

Ejercicio 1. La fórmula de la morfina es $C_{17}H_{19}NO_3$

A) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en un mol de morfina?. B) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10 mg de morfina? C) ¿Qué masa de morfina contiene $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno? Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

A) Puesto que una molécula de morfina $C_{17}H_{19}NO_3$ está constituida por 3 átomos de oxígeno, en 1 mol de $C_{17}H_{19}NO_3$, es decir $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, habrá $3 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O.

B) Siendo la masa molar de $C_{17}H_{19}NO_3$ igual a 285 g, igualmente, en 285 g de morfina habrá $17 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C. Entonces, los átomos de C que hay en 10 mg de morfina serán:

c) Del mismo modo, la masa de morfina que contiene $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de N será:

Ejercicio 2. un recipiente contiene 24 cm³ de metanol. Indique:

a) Número de moléculas que contiene. b) Número de átomos de oxígeno y de carbono que contiene. c) Geometría de la molécula y tipos de enlace presentes en el metanol líquido. d) El punto de ebullición del etanol ¿será mayor o menor que el del metanol?

Razone todas las respuestas. Datos: Densidad del metanol = 0,8 g/cm³ y $N = 6,023 \cdot 10^{23}$

a) Conocida su densidad, la masa de metanol, CH_3OH , de los 24 cm³ es:

$$m = V \cdot d = 24 \text{ cm}^3 \times 0,8 \text{ g/cm}^3 = 19,2 \text{ g, cantidad que en moles es: } 19,2 \text{ g} / 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,6 \text{ mol.}$$

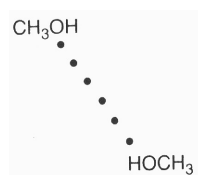
Por tanto, el número de moléculas que contiene será:

$$0,6 \text{ mol} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc./mol} = 3,614 \cdot 10^{23} \text{ moléculas.}$$

b) Como, según nos indica la fórmula, CH_3OH , en cada molécula hay un átomo de C y un átomo de O, el número de átomos de estos dos elementos será también $3,614 \cdot 10^{23}$ átomos de C y $3,614 \cdot 10^{23}$ átomos de O.

c) Ya sabemos que el C en los enlaces sencillos adopta hibridación sp^3 , lo que lleva consigo una distribución espacial tetraédrica de dichos enlaces (ver Castilla-La Mancha B4, pág. 77). Así pues, la geometría de la molécula de CH_3OH es básicamente tetraédrica (aunque gracias al libre giro del enlace C-O, que repercute en la posición espacial del OH, puede mostrar conformaciones muy diversas).

En cuanto a los enlaces presentes en el metanol líquido, distingamos los intramoleculares de los intermoleculares. Los primeros (C-H, C-O y O-H) son todos covalentes, ya que se establecen entre átomos no-metálicos. Los segundos son básicamente enlaces de hidrógeno entre el O de una molécula y el H de otra molécula vecina (ver Alicante D2, pág. 13). La figura muestra estos dos aspectos:



d) Los puntos de ebullición del CH_3OH y del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ son relativamente altos como consecuencia de los enlaces de hidrógeno existentes entre sus moléculas. No obstante, al ser las moléculas de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ más voluminosas, el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ tendrá un punto de ebullición superior al CH_3OH , porque las fuerzas de Van der Waals entre moléculas, aunque más pequeñas que las de enlace de hidrógeno, dependen del tamaño molecular y por ello serán más elevadas en el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

EJERCICIO 3. A) Calcular los moles de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno presentes en 20 g de propanona. B) ¿cuántos átomos de hidrógeno habrá en esa cantidad de acetona?

a) Los moles de propanona, CH_3COCH_3 o $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, que son 20 g de la misma:

Como en cada mol de $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ hay 3 moles de C, 6 moles de H y 1 mol de O, en los 20 g habrá:

1,02 mol C 2,04 mol H 0,34 mol O

b) Teniendo en cuenta el número de Avogadro, en los 20 g de $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ también habrá:

2,04 mol H $\times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ at/mol} = 1,23 \cdot 10^{24} \text{ at H}$

Ejercicio 4. En la combustión de una muestra de 0,210 g de un hidrocarburo gaseoso, se obtienen 0,660 g de CO_2 . Calcule: a) 1.ª fórmula empírica de este hidrocarburo. b) La fórmula molecular, si su densidad en condiciones normales es de 1,87 g/L.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K mol}$ Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

La cantidad de carbono contenida en los 0,210 g de hidrocarburo será la misma que se encuentra en los 0,660 g de CO_2 esto es:

Así pues. los 0,210 g de hidrocarburo están constituidos por 0,180 g de C y el resto. 0,030 g, de H.

Se halla entonces la relación en moles (o at-g) de C e H y, a continuación, se pasa a enteros dividiendo por el menor.

Como la relación en número de átomos ha de ser la misma, habrá 1 átomo de C por cada 2 átomos de H. La fórmula empírica será, pues, CH_2 .

b) Del dato de la densidad se deduce que 1 L de hidrocarburo gaseoso, en condiciones normales, tiene una masa de 1,87 g. Aplicando la ecuación general de los gases, $pV = (m/M) RT$, podemos calcular la masa molar, M , del hidrocarburo gaseoso.

de donde $M = 41,9 \text{ g/mol}$, y el peso molecular será 41,9.

Como el «peso molecular» de la fórmula empírica. CH_2 , es 14, la fórmula molecular será un múltiplo ($14 \times 3 \ll 41,9$) de la fórmula empírica, es decir. C_3H_6 .

Ejercicio 5. un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar completamente 5,0 g de este compuesto, se obtienen 11,9 g de dióxido de carbono y 6,1 g de agua.

a) ¿Cuál es su fórmula empírica?

b) Sabiendo que en estado de vapor 2 g de compuesto, recogidos sobre agua a 740 mm de Hg y 40°C , ocupan un volumen de 800 mL, calcule la fórmula molecular del compuesto.

Presión de vapor del agua a 40 °C: 55 mm de Hg. Masas atómicas: carbono = 12,0; hidrógeno = 1,0; oxígeno = 16.

Al quemar un compuesto orgánico, todo su C se convierte en CO₂ y todo su H, en H₂O. Entonces, las cantidades de C, H y O (esta última se halla por diferencia) que hay en los 5 g de compuesto son:

Y el resto será de O: $5 - (3,24 + 0,68) = 1,08 \text{ g O}$.

Con esta relación en gramos de C, H y O se halla la relación en -moles (o at-g) y, a continuación, se pasa a enteros dividiendo por el menor:

Como la relación en número de átomos ha de ser la misma, habrá por cada átomo de 0,4 átomos de C y 10 átomos de H. La fórmula empírica será, por tanto, C₄H₁₀O.

b) Para determinar la masa molar del compuesto vamos a calcular el volumen que ocupan en condiciones normales 2 g del mismo. Como, al recogerse sobre agua, sale una mezcla de vapor de agua y vapor del compuesto, la presión de este será: $740 - 55 = 685 \text{ mm Hg}$.

Entonces:

Y la masa molar valdrá:

Es decir, el compuesto tiene un peso molecular de 71,2. Como el «peso molecular» de la fórmula empírica C₄H₁₀O es de 74 y aproximadamente coincide con el peso molecular calculado, la fórmula del compuesto molecular también será C₄H₁₀O

Problema 6

La densidad de un compuesto gaseoso formado por C, H y O a 250 mmHg y 300 °C es de 0,617 g/L. Al quemar 10 g de compuesto se obtienen 11,4 litros de dióxido de carbono medidos a 25 °C y 738 mmHg y 8,18 g de agua. Obtener la fórmula molecular del compuesto. Datos: R = 0,082 atm/ K. mol. Masas atómicas relativas: C = 12; O =16; H = 1.

Operando ahora de modo semejante al problema B6 de Almería, pág. 23, obtendremos que la fórmula empírica del compuesto es C₂H₄O.

Pasamos a continuación a calcular la masa molar del compuesto. Teniendo en cuenta que según la densidad dada, 0.617 g del mismo ocupan 1 L a 250 mmHg y 300 °C, podemos escribir:

La masa molar resulta $M_m = 88,1 \text{ g/mol}$.

Al ser doble que la "masa molar" correspondiente a la fórmula empírica (44 g/mol), la fórmula molecular será un múltiplo de 2 de la empírica, esto es, C₄H₈O₂

Los 11,4 L de CO₂ a 25 °C y 738 mm Hg ocupan en condiciones normales, según la ecuación de los gases perfectos: $PV/T = P_0V_0/T_0$, $V_0 = 10,1 \text{ L}$.

Teniendo en cuenta el volumen molar y la masa molar del CO₂ (44 g/mol), la masa de CO₂ correspondiente a los 10,1 L en c.n. es:

Podemos decir entonces que al quemar 10 g de compuesto se obtienen

19,8 g de CO₂ y 8,18 g de H₂O.

Ejercicio 7. Se ha obtenido en el laboratorio una muestra de 10,0 litros de una mezcla de H₂ y CO₂ a 0 °C y 1,7 atmósferas, determinándose que la presión parcial de CO₂ era de 0,50 atmósferas. Después se eliminó el CO₂ y el gas restante se comprimió hasta un volumen de 1 litro a 273 °C. Determínese:

a) H número de moles de CO₂ en la mezcla inicial.

b) La presión final del gas hidrógeno. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Como la presión total es la suma de las presiones parciales, si la presión parcial del CO₂ es de 0,50 atm, la del H₂ será 1,20 atm (1,7 - 0,50).

Teniendo en cuenta la ley de Dalton y aplicando la ecuación de estado de los gases, averiguamos los moles de CO₂ y H₂ que forman la mezcla.

$$pV = nRT$$

$$0,50 \text{ atm} \times 10 \text{ L} = n_{\text{CO}_2} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}$$

$$1,20 \text{ atm} \times 10 \text{ L} = n_{\text{H}_2} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}$$

b) Una vez retirado el CO₂, quedan 0,536 moles de H₂ ocupando 1 L a la temperatura de 273 °C. La presión del H₂ en estas condiciones será:

$$P \times 1 \text{ L} = 0,536 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K} \Rightarrow P = 12,00 \text{ atm}$$

EJERCICIO 8. Un recipiente de 20 cm³ contiene nitrógeno a 25 °C y 0,8 atmósferas. En otro recipiente de 50 cm³ hay helio a 25 °C y 0,4 atmósferas. a) Calcule el número de moles, moléculas y átomos de cada recipiente. b) Si se unen los dos recipientes mediante un tubo capilar, ¿cuáles serán las presiones parciales de cada gas y la total del sistema? c) Calcule la concentración de cada gas en la mezcla expresándola como fracción molar y % en peso.

a) Hallamos primero los moles de N₂ y He de cada recipiente aplicando la ecuación de los gases perfectos $pV = nRT$

$$\text{De modo semejante. } n(\text{He}) = 8,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Para calcular el número de moléculas en los moles **respectivos se ha** de tener en cuenta el número de Avogadro.

$$6,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molec./mol} = 3,9 \cdot 10^{20} \text{ moléculas N}_2 \text{ y, por tanto, } 2 \times 3,9 \cdot 10^{20} = 7,8 \cdot 10^{20} \text{ átomos N}$$

$$8,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molec./mol} = 4,9 \cdot 10^{20} \text{ moléculas monoatómicas He}$$

b) Una vez mezclados los dos gases al conectar los recipientes, el volumen total será: 20 cc + 50 cc = 70 cc = 0,070 L. La presión parcial de cada componente en la mezcla es, por definición, la misma que ejercería cada uno si se estuviera solo en el recipiente.

$$\text{De modo semejante, } p(\text{He}) = 0,286 \text{ atm. Por tanto, la presión total: } 0,227 + 0,286 = 0,513 \text{ atm.}$$

c) La concentración de cada gas en la mezcla expresada en fracción molar es:

(Obsérvese que la suma de ambos vale la unidad.)

Para hallar el porcentaje en peso calculamos los gramos de ambos gases, teniendo en cuenta la masa molar de cada uno.

$$\text{N}_2: 6,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 28,02 \text{ g/mol} = 1,82 \cdot 10^{-2} \text{ g N}_2$$

$$\text{He}: 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 4,00 \text{ g/mol} = 0,33 \cdot 10^{-2} \text{ g He}$$

Los porcentajes en peso serán:

Ejercicio 9

Una mezcla de nitrógeno y oxígeno conteniendo un 40% en masa de nitrógeno, está a 270° C y 700 mm de presión. Calcule:

a) Presión parcial de cada gas.

b) Densidad absoluta de la mezcla a las condiciones citadas. Pesos atómicos: N = 14; O=16.

Las presiones parciales están en función del número de moles de cada uno y, más concretamente, de sus fracciones molares.

con lo que las presiones parciales serán:

(Compruébese que la suma de las dos fracciones molares es la unidad y que la suma de las dos presiones parciales da la presión total.)

b) La ecuación general de los gases, $PV = nRT$, podemos escribirla en la forma: **donde** n/V es el número de moles de gas por litro. Sustituyendo:

Para averiguar de esos 0,0207 moles (por litro) cuáles son de N₂ y cuáles son de O₂, recurrimos a las fracciones molares antes halladas.

$$\text{N}_2 : 0,432 \times 0,0207 \text{ mol} = 0,0089 \text{ mol}$$

$$\text{O}_2 : 0,568 \times 0,0207 \text{ mol} = 0,0118 \text{ mol}$$

cantidades que en gramos **serán:**

$$\text{N}_2: 0,0089 \text{ mol} \times 28 \text{ g/mol} = 0,2492 \text{ g}$$

$$\text{O}_2 : 0,0118 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 0,3776 \text{ g}$$

Entonces, como habrá en total

$$0,2492 \text{ g} + 0,3776 \text{ g} = 0,6268 \text{ g por litro de mezcla gaseosa}$$

La densidad de ésta será $d = 0,6268 \text{ g/l}$.

Ejercicio 11. Un ácido clorhídrico concentrado contiene 35,2% en peso de HCl y su densidad es de 1,175 g/cm. Calcular:

a) La molaridad y la molalidad del ácido. b) El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 molar, indicando, de forma razonada, cómo lo obtendría en el laboratorio.

Datos: Pesos atómicos: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5 g/at-g.

a) La masa de 1 litro de disolución de clorhídrico de densidad 1,175 g/cm³ es:

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ cm}^3 \times 1,175 \text{ g/cm}^3 = 1.175 \text{ g.}$$

Como la disolución es del 35,2%, las cantidades de soluto y de disolvente que componen ese litro son:

$$\text{HCl y; } 1175\text{g} - 414\text{g} = 761\text{g de H}_2\text{O}$$

Teniendo en cuenta las masas atómicas y moleculares, los 414 g de HCl en moles son:

HCl

Y al estar contenidos en 1 litro de disolución, la molaridad de ésta será 11.3 M.

La molalidad se calcula fácilmente recordando que por cada 761 g de H₂O hay 11,3 moles de HCl:

$$m = 14'8$$

b) Un litro de disolución diluida 2M contiene 2 moles de HCl. Vamos a calcular qué volumen de disolución concentrada contiene tal cantidad de HCl:

$$; x = 177 \text{ cm}^3 \text{ disoluc. Conc.}$$

Para preparar en el laboratorio 1 litro de disolución 2M tomaríamos 177 cm de disolución 11,3 M bien medidos mediante una probeta, lo pondríamos en un matraz aforado de 1 litro y añadiríamos agua hasta llegar a la marca del enrase, con lo que tendríamos 1 litro de disolución 2M.

Ejercicio 12.

Se dispone de una disolución acuosa de ácido nítrico del 25% en peso y densidad 1,40 g/cm³.

a) ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

b) ¿Qué volumen debe tomarse de esta disolución para preparar 5 litros de disolución 0,01 M?

i) Conocida su densidad, la masa de 1 L de la disolución de HNO₃ del 25% es:

$$m = V \cdot d = 1.000 \text{ cm}^3 \times 1,40 \text{ g/cm}^3 = 1.400 \text{ g.}$$

La cantidad de HNO₃ contenida en ese litro de disolución es:

$$1.400 \times 25\% = 350 \text{ g HNO}_3, \text{ es decir,}$$

En consecuencia, la molaridad de la disolución será: 5,55 M.

b) Como a partir de esta disolución hay que preparar 5 L de disolución diluida 0,01 M, vamos a empezar calculando la cantidad de HNO_3 , que hay en estos 5 L, es decir: $5 \text{ L} \times 0,01 \text{ mol/L} = 0,05 \text{ mol HNO}_3$.

El volumen de la disolución concentrada que contiene exactamente 0,05 moles de HNO_3 será:

A este volumen habrá que añadirle agua hasta completar los 5 L totales.

Ejercicio 13. ¿Cómo prepararías 500 ml de una disolución de ácido sulfúrico 0,4 M a partir de una disolución del mismo ácido de densidad 1.19 g/cm³, cuya riqueza es del 30%? ¿Cuál sería la fracción molar y la molalidad de la disolución concentrada = de sulfúrico? Datos: Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1. –

Obtendríamos, entonces, que se necesitan 54.9 cm³ de disolución de H_2SO_4 del 30%, y añadir agua hasta completar los 500 ml.

En cuanto a la fracción molar y molalidad de la disolución del 30%, ya que se habrá averiguado que 1 l de ésta pesa 1.190 g. de los cuales 357 g serán de H_2SO_4 (30%) y el resto, 833 g. de H_2O . Convirtiendo estas dos cantidades en moles, tendremos que hay 3,64 moles de H_2SO_4 por cada 46,28 moles de H_2O .

Por tanto, la fracción molar (del soluto) será:

Y la molalidad : ; $m = 4,37$

Ejercicio 14 a) ¿Cuántos mL de una disolución de ácido clorhídrico de riqueza 40% en peso y densidad 1,2 g/mL hacen falta para preparar 0,5 litros de disolución 0,1 M de dicho ácido?

b) Describa el material de laboratorio y el procedimiento adecuado para realizar esta operación. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

a) Vamos a calcular primero la cantidad de HCl puro que hay en 0,5 L

de disolución 0,1 M. Como en 1 L de disolución 0.1 M hay 0.1 mol de HCl , en 0,5 L habrá la mitad de moles, esto es, 0,05 moles, que son:

$$0,05 \text{ mol} \times 36,5 \text{ g/mol} = 1,82 \text{ g HCl}$$

Los 1,82 g de HCl necesarios para preparar la nueva disolución estarán contenidos en una cantidad de disolución del 40% de:

$$; x = 4,55 \text{ g} \times x = 4,55 \text{ g disoluc. 40\%}$$

Es decir, en un volumen de:

$$V = m/J = 4,55 \text{ g} / 1,2 \text{ g-m/L} = 3.8 \text{ mL disoluc. 40\%}$$

b) Así pues. tomaríamos 3,8 mL de la disolución (concentrada) del 40%. bien medidos mediante una pipeta, y los introduciríamos en un matraz aforado de 500 mL. Por último, añadiríamos agua hasta completar los 500 mL (el nivel del líquido debe llegar hasta el enrase del matraz).

Ejercicio 15. Se prepara una disolución disolviendo 180 g de hidróxido de sodio en 400 g de agua. La densidad de la disolución resultante es de 1,340 g/cm³.

a) Calcular la molaridad de la disolución.

b) Calcular los gramos de hidróxido de sodio necesarios para preparar 1 litro de disolución 0,1 M.

a) Conociendo la densidad de la disolución preparada disolviendo 180 g de NaOH en 400 g de agua, hallamos el volumen de la misma:

En este volumen de disolución hay 180 g de NaOH. es decir, $180 \text{ g} / 40 \text{ (g/mol)} = 4,5 \text{ moles}$. Por tanto, la molaridad será:

b) Para preparar 1 L de disolución 0,1 M necesitaremos 0.1 mol de NaOH, esto es, 4 g.

Ejercicio 16. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido clorhídrico del 32% de riqueza y densidad 1,16 g/cm³. Calcule: ==

a) La molaridad de la disolución.

b) El volumen de la disolución necesario para preparar 250 mL de disolución del 15% de riqueza y densidad 1,07 g/cm³.

a) Conocida su densidad, la masa de 1 L de la disolución de HCl del 32% es:

$$m = V \cdot d = 1.000 \text{ mL} \times 1,16 \text{ g/mL} = 1.160 \text{ g.}$$

La cantidad de HCl contenida en ese litro de disolución es:

En consecuencia, la molaridad de la disolución será 10,2 M.

b) Como a partir de esta disolución hay que preparar 250 mL de disolución diluida del 15% y densidad 1,07 g/mL, vamos a calcular primero la cantidad de HCl que hay en estos 250 mL. Procediendo como antes, tenemos:

$$m = V \cdot d = 250 \text{ mL} \times 1,07 \text{ g/mL} = 267,5 \text{ g.}$$

$$267,5 \times 15/100 = 40,1 \text{ g HCL}$$

Por último, hallamos el volumen de la disolución concentrada que contiene exactamente 40,1 g de HCl, y que será el volumen que habrá que tomar y diluir con agua hasta 250 mL para elaborar la disolución diluida.

Ejercicio 17 Se toman 100 mL de una disolución de HNO₃ cuya riqueza es del 42% y su densidad 1,85 g/mL, y se diluyen hasta obtener un litro de disolución, cuya densidad es 0,854 g/mL. Calcular: a) la fracción molar de HNO₃ en la disolución resultante, b) La molalidad de la disolución resultante.

Vamos a calcular primero la cantidad de hno3 que hay en los 100 mL de disolución 42% y densidad 1,85 g/mL.

$$m = V \cdot d = 100 \text{ mL} \times 1,85 \text{ g/mL} = 185 \text{ g disolución}$$

$$185 \text{ g} \times 42/100 = 77,7 \text{ g HNO}_3$$

Al diluir, esta cantidad de HNO₃ se encontrará ahora en 1 L de la nueva disolución. Hallamos entonces la masa y los moles de HNO₃ y H₂O que componen 1 L de la nueva disolución.

$$m = V \cdot d = 1\,000 \text{ mL} \times 0,854 \text{ g/mL} = 854 \text{ g disolución}$$

compuesta por 77,7 g HNO₃, y por $854 - 77,7 = 776,3 \text{ g H}_2\text{O}$

o bien, y

Por tanto, la fracción molar de HNO₃ será:

Y la molalidad:

NOTA: La densidad de una disolución de HNO₃ >1 M no puede ser inferior a 1 g/mL. No obstante, ello no influye para nada en el desarrollo del problema.

