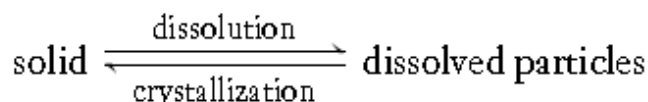


Soluciones:

Una solución está definida como una mezcla homogénea de sustancias. Una solución consiste en un solvente y uno o más solutos, cuyas proporciones varían de una solución a otra. Por el contraste, una sustancia pura tiene una composición definida. El solvente es el medio en que los solutos se disuelven. Las unidades fundamentales de solutos son normalmente iones o moléculas.



Las soluciones incluyen las combinaciones diferentes de un sólido, un líquido, o un gas actuando como solvente o como soluto. Normalmente el solvente es un líquido. Por ejemplo, el agua de mar es una solución acuosa de muchas sales y un poco de gases como el anhídrido carbónico y oxígeno. El agua carbonatada es una solución saturada de anhídrido carbónico en el agua. Las soluciones son comunes en la naturaleza y son sumamente importantes en todos los procesos de vida, en las áreas científicas, y en muchos procesos industriales. Los fluidos del cuerpo son soluciones, y las variaciones en las concentraciones de nuestros fluidos corporales, sobre todo aquéllos de sangre y orina, dan valiosas pistas a médicos sobre la salud de una persona. Las soluciones en que el solvente no es un líquido también son comunes. El aire es una solución de gases con la composición definida. Anteriormente los rellenos dentales eran amalgamas, o soluciones de mercurio líquido disuelto en un metal. Las aleaciones son las soluciones sólidas de sólidos disueltas en otros sólidos principalmente en un metal. Los componentes de una solución son el solvente y el soluto: El solvente normalmente es la especie presente de mayor abundancia. En una taza de café, el café y cualquiera cantidad de azúcar es considerado como los solutos, y el agua caliente es el solvente. Para fabricar un licor si mezclamos 10 gramos de alcohol con 90 gramos de agua, el alcohol es el soluto. Si nosotros mezclamos 10 gramos de agua con 90 gramos de alcohol, el agua es el soluto.

Estado de soluto	Estado del solvente	Ejemplo
Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Gaseosa
Gas	Sólido	Piedra Pomes
Líquido	Líquido	Vinagre
Líquido	Sólido	Amalgama
Sólido	Líquido	Agua de mar
Sólido	Sólido	Latón Zn en Cu

Disolución	Componentes
Disoluciones gaseosas	
Aire	N ₂ , O ₂ , y otros
Gas natural	CH ₄ , C ₂ H ₆ , y otros
Disoluciones líquidas	
Agua de mar	H ₂ O, NaCl, y muchos más
Vinagre	H ₂ O, HC ₂ H ₃ O ₂ (ácido acético)
Refresco	H ₂ O, CO ₂ , C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa), y otros
Disoluciones sólidas	
Latón amarillo	Cu, Zn
Paladio-hidrógeno	Pd, H ₂

DISOLUCIÓN Y FUERZAS INTERMOLECULARES

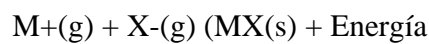
Muchos sólidos disuelven en los líquidos por los procesos endotérmicos, sin embargo. La razón tal los procesos pueden ocurrir que es que la endotermicidad puede pesarse más por

el aumento en el desorden del soluto durante el proceso de disolución. Las partículas del soluto son favorablemente disueltas del cristal sólido, y son libres de moverse al azar sobre en las soluciones líquidas. Igualmente, el grado de desorden en los aumentos solventes como la solución se forma, porque las moléculas solventes están entonces en un ambiente más aleatorio. Ellos se rodean por un la mezcla de solvente y partículas del soluto.

- a. Weak solute–solute attractions favor solubility.
- b. Weak solvent–solvent attractions favor solubility.
- c. Strong solvent–solute attractions favor solubility.

Disolución de los sólidos:

La habilidad del La del sólido del un del entrar en la solución depende fuertemente de la energía del su del cristal, las o la fuerzas del atracciones entran en el las partículas que constituyen el sólido. El La energía del cristal está definida como el cambio de la energía que acompaña la disolución del mol del una del unidades fórmula en el estado cristalino del constitutivas de partículas de las del el en el estado gaseoso.



LA DISOLUCIÓN DE LÍQUIDOS EN LOS LÍQUIDOS (LA MISCIBILIDAD)

La ciencia de la de en, la miscibilidad se usa para describir la habilidad del líquido del un del otro de en de disolver. El Los tres tipos del atractivas del interacciones (el soluto-soluto del el, el solvente-solvente, y solvente-el el soluto) el debe ser considerado para las soluciones del líquido-líquido así como ellos eran para el sólido-líquido las soluciones. El Porque las atracciones del soluto-soluto normalmente hijo muy más débiles para el soluto-líquido que para los sólidos, los este factorizan el importante de menos de es el y para que el proceso mezclando es un menudo el exotérmico para los líquidos miscibles. Los Los líquidos polares tienden actuar fuertemente hacen trampas el polares de líquidos de otros. El metanol, CH_3OH ; el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; el cianometano, CH_3CN ; y el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , son líquidos todo polares que son soluble en la mayoría de los solventes polares (como el agua). Porque el puente de hidrógeno es tan fuerte entre el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y agua, una cantidad grande de calor es liberada cuando se diluye H_2SO_4 concentrado en el agua (la Esto puede hacer hervir y salpicar la solución. Si el componente mayor de la mezcla es el agua, este calor puede absorberse con menos aumento en la temperatura debido a el calor específico alto de H_2O . Por esta razón, ácido sulfúrico (así como otro mineral los ácidos) siempre se diluye agregando el ácido despacio y cuidadosamente para regar. El agua nunca debe ser agregada al ácido.

A una temperatura dada, la proporción de disolución de los sólidos se aumenta moliendo o aumentando el área de la superficie que a su vez aumenta el número de iones del solutos o

moléculas en contacto con el solvente.. Al mismo tiempo, el número de partículas del soluto aumenta en la solución, y mayor número de ellas chocan.

Grado de saturación: (a T, P constante)

Con frecuencia describimos una solución en términos de una sustancia disuelta en otra: el **soluto** se disuelve en el **disolvente**. Normalmente, el disolvente es el *componente más abundante* en una solución dada; sin embargo, en ocasiones las sustancias son **miscibles**, esto es, solubles las unas en las otras en cualquier proporción, así que no es muy significativo llamar a una soluto y a la otra disolvente.

La **solubilidad (S)** de un soluto es la cantidad máxima que se disuelve en una cantidad fija de un disolvente en particular a una temperatura específica, dado que hay presente un exceso de soluto. Diferentes solutos pueden tener muy diferentes solubilidades. Por ejemplo, para el cloruro de sodio (NaCl), $S = 39.12 \text{ g/100. mL}$ de agua a $100.^{\circ}\text{C}$, mientras que para el cloruro de plata (AgCl), $S = 0.0021 \text{ g/100. mL}$ de agua a $100.^{\circ}\text{C}$. Obviamente, el NaCl es mucho más soluble en agua de lo que es el AgCl. (La solubilidad también puede expresarse en otras unidades, como verá más tarde.) Aunque la solubilidad tiene un significado cuantitativo, las palabras *diluida*

Insaturada : La solución que contiene menos de la cantidad de soluto necesario para la saturación.

Saturada : El solvente contiene la cantidad máxima de soluto que puede tener la solución.

Sobresaturada : La solución contiene mayor cantidad de soluto que el necesario para la saturación.

EL EFECTO DE TEMPERATURA EN LA SOLUBILIDAD

Muchos sólidos iónicos se disuelven por los procesos endotérmicos. Sus solubilidades en el agua normalmente aumenta al agregar calor (aumenta la temperatura). Por ejemplo, el KCl se disuelve endotérmicamente.

EL EFECTO DE PRESIÓN EN LA SOLUBILIDAD

Cambiar la presión no tiene el efecto apreciable en las solubilidades de sólidos o los líquidos en los líquidos. Las solubilidades de gases en todos los solventes aumentan, sin embargo, como las presiones parciales de los gases aumentan. El agua carbonatada es una solución saturada de el anhídrido carbónico en el agua bajo la presión. Cuando una lata o botella de una bebida carbonatada se abre, la presión en la superficie de la bebida se reduce a la presión atmosférica, y mucho de las burbujas de CO_2 fuera de solución. Si el recipiente se abre, se libera el CO_2 . La presión de un gas sobre la superficie de una solución es proporcional a la concentración del gas en la solución. La ley de Henry puede presentarse como: $P_{\text{gas}} = kC_{\text{gas}}$.

P_{gas} es la presión del gas sobre la solución, y k es una constante para un gas y solvente particular a una temperatura dada. C_{gas} representa la concentración de gas disuelto;

normalmente se expresa o como el molaridad o como fracción molar. La relación de Henry es válida para concentraciones bajas y presiones bajas.

Unidades de concentración

Físicas

Porcentajes

La **composición en por ciento** indica cómo están los porcentajes de la masa de cada elemento en una cantidad dada de un compuesto.

- % P/P = peso Sto / peso Sln x 100
- % V/V = Volumen Sto / Volumen de Sln x 100
- % P/V = Gramos Sto / mililitros de Sln x 100
- ppm = partes de Sto / partes de Sln x 10⁶
mg/ kg Sln ; mg/ l Sln ; ug/ ml Sln
- ppb = partes de Sto / partes de Sln x 10⁹

Partes por millón, partes por billón y partes por trillón

En disoluciones en las que el porcentaje en masa o volumen de un componente es muy bajo, a menudo cambiamos a otras unidades para expresar la concentración. Por ejemplo, 1 mg de soluto/L de disolución, supone sólo 0,001 g/L. Una disolución que sea tan diluída, tendrá la misma densidad que el agua, aproximadamente 1g/mL; por tanto, la concentración de la disolución es 0,001 g de soluto/1000 g de disolución, que es la misma que 1g de soluto/1 000 000 g de disolución. Se puede describir la concentración de forma más sucinta como 1 *parte por millón* (**ppm**). Para una disolución con sólo 1 µg de soluto/L de disolución, la situación es 1 × 10⁻⁶ g de soluto/1000 g de disolución o 1,0 g de soluto/1 × 10⁹ g de disolución. Aquí, la concentración de soluto es 1 *parte por billón* (**ppb**). Si la concentración de soluto es únicamente 1 ng de soluto/L de disolución, la concentración es 1 *parte por trillón* (**ppt**). N.T.*

RECUERDE ►

que 1 ppm = 1 mg/L,
1 ppb = 1 µg/L, y
1 ppt = 1 ng/L.

Como estos términos se utilizan con frecuencia en los informes medioambientales, pueden resultar más comunes que otras unidades químicas. Por ejemplo, un consumidor en California, podría leer en el informe anual sobre la calidad del agua, procedente del departamento municipal correspondiente, que el nivel de contaminación máxima permitido para el ion nitrato es 45 ppm y para el tetracloruro de carbono, 0,5 ppb.

Químicas

- Molaridad $M = \text{Moles de Sto} / \text{L de Sln}$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{cantidad (mol) de soluto}}{\text{volumen (L) de solución}} \quad \text{o} \quad M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L sol}}$$

- Molaridad $m = \text{Moles sto} / \text{kg Ste}$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{cantidad (mol) de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}} \quad \text{o} \quad m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

- Fracción molar $X = n_a / n_a + n_b + \dots$

Fracción molar

$$\text{F.M. de } x = \frac{\text{No. de moles del componente "X"}}{\text{No. total de mol de los componentes de la disolución}}$$

El **porcentaje molar** del componente de una disolución es el porcentaje de todas las moléculas en disolución que son de un tipo determinado. Los porcentajes molares son las fracciones molares multiplicadas por 100.

- Normalidad N

$$\frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

- Equivalente = número de especies químicas que reaccionan por mol
- 1 eq = $\frac{\text{Masa molar}}{a}$ $N = a M$ $M = N / a$

Molaridad

Molaridad = No. de moles de soluto/VOLUMEN de la disolución en litros
= g de soluto/PM de soluto/VOLUMEN de la disolución en litros

Ejercicio

El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido incoloro, volátil, con el olor de ciertas semillas de frutas (por ejemplo de huesos del durazno y cereza). El compuesto es sumamente venenoso. ¿Cuántas moléculas hay en 56 mg de HCN, que es la dosis tóxica promedio?

$$0.056 \text{ g } \cancel{\text{HCN}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol HCN}}}{27 \text{ g } \cancel{\text{HCN}}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \cancel{\text{mol HCN}}} = 1.25 \times 10^{21} \text{ moléculas de HCN}$$

¿Cuántos gramos de metano, CH₄ hay en 1.20 x 10⁻⁴ moléculas?.

$$1.20 \times 10^{-4} \text{ moléculas } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{1 \cancel{\text{mol CH}_4}}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \times \frac{16 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol CH}_4}} = 3.19 \times 10^{-27} \text{ g}$$

¿Cuántos moles de sulfuro de sodio, Na₂S corresponden a 2.709 x 10²⁴ moléculas de sulfuro de sodio y cuántos moles de sodio?.

$$2.709 \times 10^{24} \text{ moléculas } \cancel{\text{Na}_2\text{S}} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{S}}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \cancel{\text{Na}_2\text{S}}} = 4.5 \text{ mol Na}_2\text{S}$$

$$4.5 \text{ mol } \cancel{\text{Na}_2\text{S}} \times \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Na}_2\text{S}}} = 9 \text{ mol Na}$$

El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , el cual se prepara a partir de ácido nítrico, se emplea como fertilizante nitrogenado. Calcula los porcentajes de masa de los elementos en el nitrato de amonio.

$$\% \text{ N} = \frac{2 \times 14.0 \text{ g}}{80 \text{ g}} \times 100 = 35 \% \quad \% \text{ H} = \frac{4 \times 1.01 \text{ g}}{80 \text{ g}} \times 100 = 5 \% \quad \% \text{ O} = \frac{3 \times 16 \text{ g}}{80 \text{ g}} \times 100 = 60 \%$$

- Una muestra de cloruro de sodio, NaCl , que pesa 0.0678 g se coloca en un matraz volumétrico de 25.0 mL y se afora con agua destilada. ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?.

$$0.0678 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}}} = 0.00116 \text{ mol NaCl} \quad M = \frac{0.00116 \text{ mol}}{25 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.0464$$

- ¿Cuántos mililitros de NaCl 0.163 M se requieren para obtener 0.0958 g de cloruro de sodio?

$$\frac{0.163 \text{ mol } \cancel{\text{NaCl}}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaCl}}} = 0.00954 \text{ g/mL} \quad 0.0958 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}} \times \frac{1 \text{ mL disolución}}{0.00954 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}}} = 10.04 \text{ mL}$$

¿Cuántos moles de cloruro de sodio deben colocarse en un matraz volumétrico de 50 mL para obtener una disolución 0.15 M de NaCl ? ¿A cuántos gramos de cloruro de sodio equivalen?.

$$50 \text{ mL} \times \frac{0.15 \text{ mol NaCl}}{1000 \text{ mL}} = 7.5 \times 10^{-3} \text{ moles NaCl} \quad 7.5 \times 10^{-3} \text{ moles } \cancel{\text{NaCl}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaCl}}} = 0.4388 \text{ g NaCl}$$

El ácido acético glacial, CH_3COOH tiene una concentración 99.5% m/m y una densidad de 1.05 g/cm³. Determina la concentración molar, normal y % m/v de este ácido.

$$M = \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \times \frac{99.5 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.05 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 17.4125 \text{ mol/L}$$

$$N = \frac{1 \text{ eq CH}_3\text{COOH}}{\text{mol CH}_3\text{COOH}} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \times \frac{99.5 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.05 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 17.4125 \text{ eq/L}$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{99.5 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.05 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \times 100 = 104.475$$

Una solución se preparó disolviendo 16.0 g de cloruro de calcio, CaCl_2 en 72.0 g de agua, y tiene una densidad de 1.180 g/mL a 20°C. ¿Cuál es la concentración % m/m y % m/v, M y m de la disolución?

Masa de la disolución = 16 g CaCl_2 + 72 g H_2O = 88 g disolución

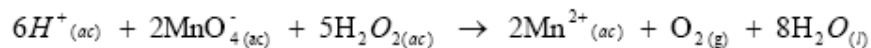
$$\% \text{ m/m} = \frac{16 \text{ g CaCl}_2}{88 \text{ g disolución}} \times 100 = 18.18\%$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{18.18 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.18 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \times 100 = 21.454$$

$$M = \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{18.18 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.18 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1.95 \text{ mol/L}$$

$$m = \frac{16 \text{ g CaCl}_2}{72 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol}}{110 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 2.020 \text{ mol/kg}$$

Calcula la molaridad de una disolución de agua oxigenada, H_2O_2 , si se requieren 36.44 mL de una disolución de permanganato de potasio, KMnO_4 , $M=0.01652$ para oxidar completamente 25 mL de agua oxigenada.



$$36.44 \text{ mL} \times \frac{0.01652 \text{ mol } KMnO_4}{1000 \text{ mL}} \times \frac{5 \text{ mol } H_2O_2}{2 \text{ mol } MnO_4} = 1.5049 \times 10^{-3} \text{ moles } H_2O_2$$

$$M = \frac{1.5049 \times 10^{-3} \text{ mol}}{25 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.06019 \text{ mol/L}$$

PROBLEMA a) Calcular las ppm en masa de calcio en una píldora de 3.50 g que contiene 40.5 mg de Ca.

b) La etiqueta en una botella de 0.750 L de vino chianti italiano indica "11.5% de alcohol por volumen". ¿Cuántos litros de alcohol contiene el vino?

c) Una muestra de alcohol para frotar contiene 142 g de isopropanol (C_3H_7OH) y 58.0 g de agua. ¿Cuáles son las fracciones molares del alcohol y del agua?

PLAN a) Convertimos la masa de Ca dada de miligramos a gramos, encontramos la proporción de la masa de Ca a la masa de la píldora y multiplicamos por 10^6 para obtener ppm. b) Conocemos el % vol y el volumen total, así que usamos la ecuación 13.7 para encontrar el volumen del alcohol. c) Conocemos la masa y la fórmula de cada componente, así que convertimos ambos a cantidad (mol) y aplicamos la ecuación 13.8 para encontrar la fracción molar.

SOLUCIÓN a) Determinación de las partes por millón en masa de Ca. Combinando los pasos, tenemos

$$\text{ppm Ca} = \frac{\text{masa de Ca}}{\text{masa de la píldora}} \times 10^6 = \frac{40.5 \text{ mg Ca} \times \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}}}{3.50 \text{ g}} \times 10^6 = 1.16 \times 10^4 \text{ ppm Ca}$$

b) Determinación del volumen (L) de alcohol:

$$\text{Volumen (L) del alcohol} = \frac{\% \text{ vol} \times \text{vol chianti}}{100} = \frac{11.5 \times 0.750 \text{ L}}{100} = 0.0862 \text{ L}$$

c) Determinación de las fracciones molares. Conversión de gramos a moles:

$$\text{Moles de } C_3H_7OH = 142 \text{ g } C_3H_7OH \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_7OH}{60.09 \text{ g } C_3H_7OH} = 2.36 \text{ mol } C_3H_7OH$$

$$\text{Moles de } H_2O = 58.0 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18.02 \text{ g } H_2O} = 3.22 \text{ mol } H_2O$$

Cálculo de las fracciones molares:

$$X_{C_3H_7OH} = \frac{\text{moles de } C_3H_7OH}{\text{moles totales}} = \frac{2.36 \text{ mol}}{2.36 \text{ mol} + 3.22 \text{ mol}} = 0.423$$

$$X_{H_2O} = \frac{\text{moles de } H_2O}{\text{moles totales}} = \frac{3.22 \text{ mol}}{2.36 \text{ mol} + 3.22 \text{ mol}} = 0.577$$

Expresión de la concentración de una disolución en varias unidades. Se ha preparado una disolución de etanol-agua disolviendo 10,00 mL de etanol, C_2H_5OH ($d = 0,789$ g/mL) en un volumen suficiente de agua para obtener 100,0 mL de una disolución con una densidad de 0,982 g/mL. ¿Cuál es la concentración de etanol en esta disolución expresada como (a) porcentaje en volumen; (b) porcentaje en masa; (c) porcentaje en masa/volumen; (d) fracción molar; (e) porcentaje molar; (f) molaridad; (g) molalidad?

Solución

- (a) Porcentaje en volumen de etanol

$$\text{porcentaje en volumen de etanol} = \frac{10,00 \text{ mL de etanol}}{100,0 \text{ mL de disolución}} \times 100\% = 10,00\%$$

- (b) Porcentaje en masa de etanol

$$\begin{aligned} \text{masa de etanol} &= 10,00 \text{ mL de etanol} \times \frac{0,789 \text{ g de etanol}}{1,00 \text{ mL de etanol}} \\ &= 7,89 \text{ g de etanol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{masa de disol.} &= 100,0 \text{ mL de disol.} \times \frac{0,982 \text{ g de disol.}}{1,0 \text{ mL de disolución}} \\ &= 98,2 \text{ g de disolución} \end{aligned}$$

$$\text{porcentaje en masa de etanol} = \frac{7,89 \text{ g de etanol}}{98,2 \text{ g de disolución}} \times 100\% = 8,03\%$$

- (c) Porcentaje en masa/volumen de etanol

$$\begin{aligned} \text{porcentaje en masa/volumen de etanol} &= \frac{7,89 \text{ g de etanol}}{100,0 \text{ mL disolución}} \times 100\% \\ &= 7,89\% \end{aligned}$$

- (d) Fracción molar de etanol

Expresa la masa de etanol del apartado (b) en moles.

$$? \text{ mol } C_2H_5OH = 7,89 \text{ g } C_2H_5OH \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46,07 \text{ g } C_2H_5OH} = 0,171 \text{ mol } C_2H_5OH$$

Calcule la masa de agua presente en 100,0 mL de disolución.

$$98,2 \text{ g disol.} - 7,89 \text{ g etanol} = 90,3 \text{ g agua}$$

Convierta a moles la masa de agua presente.

$$? \text{ mol H}_2\text{O} = 90,3 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 5,01 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$x_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{0,171 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,171 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} + 5,01 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{0,171}{5,18} = 0,0330$$

(e) Porcentaje molar de etanol

$$\text{porcentaje molar C}_2\text{H}_5\text{OH} = x_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times 100\% = 0,0330 \times 100\% = 3,30\%$$

(f) Molaridad de etanol

Divida los moles de etanol del apartado (d) por el volumen de disolución, 100,0 mL = 0,1000 L.

$$\text{molaridad} = \frac{0,171 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,1000 \text{ L disol.}} = 1,71 \text{ M C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

(g) Molalidad de etanol

Primero, exprese la masa de agua presente en 100,0 mL de disolución [del apartado (d)] en kg.

$$? \text{ kg H}_2\text{O} = 90,3 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,0903 \text{ kg H}_2\text{O}$$

Utilice este resultado y los moles de C₂H₅OH del apartado (d) para establecer la molalidad.

$$\text{molalidad} = \frac{0,171 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,0903 \text{ kg H}_2\text{O}} = 1,89 \text{ m C}_2\text{H}_5\text{OH}$$