



## **UNIVERSIDAD NACIONAL ABIERTA Y A DISTANCIA**

### **Rector**

Jaime Alberto Leal Afanador.

### **Vicerrectora Académica y de Investigación**

Constanza Abadía García.

### **Vicerrector de Medios y Mediaciones Pedagógicas**

Leonardo Yunda Perlaza.

### **Vicerrector de Desarrollo Regional y Proyección Comunitaria**

Leonardo Evemeleth Sánchez Torres.

### **Vicerrector de Servicios a Aspirantes, Estudiantes y Egresados**

Edgar Guillermo Rodríguez Díaz.

### **Vicerrector de Relaciones Internacionales**

Luigi Humberto López Guzmán.

### **Decana Escuela de Ciencias Agrícolas, Pecuarias y del Medio Ambiente**

Julialba Ángel Osorio.

### **Líder Nacional de Investigación**

Juan Sebastián Chiriví Salomón

### **Líder de investigación de Escuela**

Yolvi Prada Millán

# CÁLCULOS BÁSICOS PARA QUÍMICA EXPERIMENTAL

**Carolina Aristizábal Ciro**

[carolina.aristizabal@unad.edu.co](mailto:carolina.aristizabal@unad.edu.co)

<https://orcid.org/0000-0002-2439-0782>

**Gloria María Doria Herrera**

[gloria.doria@unad.edu.co](mailto:gloria.doria@unad.edu.co)

<https://orcid.org/0000-0003-2148-8968>

Ficha Bibliográfica Diligencia por  
Biblioteca

**Título: CÁLCULOS BÁSICOS PARA QUÍMICA EXPERIMENTAL**

Autores:

Ing. Quím. PhD Carolina Aristizábal Ciro

Quím. MSc. PhD(c) Gloria María Doria Herrera

**Grupo de investigación:** COBIDES

Escuela Ciencias Agrícolas, Pecuarias y del Ambiental

**DOI:** <https://doi.org/10.22490/notas.3529>

©Editorial

Sello Editorial UNAD

Universidad Nacional Abierta y a Distancia

Calle 14 sur No. 14-23

Bogotá D.C

Edición No. 1

Año 2019.

Esta obra está bajo una licencia Creative Commons - Atribución – No comercial – Sin Derivar 4.0 internacional. [https://co.creativecommons.org/?page\\_id=13](https://co.creativecommons.org/?page_id=13).



## **Abreviaturas**

$C_1$ = concentración de la solución más concentrada

$C_2$ = concentración de la solución más diluida

g: Gramos

Kg: kilogramos

Kg ste: kilogramos de solvente

L: litros

m: molalidad

M: Molaridad

mg: miligramos

moles sto: moles de soluto

mL: mililitros

msln: masa de la solución

msto: masa del soluto

mslv: masa del solvente

N: Normalidad

Peq: Peso equivalente

PM: Peso molecular

ppm: partes por millón

$V_1$ = volumen de la solución más concentrada

$V_2$ =volumen de la solución más diluida

$V_{sto}$ : Volumen de soluto

$V_{sln}$ : Volumen de solución

$X_A$ = fracción molar del componente A

%p/p: porcentaje peso a peso

%m/V: Porcentaje en masa/volumen

%V/V: porcentaje en volumen/Volumen

# equivalentes: número de equivalentes

### **Lista de figuras**

**Figura 1** Relación entre molaridad y molalidad

**Figura 2** Dilución de una solución

**Figura 3** Espectro electromagnético

**Figura 4** Partes de un espectrofotómetro

**Figura 5.** Ejemplo de un espectro de absorción

### **Lista de tablas**

**Tabla 1** Equivalentes según la naturaleza del compuesto

**Tabla 2** Resumen de unidades de concentración

Tabla de contenido	
Resumen .....	8
1. Introducción .....	9
CAPÍTULO 1. Unidades de concentración de soluciones .....	10
1.1 Formas de expresar la concentración.....	11
<b>1.1.1 Unidades de concentración físicas</b> .....	11
1.1.1.1 Porcentaje en p/p (%p/p): se refiere a la cantidad de masa de un soluto en gramos que hay en la masa total en gramos de la solución. ....	11
1.1.1.2 Porcentaje en masa/volumen (%m/V): Se refiere a la cantidad de masa de soluto en gramos en 100mL de solución. ....	14
1.1.1.3 Porcentaje volumen/volumen (V/V): Se refiere al volumen de soluto en mL, presente en 100mL de solución.....	17
1.1.1.4 Partes por millón (ppm): Se define como la masa de soluto en miligramos (mg) por cada litro (L) o kilogramo (Kg) de solución. ....	21
1.1.2 Unidades de concentración químicas.....	25
1.1.2.1 Fracción Molar (X): Es la relación entre los moles de un componente y los moles totales de la solución (moles de todos los componentes). Esta relación es adimensional, es decir, que no tiene unidades. ....	25
1.1.2.2 La Molaridad (M): Se define como el número de moles de soluto que hay en un litro de solución. ....	26
1.1.2.3 La molalidad (m): Se refiere a la cantidad de moles de soluto por kilogramo de disolvente.....	26
1.1.2.4 Normalidad (N): Esta unidad de concentración involucra los equivalentes del soluto por cada litro de solución y depende de la reacción en la que participa la solución. (Universidad Nacional Abierta y a Distancia. ECBTI, 2015). ....	33
1.2 Diluciones de la disolución .....	37
1.3. Ejercicios propuestos.....	43
CAPÍTULO 2. Espectrofotometría UV-Visible .....	46
2.1 Espectro electromagnético.....	47
2.2 Fundamentos de la técnica.....	47
2.3 Ecuación de Beer Lambert.....	50
2.3.1 Curvas de calibración y ejercicios resueltos .....	51
2.3.2 Curva de Ringbom .....	54

3. Conclusiones.....	56
4. REFERENCIAS .....	57

## **Resumen**

La necesidad en el desarrollo de nuevas estrategias que requieren por su alto grado de complejidad tal es el caso de las temáticas relacionadas con conceptos básicos de química general y química analítica, los cuales están directamente relacionados con cálculos como son unidades básicas de concentración y la comprensión de conceptos vistos desde el análisis instrumental.

**Cálculos Básicos para Química Experimental**, es un material que se ha propuesto para su primera edición, profundizar en el desarrollo de ejercicios relacionados con los cálculos comunes que se encuentran en cualquier laboratorio de química que tienen un énfasis en matrices ambientales, por ello, se ha fundamentado en dos unidades: cálculos de unidades de concentración y desde el análisis instrumental, una de las técnicas más versátiles y económicas que a la fecha se encuentra, la definición la espectrofotometría UV-VISIBLE, la cual aborda contenidos teóricos y ejercicios de aplicación. La proyección de este material es convertirse en un documento de alta consulta por los estudiantes de la cadena ambiental y que sea este un excelente material de apoyo en la ejecución de componentes prácticos.

**Palabras Clave:** química, concentración, solución, Curvas de calibración, transmitancia, absorbancia.

## **1. Introducción**

Dentro de las diferentes ramas de la química, se ha hablado en muchos escenarios acerca de la definición de Química experimental, la cual es descrita como una táctica para la enseñanza de la química que puede involucrar conceptos que van desde la química general y llegando hasta los saberes que son de alta importancia para nuestra cadena de formación, que es la química ambiental, teniendo en cuenta que para concebirse como una estrategia que involucra herramientas instrumentales.

La preparación de soluciones es un caso recurrente dentro de la química experimental, la cual trata de conceptos básicos sobre que es una solución y como se expresa su concentración. Estas competencias permiten la comprensión de procesos, reacciones y conceptos en diferentes áreas afines, así como para el desarrollo de actividades y experimentos relacionados. Por otro lado, dentro de las técnicas instrumentales con mayor aplicación en las ciencias ambientales es la espectrofotometría de UV-VISIBLE, la cual sin destrucción de muestra permite el análisis de algunos compuestos orgánicos y metales presentes en aguas, por ello es de gran importancia el conocimiento acerca de la técnica y la mejor estrategia de cuantificación (Rubinson & Rubinson, 2001).

Este documento está concebido para dar al estudiante una guía sobre temas básicos del manejo de la química experimental, un área transversal en la cadena ambiental que impacta cursos de alta complejidad como son balances másico y energético en problemas ambientales, fisicoquímica ambiental y química inorgánica.

## **CAPÍTULO 1. Unidades de concentración de soluciones**

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, en el soluto es la sustancia presente en menor cantidad, y el disolvente es la sustancia que está en mayor cantidad. Las disoluciones pueden ser gaseosas (como el aire), sólidas (como las aleaciones) o líquidas (agua de mar) (Chang, 1999).

Este apartado se centrará en la forma de expresar la concentración de las disoluciones cuyo disolvente es agua.

En cada sección se presentan ejercicios resueltos que ilustran las diferentes formas de expresar la concentración. Cada ejercicio muestra casos comunes que pueden presentarse en las diferentes ramas de la química experimental, como son los cálculos básicos para la preparación de soluciones en el laboratorio, el conocimiento de la composición de soluciones y productos comerciales y la comprensión e interpretación del valor de la concentración de un contaminante en diferentes fuentes hídricas, haciendo la comparación con la normativa vigente.

Adicionalmente, se presentan algunos ejercicios que ejemplarizan la conversión entre unidades de concentración que tienen como fin generar habilidades en los cálculos y comprender lo que representa cada unidad de concentración.

Los ejercicios resueltos fueron pensados para afianzar los conocimientos adquiridos en los diferentes cursos que utilizan de forma directa o indirecta la química experimental, y de presentar algunas situaciones que son comunes en la práctica profesional.

## 1.1 Formas de expresar la concentración .

La concentración de una solución puede expresarse de forma cuantitativa con unidades físicas o unidades químicas.

### 1.1.1 Unidades de concentración físicas

**1.1.1.1 Porcentaje en p/p (%p/p):** se refiere a la cantidad de masa de un soluto en gramos que hay en la masa total en gramos de la solución.

$$\% \text{ p/p} = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sln}}} \times 100 \quad \text{Ecuación 1}$$

Donde,

$m_{\text{sto}}$ : masa del soluto en gramos (g)

$m_{\text{sln}}$ : masa de la solución (g)

Por ejemplo, cuando se habla de una solución de ácido clorhídrico al 37% en masa (%p/p) significa que contiene 37g de HCl por cada 100g de solución.

**Ejemplo 1.1:** La sacarosa es un endulzante ampliamente utilizado en la industria alimenticia. Se debe preparar una solución de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) pesando 18,50g y disolviéndolo en 0,200 Kg de agua. Determine el porcentaje en masa de Sacarosa en esta solución. ¿Cuál es el porcentaje en masa del agua?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = m_{\text{sacarosa}} = 18,50\text{g}$$

$$m_{\text{solv}} = m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,200\text{kg} \times \frac{1000\text{g}}{1\text{kg}} = 200\text{g}$$

$$m_{\text{sln}} = m_{\text{sacarosa}} + m_{\text{agua}} = 18,50\text{g} + 200\text{g} = 218,50\text{g}$$

Realizando los cálculos, se tiene:

$$\% \text{ p/p sacarosa} = \frac{m_{\text{sacarosa}}}{m_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{18,5\text{g sacarosa}}{218,5\text{g}} \times 100 = 8,47\%$$

El porcentaje en masa del agua en esta solución es  $(100-8,47) \% = 91,53\%$

También podría calcularse de la siguiente manera:

$$\% \text{ p/p H}_2\text{O} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{200\text{g H}_2\text{O}}{218,5\text{g}} \times 100 = 91,53\%$$

**Ejemplo 1.2:** Cuantos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) se deben pesar para preparar 0,2kg de una solución al 5,3%p/p?

Datos proporcionados:

Concentración NaOH = 5,3%p/p

$m_{\text{sto}} = m_{\text{NaOH}} = ?$

$$m_{\text{sln}} = 0,2\text{kg} \times \frac{1000\text{g}}{1\text{kg}} = 20,00\text{g}$$

Reemplazando los valores conocidos (Ec. 1)

$$\% \text{ p/p NaOH} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{\text{g NaOH}}{200\text{g sln}} \times 100 = 5,3\%$$

Despejando:

$$\text{g NaOH} = \frac{5,3\%}{100\%} \times 200\text{g} = 10,6\text{g NaOH}$$

Por lo tanto, es necesario pesar 10.6 g para preparar 0,2kg de una solución de NaOH al 5,3%p/p.

**Ejemplo 1.3:** El producto más vendido en una pequeña fábrica de productos de limpieza contiene 3,62% en masa de hipoclorito de sodio NaOCl. El productor necesita especificar en la etiqueta la masa de NaOCl que contiene una botella que de 2500g de solución blanqueadora.

Datos proporcionados:

Concentración NaOCl = 3,62%p/p

m<sub>sto</sub> = m NaOCl = ?

m<sub>sln</sub> = 2500g

Reemplazando los valores conocidos (Ec 1):

$$\% \text{ p/p NaOCl} = \frac{m_{\text{NaOCl}}}{m_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{\text{g NaOCl}}{2500\text{g sln}} \times 100 = 3,62\%$$

Despejando:

$$\text{g NaOCl} = \frac{3,62}{100} \times 2500\text{g} = 90,5\text{g NaOCl}$$

La etiqueta del producto debe especificar que una botella de 2500g de solución blanqueadora contiene 90,5g de NaOCl.

**Ejemplo 1.4:** Se requiere conocer cuál es la masa de una solución de peróxido de hidrogeno (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) al 6%p/p que contiene 125g de soluto?

Datos proporcionados:

Concentración H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> = 6%p/p

m<sub>sto</sub> = mH<sub>2</sub>O<sub>2</sub> = 125g

m<sub>sln</sub> = ?

Reemplazando los valores conocidos (Ec 1.1):

$$\% \text{ p/p H}_2\text{O}_2 = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}_2}}{m_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{125\text{g H}_2\text{O}_2}{m_{\text{sln}}} \times 100 = 6\%$$

Despejando:

$$m_{\text{sln}} = 125\text{g} \times \frac{100\%}{6\%} = 2083,33 \text{ g}$$

La masa de la solución de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> al 6%p/p que contiene 125 g de soluto es de 2083,33g o lo que es igual a 2,08Kg.

**Ejemplo 1.5:** Cuál es la concentración en % p/p de tetracloruro de carbono CCl<sub>4</sub> que resulta de pesar 26,34g de CCl<sub>4</sub> y disolverlos en 0,250kg de agua?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = m \text{ CCl}_4 = 26.34\text{g}$$

$$m_{\text{sln}} = 0,250\text{kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{1\text{kg}} = 250\text{g}$$

¿Concentración %p/p CCl<sub>4</sub> =?

Reemplazando los valores conocidos (Ec. 1):

$$\% \text{ p/p CCl}_4 = \frac{m_{\text{CCl}_4}}{m_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{26,34\text{g CCl}_4}{250\text{g sln}} \times 100 = 10,54\%$$

La concentración de CCl<sub>4</sub> es de 10,54%.

**1.1.1.2 Porcentaje en masa/volumen (%m/V):** Se refiere a la cantidad de masa de soluto en gramos en 100mL de solución.

$$\% \text{ m/V} = \frac{m_{\text{sto}}}{V_{\text{sln}}} \times 100 \quad \text{Ecuación 2}$$

Donde,

m<sub>sto</sub>= masa del soluto (g)

V<sub>sln</sub>= volumen de solución (mL)

De manera que una solución de NaCl al 25% m/V contiene 25g de NaCl por cada 100mL de solución.

**Ejemplo 1.6:** Si se tiene 11,20g de carbonato de calcio  $\text{CaCO}_3$  y 250mL de disolución. ¿Cuál es el porcentaje masa/volumen (%m/V) de la solución?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = m_{\text{CaCO}_3} = 11,20 \text{ g}$$

$$V_{\text{sln}} = 250\text{mL}$$

Concentración %m/V  $\text{CaCO}_3 = ?$

Reemplazando valores conocidos (Ec. 2):

$$\% \text{ m/V CaCO}_3 = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{V_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{11,2 \text{ g CaCO}_3}{250\text{mL sln}} \times 100 = 4,48\%$$

Entonces, la concentración en %m/V de carbonato de calcio en la solución es de 4,48% en volumen.

**Ejemplo 1.7:** El permanganato de  $\text{O}_4$  es un reactivo que se usa en gran medida en los laboratorios analíticos por su alto poder oxidante. Se requiere preparar 1 Litro de una solución al 2,3% m/V de  $\text{KMnO}_4$ . ¿Cuántos gramos de  $\text{KMnO}_4$  se deben añadir?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = m_{\text{KMnO}_4} = ?$$

$$V_{\text{sln}} = 1\text{L} \times \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 1000\text{mL}$$

Concentración %m/V  $\text{KMnO}_4 = 2,3\% \text{ m/V}$

Reemplazando valores conocidos (Ec 2):

$$\% \text{ m/V KMnO}_4 = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{\text{gKMnO}_4}{1000\text{mL sln}} \times 100 = 2,3\%$$

Despejando:

$$g\text{KMnO}_4 = \frac{2,3 \times 1000}{100} = 23 \text{ g}$$

Se deben pesar 23g de  $\text{KMnO}_4$  para preparar 1L de solución.

**Ejemplo 1.8:** Se requiere conocer la concentración de cloruros en un agua residual, para ello se debe preparar una solución al 10% m/V de nitrato de plata  $\text{AgNO}_3$  para ser usado como titulante. Para ello se pesaron 2g de  $\text{AgNO}_3$ . ¿Cuál es el volumen de solución que se debe preparar?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = m_{\text{AgNO}_3} = 2\text{g}$$

$$V_{\text{sln}} = ?$$

$$\text{Concentración \%m/V AgNO}_3 = 10\% \text{ m/V}$$

Reemplazando valores conocidos:

$$\% \text{ m/V AgNO}_3 = \frac{m_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{2\text{g AgNO}_3}{\text{mL sln}} \times 100 = 10\%$$

Despejando:

$$\text{mL sln} = \frac{20 \times 100}{10} = 200\text{mL}$$

Se deben preparar 200mL de solución al 10% con 2 g de nitrato de plata.

**Ejemplo 1.9:** En la etiqueta de una gaseosa se especifica que contiene 60% de azúcar por cada 650mL. ¿Cuántos gramos de azúcar contiene el refresco?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = m_{\text{azúcar}} = ?$$

$$V_{\text{sln}} = 650\text{mL}$$

$$\text{Concentración \%m/V azúcar} = 60\% \text{ m/V}$$

Reemplazando valores conocidos (Ec. 2):

$$\% \text{ m/V azúcar} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{\text{g azúcar}}{650\text{mL sln}} \times 100 = 60\%$$

Despejando:

$$\text{g azúcar} = \frac{60 \times 650}{100} = 390 \text{ g azúcar}$$

Así, una gaseosa de 650mL contiene 390g azúcar.

**Ejemplo 1.10:** Para regular el azúcar en la sangre, un paciente requiere que se le inyecte 100mL de una solución de dextrosa al 10%. ¿Cómo debe prepararse esta solución?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = m_{\text{Dextrosa}} = ?$$

$$V_{\text{sln}} = 100\text{mL}$$

$$\text{Concentración \%m/V Dextrosa} = 10\%$$

Reemplazando valores conocidos (Ec 2):

$$\% \text{ m/V Dextrosa} = \frac{m_{\text{Dextrosa}}}{V_{\text{sln}}} \times 100 = \frac{\text{g Dextrosa}}{100\text{mL sln}} \times 100 = 10\%$$

Despejando:

$$\text{g Dextrosa} = \frac{10 \times 100}{100} = 10 \text{ g Dextrosa}$$

Para obtener 100mL de una solución de dextrosa al 10% se deben agregar 10g de dextrosa en 100mL de solución.

**1.1.1.3 Porcentaje volumen/volumen (V/V):** Se refiere al volumen de soluto en mL, presente en 100mL de solución.

$$\% \text{ V/V} = \frac{V_{\text{sto}}}{V_{\text{sln}}} \times 100 \quad \text{Ecuación 3}$$

Donde,

$V_{sto}$  = Volumen del soluto (mL)

$V_{sln}$  = volumen de solución (mL)

Así, una solución de etanol  $C_2H_5OH$  al 25% V/V contiene 25mL etanol por cada 100mL de solución.

**Ejemplo 1.11.** Se requiere preparar 250mL de una solución de etanol ( $C_2H_5OH$ ) al 47,2% v/v. ¿Qué volumen de etanol puro se debe adicionar?

Datos proporcionados:

$V_{sto} = V_{C_2H_5OH} = ?$

$V_{sln} = 250\text{mL}$

Concentración %V/V  $C_2H_5OH = 47,2\%$

Reemplazando valores conocidos (Ec. 3):

$$\%V/V_{C_2H_5OH} = \frac{V_{C_2H_5OH}}{V_{sln}} \times 100 = \frac{V_{C_2H_5OH}}{250\text{mL}} \times 100 = 47,2\%$$

Despejando:

$$V_{C_2H_5OH} = \frac{47,2 \times 250}{100} = 118\text{mL}$$

Se deben adicionar 118mL de etanol a 250mL de solución para alcanzar una concentración de 47,2%V/V.

**Ejemplo 1.12.** ¿Cuántos mililitros (mL) de ácido clorhídrico HCl hay en 0,500L de una solución al 15% en volumen.

Datos proporcionados:

$V_{sto} = V_{HCl} = ?$

$$V_{sln} = 0,500\text{L} \times \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 500\text{mL}$$

Concentración %V/V  $HCl = 15\%$

Reemplazando valores conocidos (Ec. 3):

$$\% V/V_{\text{HCl}} = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_{\text{soln}}} \times 100 = \frac{V_{\text{HCl}}}{500\text{mL}} \times 100 = 15\%$$

Despejando:

$$V_{\text{HCl}} = \frac{15 \times 500}{100} = 75\text{mL HCl}$$

En 0,750L de solución al 15% de HCl hay 75mL de HCl.

**Ejemplo 1.13.** Una la botella del aguardiente antioqueño contiene un volumen de 750mL. En la etiqueta dice tener 29% en volumen de alcohol. Calcular el contenido de alcohol en mL.

Datos proporcionados:

$$V_{\text{sto}} = V_{\text{Alcohol}} = ?$$

$$V_{\text{soln}} = 750\text{mL}$$

$$\text{Concentración } \%V/V_{\text{Alcohol}} = 29\%$$

Reemplazando valores conocidos (Ec. 1.3):

$$\% V/V_{\text{Alcohol}} = \frac{V_{\text{Alcohol}}}{V_{\text{soln}}} \times 100 = \frac{V_{\text{Alcohol}}}{750\text{mL}} \times 100 = 29\%$$

Despejando:

$$V_{\text{Alcohol}} = \frac{29 \times 750}{100} = 217,5\text{mL Alcohol}$$

Una botella de 750mL de aguardiente antioqueño vol. 29% contiene 217.5mL de alcohol.

**Ejemplo 1.14.** En una reunión de amigos, Pedro se toma una botella de cerveza Pilsen de 300mL que reporta un 4,8%V/V de alcohol, mientras que Luis toma

una copa de aguardiente antieño de 35mL que tiene 29% vol. de alcohol.  
¿Quién ingiere más alcohol?

Datos proporcionados:

Pedro

$$V_{sto} = V_{Pedro} = ?$$

$$V_{sln} = 300\text{mL}$$

$$\text{Concentración \%v/v Alcohol} = 4,8\%$$

Luis

$$V_{sto} = V_{Luis} = ?$$

$$V_{sln} = 35\text{mL}$$

$$\text{Concentración \%v/v Alcohol} = 29\%$$

Para determinar quién ingirió más alcohol se debe calcular el volumen de alcohol en cada caso:

Reemplazando valores conocidos (Ec. 3):

$$\% V/V_{Pedro} = \frac{V_{Pedro}}{V_{sln}} \times 100 = \frac{V_{Pedro}}{300\text{mL}} \times 100 = 4,80\%$$

$$\% V/V_{Luis} = \frac{V_{Luis}}{V_{sln}} \times 100 = \frac{V_{Luis}}{35\text{mL}} \times 100 = 29\%$$

Despejando:

$$V_{Pedro} = \frac{4,8 \times 300}{100} = 14,40\text{mL Alcohol}$$

$$V_{Luis} = \frac{29 \times 35}{100} = 10,15\text{mL Alcohol}$$

De acuerdo a los resultados, Pedro ingiere más alcohol que Luis.

**Ejemplo 1.15.** Una peluquera requiere preparar un tinte para el cabello que debe tener una concentración exacta del 38,50% v/v. Si se preparan 150cm<sup>3</sup> de solución. ¿Cuántos mL de tinte deben adicionarse?

Datos proporcionados:

$$V_{sto} = V_{tinte} = ?$$

$$V_{sln} = 150 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3} = 150 \text{ mL}$$

$$\text{Concentración \%V/V}_{tinte} = 38,5\%$$

Reemplazando valores conocidos:

$$\% V/V_{Tinte} = \frac{V_{Tinte}}{V_{sln}} \times 100 = \frac{V_{Tinte}}{150 \text{ mL}} \times 100 = 38,5\%$$

Despejando:

$$V_{Alcohol} = \frac{38 \times 150}{100} = 57 \text{ mL Tinte}$$

La peluquera debe agregar 57mL de tinte a 150mL de solución para obtener una concentración de 38,5%v/v.

**1.1.1.4 Partes por millón (ppm):** Se define como la masa de soluto en miligramos (mg) por cada litro (L) o kilogramo (Kg) de solución.

$$\text{ppm} = \frac{m_{sto}}{m_{sln}} \quad \text{Ecuación 4}$$

$$\text{ppm} = \frac{m_{sto}}{V_{sln}} \quad \text{Ecuación 5}$$

Donde,

$m_{sto}$  = masa de soluto (mg)

$m_{sln}$  = masa de solución (Kg)

$V_{sln}$  = volumen de solución (L)

**Ejemplo 1.16.** Se determinó que una muestra de 2,5g de agua freática contenía 5,4  $\mu\text{g}$  de  $\text{Zn}^{2+}$ . Calcule la concentración de  $\text{Zn}^{2+}$  en ppm. (Brown, 1998).

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = 5,4 \mu\text{g Zn}^{2+} \times \frac{1\text{mg}}{1000\mu\text{g}} = 5,4 \times 10^{-3} \text{mg}$$

$$m_{\text{sln}} = 2,5\text{g} \times \frac{1\text{kg}}{1000\text{g}} = 2,5 \times 10^{-3} \text{Kg}$$

¿Concentración de  $\text{Zn}^{2+}$  ppm =?

Reemplazando valores conocidos (Ec. 4):

$$\text{ppm Zn}^{2+} = \frac{m \text{ Zn}^{2+}}{m_{\text{sln}}} = \frac{5,4 \times 10^{-3} \text{mg Zn}^{2+}}{2,5 \times 10^{-3} \text{Kgsln}} = 2,16 \text{ppm Zn}^{2+}$$

En 2,5 g de agua freática se tienen 2,16 ppm de  $\text{Zn}^{2+}$

**Ejemplo 1.17.** Una marca de champo sacó al mercado un nuevo producto que en su etiqueta registra una composición total de preservantes parabenos (PB) ( $\text{R}(\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{COO})$ ) de 4,3g por cada 750g de producto. Aunque en Colombia el uso de PB no está regulado, la legislación de la Unión Europea (UE) permite el uso de estos preservantes en cosméticos, con una máxima concentración permitida de 8 g de PB por kg de producto cosmético. ¿Cuál es la concentración de PB en ppm en el champú? ¿Está este nuevo producto dentro de los lineamientos de la unión europea?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = 4,3\text{g} \times \frac{1000\text{mg}}{1\text{g}} = 4,3 \times 10^3 \text{mg}$$

$$m_{\text{sln}} = 750\text{g} \times \frac{1\text{Kg}}{1000\text{g}} = 0,750 \text{Kg}$$

¿Concentración de PB ppm =?

Reemplazando los datos conocidos (Ec. 1.4):

$$\text{ppm PB} = \frac{m \text{ PB}}{m_{\text{sln}}} = \frac{4,3 \times 10^3 \text{ mg PB}}{0,750 \text{ Kgsln}} = 5,7 \times 10^3 \text{ ppm PB}$$

La concentración de parabenos en la botella de 750mL del nuevo champú es de 5.73ppm.

Para determinar si está o no cumpliendo con la legislación de la UE se calcula la concentración permitida en ppm.

Datos proporcionados:

$$m_{sto} = 8g \times \frac{1000mg}{1g} = 8 \times 10^3 mg$$

$$m_{sln} = 1kg$$

Reemplazando valores conocidos (Ec. 4):

$$ppm_{PB_{permitidos}} = \frac{m_{PB}}{m_{sln}} = \frac{8 \times 10^3 mg}{1Kg_{sln}} = 8 \times 10^3 ppm_{PB}$$

De manera que el champú nuevo en el mercado no sobrepasa los niveles legislados en la UE.

**Ejemplo 1.18.** Un agricultor pretende usar un potente herbicida para controlar la maleza de sus cultivos, de acuerdo con las especificaciones del fabricante se deben disolver 3,4g de herbicida en 100L agua. ¿A qué concentración en ppm se debe preparar el herbicida?

Datos proporcionados:

$$m_{sto} = 3,4g \times \frac{1000mg}{1g} = 3,4 \times 10^3 mg$$

$$V_{sln} = 100L$$

Reemplazando valores conocidos (Ec. 1.6):

$$ppm_{herbicida} = \frac{m_{herbicida}}{V_{sln}} = \frac{3,4 \times 10^3 mg}{100L_{sln}} = 34 ppm_{herbicida}$$

La concentración recomendada de herbicida es de 34ppm

**Ejemplo 1.19.** En un vertimiento puntual al río Medellín proveniente de una industria textil, fueron arrojados  $150\text{m}^3$  de agua que contenían 2kg de un colorante que se considera tóxico para la vida acuática y la salud humana. Si el límite de vertimiento regulado para este colorante es de 2ppm. ¿Se estará cumpliendo con los límites de vertimiento permitidos?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = 2 \text{ kg colorante} \times \frac{1000\text{g}}{1 \text{ Kg}} \times \frac{1000\text{mg}}{1\text{g}} = 2 \times 10^6 \text{mg colorante}$$

$$m_{\text{sln}} = 150\text{m}^3 \times \frac{1000\text{L}}{1\text{m}^3} = 1,5 \times 10^5 \text{ L}$$

¿Concentración de colorante en ppm =?

Concentración Limite permitida=2ppm

Reemplazando valores conocidos (Ec. 5:

$$\text{ppm colorante} = \frac{m \text{ colorante}}{V_{\text{sln}}} = \frac{2 \times 10^6 \text{mg colorante}}{1,5 \times 10^5 \text{ L sln}} = 13,33 \text{ppm colorante}$$

La concentración del colorante vertido al río Medellín es de 13,33 ppm, por lo que se incumple la normativa de vertimiento.

**Ejemplo 1.20.** Una pequeña productora de plátano y banano del Urabá antioqueño requiere hacer un vertimiento puntual de  $200\text{m}^3$  de agua residual proveniente de los procesos de la pos-cosecha, que contiene 7,54g de hidrocarburos totales. El límite de vertimiento de hidrocarburos totales (TPH) para este tipo de vertimiento según la Resolución 631 de 2015 del ministerio de ambiente y desarrollo sostenible es de 10mg/L. ¿Podrá el agricultor hacer el vertimiento?

Datos proporcionados:

$$m_{\text{sto}} = 7,54 \text{ g TPH} \times \frac{1000\text{mg}}{1\text{g}} = 7,54 \times 10^3 \text{mg TPH}$$

$$m \text{ sln} = 200\text{m}^3 \times \frac{1000\text{L}}{1\text{m}^3} = 2 \times 10^5 \text{ L}$$

¿Concentración TPH en ppm=?

Concentración Limite permitida=10 mg/L (ppm)

Reemplazando valores conocidos (Ec. 5):

$$\text{ppm TPH} = \frac{m \text{ TPH}}{V \text{ sln}} = \frac{7,54 \times 10^3 \text{ mg TPH}}{2 \times 10^5 \text{ L sln}} = 0,038 \text{ ppm TPH}$$

La concentración de TPH del agua residual que se pretende verter, está por debajo de lo máximo permitido por la legislación colombiana para TPH, por lo tanto, el pequeño productor puede realizar el vertimiento.

### 1.1.2 Unidades de concentración químicas

Con frecuencia en el desarrollo de la química experimental se utilizan expresiones de concentración en función del número de moles de uno o más componentes de la solución. Las unidades de concentración más utilizadas son la **Fracción Molar (X)**, la **Molaridad (M)** y la **Molalidad (m)** y la **Normalidad (N)**.

**1.1.2.1 Fracción Molar (X):** Es la relación entre los moles de un componente y los moles totales de la solución (moles de todos los componentes). Esta relación es adimensional, es decir, que no tiene unidades.

$$X_A = \frac{\text{moles A}}{\text{moles totales}} \quad \text{Ecuación 6}$$

Donde,

$X_A$ = fracción molar del componente A (adimensional)

moles A= Moles del componente A en la solución

moles totales= Sumatoria de los moles totales de todos los componentes de la solución.

Nota: La suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución debe ser igual a 1.

**1.1.2.2 La Molaridad (M):** Se define como el número de moles de soluto que hay en un litro de solución.

$$M = \frac{\text{moles}_{sto}}{V_{soln} (L)} \quad \text{Ecuación 7}$$

**1.1.2.3 La molalidad (m):** Se refiere a la cantidad de moles de soluto por kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles}_{sto}}{\text{Kg}_{ste}} \quad \text{Ecuación 8}$$

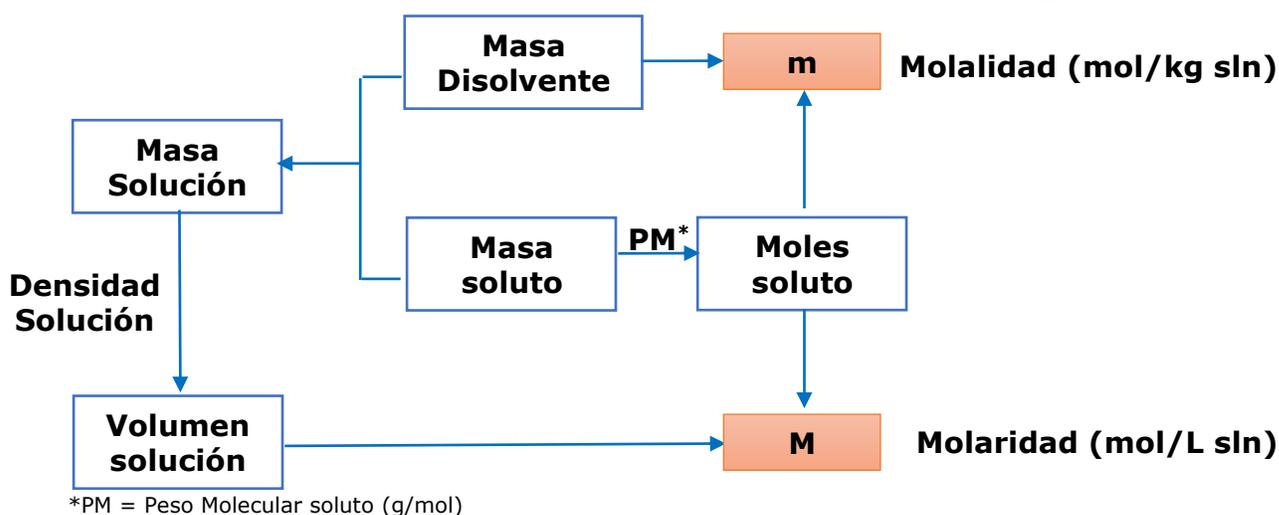
Donde,

m= Molalidad de la solución

moles<sub>sto</sub>= moles de soluto

Kg<sub>ste</sub>= masa del disolvente en Kg

Es importante diferenciar entre la **Molaridad** y la **molalidad**. La **molaridad** se define en términos del volumen de la solución, mientras que la **molalidad** se da en función de la masa del disolvente. P En la siguiente figura muestran las conversiones necesarias para calcular la molalidad y la molaridad de la solución. (Brown, 1998)



**Figura 1.** Relación entre molaridad y molalidad (Brown, 1998)



**TIPS**

Las unidades de concentración que se usa con mayor frecuencia en la química experimental es la Molaridad.

**RECUERDA:**

Para pasar de unidades de masa (g o Kg) a moles siempre requieres conocer el peso molecular del compuesto de interés (g/mol).

**Ejemplo 1.21.** Determine la Molaridad de una solución que se preparó llevando 38g de cloruro de sodio (NaCl) a 1000mL de solución.

Datos proporcionados:

Masa NaCl = 38g

PM NaCl=

V sln=1000mL=1L

$$38g \text{ NaCl} \times \frac{1\text{mol}}{58.45g} = 0.65\text{moles NaCl}$$

Reemplazando en Ec. 7

$$M = \frac{\text{moles sto}}{\text{Vsln (L)}} = \frac{0.65\text{molesNaCl}}{1L} = 0.65M$$

**Ejemplo 1.22** Para determinar la acidez de un agua residual doméstica por titulación, se requiere preparar una solución de NaOH 0,1M. ¿Cuántos gramos de NaOH se deben pesar para preparar 500mL de solución?

Datos proporcionados:

Concentración NaOH= 0,1M

V soln = 500mL

masa NaOH=?

Para calcular los gramos de NaOH, se debe utilizar su peso molar

PM= 40g/mol (Na = 23g/mol + O= 16g/mol + H=1g/mol)

Se calculan los gramos necesarios para preparar un 1L de solución:

$$0,1 \frac{\text{moles NaOH}}{1\text{L}} \times \frac{40\text{g}}{\text{mol}} = 0,4\text{g} \frac{\text{NaOH}}{\text{L}}$$

Teniendo en cuenta que se prepararán 250mL de solución entonces:

$$0,4\text{g} \frac{\text{NaOH}}{\text{L}} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \times 500\text{mL} = 0,2\text{g}$$

Para preparar 500mL de una solución de NaOH 0,1M se deben pesar 0,2g.

**Ejemplo 1.23** El ácido clorhídrico es ampliamente usado en la química experimental. Se tiene una solución de ácido clorhídrico HCl que tiene una concentración del 23% en masa de HCl se requiere conocer **a)** La fracción molar de la solución. **b)** La molalidad del HCl en la solución. **c)** si se desea conocer la molaridad de la solución que información adicional se requiere?

**a)** Datos proporcionados:

Concentración de HCl= 23% m/m = 23g HCl/100g de solución.

moles HCl =?

moles H<sub>2</sub>O=?

Suponiendo que la masa total de la solución es 100g, se tiene que:

Masa HCl= 23g

masa H<sub>2</sub>O = 100g-23g = 77g H<sub>2</sub>O

Para convertir la masa en moles es necesario conocer el peso molecular (PM) de los componentes de la solución.

PM HCl = 36.5g/mol HCl (H=1g/mol; Cl=35,5g/mol)

PM H<sub>2</sub>O = 18g/mol H<sub>2</sub>O (H x 2 =2g/mol; O=16g/mol)

Calculando los moles se tiene:

$$\text{moles HCl} = 23\text{g HCl} \times \frac{1\text{mol HCl}}{36,5\text{g HCl}} = 0,63\text{mol HCl}$$

$$\text{moles H}_2\text{O} = 77\text{g H}_2\text{O} \times \frac{1\text{mol H}_2\text{O}}{18\text{g H}_2\text{O}} = 4,27\text{mol H}_2\text{O}$$

Reemplazando valores conocidos:

$$X_{\text{HCl}} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}} = \frac{0,63\text{mol HCl}}{0,63\text{mol HCl} + 4,27\text{mol H}_2\text{O}} = 0,13$$

Se podría calcular la fracción molar del agua teniendo en cuenta que:

$$X_{\text{HCl}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,13 = 0,87$$

La fracción Molar de HCl en la solución al 23% en masa es 0,13

**b) Datos proporcionados:**

Teniendo en cuenta los cálculos realizados en el apartado anterior:

$$\text{Masa disolvente} = \text{masa H}_2\text{O} = 77\text{g H}_2\text{O} \times \frac{1\text{kg}}{1000\text{g}} = 0,077\text{kg H}_2\text{O}$$

moles sto = moles HCl = 0,63 moles HCl

Reemplazando los valores conocidos:

$$m_{\text{HCl}} = \frac{\text{moles sto}}{\text{Kg ste}} = \frac{0,63 \text{ moles HCl}}{0,077 \text{ kg H}_2\text{O}} = 8,57 \text{ m}$$

**c)** Para calcular la fracción la molaridad de la solución se requiere conocer el volumen de la solución, por lo tanto, se requiere la densidad para hacer el cálculo.

**Ejemplo 1.23.** Si la densidad de una solución contiene 5.0g de tolueno ( $\text{C}_7\text{H}_8$ ) y 225g de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) es de 0,876 g/mL, calcule **a)** la molaridad de la solución, **b)** la molaridad de la solución **c)** la fracción molar de cada componente. (Brown, 1998)

**a)** Datos proporcionados:

Masa soluto (tolueno) = 5.0g

Masa disolvente (benceno) = 225g

Densidad = 0,876g/mL

Se calcula la masa de la solución:

Masa sln = masa de disolvente + masa sto

Masa sln = 5.0g + 225g = 230g

Con el valor de densidad se calcula el volumen de la solución:

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Despejando:

$$\text{volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}} = 230 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mL}}{0,876 \text{ g}} = 263 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,263 \text{ L}$$

Por tanto, los moles del soluto se calculan teniendo en cuenta el peso molecular (PM) del tolueno ( $C = 12 \times 7 \text{ g/mol} + H = 1 \times 8 \text{ g/mol} = 92 \text{ g/mol}$ )

$$\text{moles } C_7H_8 = \frac{\text{masa } C_7H_8}{\text{PM}} = 5 \text{ g } C_7H_8 \times \frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92 \text{ g } C_7H_8} = 0,054 \text{ mol}$$

Reemplazando valores conocidos en la ecuación de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles } C_7H_8}{V \text{ soln (L)}} = \frac{0,054 \text{ mol } C_7H_8}{0,263 \text{ L soln}} = 0,21 \text{ M}$$

**b)** Para calcular la molalidad reemplazamos valores conocidos:

$$m = \frac{\text{moles sto}}{\text{Kg ste}} = \frac{0,054 \text{ mol } C_7H_8}{0,225 \text{ Kg } C_6H_6} = 0,24 \text{ m}$$

**c)** Para determinar la fracción molar de  $C_7H_8$  primero deben calcularse los moles de benceno, para ello se calcula el PM ( $C = 12 \times 6 \text{ g/mol} + H = 1 \times 6 \text{ g/mol} = 78 \text{ g/mol}$ )

$$\text{moles } C_6H_6 = \frac{\text{masa } C_6H_6}{\text{PM}} = 225 \text{ g } C_6H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} = 2,88 \text{ mol } C_6H_6$$

Ahora, reemplazando valores conocidos en la ecuación de fracción molar se tiene:

$$X_{C_7H_8} = \frac{\text{moles } C_7H_8}{\text{moles } C_7H_8 + \text{moles } C_6H_6} = \frac{0,054 \text{ mol } C_7H_8}{0,054 \text{ mol } C_7H_8 + 2,88 \text{ mol } C_6H_6} = 0,018$$

Por consiguiente, la fracción molar del benceno es:

$$X_{C_6H_6} = 1 - 0,018 = 0,982$$

**Ejemplo 1.24.** En el desarrollo del componente práctico de fisicoquímica ambiental es necesario prepara una solución 0,1 M de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  para evaluar la cinética de descomposición del este compuesto por medio de HCl concentrado. En el laboratorio se cuenta con  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuántos gramos de este reactivo se deben pesar para preparar 500mL de solución de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0,1M?

Datos proporcionados:

Concentración  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 0,1\text{M}$  (moles/L)

$$V \text{ sln} = 500\text{mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} = 0,500\text{L}$$

Datos requeridos:

PM  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 248 \text{ g/mol}$

(Na:  $23\text{g/mol} \times 2$  + S:  $32\text{g/mol} \times 2$  + O:  $16\text{g/mol} \times 3$  +  $5 \times$  (H:  $1\text{g/mol} \times 2$  + O:  $16\text{g/mol}$ ))

Como el reactivo con el que se cuenta es tiosulfato de sodio penta-hidratado, se debe tener en cuenta que por cada mol de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  se tiene 1 mol de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . De esta manera para una concentración 0,1M se tiene y el peso molecular del  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  se tiene:

$$\frac{0,1 \text{ moles } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1\text{L sln}} \times \frac{1\text{mol } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1\text{mol } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \times \frac{248\text{gNa}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{\text{mol } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{24,8\text{gNa}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{\text{L}}$$

Y para preparar 500mL entonces:

$$\frac{24,8\text{gNa}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{\text{L}} \times 0,500\text{L} = 12,41\text{gNa}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Se deben pesar 12,41g  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  para preparar 500mL de solución 1M.

**1.1.2.4 Normalidad (N):** Esta unidad de concentración involucra los equivalentes del soluto por cada litro de solución y depende de la reacción en la que participa la solución. (Universidad Nacional Abierta y a Distancia. ECBTI, 2015).

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\# \text{ Equivalentes}}{V \text{ en (L)}} \quad \text{Ecuación 9}$$

Donde,

$$\# \text{ equivalentes} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{peso equivalente}}$$

$$\text{Peso equivalente (Peq)} = \text{Peso Molar (PM)} \frac{\text{sto}}{Z}$$

Z es un número que depende de la naturaleza de las sustancias y la clase de la reacción donde participen los compuestos tal como se explica en la Tabla 1.1

**Tabla 1.** Equivalentes según la naturaleza del compuesto (Skoog D. A., 2014).

Z de un ácido	Z una base	Z de una sal
Numero de H <sup>+</sup> que contenga en su molécula o que se generan a partir de 1 mol de ácido cuando reacciona con agua	Numero de OH <sup>-</sup> que contenga en su molécula o que se generan a partir de 1 mol de ácido cuando reacciona con agua	Es la valencia del metal multiplicado por el número de estos que haya en la molécula
<b>Ejemplos</b>	<b>Ejemplos</b>	<b>Ejemplos</b>
1HCl $\xrightarrow{H_2O}$ 1H <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup> 1eq	1NaOH $\xrightarrow{H_2O}$ 1OH <sup>-</sup> + Na <sup>+</sup> 1eq	1 mol Na <sup>+</sup> Cl <sup>-</sup> 1eq
1HNO <sub>3</sub> $\xrightarrow{H_2O}$ 1H <sup>+</sup> + NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> 1eq	1Ca(OH) <sub>2</sub> $\xrightarrow{H_2O}$ 2OH <sup>-</sup> + Ca <sup>2+</sup> 2eq	1 mol K <sup>+</sup> H <sup>+</sup> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> 1eq
1H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> $\xrightarrow{H_2O}$ 2H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> 2eq	1Al(OH) <sub>3</sub> $\xrightarrow{H_2O}$ 3OH <sup>-</sup> + Al <sup>3+</sup> 3eq	1 mol Ba <sup>2+</sup> Cl <sub>2</sub> Cl <sup>-</sup> 2eq
1H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> $\xrightarrow{H_2O}$ 3H <sup>+</sup> + PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> 3eq		1 mol Al <sub>2</sub> <sup>3+</sup> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> <sup>2-</sup> 3eq

**Ejemplo 1.25.** Se requiere preparar una solución llevando 30g de hidróxido de calcio ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) a 500mL de solución.

Datos proporcionados

Masa sto = Masa  $\text{Ca}(\text{OH})_2=30\text{g}$

V sln=500mL

En primer lugar, se deben calcular los equivalentes del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . De acuerdo con lo expuesto en la tabla 1 este compuesto tiene 2 equivalentes ya que en medio acuoso se disocia produciendo 2 grupos  $\text{OH}^-$ .

Por lo tanto,

$$\text{Peso equivalente (Peq)} = \frac{\text{Peso Molar (PM) sto}}{Z} = \frac{74,1\text{g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 37.05 \text{ g/eq}$$

$$\# \text{ equivalentes} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{peso equivalente}} = \frac{30\text{gCa}(\text{OH})_2}{\frac{37.05\text{gCa}(\text{OH})_2}{\text{eq}}} = 0.81\text{eq}$$

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\# \text{ Equivalentes}}{V \text{ sln (L)}} = \frac{0.81\text{eq}}{0.5\text{L}} = 1.62\text{N}$$

**Ejemplo 1.26.** Prepare 500mL de una solución de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) 2N. El peso molecular del  $\text{NaOH}$  es 40g/mol. ¿Cuál sería la Molaridad de esta solución?

Datos proporcionados

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\# \text{ Equivalentes}}{V \text{ sln (L)}} = \frac{2\text{eq}}{L}$$

Vsln=500mL=0.5L

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

El  $\text{NaOH}$  en medio acuoso  $Z=1$  (Tabla 1.1), por lo tanto, el peso equivalente del  $\text{NaOH}$  es igual a su peso molar.

$$\text{Peso equivalente (Peq)} = \frac{\text{Peso Molar (PM) NaOH}}{Z} = \frac{40\text{g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 40 \text{ g/eq}$$

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\# \text{ Equivalentes}}{V \text{ sIn (L)}} = \frac{2\text{eq}}{L} \times \frac{40\text{g}}{\text{eq}} \times 0.5\text{L} = 40\text{gNaOH}$$

Se deben pesar 40 g de NaOH para preparar 500mL de una solución 2N.

Cuando  $Z=1$ , La normalidad y la molaridad son iguales, así que una solución de NaOH 2N es igual a una solución de NaOH 2M.

**Ejemplo 1.27.** Para evaluar cuantitativamente la reducción del permanganato de potasio  $\text{KMnO}_4$  en medio ácido se requiere preparar una solución de ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 1N. En el laboratorio de química se cuenta con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado al 98%. Si la densidad del ácido es 1.84g/mL como preparo 100mL de la solución requerida?

Datos proporcionados

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\# \text{ Equivalentes}}{V \text{ sIn (L)}} = \frac{1\text{eq}}{L}$$

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{1.84\text{g}}{\text{mL}}$$

$$V\text{sIn} = 100\text{mL} = 0.1\text{L}$$

$$\text{Pureza } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98\% \text{P/P}$$

En la tabla 1.1 se observa que el ácido sulfúrico en medio acuosa produce 2 iones  $\text{H}^+$ , por tanto,  $Z=2 \text{ eq}$

$$\text{Peso equivalente (Peq)} = \frac{\text{Peso Molar (PM) } \text{H}_2\text{SO}_4}{Z} = \frac{98\text{g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 49 \text{ g/eq}$$

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\# \text{ Equivalentes}}{V \text{ sIn (L)}} = \frac{1\text{eq}}{L} \times \frac{49\text{g}}{\text{eq}} \times 0.1\text{L} = 4,9\text{gH}_2\text{SO}_4$$

La pureza del  $H_2SO_4$  disponible en el laboratorio es del 98% P/P, asumiendo 100g de solución:

$$4,9gH_2SO_4 \times \frac{100g \text{ soln}}{98gH_2SO_4} = 5gH_2SO_4$$

El  $H_2SO_4$  disponible está en estado líquido, para pasar los gramos a volumen despejamos de la fórmula de la densidad así:

$$\text{Volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{Densidad } (\rho)} = \frac{5gH_2SO_4}{1,84 \text{ gH}_2\text{SO}_4/\text{mL}} = 2,72\text{mL}$$

De manera que para preparar 100mL de una solución 1N de ácido sulfúrico se deben adicionar 2,72mL de  $H_2SO_4$  al 98%.

**Ejemplo 1.28.** En el laboratorio de ambiental, se tienen 2 botellas que contienen 100ml de una solución de ácido sulfúrico una rotulada con 1N y la segunda rotulada con 0,5M. Se requiere usar aquella con mayor cantidad de  $H_2SO_4$ . ¿Cuál botella se debe elegir?

Datos proporcionados:

$$1N = \frac{\# \text{ Equivalentes}}{V \text{ soln (L)}} = \frac{1eq}{L}$$

Retomando los cálculos realizados en el ejercicio anterior, donde se halló que 100mL de una solución 1N de ácido sulfúrico contiene 2.72mL de  $H_2SO_4$

Ahora, partiendo de la molaridad de la segunda botella se tiene:

$$M = \frac{\text{moles sto}}{V \text{ soln (L)}} = \frac{0.5 \text{ moles}}{L} \times \frac{98gH_2SO_4}{\text{mol}} \times \frac{100g}{98gH_2SO_4} \times 0.1L = 5gH_2SO_4$$

Para calcular el volumen se despeja de la fórmula de densidad

$$\text{Volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{Densidad } (\rho)} = \frac{5\text{gH}_2\text{SO}_4}{1,84 \text{ gH}_2\text{SO}_4/\text{mL}} = 2,72\text{mL}$$

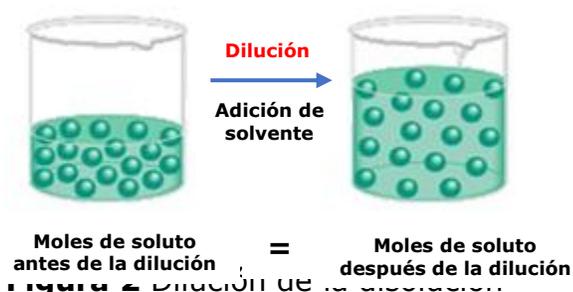
Ambas soluciones tienen la misma cantidad de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , es decir las dos tienen 2,27ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por cada 100mL de solución, tienen la misma concentración expresada en diferentes unidades.

## 1.2 Diluciones de la disolución

En el desarrollo de la química experimental, en muchas ocasiones se hace necesario reducir la concentración de un componente (solute) en una disolución, a este proceso se le denomina dilución de la disolución.

Cuando se tiene una cantidad de una disolución de concentración dada y se le adiciona un volumen conocido de agua. ¿Qué pasa con la cantidad del soluto en la solución? ¿disminuye? ¿aumenta? ¿se mantiene?

La cantidad de soluto en la solución sigue siendo el mismo, pero el volumen de la solución aumenta, por lo que la concentración del soluto disminuye (Figura 2)



Lo que se puede expresar como:

$$C_1V_1=C_2V_2 \quad \text{Ecuación 10}$$

Donde,

Volumen inicial= $V_1$ =volumen de la solución más concentrada

Concentración inicial= $C_1$ =Concentración de la solución más concentrada

Volumen Final= $V_2$ =volumen de la solución más diluida

Concentración Final= $C_2$ =Concentración de la solución más diluida



#### TIPS

¿En qué casos se hacen diluciones en química experimental? Algunos ejemplos

-  Cuando se requiere preparar soluciones patrón para una curva de calibración a partir de una de mayor concentración.
-  Dosificación de químicos en procesos de tratamiento de aguas (dosis óptima floculación-coagulación)
-  Disminución de concentración de productos comerciales para usos específicos.

**Ejemplo 1.29.** La 1,5 difenilcarbazida es comúnmente utilizada como indicador y agente acomplejante en la cuantificación de cromo hexavalente ( $Cr^{6+}$ ) en solución. Para este fin se requiere preparar 100mL de una solución al 0.5% m/V de difenilcarbazida a partir de una solución al 10% m/V. ¿Cuánto volumen de la solución al 10% m/V debe adicionarse para obtener una solución al 0.5% m/V?

Datos proporcionados:

$$V_1=?$$

$$C_1=10\%m/V$$

$$V_2=100mL$$

$$C_2=0.5\%m/V$$

Despejando la Ec. 10 y reemplazado los valores conocidos:

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.5\% \times 100mL}{10\%} = 5mL$$

Para preparar 100mL de una solución de difenilcarbazida al 0.5% m/V se requieren 5mL de la solución más concentrada.

**Ejemplo 1.30.** Se tomaron 10mL de una solución de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) al 37% y se llevaron a 250mL de solución. ¿Qué concentración tiene la nueva solución de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ?

Datos proporcionados:

$$V_1 = 10\text{mL}$$

$$C_1 = 37\%$$

$$V_2 = 250\text{mL}$$

$$C_2 = ?$$

Despejando la Ec. 10 y reemplazado los valores conocidos:

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{37\% \times 10\text{mL}}{250\text{mL}} = 1.48\%$$

**Ejemplo 1.31.** ¿Qué cantidad de solución 0.3M se debe preparar si se toman 10mL de una solución 3M?

Datos proporcionados:

$$V_1 = 10\text{mL}$$

$$C_1 = 3\text{M}$$

$$V_2 = ?\text{mL}$$

$$C_2 = 0.3\text{M}$$

Despejando la Ec. 10 y reemplazado los valores conocidos:

$$V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2} = \frac{3\text{M} \times 10\text{mL}}{0.3\text{M}} = 100\text{mL}$$

Se deben preparar 100mL de solución para obtener una concentración final 0.3M a partir de tomar 10mL de una solución 3M.

**Ejemplo 1.32.** En el componente práctico de fisicoquímica ambiental, para evaluar la cinética de descomposición del tiosulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ), por medio de HCl concentrado, en función de la concentración es necesario preparar 10mL de disoluciones a diferentes concentraciones de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (0.1M, 0.05M, 0.025M, 0.0125M). En el laboratorio se cuenta con  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  sólido. Realice los cálculos necesarios para preparar las disoluciones requeridas.

En primer lugar, se debe preparar la solución de mayor concentración, que en este caso es 0.1M.

$$M = \frac{0.1 \text{ moles Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{L} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \times \frac{248 \text{ g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{\text{mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 24.8 \frac{\text{g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{L}$$

En función de las necesidades se van a preparar 100mL (podría prepararse cualquier volumen).

$$24.8 \frac{\text{g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{L} \times 0.1L = 2.48 \text{ g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Se deben pesar 2,48g  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  para preparar 100mL de una solución de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0.1M de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Teniendo la solución de mayor concentración por diluciones sucesivas se pueden preparar las demás disoluciones requeridas así (Ec 10):

Datos proporcionados:

$$V_1 = ? \text{ mL}$$

$$C_1 = 0.1 \text{ M}$$

$$V_2 = 10 \text{ mL}$$

$$C_2 = 0.05 \text{ M}, 0.025, 0,0125 \text{ M}$$

Despejando y reemplazando en la Ecuación 10

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.05\text{M} \times 10\text{mL}}{0.1\text{M}} = 5\text{mL}$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.025\text{M} \times 10\text{mL}}{0.1\text{M}} = 2.5\text{mL}$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.0125\text{M} \times 10\text{mL}}{0.1\text{M}} = 1.25\text{mL}$$

De manera que, para preparar las disoluciones requeridas, se debe pesar 2.48g de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  y llevar a 100mL para obtener una concentración de 0.1M de esta por diluciones sucesivas preparar las demás.

**Ejemplo 1.33.** Para la medición de cromo hexavalente mediante espectrofotometría de UV-visible se suele utilizar una solución patrón de  $\text{Cr}^{6+}$  de 0.5mg/L para preparar por dilución una curva de calibración. Cuanto volumen de la solución de 0.5mg/L se debe tomar para preparar la curva de calibración a concentraciones 0.025-0.05-0.1-0.125-0.15-0.2 mg/L?

Datos proporcionados:

Para preparar la curva de calibración a partir de la solución 0.5mg/L se reemplaza en la ecuación 10 para cada concentración requerida y 10mL de solución:

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.025\text{mg/L} \times 10\text{mL}}{0.5\text{mg/L}} = 0.5\text{mL}$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.05\text{mg/L} \times 10\text{mL}}{0.5\text{mg/L}} = 1\text{mL}$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.1\text{mg/L} \times 10\text{mL}}{0.5\text{mg/L}} = 2\text{mL}$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.125 \text{ mg/L} \times 10 \text{ mL}}{0.5 \text{ mg/L}} = 2.5 \text{ mL}$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.15 \text{ mg/L} \times 10 \text{ mL}}{0.5 \text{ mg/L}} = 3 \text{ mL}$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.2 \text{ mg/L} \times 10 \text{ mL}}{0.5 \text{ mg/L}} = 4 \text{ mL}$$

En la tabla 2 se presenta un resumen de las unidades de concentración estudiadas en este capítulo.

**Tabla 2** Resumen de las unidades de concentración.

Nombre	Unidades		Símbolo
<b>Porcentaje peso a peso</b>	$\frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g solución}}$	$\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución}} \times 100$	%p/ p
<b>Porcentaje peso a volumen</b>	$\frac{\text{g soluto}}{100 \text{ mL solución}}$	$\frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen solución}} \times 100$	%p/v
<b>Porcentaje volumen a volumen</b>	$\frac{\text{mL soluto}}{100 \text{ mL solución}}$	$\frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen solución}} \times 100$	%v/v
<b>Fracción molar</b>	$X_A = \frac{\text{moles A}}{\text{moles totales}}$		X
<b>Molaridad</b>	$\frac{\text{moles soluto}}{\text{Litros solución}}$		M
<b>Molalidad</b>	$\frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg solución}}$		m
<b>Normalidad</b>	$\frac{\text{Equivalentes soluto}}{\text{Litros solución}}$		N

<b>Partes por millón</b>	$\frac{\text{mg soluto}}{\text{Litro solución}}$	ppm
<b>Diluciones</b>	$C_1V_1 = C_2V_2$	

### 1.3. Ejercicios propuestos

**1.3.1** Describa como se prepararían las siguientes soluciones:

(Skoog D. A., 2014)

- 200mL de una solución de 0.8M a partir de NaOH sólido
- 1L de una solución de  $\text{Cu}^{2+}$  de 100ppm a partir de Cu metálico
- 2L de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) al 4% v/v a partir de ácido acético glaciar (99.8%)

**1.3.2** Describa la preparación de las siguientes disoluciones:

(Chang, 1999)

- 2.50L de 21.0% (p/v) glicerol acuoso ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ , 92.1 g/mol).
- 2.50 kg de 21.0% (p/p) glicerol acuoso.
- 2.50 L de 21.0% (v/v) glicerol acuoso.

**1.3.3** ¿Qué masa de soluto en miligramos se encuentra en:

(Skoog D. A., 2014)

- 26.0 mL de sacarosa 0.250 M (342 g/mol).
- 673 mL de una disolución que contiene 5.76 ppm de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  31.20g/mol)?
- 6.75 mL de  $\text{KNO}_3$  0.0426 M?

**1.3.4** Cuál es la concentración molar de una solución de amonio al 28% p/p  $\text{NH}_3$  cuya densidad es 0.899 g/mL?

**1.3.5** Se desea conocer cual solución tiene mayor concentración cuando se expresa en  $\mu\text{g/L}$ . Una solución 0.5M de NaCl o una 0.25M de  $\text{SrCl}_2$

**1.3.6** Cuál es el peso equivalente de los siguientes compuestos: a)  $\text{KNO}_3$ . b)  $\text{BaF}_2$ . c)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  d)  $\text{Ni}(\text{ClO}_2)_2$  e) HCl. f)  $\text{KMnO}_4$

**1.3.7** Se disolvieron 5.0g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) en 100mL de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución?

**1.3.8** Un volumen conocido de una solución 0.5M contiene 4.5g de una sal. ¿Qué masa de la sal está presente en el mismo volumen de una solución 2.5M? (Brown, 1998)

**1.3.9** a) calcule la molaridad de una solución que contiene 0.00345 mol de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  en 400mL de solución. b) Cuantos moles de  $\text{HNO}_3$  hay en 35mL de una solución 2.2M de ácido cítrico? c) cuantos mL de una solución 1.5M de KOH se necesitan para suministrar 0.125 mol de KOH? (Brown, 1998)

**1.3.10** El glicerol,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ , es una sustancia muy utilizada en la fabricación de cosméticos, alimento, anticongelantes y plásticos. El glicerol es un líquido soluble en agua con densidad de 1.2656 g/mL a  $15^\circ\text{C}$ . Calcule la molaridad de una solución de glicerol preparada disolviendo 40mL de glicerol a  $15^\circ\text{C}$  en 200mL de solución. (Brown, 1998)

**1.3.11** Para un experimento se requieren 200mL de solución de  $\text{HNO}_3$  1M. Lo único disponible para ello es una botella de ácido nítrico 6M. ¿Cómo prepararía la solución deseada?

**1.3.12** ¿Cuál es la normalidad del  $\text{H}_3\text{PO}_4$  cuya etiqueta dice 35% en peso y densidad 1.38 g/mL?

**1.3.13** Calcule la fracción molar de alcohol metílico  $\text{CH}_3\text{OH}$ , en las siguientes soluciones. a) 8.5g  $\text{CH}_3\text{OH}$  en 224g  $\text{H}_2\text{O}$ . b) 65.2g  $\text{CH}_3\text{OH}$  en 144g  $\text{CCl}_4$ .

**1.3.14** El ácido ascórbico, vitamina C, es una vitamina soluble en agua. Una solución que contiene 80.5 g de ácido ascórbico,  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ , disuelto en 210 g de agua tiene una densidad de 1.22 g/mL a  $55^\circ\text{C}$ . Calcule a) el porcentaje en masa. b) La fracción molar. c) Molaridad. d) molalidad de esta solución.

**1.3.15** ¿Cómo se prepara una solución de HCl 2 N a partir de HCl al 37%? La densidad del HCl es 1180g/L.

**1.3.16** La máxima concentración permisible de cloro en agua potable es  $2.50 \times 10^2$  ppm  $\text{Cl}_2$ . Cuando el agua excede este límite el sabor cambia. ¿Cuál es el equivalente molar de esta concentración?

**1.3.17** Se necesita una disolución estándar de  $\text{Na}^+$  0.0100M para calibrar un método de ion selectivo para determinar sodio. a) Como se prepara esta solución a partir de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (105.99g/mol)? b) Cómo se prepararían porciones de 50.00 mL de disoluciones estándar que tengan una concentración de  $\text{Na}^+$  de 0.005 M, 0.002 M y 0.001 M a partir de la disolución de 0.01M? (Skoog D. A., 2014)

**1.3.18** Se requiere preparar una curva de calibración para la cuantificación de  $\text{Cu}^{6+}$  a partir de una solución 0.5mg/L de  $\text{Cu}^{6+}$ . Mediante diluciones sucesivas como se prepararía la curva en el rango 0-0.2mg/L  $\text{Cu}^{6+}$

**1.3.19** La densidad del acetonitrilo,  $\text{CH}_3\text{CN}$ , es de 0.786g/mL, la densidad del metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$  es de 0.791 g/mL. Se prepara una disolución disolviendo 20mL de metanol en 100mL de acetonitrilo. a) calcule la fracción molar del

metanol en la solución. b) calcule la molalidad de la disolución. c) suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcule la molaridad de  $\text{CH}_3\text{OH}$  en la solución.

**1.3.20** Cuales es la molaridad de una solución de peróxido de hidrogeno  $\text{H}_2\text{O}_2$  al 0.6%. La densidad del  $\text{H}_2\text{O}_2$  es 1.45g/mL.

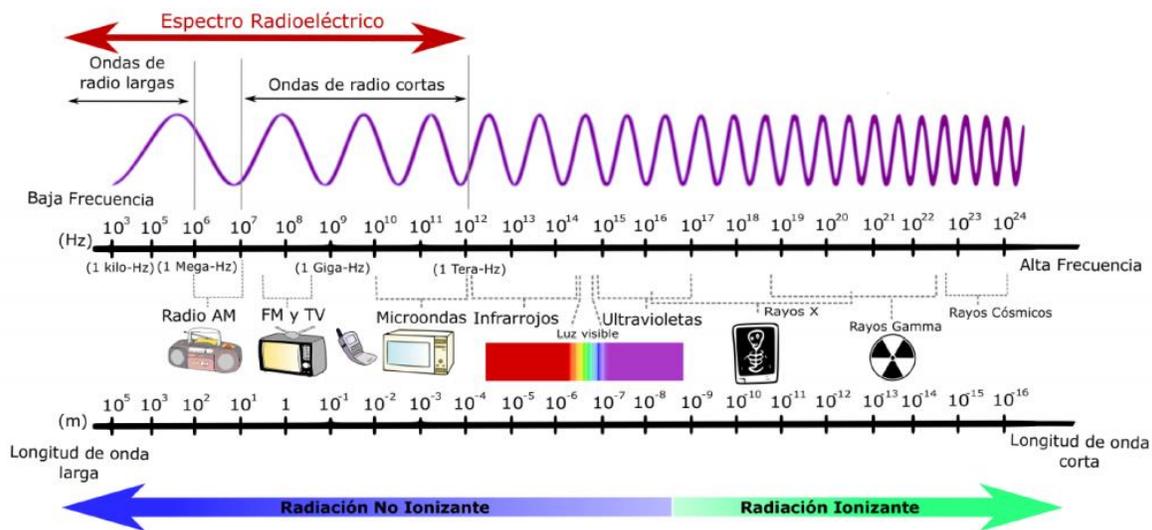
## **CAPÍTULO 2. Espectrofotometría UV-Visible**

La espectrofotometría de UV-Visible es una de las técnicas más versátiles y económicas para los análisis químicos, vistos desde el análisis instrumental. Dentro de sus fundamentos, se basa en la capacidad que tienen las moléculas a absorben radiación ultravioleta- visible, generando un salto de un electrón en estado basal a uno excitado, es decir, al tener una frecuencia adecuada, se da una transición desde uno de estos orbitales en el estado fundamental y pasa a un orbital vacío. Dependiendo de la naturaleza del analito (sustancia de interés), se podrá comportar de manera distinta. Un ejemplo muy puntual es que, en Química ambiental, es altamente utilizado para la determinación de metales o en colorantes que poseen estructuras moleculares grandes las cuales pueden ser medidas a través de esta técnica.

En este documento encontrará algunos de los aspectos más importantes de la técnica, los cuales le permitirá comprender los conceptos relacionados con la técnica, análisis instrumental, ecuaciones relacionadas para la cuantificación y cuál es su principal aplicación en la Química.

## 2.1 Espectro electromagnético

Por definición, el espectro electromagnético se define como el conjunto de todas las frecuencias (número de ciclos de la onda por unidad de tiempo) posibles a las que se produce radiación electromagnética (Fontal, 2005) (Ordonez, 2012). Aunque se ha declarado que el espectro electromagnético es continuo e infinito se ha clasificado tal como se describe en la figura 3 donde se evidencia que la radiación UV y la región visible, rangos de estudio en este contenido.

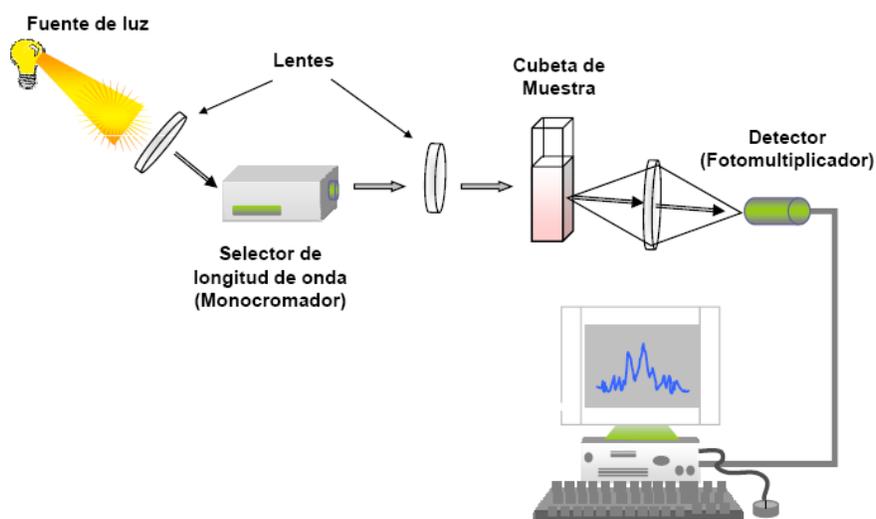


**Figura 3.** Espectro electromagnético

## 2.2 Fundamentos de la técnica

Como se explicó en la introducción, se requiere que la molécula a analizar tenga la posibilidad de hacer las transiciones electrónicas requeridas para ser evaluadas por esta técnica. Cuando se habla de **modos de excitación electrónica**, se relaciona con las transiciones electrónicas que se da cuando un electrón UV-Visible de energía adecuada incide sobre un absorbente, en este caso, las transiciones  $n \rightarrow n^*$  y  $n \rightarrow \pi^*$  están relacionadas con la longitud de onda que se da entre 200 nm -700 nm. Los compuestos que sufren este tipo de transiciones en mayoría compuestos cromóforos, insaturaciones, aromáticos entre otros.

Para el análisis de dichas señales, se hace uso de un espectrofotómetro UV, es un instrumento de medida que permite comparar la radiación que puede ser absorbida o transmitida por la muestra de estudio. Cada absorción generada por una molécula en particular depende de su estructura química, por tanto, si se analizan varias muestras con similitud de la estructura, emiten señales que sumativas, por lo que se dificulta para el analista entender las señales. Este equipo está provisto de un sistema mostrado en la figura 4. El cual tiene una fuente de radiación que puede ser: lámpara de wolframio (también llamado tungsteno), lámpara de arco de xenón, lámpara de deuterio y lámpara LED; Luego, se selecciona la longitud de onda, lentes que tienen como propósito recoger la señal, y luego dicha señal es fotomultiplicada y analizada como una unidad que puede ser absorbancia o transmitancia.



**Figura 4.** Partes del espectrofotómetro

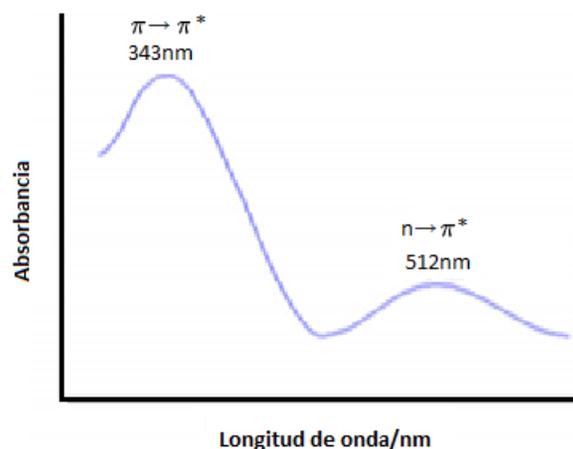
Fuente: <http://med.se-todo.com/himiya/9030/index.html?page=6>

La medición de la intensidad de luz que pasa a través de una muestra ( $I$ ), y la compara con la intensidad de luz antes de pasar a través de la muestra ( $I_0$ ). La relación  $I / I_0$  se llama transmitancia, y se expresa habitualmente como un porcentaje (%T). La absorbancia ( $A$ ) se basa en la transmisión:

$$A = - \log (\%T) \text{ Ecuación 11}$$

La espectrofotometría UV tiene un rango de trabajo que va de 200 a 400 nm en el UV cercano) y en la región visible de 400 a 800 nm, por lo que cubre un amplio número de compuestos orgánicos e inorgánicos. Es importante resaltar que dependiendo de la naturaleza de la muestra se usará un tipo de celda definido, en caso de analizar muestras que absorben en la región UV, se usan celdas de cuarzo y en el caso de trabajar en la región visible se puede usar celdas de vidrio u de plástico.

Cuando se habla del resultado obtenido del equipo, se obtiene un **espectro de UV-Visible o espectro de absorción**, el cual reporta un gráfico de absorbancia de luz con relación a una longitud de onda  $\lambda$  expresada en nanómetros (nm), el cual se encuentra dentro del rango UV- Visible. Cada longitud de onda que conforma el espectro tiene una absorbancia definida. Toda molécula analizar a una cierta longitud de onda, tiene una señal de absorbancia máxima, que es denominada "lambda máxima". En la mayoría de los equipos en la actualidad, ya remiten el espectro con todas las señales y la forma de dicho gráfico dependerá netamente de la molécula a analizar. En la figura 5 se muestra la forma típica de un espectro, se evidencia el tipo de transición ocurrida en que longitudes de onda, dando un panorama



**Figura 5.** Ejemplo de un espectro de absorción.

### 2.3 Ecuación de Beer Lambert

Como se explicó anteriormente, en el proceso de espectrofotometría de UV-Visible, las moléculas de una sustancia actúan como absorbentes de energía y que esa cantidad de energía dependerá del grosor de la celda o de la concentración del soluto, a este principio se le conoce como Ley de Beer Lambert (Majer, 1980).

La ley de Lambert propuesta en 1760 el cual define que al incidir una luz monocromática pasa a través de la solución absorbente la potencia radiante de la radiación emitida decae exponencialmente con el aumento en el espesor del medio absorbente. Esta ley se puede expresar matemáticamente:

$$\text{Log } T - \text{Log } P/P_0 = -Kb \quad \text{Ecuación 12}$$

Donde

$P_0$  = energía de la radiación incidente

$P$  = energía de radiación emitida

$T$  = transmitancia

$K$  = constante

En 1852, La ley de Beer- Lambert, se planteó que la intensidad de un haz de luz monocromática disminuye con la concentración del absorbente.

$$\text{Log } T - \text{Log } P/P_0 = -K'c \quad \text{Ecuación 13}$$

donde  $K'$  es una constante de proporcionalidad y  $c$  es concentración. Al usar una nueva constante de proporcionalidad "a", al relacionar las ecuaciones anteriores, la ecuación se puede reescribir como:

$$\text{Log } P/P_0 = abc \quad \text{Ecuación 14}$$

La relación  $P/P_0$  se conoce como transmitancia ( $T$ ), que es considerada adimensional, 'abc' es una cantidad logarítmica. Esta transmitancia es expresada comúnmente es porcentaje de transmitancia(%T). La ecuación se puede reescribir como:

$$A = abc = \text{Log } 1/T = \text{Log } P_0/P \quad \text{Ecuación 15}$$

La variable A se llama absorbancia, la constante "a" llamada absortividad y "c" la concentración expresada en g/L. Si la concentración se expresa en molaridad (moles/L) se denota como  $\epsilon$  y se denota como absortividad molar.

### 2.3.1 Curvas de calibración y ejercicios resueltos

Una de las formas de conocer la absortividad en las condiciones de análisis, se preparan varias soluciones del analito (sustancia que deseamos estudiar) patrón (este término se utiliza para explicar que conozco la concentración y pureza del mismo, y con esas absorbancias con relación a las concentraciones ya conocidas se desarrolla una regresión lineal denominada **curva de calibración**, esta curva es necesaria para que a través de la espectrofotometría UV-Visible se pueda cuantificar un determinado analito.

Para desarrollar esta curva de calibración debe contar con las concentraciones de las soluciones patrones, y las absorbancias que son determinada al medirlas en el equipo UV.



#### TIPS

La mejor forma de poder realizar una curva de calibración es:

-  Realizar los cálculos para preparar las soluciones patrón. Tenga en cuenta que debe saber los datos del reactivo de partida y el volumen a preparar.
-  Luego, tome el material de vidrio y pese las cantidades que sugiere el cálculo. Para mayor precisión use una balanza analítica.
-  Primero pese, llévelo la mitad del volumen total y ponga a disolverlo.
-  Finalmente, afore.

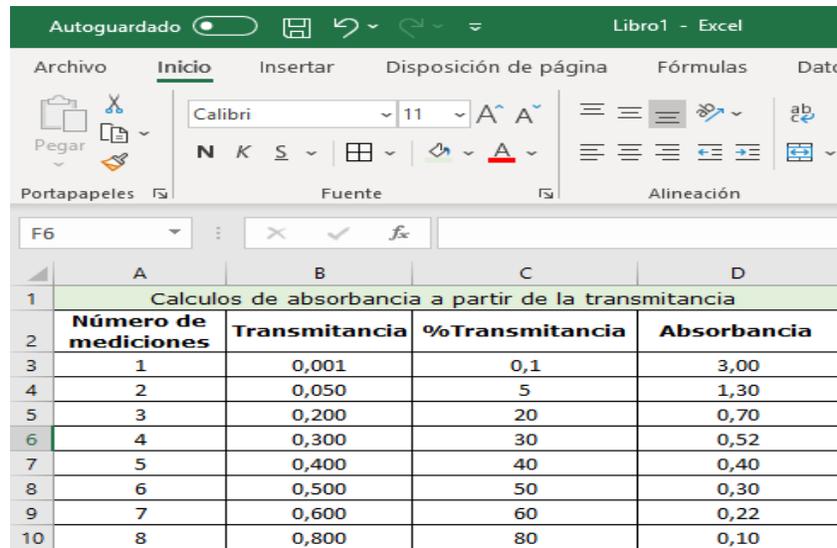
### Ejemplos de la aplicación de Beer- Lambert

**Ejemplo 2.1.** Es posible que se puede determinar a partir del porcentaje de transmitancia obtener la transmitancia y la absorbancia, tomemos en cuenta las siguientes relaciones en la ecuación:

$$\%T = T \times 100\%$$

$$A = -\log T = 2 - \log \%T \quad \text{donde, } 2 = -\log 100$$

**Solución.** En el siguiente ejemplo se tomaron ocho muestras patrones de Cadmio para poder analizar cadmio en aguas. Con estas muestras se leyeron en el equipo usando la unidad transmitancia, estos datos aplicando la formula se pueden expresar en porcentaje de transmitancia y la absorbancia. Todos estos ejercicios se realizaron en el software Excel® Microsoft office.



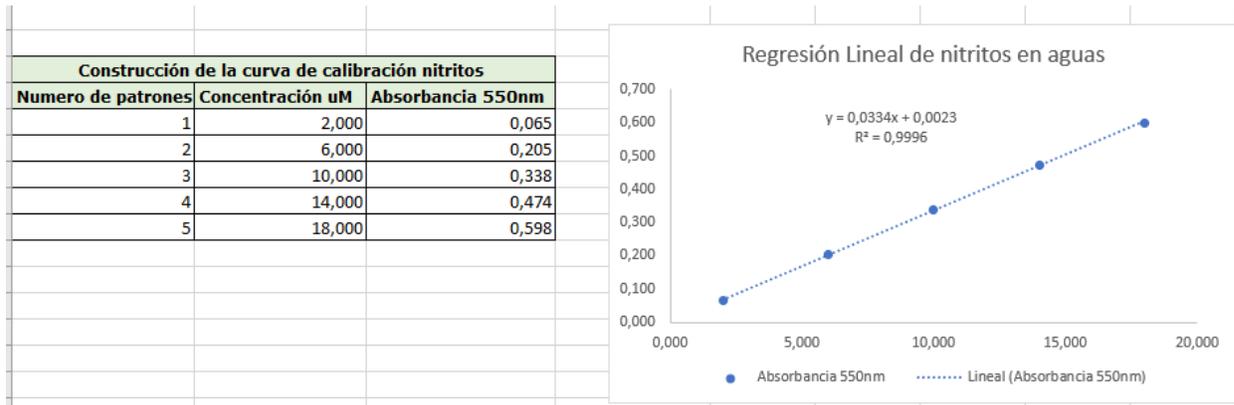
Calculos de absorbancia a partir de la transmitancia			
Número de mediciones	Transmitancia	%Transmitancia	Absorbancia
1	0,001	0,1	3,00
2	0,050	5	1,30
3	0,200	20	0,70
4	0,300	30	0,52
5	0,400	40	0,40
6	0,500	50	0,30
7	0,600	60	0,22
8	0,800	80	0,10

**Ejemplo 2.2.** El nitrito es una especie comúnmente encontradas en muestras de análisis de aguas. Sin embargo, para poder determinarlo por el método espectrofotométrico se le adiciona un compuesto que forma un compuesto coloreado que absorbe a 550nm. Los datos de los patrones son:

Construcción de la curva de calibración nitritos		
Numero de patrones	Concentración uM	Absorbancia 550nm
1	2,000	0,065
2	6,000	0,205
3	10,000	0,338
4	14,000	0,474
5	18,000	0,598

**Solución.** Lo siguiente a realizar es que se debe de realizar una gráfica en Excel para construir una regresión lineal. Usted inserta una gráfica y pide que se dé una regresión incluyendo la ecuación y el coeficiente de determinación ( $R^2$ ) el

cual, entre más cercano a 1, tiene mayor tendencia lineal. Con esta ecuación, si tengo una muestra real que sospecho que tiene nitritos, puedo aplicar la ecuación y así calcular dicha concentración.



Por ejemplo, a mi laboratorio llega una muestra de aguas que sospecho que tiene nitritos, entonces saco una pequeña muestra, la filtro para que no me cause interferencias en la lectura, la leo en el espectrofotómetro, y a 550nm presenté una absorbancia de 0.459, con este valor de absorbancia, puedo usar la ecuación de la gráfica:

$$\begin{array}{c}
 \text{Concentración} \\
 \downarrow \\
 y = 0.0334 x + 0.0023 \\
 \downarrow \\
 \text{Absorbancia}
 \end{array}$$

Si se reemplaza el valor de la absorbancia obtenida en la variable "y" y se despeja la ecuación el resultado es:

$$\frac{y-0,0023}{0,0334} = x = \text{concentración de la muestra}$$

$$x = \frac{0,459-0,0023}{0,0334} = 13,67\mu\text{M}$$

El resultado de la concentración desconocida es de 13,67μM.

**Ejemplo 2.3.** Una disolución que contiene 4.48 ppm de  $\text{KMnO}_4$  presenta una transmitancia de 0,309 en una cubeta de 1.00cm a 520nm. Calcular la absorptividad molar de  $\text{KMnO}_4$ .

**Solución.** Inicialmente, se debe hacer la conversión de transmitancia a absorbancia para la realización del ejercicio. Así mismo, la concentración en ppm se hace la conversión a molaridad (M):

$$4.48 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \times \frac{1\text{g}}{1000\text{mg}} \times \frac{1\text{mol}}{158.034 \text{ g}} = 0.0283\text{M}$$

Seguidamente, se hace la conversión de la transmitancia a absorbancia de la siguiente forma:

$$A = -\text{Log}T = -\text{Log} 0.309 = 0.5100$$

Luego se aplica la ecuación de la absorptividad molar:

$$A = \epsilon bc$$

$$\frac{A}{bc} = \epsilon = \frac{0.5100}{1.00 \times 2.83 \times 10^{-5}\text{M}} = 1.8 \times 10^4 \text{L cm}^{-1}\text{mol}^{-1}$$



#### **Ejercicio de apoyo**

Una disolución que contiene 3.75 mg/100mL de A, la cual tiene una transmitancia de 39.6% en una cubeta de 1.5mL a 48nm. Determine la absorptividad molar R/  $1.57 \times 10^3$

### **2.3.2 Curva de Ringbom**

La precisión dada en la ley de Beer Lambert asegura que existe una relación lineal entre la concentración de una solución y su absorbancia, sin embargo, existen algunos aspectos tales como el solvente usado (que no en todos los casos es agua), el pH entre otros, pueden afectar la linealidad de una curva de calibración, en estos casos, se denomina desviación de la ley de Beer- Lambert. Como solución a este problema en 1939 Ringbom sugirió graficar una unidad denominada **porcentaje de absorptancia (% absorptancia)** que es igual a 1-

transmitancia o 100-%transmitancia, este valor se grafica en función del logaritmo de la concentración.



**IMPORTANTE**

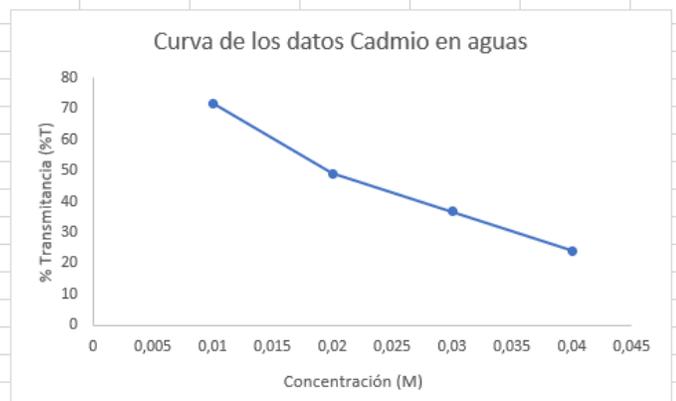
La unidad de absorbancia no se puede confundir con la absorbancia, dado que la absorbancia se define como el  $-\log T$ .

Al graficar los datos se obtiene una curva en forma S o un sigmoide. Las gráficas de Ringbom se tiene dos aspectos relevantes: te muestra si hay errores analíticos (eso se notará cuando se evidencie una porción lineal) y también puede evaluarse la precisión de la curva.

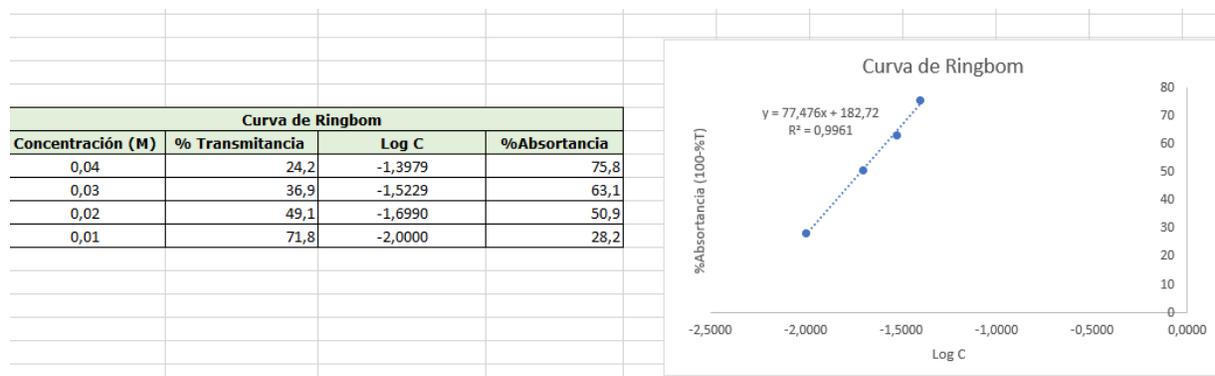
**Ejemplo 2.4.** En la parcela la rosita se ha encontrado que existe una ruptura de la tubería de las aguas servidas del predio, se pudo evidenciar que había ingreso de aguas residuales domesticas que han llegado a la cañada que pasa cerca del predio y que es la única fuente de recursos de las fincas vecinas. Debido a la importancia de este problema, se lleva a un laboratorio para un análisis de cadmio, la cual se propone a realizarse por espectrofotometría.

Para ello se hizo una curva de calibración, sin embargo, no se pudo encontrar la porción lineal, para ello se hizo una curva de Ringbom. Los datos se reportan en la tabla:

Concentración (M)	% Transmitancia
0,04	24,2
0,03	36,9
0,02	49,1
0,01	71,8



Como se puede observar, no tienen un comportamiento lineal, por ello, se acude a la curva de Ringbom:



Como se pudo evidenciar es posible obtener la porción lineal de la curva y así usarse para cuantificar.

### 3. Conclusiones

Las notas de campus cálculos básicos de Química Experimental, son considerados de gran aplicabilidad para los estudiantes ya que aborda temas que resultan de alta complejidad y que abordan contenidos de cursos de alta afluencia de estudiantes, lo que ha generado esta necesidad de crear contenidos rápidos de fácil lectura para que sea un buen complemento en el acompañamiento de los cursos.

Además, de las bondades que genera este recurso para los cuales básicos que oferta la cadena ambiental, lleva consigo la imperante necesidad de construir nuevas versiones del material que involucren mayor cantidad de ejemplos inéditos de los autores, que ayuden a los estudiantes a comprender los contenidos abordados desde el análisis químico y su aplicación a nivel instrumental.

#### **4. REFERENCIAS**

- Brown, T. L. (1998). Química, la ciencia central (7 ed. ed.). Mexico: Pearson Education.
- Chang, R. (1999). Química (6ta edición ed.). Mexico: McGraw-Hill.
- Fontal, B. S. (2005). El Espectro Electromagnético y sus aplicaciones. Venezuela.
- Majer, J. R. (1980). Absortion spectrophotometry. *Talanta*, 27(6), 549-556. doi:[https://doi.org/10.1016/0039-9140\(80\)80081-6](https://doi.org/10.1016/0039-9140(80)80081-6)
- Ordonez, J. (2012). Espectro electromagnético y espectro radioeléctrico., (págs. 17-31). Obtenido de [https://www.acta.es/medios/articulos/ciencias\\_y\\_tecnologia/062017.pdf](https://www.acta.es/medios/articulos/ciencias_y_tecnologia/062017.pdf)
- Rubinson, K. R. (2001). Analisis instrumental. Prentice Hall.
- Skoog, D. A. (2001). Principios de Análisis Instrumental (5ta ed. ed.). McGraw-Hill.
- Skoog, D. A. (2014). Fundamentos de química analítica (9 ed. ed.). Thompson.
- Universidad Nacional Abierta y a Distancia. ECBTI. (2015). Química general 201102. Material didactico. Bogotá, Colombia.