



**PROGRAMA DE ACOMPAÑAMIENTO Y ACCESO EFECTIVO A LA EDUCACIÓN
SUPERIOR (PACE)**

ACOMPAÑAMIENTO EN EDUCACIÓN SUPERIOR (AES)

UNIVERSIDAD CATÓLICA SILVA HENRÍQUEZ (UCSH)

2018



Presentación

El equipo de Acompañamiento en Educación Superior, ¹AES, tiene como propósitos acompañar y orientar los procesos de inserción universitaria, tanto en lo académico como en lo psicoafectivo. En ese contexto, ponemos a tu disposición este material de estudio.

El documento tiene la finalidad de apoyar tu aprendizaje y complementar las cátedras de Química que estás recibiendo, todo siempre con el objetivo de potenciar tus talentos y capacidades.

¹ El material fue diseñado por la Profesora Angélica Quintriqueo, Ayudante Académica del Programa PACE-UCSH. Está dirigido a todos y todas las estudiantes del Programa que se encuentren cursando asignaturas o contenidos vinculados a Química.

Guía: Disoluciones

1. Mezclas homogéneas y heterogéneas

Existen muy pocos materiales encontrados y utilizados cotidianamente por nosotros que son sustancias puras (elementos químicos o compuestos químicos). La mayor cantidad de materiales que utilizamos son mezclas.

Las mezclas son combinaciones físicas de dos o más sustancias puras, cada una de las cuales conserva muchas de sus propiedades características. Una mezcla es un material que puede separarse mediante procedimientos físicos, en dos o más sustancias puras.

Las sustancias puras están conformadas por materia de composición definida o constante y con propiedades distintivas. Las mezclas no tienen una composición constante, pues se pueden separar variando la proporción de sus componentes; por lo tanto, la composición de una mezcla es variable. La composición de una mezcla se refiere tanto a la identidad de las sustancias que contiene, como a sus proporciones relativas en la mezcla. Así, se puede preparar un número infinito de mezclas sólidas de azúcar y sal, variando las cantidades relativas de estas dos sustancias.

2. Mezclas homogéneas y heterogéneas

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Una mezcla heterogénea es un material cuya composición no es uniforme en todas sus partes, pues consiste en partes físicamente distintas y cada parte con propiedades diferentes. Se dice, que una mezcla heterogénea consta de dos o más fases. Algunos ejemplos que se pueden mencionar son; ensalada de lechuga y tomate (dos fases), vinagre y aceite (dos fases) y agua y arena (dos fases), entre muchas otras.

Una mezcla homogénea es un material que tiene propiedades en toda la muestra y, por lo tanto, consta de una sola fase. Una mezcla homogénea también se denomina disolución o solución. Por lo tanto, una disolución es, una mezcla física homogénea de dos o más sustancias puras y consta de una sola fase. En el nivel molecular, los componentes de una mezcla homogénea están entrelazados de manera uniforme. Algunos ejemplos de este tipo de mezclas son; alcohol de uso medicinal, bronce, mayonesa, jabón, sangre, entre otros.

Existen otro tipo de mezclas llamadas coloidales, que tienen características intermedias entre las mezclas homogéneas y heterogéneas. Ejemplo de este tipo de mezclas son; polvo flotando en el aire (fase fluida: aire, fase dispersa: polvo), Humo (fase fluida: aire, fase dispersa: partículas sólidas producto de la combustión), Niebla (fase fluida: aire, fase dispersa: gotas de agua microscópicas), entre otras.

3. Tipos de Disoluciones

Las disoluciones o mezclas homogéneas pueden hallarse en cualquiera de los tres estados físicos de la materia, es decir, sólido, líquido o gaseoso.

a) Disoluciones Sólidas

Entre las soluciones sólidas están muchas aleaciones de metales sólidos disueltos en uno del otro, como en la aleación de oro y plata. Sin embargo, la mezcla de los metales sodio y potasio (que son sólidos a temperatura ambiente) forma una solución líquida cuando la mezcla contiene de 10% a 50% de sodio.

b) Disoluciones gaseosas

Las soluciones gaseosas se forman cuando se mezclan gases o vapores no reactivos en cualquier proporción. Por ejemplo, una muestra de aire (filtrado y libre de partículas sólidas o líquidas) es una mezcla homogénea que contiene las sustancias gaseosas nitrógeno (componente presente en mayor proporción: alrededor del 79% por volumen), oxígeno (alrededor del 20% por volumen) y otros gases.

a) Disoluciones líquidas

Las soluciones líquidas se obtienen, en su mayor parte, cuando se disuelven en un líquido otras sustancias que a temperatura ambiente son sólidas, líquidas o gaseosas. Por ejemplo, se obtienen soluciones líquidas cuando se disuelven: el gas dióxido de carbono (CO_2) en agua (H_2O) líquida; el líquido etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en agua líquida o el sólido cloruro de sodio (NaCl) en agua líquida.

4. Componentes de una Disolución

Toda disolución consta de dos clases de componentes: el solvente o disolvente y el soluto o los solutos. El disolvente de una disolución es el componente que por su naturaleza química y física es capaz de disolver a otros; el disolvente suele ser el componente presente en mayor cantidad y puede ser sólido, líquido o gaseoso. El soluto es el componente que se encuentra disuelto en el disolvente. Una solución puede contener más de un soluto. Los solutos que se disuelven pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. Generalmente, el estado físico final de la solución corresponde al estado físico inicial del disolvente

Tipos de disoluciones y algunos ejemplos

TIPOS COMUNES DE DISOLUCIONES			
Estado de la disolución	Disolvente	Soluto	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire
Líquido	Líquido	Gas	Cava
Líquido	Líquido	Líquido	Vinagre
Líquido	Líquido	Sólido	Agua de mar
Sólido	Sólido	Sólido	Latón

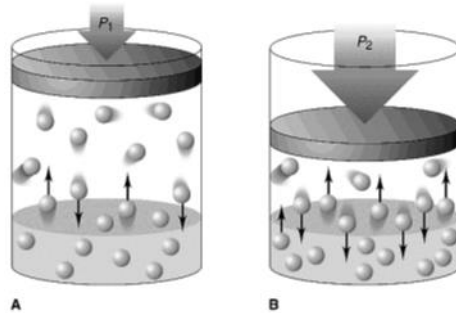
5. Solubilidad

La solubilidad es la máxima cantidad de sustancia que puede ser disuelta a una temperatura dada en una cierta cantidad de disolvente con el propósito de formar una solución estable. La solubilidad se puede expresar en g/L o concentración molar ([M]).

Cuando se ha disuelto el máximo de soluto en un volumen de disolvente se dice que la disolución está saturada. Al agregar mayor cantidad de soluto a una disolución saturada el soluto no se disuelve más.

6. Solubilidad de gases en líquidos presión

La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión aplicada por el gas sobre el líquido.



Efecto de la presión sobre la solubilidad de un gas en un líquido.

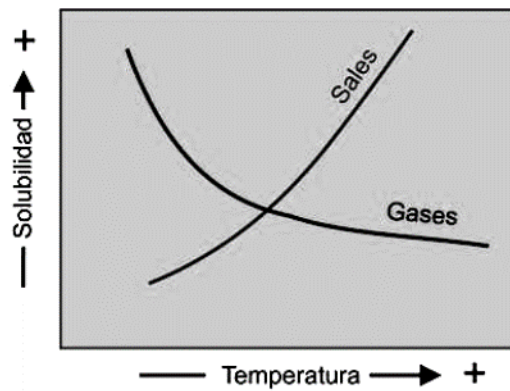
Al aumentar la presión de un gas en un disolvente líquido, las moléculas de gas se aproximan y el número de colisiones por segundo que las moléculas de gas experimentan con la superficie del líquido aumenta. Cuando esto ocurre, la velocidad con que las moléculas de soluto (gas) entran en la solución también se torna mayor, sin que aumente la velocidad con que las moléculas de gas se escapan. Esto provoca un aumento en la solubilidad del soluto gaseoso en el solvente líquido.

a) Temperatura

La solubilidad de un gas en un líquido disminuye con un aumento de temperatura. Es por eso que, si calentamos una bebida gaseosa, el gas será expulsado de la mezcla.

Por el contrario, si el soluto es un sólido iónico, el aumento de la temperatura provoca un aumento en la solubilidad de éste.

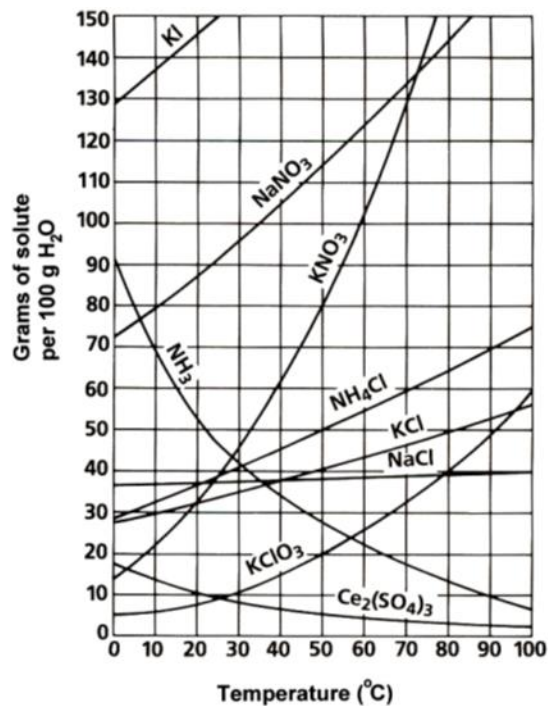
En general:



a) Solubilidad de sólidos en líquidos

En general, la solubilidad de un sólido aumenta con la temperatura y sólo algunas sustancias disminuyen su solubilidad.

Analicemos esto a través de algunas curvas de solubilidad, relacionando la disolución de varios solutos en 100 g. de agua, en función de la temperatura.



Note que, en general, la solubilidad aumenta con la temperatura.

A pesar de que el NH_3 es un gas, se incluye en el gráfico para hacer hincapié que respecto al aumento de temperatura la solubilidad de éste en 100 gramos de agua disminuye.

Observe una de las curvas de la solubilidad del gráfico anterior, por ejemplo, la de KNO_3 ; a 30C se disuelven, un máximo de 40 g de KNO_3 en 100 g de H_2O . A 40C, el límite pasa a ser 60 g en los mismos 100 g de H_2O .

El sulfato de cerio $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ es una de las excepciones. El aumento de temperatura de una solución acuosa de esta sal provoca una disminución de la solubilidad.

Una de las utilidades de las curvas de solubilidad es determinar cuál es la sustancia más soluble a una determinada temperatura.

7. Tipos de Soluciones

Se considera que una disolución está **INSATURADA** (no saturada) si la masa de soluto disuelto es menor que la correspondiente a la de saturación (máxima cantidad de soluto disuelto en condiciones de temperatura y presión).

En ocasiones la masa de soluto **DISUELTO** puede ser temporalmente mayor que la correspondiente a la de saturación. Se dice entonces que la solución está **SOBRESATURADA**.

Una solución es **SATURADA** cuando contiene la máxima cantidad de soluto disuelto en condiciones dadas de temperatura y presión.

De acuerdo con el gráfico anterior a 80C podemos disolver totalmente 50 gramos de KCl en 100 gramos de agua.

También podemos inferir que a 0C, logramos disolver de manera estable 357 g. de sal (NaCl) en 1 litro de agua esta solución está saturada.

Soluciones diluidas: Es toda solución que presenta hasta 0,1 equivalente - gramo de soluto por litro de solución.

Solución concentrada: Es toda solución que presenta más de 0,1 equivalente-gramo de soluto por litro de solución.

En general, podemos tener soluciones:

- concentradas y saturadas
- concentradas e insaturadas
- concentradas y sobresaturadas
- diluidas y saturadas
- diluidas e insaturadas
- diluidas y sobresaturadas

POR SU <u>ESTADO</u> DE AGREGACIÓN		POR SU CONCENTRACIÓN
SÓLIDAS	<p>Sólido en sólido : Zinc en estaño (Latón).</p> <p>Gas en sólido: Hidrógeno en paladio.</p> <p>Líquido en sólido: Mercurio en plata (amalgama).</p>	<p>DISOLUCION NO-SATURADA; es aquella en donde la fase dispersa y la dispersante no están en <u>equilibrio</u> a una temperatura dada; es decir, ellas pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación.</p> <p>Ej.: a 0 °C 100 g de agua disuelven 37,5 Na Cl, es decir, a la temperatura dada, una disolución que contengan 20g Na Cl en 100g de agua, es no saturada.</p>
LÍQUIDAS	<p>Líquido en Líquido: Alcohol en agua</p> <p>Sólido en líquido: Sal en agua</p> <p>Gas en líquido: Oxígeno en agua</p>	<p>DISOLUCION SATURADA: en estas disoluciones hay un <u>equilibrio</u> entre la fase dispersa y el medio dispersante, ya que a la temperatura que se tome en consideración, el solvente no es capaz de disolver más soluto. Ej. una disolución acuosa saturada de Na Cl es aquella que contiene 37,5 disueltos en 100 g de agua 0 °C .</p>
GASEOSAS	<p>Gas en <u>gas</u>: Oxígeno en nitrógeno.</p>	<p>DISOLUCION SOBRE SATURADA: representan un tipo de disolución inestable, ya que presenta disuelto más soluto que el permitido para la temperatura dada.</p> <p>Para preparar este tipo de disoluciones se agrega soluto en exceso, a elevada temperatura y luego se enfría el <u>sistema</u> lentamente. Estas <u>soluciones</u> son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso existente precipita; de igual manera sucede con un <u>cambio</u> brusco de temperatura.</p>

8. Concentraciones en Soluciones Químicas

La concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de disolvente o disolución. Los términos diluidos o concentrados expresan concentraciones relativas. Para expresar con exactitud la concentración de las disoluciones se usan sistemas como los siguientes:

Porcentaje en masa (% m/m): indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución

$$\% \frac{m}{m} \text{ ò } \% \frac{p}{p} = \left(\frac{\textit{gramos de soluto}}{\textit{gramos de disolución}} \right) * 100$$

Porcentaje volumen a volumen (% V/V): se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \frac{V}{V} = \left(\frac{\textit{ml de soluto}}{\textit{ml de disolución}} \right) * 100$$

Porcentaje masa volumen (% m/V): indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.

$$\% \frac{m}{V} = \left(\frac{\textit{gramos de soluto}}{\textit{ml de disolución}} \right) * 100$$

Molaridad (M): Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. Una solución 3 molar (3 M) es aquella que contiene tres moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\textit{moles de soluto}}{\textit{Litro de disolución}}$$

$$M = \frac{\textit{masa de soluto}}{\textit{Peso molecular (PM) * Volumen disolución (L)}}$$

$$M = \frac{\% \frac{p}{p} * \textit{densidad} * 10}{PM}$$



Molalidad (m): Es el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente. Una solución formada por 36.5 g de ácido clorhídrico, HCl, y 1000 g de agua es una solución 1 molal (1 m)

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$$

$$m = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{PM del soluto} * \text{Kg de disolvente}}$$

9. Relaciones útiles entre unidades de concentración

Relación entre % m/m y % m/V:

$$\% \text{ m/V} = d * \% \text{ m/m}$$

Relación entre % m/V y Molaridad:

$$M = (\% \text{ m/m}) / (\text{M.M.}) * 10$$

Relación entre % m/m y Molaridad:

$$M = (\% \text{ m/m}) / (\text{M.M.}) * d * 10$$

Relación entre % m/V y molalidad:

$$m = (\% \text{ m/V} * 1000) / ((100 * d - \% \text{ m/V}) * \text{M.M.})$$

Relación entre % m/m y molalidad

$$m = (\% \text{ m/m} * 1000) / ((100 - \% \text{ m/m}) * \text{M.M.})$$

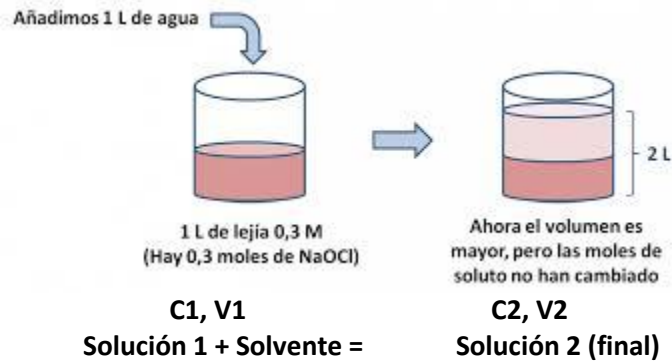
donde:

d= densidad

M.M = masa molecular o peso molecular

10. Dilución de Soluciones

Diluir una solución significa adicionar solvente.



El volumen de la solución 1 es V_1 , su molaridad es C_1 y los moles de soluto que contiene es $n_1 = C_1 \cdot V_1$. Análogamente para la solución 2, su volumen es V_2 , su concentración C_2 y los moles de soluto que contiene $n_2 = C_2 \cdot V_2$. Los moles de soluto que contienen ambas soluciones es la misma, ya que para obtener la solución 2, sólo se agregó solvente, y la cantidad de soluto no se modifica. Visto esto, se puede expresar que:

$C_1 > C_2$; $V_1 < V_2$; $n_1 = n_2$ y como $n_1 = C_1 \cdot V_1$ y $n_2 = C_2 \cdot V_2$:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

a) Mezclas de Disoluciones

Consideremos dos soluciones conteniendo los moles n_1 y n_2 de un mismo soluto



V_1, d_1, n_1

V_2, d_2, n_2

En la mezcla, adicionamos los moles de soluto y adicionamos los volúmenes. Los volúmenes se suponen aditivos solo cuando las soluciones son diluidas. En estricto rigor, se deben calcular las masas de cada solución con las densidades y sus respectivos volúmenes. Las masas resultantes se suman. Con la densidad (conocida) de la solución final, se calcula el volumen final de la solución.

Por lo tanto, la concentración final será:

$$C_f \cdot V_f = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

Observe que consideramos los volúmenes aditivos. Por eso, las concentraciones son calculadas como “ponderaciones medias” de las soluciones que fueron inicialmente mezcladas

Ejemplos de ejercicios de disoluciones

Tenemos una botella Cefalclor etiquetada: 125 mg/5 ml. Si deben administrarse 60 mg ¿Cuántos ml se requieren?

Datos

Tenemos nuestra proporcionalidad conocida: 125 mg en 5 ml
Proporcionalidad buscada: 60 mg en X ml

Solución

$$\frac{125 \text{ mg}}{5 \text{ ml}} = \frac{60 \text{ mg}}{x \text{ ml}}$$

$$X = 2,4 \text{ ml}$$

La molaridad como expresión de concentración se define así

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de disolución}} = \frac{\text{masa}}{PM \cdot V}$$

Donde la masa se expresa en gramos, PM es la masa molar expresada en g/mol y V es el volumen en litros de disolución.

El cálculo de los moles es muy simple. Por ejemplo, un suero glucosado al 5% contiene 5g de glucosa/100 ml. Para calcular los moles de glucosa en esos 5g, y sabiendo que

$PM_{\text{glucosa}} = 180 \text{ g/mol}$, se aplica la proporcionalidad:

$$\frac{1 \text{ mol} \rightarrow 180 \text{ g}}{x \text{ mol} \rightarrow 5 \text{ g}}$$

$$X \text{ mol} = \frac{5 \text{ g}}{180 \text{ g}} = 0,027$$

Realizando la transformación de unidades de 100ml a L, nos queda que tenemos un volumen de disolución de 0,1L

Aplicamos la fórmula de molaridad y obtenemos que: $M = \frac{\text{moles}}{\text{Litro}} = \frac{0,027}{0,1 \text{ L}} = 0,27 \text{ M}$

11. Ejercicios Propuestos

1. Tenemos un jarabe Bisolvon que se suministra a niños, esta botella contiene 4 mg/5 ml. Si deben administrarse 20 mg ¿Cuántos mL se requieren?
 - a) 5 ml
 - b) 10 ml
 - c) 25 ml
 - d) 3,5 ml
2. A un paciente se le administran 1000 ml/día de suero glucosado el 5% m/v, ¿cuántos mg de glucosa recibe al día?
 - a) 50 g
 - b) 25 g
 - c) 30 g
 - d) 35 g
3. ¿Cuál de las siguientes mezclas representan una mezcla homogénea?
 - a) papas y huevo
 - b) Sopa con fideos
 - c) Vino
 - d) Piedras y madera
4. ¿Cuál de los siguientes ejemplos es una mezcla heterogénea?
 - a) Café con azúcar
 - b) Detergente con agua
 - c) Suelo
 - d) Vinagre y aceite
5. Para aumentar la solubilidad del dióxido de carbono en las bebidas carbonatadas hay que
 - a) Aumentar la cantidad de agua
 - b) Aumentar la presión
 - c) Disminuir la presión
 - d) Disminuir la temperatura
 - e) Aumentar el volumen del recipiente

6. La solución saturada tiene
- Mayor cantidad de disolvente que soluto
 - Mayor cantidad de soluto
 - La máxima cantidad de soluto disuelto
 - Alta temperatura
7. ¿Qué tipo de uniones presentan las moléculas de agua entre sí para mantenerse unidas?
- Fuerzas de Van Der Waals
 - Puentes de Hidrógeno
 - Enlaces covalentes
 - Enlaces iónicos
8. Se disuelven 2 moles de NaCl hasta completar 10 L de disolución. ¿Cuál es la concentración en mol/l de la disolución?
- 0,2mol/l
 - 2mol/l
 - 4mol/l
 - 5mol/l
9. ¿Cuál es la concentración en %m/m de una disolución que posee 45g de KBr en 455g de agua?
- 50%m/m
 - 45%m/m
 - 10%m/m
 - 9%m/m
10. Si a 100 mL de un líquido (densidad = 1,9 g/mL) se le vierten 43 grs de NaCl. ¿Cuál será el porcentaje masa/volumen de la disolución si su densidad final fue de 2,1 g/mL?
- 38,74 %m/v
 - 40 %m/v
 - 48,74 %m/v
 - 50,4 %m/v



11. ¿Cuántos mL de disolución son necesarios para que ésta tenga un 4,6% m/m, si contiene 9,1 grs de soluto? (densidad de disolución = 1,192 g/mL)
- a) 150 ml
 - b) 200 ml
 - c) 166 ml
 - d) 170 ml
12. Si agregan 500cc de agua a 1500cc de disolución acuosa de NaOH 0,5mol/L. ¿Cuál será la nueva concentración molar de la disolución resultante?
- a) 1,76M
 - b) 1,00M
 - c) 0,50M
 - d) 0,37M
13. Se agregan 20g de NaCl (M.M.=40g/mol) en agua hasta obtener 500ml de disolución, ¿cuál es la concentración en mol/L de la disolución?
- a) 0,1
 - b) 1,0
 - c) 0,5
 - d) 2,0
14. 100 mL de solución de KCl al 20% P/V contiene
- I) 20 gramos de soluto.
 - II) 80 gramos de solvente.
 - III) 100 mL de solvente.
- Es (son) correcta(s)
- a) I, II y III
 - b) sólo II.
 - c) sólo III
 - d) sólo I y II.



15. La molalidad de una solución preparada a partir de 200 gramos de CaCO_3 y 1000 gramos de solvente debe ser (M.M Ca 40 g/mol, M.M C 12g/mol y M.M O 16 g/mol)

- a) 1 m
- b) 2 m
- c) 10 m
- d) 12 m

16. La densidad de una solución de ácido sulfúrico es de 1,84g/ml; esto significa que:

- I. un cc del ácido peso 1,84g
- II. en 100 ml de la solución hay contenidos 184g del ácido
- III. hay 1,84g del ácido por cada litro de solución

- a) Sólo I
- b) Sólo II
- c) Sólo III
- d) I y II

17. La densidad de una solución acuosa de sal es 1,2 g/mL. Esto significa que:

- a) 1 mL de solución contiene 1,2 g de sal
- b) 1 mL de solución tiene una masa de 1,2 g
- c) En 1,2 g de solución hay 1 g de sal y 0,2 g de agua
- d) En 1,2 g de solución hay 1 g de agua y 0,2 g de sal

18. Qué molalidad (mol/kg de solvente) tiene cada una de las disoluciones **a)** 8,66 g de benceno (C_6H_6) disueltos en 23,6 g de tetracloruro de carbono (CCl_4) **b)** 4,80 g de NaCl disueltos en 0,350 L de agua, respectivamente:

Respuesta: a) 4,70m b) 0,23m



Respuestas

Numero de pregunta	Respuestas
1	c
2	a
3	c
4	d
5	b
6	c
7	b
8	a
9	d
10	a
11	c
12	d
13	b
14	a
15	b
16	a
17	b

Anexo

	Unidad	Abreviatura	Unidad	Abreviatura
Peso	1 kilogramo	1 kg	= 1000 gramos	1000 g
	1 gramo	1 g	= 1000 miligramos	1000 mg
	1 miligramo	1 mg	= 1000 microgramos	1000 µg / mcg
Volumen	1 litro	1 l	= 1000 mililitros	1000 ml
	1 litro	1 l	= 1000 centímetros cúbicos	1000 cc / cm ³
	1 mililitro	1 ml	= 1 centímetro cúbico	1 cc / cm ³
	1 mililitro	1 ml	= 1000 microlitros	1000 µl
Doméstico	1 cucharada café		= 2,5 mililitros	2,5 ml
	1 cucharada postre		= 5 mililitros	5 ml
	1 cucharada sopera		= 10-15 mililitros	10-15 ml
	1 gota		= 0,05 mililitros	0,05 ml
	1 gota		= 3 microgotas	3 µgotas
	20 gotas		= 1 mililitro	1 ml
	60 microgotas	60 µgotas	= 1 mililitro	1 ml