

Escuela Técnica Obrero Argentino

Docente: Claudia Garcías

Curso: 4° 3°

Ciclo Orientado Química

Turno: mañana

Área curricular: Química General

Título: Molaridad y porcentaje de las soluciones.

Guía N° 10

Objetivos:

Comprender el concepto de Molaridad de las soluciones. Resolver situaciones problemáticas.

Contenidos:

Concentración molar y porcentual de las disoluciones.

Capacidades:

Interpreta y resuelve problemas de molaridad y de porcentaje de masas y volúmenes.

Introducción:

Las **soluciones** en Química, son mezclas homogéneas de sustancias de igual o diferentes estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Muchas propiedades dependen de la cantidad de soluto disuelto en el solvente de una disolución, tales como: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias.

Sabemos que la sustancia presente en mayor cantidad es el **solvente**, y la que está en menor cantidad se llama **soluto**.

Las formas más comunes de expresar la concentración de las soluciones son: **concentración porcentual, molaridad, molalidad, normalidad, fracción molar**, etc.

a) Soluciones Porcentuales: Las soluciones porcentuales indican **la cantidad de un soluto disuelto por cien partes de solución**.

Ejemplos: Una solución al 20% (de lo que sea) contendrá 20 gramos o 20 ml disueltos en 100 ml de solución. Estas soluciones se pueden expresar de distinta manera:

Esta forma de expresar la concentración de las soluciones es de uso frecuente en productos comerciales para indicar su composición química.

Tipos de soluciones porcentuales

Porcentaje masa / volumen

Indica la masa de soluto disuelta en 100 cm³ de Solución. La expresión matemática para el cálculo de esta concentración es:

$$\% \text{ m/v} = (\text{masa de soluto en g} / \text{volumen de la solución en cm}^3) \times 100$$

Porcentaje masa / masa

Señala la masa de soluto contenida en 100 g de solución. La expresión matemática para su cálculo es:

$$\% \text{ m/m} = (\text{masa del soluto en g} / \text{masa de la solución en g}) \times 100$$

Porcentaje volumen / volumen

Indica el volumen de un líquido disuelto en 100 ml de solución. La expresión matemática para su cálculo es:

$$\% \text{ v/v} = (\text{volumen del soluto en cm}^3 \text{ o ml} / \text{volumen de la solución en cm}^3 \text{ o ml}) \times 100$$

*Otra forma de expresar la concentración de las soluciones y de mayor uso en los laboratorios de Química, son las que se presentan a continuación:

b) MOLARIDAD o concentración **MOLAR**: La que se expresa de la siguiente forma:

Molaridad (M): Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución.

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moles de soluto}}{\text{litros disolución}} \qquad n = \frac{\text{Masa}}{\text{Peso.Molecular}}$$

Ejemplo: Una solución 3 molar (3M) es aquella que contiene tres moles de soluto por litro de solución.

c) MOLALIDAD (m): Que se expresa de la siguiente forma:

Es el **número de moles de soluto** contenidos en **un kilogramo de solvente**.

$$\text{molalidad } m = \frac{n^{\circ} \text{ moles de soluto}}{\text{Kg disolvente}}$$

Ejemplo: Sabemos que 1 mol de HCl, pesa 36,5g, que es la masa molar molecular. Entonces una solución formada por 36,5 g de ácido clorhídrico, HCl en 1000 g de agua es una solución **1 molal (1 m)**.

d) NORMALIDAD (N): Se expresa así:

Es el número de **equivalentes gramo de soluto** contenidos en **un litro de solución**.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{EQ \text{ gramos de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

El **peso equivalente** de un compuesto se calcula dividiendo el peso molecular del compuesto por su carga total positiva o negativa.

Entonces, podríamos decir que para los **ácidos**, el cálculo del peso equivalente se realiza dividiendo la masa molecular entre el número de hidrógenos contenidos en su fórmula.

Para los **hidróxidos o bases**, se realiza el mismo análisis. El peso equivalente será la división entre la masa molecular y el número de radicales oxidrilos (OH⁻) presentes en la fórmula

$$EQ \text{ ácido} = \frac{\text{peso molecular}}{N^{\circ} \text{ de átomos de hidrógeno}}$$

$$EQ \text{ base} = \frac{\text{peso molecular}}{N^{\circ} \text{ de grupo OH}}$$

e) FRACCIÓN MOLAR (Xi): se define como:

La relación entre las moles de un soluto y los moles totales presentes en la solución.

$$X_s = \frac{n^{\circ} \text{ moles de soluto}}{n^{\circ} \text{ moles totales}}$$

***En esta guía vamos a trabajar el tema de soluciones, expresadas en Molaridad y concentración Porcentual de las mismas. Concentraciones porcentuales ya se ha visto en este curso en la guía de “preparación de soluciones” de la asignatura Laboratorio.**

Ejercicios de soluciones porcentuales: Repaso.

a) Si se mezclan 25 cm³ de ácido clorhídrico (HCl) con 150 cm³ o ml de agua. Cuál será el porcentaje del ácido clorhídrico **v % v**.

El volumen de la solución se obtiene sumando los volúmenes del soluto y del solvente. Así

Vol. solución = soluto + solvente

Vol. = (25 + 150) = 175 cm³, y el **% v/v** por lo tanto:

% v/v = (volumen del soluto en cm³ o ml / volumen de la solución en cm³ o ml) x 100

% v/v de HCl = (25 cm³ / 175 cm³) x 100 = 14,28% v/v

b) Si se mezclan **120g de alcohol etílico puro (δ= 0,79g/ml)** con **280g de agua** pura se obtiene una **solución de densidad 0,95g/ml**. Expresa la concentración de la solución en porcentaje en peso y en porcentaje en volumen.

*Utiliza esta fórmula para identificar cada componente de la solución:

Solución = soluto + solvente

soluto: alcohol: **120g**

400g = 120g + 280g

solvente: agua: **280g**

1- Determinar **% m/m**:

% m/m = (masa del soluto en g / masa de la solución en g) x 100

% m/m = (120g / 400g) x 100 = 30% m/m

2- **Determinar %v/v :**

*Usamos la fórmula de densidad que ya hemos estudiado, para convertir la masa de una sustancia en volumen:

$$d = \frac{m}{v}$$

Soluto: 120g de alcohol (δ= 0,79g/ml), para pasar esos gramos a mililitros:

$d = \frac{m}{v}$ entonces despejamos: **v = m / d = 120g / 0,79g/ml = 151,9ml** vol. del soluto

Ahora tenemos que hacer lo mismo con la masa de la solución, pasarla a volumen, así:

Solución: 400g de solución: (δ= 0,95g/ml), para pasar esos gramos a mililitros:

$d = \frac{m}{v}$ entonces despejamos: **v = m / d = 400g / 0,95g/ml = 421ml** vol. de la Solución.

*Ahora podemos determinar el **%v/v de la solución**:

% v/v = (volumen del soluto en cm³ o ml / volumen de la solución en cm³ o ml) x 100)

%v/v = (151,9 ml / 421ml) x 100 = 36,08%v/v

Rta: La solución tiene **30% m/m** y **36,08%v/v**

*Ahora explicaré cómo resolvemos problemas de soluciones molares, o sea expresadas en **Molaridad**.

Como **Molaridad**, es el **número de moles de soluto por litro de solución**. Antes de todo, debemos saber cuánto **pesa un mol** de la sustancia (soluto), información que obtenemos de la tabla periódica, lo que serían los pesos moleculares o masa molar de los átomos que forman los compuestos.

Ejercicios de soluciones molares:

1- Cuál es la Molaridad de 500ml de una solución que tiene disueltos **30g de NaOH** (hidróxido de sodio).

*Buscamos en la tabla periódica el PM del **NaOH**= (**Na**: 23g/mol + **O**: 16g/mol + **H**:1g/mol) = **40g/ mol**

O sea que 1 mol de NaOH pesa 40gramos.

Razonemos esto, si 40g NaOH ----- 1mol

30g NaOH ----- x = (30 x 1) / 40 = **0,75moles**

Podemos sacar así el **número de moles (n)** que hay en determinada masa, o por fórmula:

$$n = \frac{\text{Masa}}{\text{Peso.Molecular}} \quad n = 30g / 40g/mol = \mathbf{0,75moles.}$$

***Cualquier forma que utilicen para sacar los moles es correcta.**

*Luego tenemos que pasar a **litros los mililitros**, porque la fórmula de Molaridad dice: “en litros de solución”. **500ml = 0,5 litros.**

*Ahora ya podemos encontrar la **Molaridad** de la solución:

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

$$\mathbf{M = 0,75moles / 0,5litros = \underline{1,5 \text{ Molar}}}$$

Rta: La solución es **1,5 Molar**

2- Diga cuál es la Molaridad de una solución de KCl (cloruro de potasio) que contiene **9,30g** de esta sal por **litro de solución**.

PM del **KCl**: (**K**: 39g/mol + **Cl**: 35,45g/mol) = 74,45g/mol

O sea 1mol KCl: 74,45gramos

Sacamos cuántos moles hay en 9,30g de KCl

$$\mathbf{n = masa / PM} \quad n = 9,30g / 74,45g/mol = \mathbf{0,12 \text{ moles}}$$

Y ahora aplicamos la fórmula de Molaridad para obtener la concentración Molar:

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

$$\mathbf{M = 0,12 \text{ moles} / 1\text{L} = \underline{\underline{0,12 \text{ Molar}}}}$$

Rta: La solución tiene una concentración **0,12 Molar**

Actividades: Nota: Las guías resueltas enviarlas a: anastaciagarcias@gmail.com

1. Visualiza el vídeo :

<https://www.youtube.com/watch?v=1xU6tsL3KAo>

Resuelve los siguientes problemas.

2. Se disuelven 250g de NaCl (cloruro de sodio) en 750ml de agua. ¿Cuál es concentración Molar de la solución?

3. ¿Cuál es la Molaridad de 400ml de solución que se prepara con 12,98g de FeCl₃ (cloruro férrico).

4. Calcule el número de moles de soluto que están presentes en cada una de las siguientes disoluciones: **Nota:** Despejar n° de moles de la fórmula de Molaridad.

a) 400 ml de MgBr₂ ; 0,24 Molar

b) 3 litros de Na₂CO₃ ; 0,04 Molar

c) 80 ml de CaCl₂ ; 0,46 Molar

5. Si medio litro (**0,5L**) de una solución acuosa de NaCl, al **5% m/m** se evaporó hasta sequedad, diga cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. Recuerda **5%** son:

5 gramos disueltos en 100g de solución.

En el recipiente quedaban:

a) 2,5 de residuo sólido

b) 10g de residuo sólido

c) 25g de residuo sólido

d) No quedaba ningún residuo.

Bibliografía:

✓ Chang, Raymond, (2002) Química General. Editorial: Mc Graw Hill Interamericana.

Directivo: Jorge Grosso