



GUÍA DE EJERCICIOS DISOLUCIONES

Área Química

Resultados de aprendizaje

Conocer el concepto de disolución y calcular la concentración de esta en ejercicios, de forma lógica.

Contenidos

1. Definición de solución y sus componentes.
2. Factores que afectan la solubilidad de un soluto en un determinado solvente.
3. Formas de expresar concentración: masa/masa, masa/volumen, volumen/volumen, molaridad, molalidad, partes por millón (ppm), fracción molar.

Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

Disolución: es una mezcla homogénea, en donde es imposible distinguir soluto y solvente.

Soluto: parte de una disolución, generalmente es el que se encuentra en menor cantidad.

Solvente: parte de una disolución que generalmente se encuentra en mayor cantidad.

Dependiendo de la cantidad de soluto, las disoluciones se pueden clasificar en:

Disolución saturada: contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica. Una disolución **no saturada** contiene menor cantidad de soluto que es capaz de disolver. Finalmente una **disolución sobresaturada**, contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada.

En la mayoría de los casos la solubilidad, se ve aumentada al elevar la temperatura y la agitación. En el caso de un gas, la cantidad que se disolverá en un disolvente, depende de la frecuencia de colisión de las moléculas del gas contra la superficie del líquido y que queda atrapada en la fase condensada.

Formas de expresar la concentración de una disolución:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100 \quad (\text{EC1})$$

$$\text{Porcentaje masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100 \quad (\text{EC2})$$



$$\text{Porcentaje volumen/volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100 \quad (\text{EC3})$$

$$\text{Fracción molar (X) soluto} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de solución}} \quad (\text{EC4})$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}} \quad (\text{EC5})$$

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kilogramos de solvente}} \quad (\text{EC6})$$

$$\text{Partes por millón (ppm)} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{Kg de solución}} \text{ ó } \frac{\text{mg de soluto}}{\text{L de solución}} \quad (\text{EC7})$$

$$\text{Densidad disolución (d}_{\text{disolución}}) = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}} \quad (\text{EC8})$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\% pp * d \left(\frac{g}{mL} \right) * 10}{MM \left(\frac{g}{mol} \right)} \quad (\text{EC 9})$$

Ejercicio 1: La velocidad de disolución de un soluto en un solvente depende de:

- I. La temperatura
- II. La agitación
- III. La superficie de contacto

Son correctas:

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) I y II
- E) Todas

Según lo indicado en el apartado debo saber, la alternativa correcta es la E,. La velocidad de dilución se ve favorecida con la temperatura, la agitación permite remover la capa saturada del sólido. Por otra parte a mayor superficie se aumenta el contacto entre las moléculas del sólido y las del solvente.



Ejercicio 2: 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
- E) 1 L de solución hay 1200 g de sal

Teniendo en cuenta la ecuación 8, podemos deducir la información que nos entrega el valor de la densidad. Que tenga una densidad de 1,2 g/mL, significa que hay 1,2 g en un mL de solución ó que un mL de solución tiene una masa de 1,2 gramos.

Por lo tanto la alternativa correcta es la letra B.

Ejercicio 3. Se dispone de 80 g de solución de nitrato de potasio (KNO_3) al 12% m/m. Si se agregan 6,0 g de nitrato de potasio, ¿cuál es el nuevo % m/m de la solución?

Al usar la ecuación 1. El porcentaje masa-masa, indica la cantidad de soluto que hay en 100 g de solución, por lo tanto:

$$\begin{aligned} 12 \text{ g soluto} &\rightarrow 100 \text{ g de solución} \\ X \text{ g soluto} &\rightarrow 80 \text{ g de solución} \\ x &= 9,6 \text{ g de soluto} \end{aligned}$$

Ahora determinamos el nuevo % m/m, usando la ecuación 1. Nos queda:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{9,6 \text{ g} + 6,0 \text{ g}}{80 \text{ g} + 6,0 \text{ g}} * 100 = 18,14 \% \text{ m/m}$$

Recuerda que la masa de una solución está definida como la suma de las masas de soluto y solvente.

Ejercicio 4. Se prepara una solución disolviendo 300 g de ácido fosfórico en agua suficiente para formar un litro de solución cuya densidad resulta ser 1,15 g/mL. Determine:

- A. Porcentaje en masa
- B. Porcentaje masa/volumen
- C. Molaridad
- D. Molalidad
- E. Fracción molar del soluto

Datos:

Masa de soluto= 300 g de H_3PO_4



Volumen de la solución= 1000 mL = 1L
Densidad de la solución= d = 1,15 g/mL

Usando la ecuación 8 y despejando, podemos determinar la masa de la solución.

$$\text{masa}_{\text{solución}} = d_{\text{solución}} * \text{volumen}_{\text{solución}} = 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} * 1000 \text{ mL} = 1150 \text{ g de solución}$$

A) Para calcular el % en masa, debes usar la ecuación 1 y reemplazar:

Reemplazando

$$\%m/m = \frac{300 \text{ g}}{1150 \text{ g}} * 100 = 26,1 \% m/m$$

B) Para calcular el % en masa, debes usar la ecuación 2 y reemplazar:

$$\% m/V = \frac{300 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} * 100 = 30 \% m/V$$

C) La molaridad, se calcula usando la ecuación 5, o aplicando la siguiente ecuación, en donde desglosas el número de moles.

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}} (L)} = \frac{m_{\text{solute}}}{MM_{\text{solute}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) * V_{\text{solución}} (L)}$$

Determinamos la masa molar (MM) del ácido fosfórico, H_3PO_4 = 98 g/mol, y reemplazamos:

$$M = \frac{m_{\text{solute}}}{MM_{\text{solute}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) * V_{\text{solución}} (L)} = \frac{300 \text{ g}}{98 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) * 1 (L)} = 3,06 \text{ M}$$

D) La molaridad, se calcula usando la ecuación 6.

Para resolver esto, necesitamos la masa de solvente, y como:

$$\text{masa}_{\text{solute}} + \text{masa}_{\text{solvente}} = \text{masa}_{\text{solución}}$$

$$\text{masa}_{\text{solvente}} = \text{masa}_{\text{solución}} - \text{masa}_{\text{solute}} = 1150 \text{ g} - 300 \text{ g} = 850 \text{ g de solvente}$$

Ahora, reemplazamos:



$$m = \frac{300g}{98 \left(\frac{g}{mol} \right) * 0,85 (Kg)} = 3,60 m$$

- E) Para determinar la fracción molar del soluto, debes primero calcular el número de moles, tanto de soluto y de solvente.

Como:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{g}{mol} \right)}$$

Sabemos las masas, masas molares del soluto (H_3PO_4) y del solvente (H_2O), podemos calcular los moles de soluto, solvente y reemplazar:

$$n_{\text{solute}} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{g}{mol} \right)} = \frac{300 g}{98 \left(\frac{g}{mol} \right)} = 3,06 mol$$

$$n_{\text{solvente}} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{g}{mol} \right)} = \frac{850 g}{18 \left(\frac{g}{mol} \right)} = 47,22 mol$$

Reemplazamos en la ecuación 4:

$$X_{\text{Solute}} = \frac{3,06 \text{ moles de soluto}}{3,06 + 47,22 \text{ (moles de soluto y solvente)}} = 0,061$$

Ejercicio 5. Determine el volumen de solución al 18% m/v que se puede preparar con 25 g de soluto y suficiente agua.

- A) 75 mL
- B) 139 mL
- C) 72 mL
- D) 142 mL

El porcentaje masa-volumen, indica la cantidad de soluto que hay en 100 mL de solución, por lo tanto:

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g soluto} \rightarrow 100 \text{ mL de solución} \\ 25 \text{ g soluto} \rightarrow x \text{ mL de solución} \end{array}$$



$$x = 138,88 \text{ mL}$$

$$138,88 \approx 139 \text{ mL}$$

Ejercicio 6. Se mezclan 120 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) de densidad 0,7893 g/mL con 280 g de agua de densidad 1 g/mL. Determine el % m/m, % m/v y % v/v de la solución si su densidad es 0,9538 g/mL.

Datos:

	Soluto ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	Solvente (H_2O)	Solución
masa	120 g	280 g	
densidad	0,7893 g/mL	1 g/mL	0,9538 g/mL

Con los datos, podemos calcular la masa de solución:

$$\text{masa}_{\text{solución}} = \text{masa}_{\text{solute}} + \text{masa}_{\text{solvente}} = 120 \text{ g} + 280 \text{ g} = 400 \text{ g}$$

$$\%m/m = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}}{\text{masa}_{\text{solución}}} * 100 = \frac{120 \text{ g}}{400 \text{ g}} * 100 = \mathbf{30\% \text{ m/m}}$$

Como la masa de la solución es 400 g y la densidad es 0,9538 g/mL, podemos determinar el volumen de la solución, despejando en la ecuación 8.

$$\text{Volumen}_{\text{solución}} = \frac{\text{masa}_{\text{solución}}}{d_{\text{solución}}} = \frac{400 \text{ g}}{0,9538 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 419,38 \text{ mL de solución}$$

Remplazando en la ecuación 4, para calcular el porcentaje masa/ volumen:

$$\% \frac{m}{v} = \frac{120 \text{ gramos}}{419,38 \text{ mL}} \times 100 = 28,61\% \text{ m/v}$$

Como la masa del soluto es 120 g y la densidad es 0,7893 g/mL, podemos determinar el volumen del soluto:

$$\text{volumen}_{\text{solute}} = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}}{d_{\text{solute}}} = \frac{120 \text{ g}}{0,7893 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 152,03 \text{ mL de soluto}$$

$$\% \frac{V}{V} = \frac{152,03 \text{ mL}}{419,39 \text{ mL}} \times 100 = 36,25 \% \text{ V/V}$$



Ejercicio 7. Se disuelve 56,1 g de hidróxido de potasio en 250 mL de solución acuosa. Puede afirmarse que la solución resultante será:

- I. 22,44% m/m
- II. 22,44% m/v
- III. 4,0 mol/L

Es correcto:

- A) Sólo I
- B) sólo II
- C) sólo III
- D) I y III
- E) II y III

I. No se puede determinar el %m/m porque no tenemos la masa de la solución, ya que no se entrega la densidad de la solución.

II. $\%m/v = \frac{\text{masa}_{\text{soluta}}}{\text{masa}_{\text{solución}}} * 100 = \frac{56,1 \text{ g}}{250 \text{ mL}} * 100 = 22,44\% \text{ m/v}$

III. La masa molar del KOH es 56,1 g/mol, reemplazamos:

$$n \text{ (moles de soluto)} = \frac{56,1 \text{ g}}{56,1 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = 1 \text{ mol}$$

$$M = \frac{1 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 4,0 \text{ mol/L}$$

Ejercicio 8. La masa de hidróxido de sodio (NaOH) necesaria para preparar 1000 mL de una solución 0,05 M es:

- A) 0,2 g
- B) 5,1 g
- C) 2,0 g
- D) 0,05 g

La concentración expresada en molaridad, indica cuántos moles de soluto hay en un litro de solución. Como la pregunta corresponde a la masa de NaOH, se debe conocer la masa molar de soluto.

$$0,05 \text{ M} \xrightarrow{\text{equivale a decir}} 0,05 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL de solución}$$

$$\begin{array}{l} 0,05 \text{ mol de NaOH} \rightarrow 1000 \text{ mL de solución} \\ X \rightarrow 1000 \text{ mL de solución} \end{array}$$

$$X = 0,05 \text{ mol de NaOH}$$



$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

$$MM_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa} = n * \text{masa molar} = 0,05 \text{ mol NaOH} * 40 \text{ g/mol} = 2,0 \text{ g}$$

Ejercicio 9. La masa, en gramos, de HCl (MM = 36,5 g/mol) que hay en 20,0 mL de solución 0,200 M es:

- A) 4
- B) 146
- C) $1,10 \cdot 10^4$
- D) $4,00 \cdot 10^3$
- E) 0,146

Una solución de concentración 0,200 M equivale a decir:

$$\begin{aligned} 0,200 \text{ moles de HCl} &\rightarrow 1000 \text{ mL de solución} \\ X \text{ moles de HCl} &\rightarrow 20 \text{ mL de solución} \end{aligned}$$

$$X = 4 \cdot 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} \quad \xrightarrow{\text{eso implica que}} \quad \text{masa (g)} = n \text{ (mol)} * \text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)$$

Reemplazando:

$$\text{masa (g)} = n \text{ (mol)} * \text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 36,5 \text{ g/mol} = 0,146 \text{ g de HCl}$$

Ejercicio 10. Se tiene una muestra de 0,25 L de agua (densidad 1,0 g/mL) que contienen 7,5 miligramos de ión nitrato. Su concentración en partes por millón es:

- A) 0,033
- B) 30,0
- C) 3,30
- D) 3,00
- E) 0,33

Como una forma de expresar concentración en ppm es mg/L, debemos calcular los miligramos de ión nitrato que hay en un litro de solución.



Entonces:

$$\begin{aligned} 7,5 \text{ mg de ion nitrato} &\rightarrow 0,25 \text{ L de agua} \\ X \text{ mg de ion nitrato} &\rightarrow 1 \text{ L de agua} \end{aligned}$$

$$X = 30 \text{ mg/L} = 30 \text{ ppm}$$

Ejercicio 11. En una piscina con 5 m^3 de agua hay 1,0 g de sulfato de cobre (II). Determine su composición en ppm.

- A) 5,0 ppm
- B) 2,0 ppm
- C) 1,0 ppm
- D) 0,5 ppm
- E) 0,2 ppm

$$\begin{aligned} 1 \text{ m}^3 &\rightarrow 1000 \text{ L} \\ 5 \text{ m}^3 &\rightarrow X \text{ L} \\ X &= 5000 \text{ L} \end{aligned}$$

Sabemos además que:

$$1,0 \text{ g de cualquier sustancia} = 1000 \text{ mg de cualquier sustancia}$$

En este caso:

$$1,0 \text{ g de CuSO}_4 = 1000 \text{ mg de CuSO}_4$$

Ahora como los ppm, hacen referencia a mg que están en 1 L, y sabemos que en esta solución:

$$1000 \text{ mg de CuSO}_4 \xrightarrow{\text{están en}} 5000 \text{ L}$$

Hacemos el cálculo:

$$\begin{aligned} 1000 \text{ mg de CuSO}_4 &\xrightarrow{\text{están en}} 5000 \text{ L} \\ X \text{ mg de CuSO}_4 &\xrightarrow{\text{están en}} 1 \text{ L} \end{aligned}$$

$$X = 0,2 \frac{\text{mg}}{\text{L}} = 0,2 \text{ ppm}$$



Ejercicio 12. Se mezclan 100 mL de solución de ácido clorhídrico 2 mol/L con 300 mL de solución de ácido clorhídrico 4 mol/L. La concentración de la solución resultante en mol/L, suponiendo volúmenes aditivos, será:

- A) 3,0
- B) 1,0
- C) 3,5
- D) 2,0
- E) 4,0

$$C_T * V_T = C_1 * V_1 + C_2 * V_2$$

Como se indicó que los volúmenes son aditivos, podemos considerar que el volumen total es 0,4 L (0,1 L + 0,3 L). Transformando los mL a L.

$$C_T = \frac{C_1 * V_1 + C_2 * V_2}{V_T} = \frac{2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} * 0,1 \text{ L} + 4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} * 0,3 \text{ L}}{0,4 \text{ L}} = 3,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3,5 \text{ M}$$

Ejercicio 13. ¿Qué volumen de una solución de NaOH al 15,54 % en masa y densidad 1,170 g/mL se necesita para preparar 500 mL de una solución 0,2 M de NaOH?

- A) 22,0 mL
- B) 10,2 mL
- C) 15,4 mL
- D) 8,7 mL
- E) Otro valor

Aplicando la ecuación 9

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\% \text{ pp} * d (\text{g/mL}) * 10}{MM (g/mol)}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{15,54 \% * 1,170 \text{ g/mL} * 10}{40 \text{ g/mol}} = 4,545 \text{ M}$$

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

$$4,545 \text{ M} * X = 0,2 \text{ M} * 500 \text{ mL}$$

$$X = 22,0 \text{ mL}$$



Ejercicio 14. 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:

- A) 4,70 y 0,23
- B) 0,23 y 4,70
- C) 0,11 y 0,08
- D) 8,7 y 4,8
- E) Otro valor

$$m = \text{moles de soluto} \div \text{Kg de solvente}$$

a)

$$\text{Molaridad} = \frac{\left(\frac{8,66 \text{ g}}{78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \right)}{0,0236 \text{ Kg solvente}} = 4,70 \frac{\text{mol}}{\text{kg de solvente}}$$

b)

$$\text{Molaridad} = \frac{\left(\frac{4,80 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \right)}{0,350 \text{ Kg solvente}} = 0,23 \frac{\text{mol}}{\text{kg de solvente}}$$

Ejercicio 15. Determine la normalidad (Eq/L) y molaridad (mol/L) de una solución de H_3PO_4 que contiene 2,50 g de ácido en 135 cc de solución.

- A) 0,19 y 0,57
- B) 0,08 y 0,57
- C) 0,19 y 0,08
- D) 0,08 y 0,19
- E) Otro valor

a)

$$N = \frac{n^{\circ} eq}{V \text{ solución}}$$

$$n^{\circ} eq = \frac{m \text{ soluto}}{meq * V \text{ solución}}$$

$n^{\circ} eq$ = n° de equivalentes de soluto en mol/eq.

meq = masa equivalente de soluto o “peso equivalente” en g/eq.



$$meq H_3PO_4 = \frac{98 \frac{g}{mol}}{3} = 32,67 \left(\frac{g}{eq} \right) \quad n^{\circ}eq = \frac{2,50 g}{32,67 g/eq} = 0,077 eq/mol$$

$$N = \frac{0,077 eq}{0,135 L} = 0,57 eq/L$$

$$b) \quad M = \frac{\text{moles de soluto}}{v \text{ solución}} \quad M = \frac{\frac{2,50 g}{98 \frac{g}{mol}}}{0,135 L} = 0,19 \text{ mol/L}$$

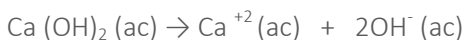
Recuerda, que este cálculo no es necesario. Para resolverlo rápidamente, puedes aplicar lo siguiente:

$$N = M * n^{\circ}$$

Este n° , dependerá de la sustancia involucrada en el ejercicio, es decir:

- Si se trata de una ácido n° será el número de H^+ intercambiados.
- Si se trata de una base n° será el número de OH^- intercambiados.

Ejemplos:



En este caso el $n^{\circ} = 3$, por lo tanto $N = 0,19 * 3 = 0,57 eq/L$

Ejercicio 16. Determine la masa en gramos de (S8) se deben disolver en 100,0 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) para preparar una solución 0,12 m.

0,12 moles \rightarrow 1000 g solvente

X \rightarrow 100 g

X = 0,012 moles \times 256 g/mol = 3,072 g de azufre.

Ejercicio 17. Según la legislación Colombiana la máxima cantidad de SO_2 (para sulfatar la bebida) que se puede añadir al vino tinto es de 250 mg por litro de bebida.

- Cuál es la concentración en ppm permitida en el vino tinto.
- Expresa la concentración anterior en ppb.
- Cuántos ppm de SO_2 contiene generalmente una botella de vino, si su contenido es de 750 cm³.

Si las soluciones se encuentran muy diluidas una forma de expresar la concentración es en ppm o ppb. Las ppm se refieren a la cantidad de soluto que hay por cada millón de unidades de la solución.

ppm (10^6)

ppb (10^9)

ppm (ejemplo) = mg/L

ppb (ejemplo) = μ g/L



$$a) \text{ ppm} = \frac{250 \text{ mg}}{1 \text{ L}} = 250 \text{ ppm}$$

$$b) 250 \text{ ppm} * \frac{1000 \text{ ppb}}{1 \text{ ppm}} = 2,5 \times 10^5 \text{ ppb}$$

$$c) 750 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,75 \text{ L} \times 250 \frac{\text{ppm}}{\text{L}} = 188 \text{ ppm}$$

Ejercicio 18. Se disuelven 100 mg de NaCl en un litro de agua. Calcular las partes por millón (ppm) de NaCl y ppb de Cl.

$$\begin{aligned} \text{ppm} &= 100 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \\ \text{ppb} &= 100 \text{ ppm} \times \frac{1000 \text{ ppb}}{1 \text{ ppm}} = 1 \times 10^5 \text{ ppb} \end{aligned}$$

Ejercicio 19. Si 0,250 L de una disolución acuosa con una densidad 1,00 g/mL contiene 13,70 µg de pesticidas, expresar la concentración del pesticida en a) ppm b) ppb

$$13,70 \text{ µg} \times \frac{10^{-6} \text{ g}}{1 \text{ µg}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 0,0137$$

Resultados:

Pregunta	Alternativa
1	E
2	B
3	Desarrollo*
4	Desarrollo*
5	B
6	Desarrollo*
7	E
8	C
9	E
10	B
11	E
12	C
13	A
14	A
15	A
16	Desarrollo*
17	Desarrollo*
18	Desarrollo*
19	Desarrollo*



Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP. Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiometría. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.