac{\text{g HCl}}{\text{g totales}} = 11,76\ \% \text{ HCl}$$

$$\frac{11,76\ \text{g HCl}}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ 060 \cdot 10^3\ \text{g disolución}}{1\ 000\ \text{L disolución}} = 124,66 \frac{\text{g HCl}}{\text{L disolución}}$$

$$\frac{124,706\ \text{g HCl}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{(35,453 + 1,00797)\ \text{g HCl}} = 3,42\ \text{M}$$

- 60 Un ácido nítrico concentrado tiene una densidad de valor 1,405 g/cm³ y una concentración de HNO₃ del 68,1 % en masa. Calcula su molaridad. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{N}) = 14,0067$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$M(\text{HNO}_3) = M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 1,00797 + 14,0067 + 3 \cdot 15,9994 = 63,0129.$$

$$\frac{68,1\ \text{g HNO}_3}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1,405\ \text{g disolución}}{\text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{1\ 000\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} \cdot \frac{1\ \text{mol HNO}_3}{63,0129\ \text{g}} = 15,18\ \text{mol HNO}_3/\text{L}$$

- 61 ¿Qué volumen de una disolución de ácido sulfúrico 0,8 M se deberá tomar para que contenga 5 g de H₂SO₄? (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{S}) = 32,065$; $M(\text{Cl}) = 35,453$).

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 1,00797 + 32,065 + 4 \cdot 15,9994 = 98,0785.$$

$$5\ \text{g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98,0785\ \text{g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{L}}{0,8\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 0,06315\ \text{L} = 63,15\ \text{cm}^3$$

- 62 Se añaden 3 g de cloruro potásico a 40 g de una disolución de cloruro potásico al 12 % en masa. Halla, para la disolución resultante, el tanto por ciento en masa de cloruro potásico.

$$\text{En la disolución original: } M(\text{KCl}) = 40\ \text{g} \cdot \frac{12\ \text{g KCl}}{100\ \text{g disolución}} = 4,8\ \text{g KCl}.$$

$$\text{En la disolución final: } M(\text{KCl}) = 4,8\ \text{g KCl} + 3\ \text{g KCl} = 7,8\ \text{g KCl}.$$

$$\% \text{ KCl} = \frac{7,8\ \text{g KCl}}{(40 + 3)\ \text{g disolución}} = 0,1814 = 18,14\ \% \text{ KCl}$$

- 63 Calcula los gramos de Co(NO₃)₂ · 6 H₂O (nitrato de cobalto hexahidratado) que se deben añadir a 200 g de agua destilada para preparar una disolución al 5 % en sal anhidra. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{N}) = 14,0067$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{Co}) = 58,9332$).

$$M(\text{Co}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Co}) + 2 \cdot (M(\text{N}) + 3 \cdot M(\text{O})) = 58,9332 + 2 \cdot (14,0067 + 3 \cdot 15,9994) = 182,9430.$$

$$M(\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6(\text{H}_2\text{O})) = 182,9430 + 6 \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 182,9430 + 6 \cdot (2 \cdot 1,00797 + 15,9994) = 291,0350.$$

Al añadir x g de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, se añaden:

$$x \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}}{291,0350 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{6 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,0153 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 0,3714 x \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

$$x \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}}{291,0410 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,9490 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 0,6286 x \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2$$

Esto nos permite expresar el porcentaje de sal anhidra cuando añadimos x g de sal hidratada e igualarlo al 5 % pedido:

$$\frac{5 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}}{100 \text{ g } \text{disolución}} = \frac{0,6286 x \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2}{(200 + 0,3714 x + 0,6286 x) \text{ g } \text{disolución}}$$

Solucionando: $x = 17,28 \text{ g}$.

- 64 Al disolver 90 g de hidróxido sódico en 200 g de agua, resulta una disolución con una densidad de $1,340 \text{ g/cm}^3$ a 20°C . Calcula su concentración en porcentaje en masa, en gramos/L y en molaridad. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{O}) = 15,9994$; $M(\text{Na}) = 22,9898$).

$$\frac{90 \text{ g } \text{NaOH}}{(200 + 90) \text{ g } \text{disolución}} = 0,3103 = 31,03 \%$$

$$\frac{31,03 \text{ g } \text{NaOH}}{100 \text{ g } \text{disolución}} \cdot \frac{1,340 \text{ g } \text{disolución}}{\text{cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1 \text{ 000 cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L } \text{disolución}} = 415,86 \frac{\text{g } \text{NaOH}}{\text{L } \text{disolución}}$$

$$\frac{415,86 \text{ g } \text{NaOH}}{\text{L } \text{disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NaOH}}{(22,9898 + 1,00797 + 15,9994) \text{ g } \text{NaOH}} = 10,40 \text{ M}$$

- 65 Se mezclan 200 cm^3 de una disolución $0,3 \text{ M}$ de ácido fluorhídrico con 300 cm^3 de una disolución $0,1 \text{ M}$ también de ácido fluorhídrico. Calcula la molaridad de la disolución resultante, suponiendo que las densidades de las disoluciones son parecidas, de modo que los volúmenes pueden considerarse aditivos.

$$200 \text{ cm}^3 \cdot \frac{0,3 \text{ mol HF}}{1 \text{ 000 cm}^3 \text{ disolución}} = 0,06 \text{ mol HF}; 300 \text{ cm}^3 \cdot \frac{0,1 \text{ mol HF}}{1 \text{ 000 cm}^3 \text{ disolución}} = 0,03 \text{ mol HF}$$

Los moles totales de HF de la mezcla son: $0,06 \text{ mol HF} + 0,03 \text{ mol HF} = 0,09 \text{ mol HF}$.

Si los volúmenes se consideran aditivos, el volumen total es: $200 \text{ cm}^3 + 300 \text{ cm}^3 = 500 \text{ cm}^3$.

Con lo cual, la molaridad resultante es: $\frac{0,09 \text{ mol HF}}{0,5 \text{ L } \text{disolución}} = 0,18 \text{ M}$.

- 66 Se dispone de un ácido clorhídrico del 32,14 % de concentración en masa y de densidad $1,119 \text{ g/cm}^3$. Calcula qué volumen de este ácido concentrado hay que añadir a $0,5 \text{ L}$ de una disolución del mismo ácido, pero de concentración $0,932 \text{ molar}$, para que la mezcla alcance una concentración 1 M , suponiendo que los volúmenes sean aditivos. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{Cl}) = 35,453$).

Llamemos A a la disolución concentrada y B a la diluida. El número de moles de HCl en $0,5 \text{ L}$ de disolución B es:

$$0,5 \text{ L } \text{disolución B} \cdot \frac{0,932 \text{ mol HCl}}{\text{L } \text{disolución}} = 0,466 \text{ mol HCl}$$

Llamemos X a los mL de disolución A añadidos a la B. En estos X mL los moles de HCl son:

$$X \text{ mL } \text{solución A} \cdot \frac{1,119 \text{ g } \text{solución}}{\text{mL } \text{solución A}} \cdot \frac{32,14 \text{ g HCl}}{100 \text{ g } \text{solución A}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{(35,453 + 1,00797) \text{ g HCl}} = 0,00986 X \text{ mol HCl}$$

En la disolución resultante, los moles de HCl son la suma de: $0,466 \text{ mol HCl} + 0,0986 X \text{ mol HCl}$.

El volumen de la disolución resultante, suponiendo que los volúmenes sean aditivos, es: $0,5 \text{ L} + X \text{ mL}$.

Por tanto, la molaridad de la disolución resultante que debe ser igual a 1M será:

$$\frac{(0,00986 X + 0,466) \text{ mol HCl}}{(0,5 + X \cdot 10^3) \text{ L disolución}}$$

De donde se despeja: $X = 3,84 \text{ mL}$.

- 67 La presión de un neumático de un remolque es de $3 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Exprésala en atmósferas y en milímetros de mercurio.

$$3 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{10^5 \text{ Pa}} = 3 \text{ atm}; 3 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = 2 280 \text{ mm Hg}$$

- 68 Las presión de unos neumáticos de automóvil es de $2,5 \text{ atm}$ a 20°C . Después de rodar varios kilómetros, la temperatura de las ruedas ha subido hasta 80°C . Suponiendo que el volumen no ha variado sensiblemente, ¿cuál es la presión que soportan los neumáticos?

Si aplicamos: $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$, resulta: $\frac{2,5 \text{ atm}}{(273,15 + 20) \text{ K}} = \frac{p_2}{(273,15 + 80)}$. De donde: $p_2 = 3,01 \text{ atm}$.

- 69 Calcula la presión que se debe aplicar para, sin variar la temperatura, comprimir hasta un volumen de 100 L una masa gaseosa que a 20°C y $0,92 \text{ atm}$ Hg ocupa un volumen de 500 L .

Si aplicamos: $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$, resulta: $500 \text{ L} \cdot 0,92 \text{ atm} = p_2 \cdot 100 \text{ L}$. De donde: $p_2 = 4,6 \text{ atm}$.

- 70 Una cantidad de oxígeno ocupa un depósito de $1 200 \text{ L}$ a una presión de 500 mm de Hg. ¿Cuál será el nuevo volumen al que podrá reducirse si se aumenta un cincuenta por ciento la presión?

Si aplicamos: $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$, resulta: $500 \text{ mm Hg} \cdot 1 200 \text{ L} = 1,5 \cdot 500 \text{ mm Hg} \cdot V_2$. De donde: $V_2 = 800 \text{ L}$.

- 71 Un volumen de 30 L está lleno de nitrógeno a una temperatura de 27°C y 1 atm de presión. ¿En qué volumen podrá encerrarse si la temperatura desciende hasta 15°C sin que varíe la presión?

Aplicando: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$, resulta: $\frac{30 \text{ L}}{(273,15 + 27) \text{ K}} = \frac{V_2}{(273,15 + 15) \text{ K}}$. De donde: $V_2 = 28,8 \text{ L}$.

- 72 A 17°C y 1 atm de presión, una masa de aire ocupa un volumen de $2 100 \text{ L}$. ¿A qué temperatura deberá calentarse para que ocupe un volumen de $3 000 \text{ L}$ sin que se altere la presión?

Si aplicamos: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$, resulta: $\frac{2 100 \text{ L}}{(273,15 + 17) \text{ K}} = \frac{3 000 \text{ L}}{(273,15 + T) \text{ K}}$. De donde: $T = 141,35^\circ\text{C}$.

- 73 Un gas ocupa un volumen de 500 L a 23°C y 760 mm de Hg. Si se calienta sin variar la presión hasta que el volumen final es un 250% del volumen inicial, calcula la temperatura hasta la que se ha calentado.

Si aplicamos: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$, resulta: $\frac{500 \text{ L}}{(273,15 + 23) \text{ K}} = \frac{2,5 \cdot 500 \text{ L}}{(273,15 + T) \text{ K}}$. De donde: $T = 467,23^\circ\text{C}$.

- 74 Una masa de aire seco se guarda en un depósito de 600 L a una temperatura de 25°C y 775 mm de Hg. Si se quiere trasladar a un depósito de 100 L y almacenarlo a una temperatura de 19°C , calcula cuál será la presión que ejercerá.

Si aplicamos: $\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$, resulta: $\frac{775 \text{ mm Hg} \cdot 600 \text{ L}}{(273,15 + 25) \text{ K}} = \frac{p_2 \cdot 100 \text{ L}}{(273,15 + 19) \text{ K}}$. De donde:

$$p_2 = 4 556 \text{ mmHg} = 5,995 \text{ atm}.$$

- 75 Una cierta cantidad de neón se introduce en un recipiente de volumen variable mediante un émbolo o pistón. Al regular el volumen a 250 mL , la presión y temperatura medidas son de $0,92 \text{ atm}$ y 20°C . Si se comprime el émbolo hasta que el volumen sea de 224 mL y se enfría hasta que la temperatura sea de 5°C , ¿qué presión indicará el manómetro?

Si aplicamos: $\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$, resulta: $\frac{0,92 \text{ atm} \cdot 250 \text{ mL}}{(273,15 + 20) \text{ K}} = \frac{p_2 \cdot 224 \text{ mL}}{(273,15 + 5) \text{ K}}$. De donde:

$$p_2 = 0,97 \text{ atm}.$$

- 76 Una masa de 0,908 gramos de una sustancia gaseosa ocupa un volumen de 530,8 cm³ a una presión de 0,842 atm y una temperatura de 75 °C. Calcula la masa molecular de esa sustancia.

Aplicando: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, y sustituyendo: $0,842 \text{ atm} \cdot 0,5308 \text{ L} = \frac{0,908 \text{ g}}{M} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 75) \text{ K}$.

De donde se obtiene: $M = 58$.

- 77 Una muestra de masa 0,738 g de una sustancia gaseosa a 98 °C ocupa un volumen de 720 mL y ejerce una presión de 740 mm de Hg. Se sabe que se trata de un alcohol. ¿Se puede saber cuál?

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$ Sustituyendo: $\frac{740}{760} \text{ mm Hg} \cdot 0,720 \text{ L} = \frac{0,738 \text{ g}}{M} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 98) \text{ K}$.

De donde se obtiene: $M = 32,04$.

Esta masa molecular solo puede corresponder a un alcohol, al más simple que existe, el metanol: CH₃OH. Cualquier otro alcohol tendría una masa molecular mayor.

En efecto: $4 \cdot M(\text{H}) + M(\text{C}) + M(\text{O}) = 4 \cdot 1,00797 + 12,0107 + 15,9994 = 32,04$.

- 78 A 25 °C, 1,123 g de una sustancia gaseosa ocupan un volumen de 0,42 L y ejercen una presión de 0,921 atm.

a) Calcula su masa molecular.

b) Sabiendo que se trata de un elemento que forma moléculas biatómicas, ¿podrías indicar de que sustancia se trata?

a) $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$ Sustituyendo: $0,921 \text{ atm} \cdot 0,42 \text{ L} = \frac{0,123 \text{ g}}{M} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 25) \text{ K}$.

De donde se obtiene: $M = 70,977$.

b) Si forma moléculas biatómicas, la masa atómica del elemento debe ser: $\frac{70,977}{2} = 35,489$. Por tanto, se trata del cloro, cuya masa atómica reconocida es de 35,453.

- 79 Para comprobar la estanqueidad de un tanque que resiste 10 atm de presión, se llena con aire a 0 °C y una presión de 1 atm. ¿Es prudente calentar el tanque hasta 250 °C?

Si aplicamos: $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$, resulta: $\frac{1 \text{ atm}}{(273,15 + 0) \text{ K}} = \frac{p_2}{(273,15 + 250)}$. De donde: $p_2 = 1,92 \text{ atm}$.

La presión no superará la que resiste el tanque.

- 80 En porcentaje volumétrico, la composición del aire seco es: 78,084 % de N₂; 20,946 % de O₂; 0,934 % de Ar; 0,033 % de CO₂ y 0,002 % de otros gases. Su densidad en condiciones normales es de 1,2929 g/dm³. Expresa su composición en fracciones molares, calcula las presiones parciales de los distintos componentes y su masa molecular media.

A igualdad de presión y temperatura, el volumen ocupado por un gas ideal solo depende del número de moles. Por tanto, las proporciones entre volúmenes equivalen a las proporciones entre moles. Así, la composición del aire expresada en porcentajes volumétricos es la misma que en fracciones molares. O sea:

$$X_{\text{N}_2} = 0,781; X_{\text{O}_2} = 0,209; X_{\text{Ar}} = 0,00934; X_{\text{CO}_2} = 0,00033; X_{\text{otros}} = 0,000002$$

Si la presión total es 1 atm (condiciones normales), las presiones parciales son:

$$p_{\text{N}_2} = p_T \cdot X_{\text{N}_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,781 = 0,781 \text{ atm}; p_{\text{O}_2} = p_T \cdot X_{\text{O}_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,209 = 0,209 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Ar}} = p_T \cdot X_{\text{Ar}} = 1 \text{ atm} \cdot 0,00934 = 0,00934 \text{ atm}; p_{\text{CO}_2} = p_T \cdot X_{\text{CO}_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,00033 = 0,00033 \text{ atm}$$

$$p_{\text{otros}} = 0,000002 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow \text{Reordenando: } p = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M}. \text{ Donde } m/V \text{ es la densidad.}$$

$$1 \text{ atm} = 1,2929 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot \frac{(273,15 + 0) \text{ K}}{M} \rightarrow M = 28,96$$

- 81 Un depósito de 3 470 L está lleno de etino o acetileno, C_2H_2 , a 21 °C de temperatura y 0,951 atm de presión. Calcula la masa de gas contenida en el depósito. (Datos: $M(\text{H}) = 1,00797$; $M(\text{C}) = 12,0107$).

$$M(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 12,0107 + 2 \cdot 1,00797 = 26,0373$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \text{Sustituyendo: } 0,951 \text{ atm} \cdot 3470 \text{ L} = \frac{x \text{ g}}{26,0373} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 21) \text{ K}$$

De donde se halla: $m = 3\,562 \text{ g} = 3,562 \text{ kg}$.

- 82 Calcula la presión que ejercerán 10 g de oxígeno, O_2 , en un volumen de 7,63 L a 17 °C. (Dato: $M(\text{O}) = 15,9994$).

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \text{Sustituyendo: } p \cdot 7,63 \text{ L} = \frac{10}{31,9988} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 17) \text{ K}$$

De donde: $p = 0,9745 \text{ atm}$.

- 83 Se conecta un depósito de 300 cm^3 de metano a 100 mm de Hg con otro de 500 cm^3 de argón a 200 mm Hg, ambos a la misma temperatura. Calcula la presión total de la mezcla.

La temperatura de ambos gases antes de la mezcla y la final de la mezcla es la misma, T , y el volumen disponible para la mezcla es la suma de los volúmenes de partida. Aplicando la ecuación de estado a los depósitos de partida:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T ; \frac{100}{760} \text{ atm} \cdot 0,300 \text{ L} = n_{\text{CH}_4} \cdot R \cdot T ; \text{ de donde: } n_{\text{CH}_4} = \frac{100}{760} \text{ atm} \cdot \frac{0,300 \text{ L}}{R \cdot T}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T ; \frac{200}{760} \text{ atm} \cdot 0,500 \text{ L} = n_{\text{Ar}} \cdot R \cdot T ; \text{ de donde: } n_{\text{Ar}} = \frac{200}{760} \text{ atm} \cdot \frac{0,500 \text{ L}}{R \cdot T}$$

$$p_T \cdot (0,5 + 0,3) \text{ L} = \left\{ \frac{100}{760} \text{ atm} \cdot \frac{0,300 \text{ L}}{R \cdot T} + \frac{200}{760} \text{ atm} \cdot \frac{0,500 \text{ L}}{R \cdot T} \right\} \cdot R \cdot T$$

De donde: $p = 0,2138 \text{ atm} = 162,5 \text{ mm Hg}$.

- 84 Una mezcla de gases a la presión de 700 mm de Hg contiene un 60 % de cloro, un 10 % de neón y un 30 % de argón. Calcula las presiones parciales de cada uno.

Las fracciones molares son: $X_{\text{Cl}_2} = 0,60$; $X_{\text{Ne}} = 0,10$; $X_{\text{Ar}} = 0,3$.

Las presiones parciales serán:

$$p_{\text{Cl}_2} = p_T \cdot X_{\text{Cl}_2} = 700 \text{ mm de Hg} \cdot 0,60 = 420 \text{ mm Hg}$$

$$p_{\text{Ne}} = p_T \cdot X_{\text{Ne}} = 700 \text{ mm de Hg} \cdot 0,10 = 70 \text{ mm Hg}$$

$$p_{\text{Ar}} = p_T \cdot X_{\text{Ar}} = 700 \text{ mm de Hg} \cdot 0,3 = 210 \text{ mm Hg}$$

- 85 Calcula las presiones parciales del oxígeno y del nitrógeno en un recipiente de 200 L de capacidad que, a la temperatura de 17 °C, contiene 300 g de aire. La composición en porcentajes máxicos del aire es: 23 % de oxígeno y 77 % de nitrógeno. (Datos: $M(\text{N}) = 14,0067$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

En 300 g de aire las cantidades de O_2 y N_2 que habrá serán:

$$300 \text{ g aire} \cdot \frac{23 \text{ g O}_2}{100 \text{ g aire}} = 69 \text{ g O}_2 ; 300 \text{ g aire} \cdot \frac{77 \text{ g N}_2}{100 \text{ g aire}} = 231 \text{ g N}_2$$

Las presiones parciales serán:

Sustituyendo en: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$p_{\text{O}_2} \cdot 200 \text{ L} = \frac{69}{2 \cdot 15,9994} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 17) \text{ K}; p_{\text{O}_2} = 0,257 \text{ atm}$$

Sustituyendo en: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$p_{\text{N}_2} \cdot 200 \text{ L} = \frac{231}{2 \cdot 14,0067} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 17) \text{ K}; p_{\text{N}_2} = 0,981 \text{ atm}$$

- 86 Calcula la densidad del nitrógeno en condiciones normales. (Dato: $M(\text{N}) = 14,0067$).

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow \text{Reordenando: } p = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M}; \text{ donde } m/V \text{ es la densidad. O sea: } d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

En condiciones normales, $p = 1 \text{ atm}$ y $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \cdot 14,0067 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 0) \text{ K}} = 1,25 \text{ g/L}$$

- 87 Calcula la densidad del nitrógeno a 700 mm Hg y 27 °C. (Dato: $M(\text{N}) = 14,0067$).

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow \text{Reordenando: } p = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M}; \text{ donde } m/V \text{ es la densidad. O sea: } d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

Si $p = 700 \text{ mm Hg}$ y $T = 27 \text{ }^\circ\text{C}$:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 2 \cdot 14,0067 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 25) \text{ K}} = 1,055 \text{ g/L}$$

- 88 La densidad del cloro en condiciones normales es de 3,167 g/L. ¿Cuál es su densidad a 0,92 atm y 300,16 K? (Dato: $M(\text{Cl}) = 35,453$).

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow \text{Reordenando: } p = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M}; \text{ donde } m/V \text{ es la densidad. O sea: } d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

Si $p = 0,92 \text{ atm}$ y $T = 300,16 \text{ K}$:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{0,92 \text{ atm} \cdot 2 \cdot 35,453 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 300,16 \text{ K}} = 2,650 \text{ g/L}$$

- 89 Calcula el volumen que ocupará un gas medido en condiciones normales si a 700 mm Hg y 27 °C ocupa un volumen de 6 L.

$$\text{Si aplicamos: } \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}, \text{ resulta: } \frac{\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 6 \text{ L}}{(273,15 + 27) \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{(273,15 + 0) \text{ K}}. \text{ De donde: } V_2 = 5,03 \text{ L.}$$

- 90 A 20 °C y 790 mm Hg, 0,486 L de argón tienen una humedad del 80 %. ¿Qué volumen tendrán secos a 25 °C de temperatura y 800 mm Hg de presión? (Dato: a 20 °C, $p_v(\text{H}_2\text{O}) = 17,53 \text{ mm Hg}$).

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales al argón, se deberá restar la presión debida al vapor de agua que es el 80 % del valor de la presión de vapor a la temperatura de 20°C.

$$\left[p - \frac{80}{100} \cdot p_v(\text{H}_2\text{O}) \right] \cdot V = n_{\text{Ar}} \cdot R \cdot T$$

Sustituyendo:

$$\left[\frac{790}{760} \text{ atm} - \frac{80}{100} \cdot \frac{17,53}{760} \text{ atm} \right] \cdot 0,486 \text{ L} = n_{\text{Ar}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 20) \text{ K}$$

De donde se halla:

$$n_{\text{Ar}} = 0,0206 \text{ mol}$$

Ahora, se puede aplicar de nuevo la ecuación de estado de los gases ideales para calcular el volumen que ocuparán estos moles en las segundas condiciones:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \frac{80}{760} \text{ atm} \cdot V = 0,0206 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 25) \text{ K}$$

De donde se halla: $V = 0,479 \text{ L}$.

- 91 Una mezcla de nitrógeno y oxígeno con 60 % en masa de este, se somete a 700 mm Hg de presión y 270 °C de temperatura. Calcula la presión parcial de cada gas y la densidad de la mezcla de gases en las condiciones indicadas. (Datos: $M(\text{N}) = 14,0067$; $M(\text{O}) = 15,9994$).

A partir del porcentaje másico se puede calcular la fracción molar de ambos gases:

$$n_{\text{O}_2} = 60 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \cdot 15,9994 \text{ g}} = 1,8751 \text{ mol O}_2; n_{\text{N}_2} = 40 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \cdot 14,0067 \text{ g}} = 1,4279 \text{ mol N}_2$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{1,8751}{1,8751 + 1,4279} = 0,5677; X_{\text{N}_2} = \frac{1,4279}{1,8751 + 1,4279} = 0,4323$$

$$p_{\text{O}_2} = p \cdot X_{\text{O}_2} = 700 \text{ mm Hg} \cdot 0,5677 = 397,4 \text{ mm Hg}; p_{\text{N}_2} = p \cdot X_{\text{N}_2} = 700 \text{ mm Hg} \cdot 0,4323 = 302,6 \text{ mm Hg}$$

La masa molecular media de la mezcla se halla según:

$$m_{\text{O}_2} \cdot \frac{60}{100} + m_{\text{N}_2} \cdot \frac{40}{100} = 2 \cdot 15,9994 \cdot 0,6 + 2 \cdot 14,0067 \cdot 0,4 = 30,4046$$

A partir de: $p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$, se despeja:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 30,4046 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (273,15 + 270) \text{ K}} = 0,629 \text{ g/L}$$