

CAPÍTULO 10

CÁLCULOS VOLUMÉTRICOS

PESO EQUIVALENTE. NORMALIDAD

Las definiciones de "peso equivalente" y de "normalidad" son esencialmente las mismas para todos los casos del análisis volumétrico; sin embargo, es más fácil comprender sus aplicaciones tratándose de reacciones en las que los elementos no cambian de valencia, como son las reacciones por sustitución, cuyo ejemplo más sencillo lo encontramos en las reacciones de neutralización; tratándose de procesos de oxidación-reducción, la comprensión del sistema de calcular es menos fácil para el principiante, debido a los cambios de valencia que sufren los iones. Por este motivo, al estudiar en este capítulo los métodos para efectuar los cálculos volumétricos, nos referiremos únicamente a reacciones de sustitución, con el fin de hacer más comprensibles aquellos; posteriormente no habrá dificultad en comprender la aplicación de estos mismos cálculos a los métodos de oxidación-reducción.

En una reacción volumétrica de neutralización, la reacción fundamental expresada teóricamente es:



ella indica que el peso equivalente del hidrógeno (1.008 g) reacciona cuantitativamente neutralizando el peso equivalente de un hidroxilo (17.008), para dar lugar a la formación de una molécula de agua. En esta reacción el ión hidrógeno representa a un ácido monobásico y el ión hidroxilo a una base monovalente; pudiendo escribirse entonces:



es decir, que el peso molecular del ácido clorhídrico (36.46), o sea su peso equivalente, reacciona exactamente con el peso molecular del hi-

droxido de sodio (40.00), que también es su peso equivalente. Si se tiene una solución de ácido clorhídrico que contenga, por litro, 36.46 g del ácido esa solución, de acuerdo con la definición, es una solución normal; por otra parte, una solución de hidróxido de sodio con 40.00 g por litro, es también una solución normal; ambas son equivalentes entre sí, puesto que las cantidades de ácido y de hidróxido son capaces de reaccionar cuantitativamente, es decir, de neutralizarse; por lo tanto, si se mezclan entre sí, un litro de la solución normal del ácido con un litro de la solución normal de la base, se obtendrán dos litros de solución neutra (suponiendo que al mezclar no hay variación de volumen). Lo que se dice de un litro de cada solución puede decirse de cualquier otro volumen, y en general, puede aceptarse que *volumenes iguales de dos o más soluciones de la misma normalidad, son equivalentes entre sí; o bien, que soluciones de la misma normalidad se equivalen volumen a volumen.*

Un litro de una solución normal de ácido clorhídrico, y en general de cualquier ácido, es capaz de neutralizar exactamente el peso equivalente de cualquier base, la cual puede encontrarse en forma sólida o en solución; lo que se dice de un litro se puede aceptar para cualquier otro volumen, siendo el más empleado en los cálculos el mililitro, el cual corresponde a la milésima parte del peso equivalente, o miliequivalente; tratándose de soluciones normales.

Apliquemos lo anterior a un cálculo específico. Supongamos que tenemos una solución normal de ácido clorhídrico (1.0000 N de HCl) y con ella se determina la cantidad de hidróxido de sodio contenida en una solución. Al reaccionar el ácido con la base hasta que el indicador precise el final de la neutralización, encontramos, por ejemplo, que se emplearon 18.5 ml de la solución ácida; razonamos en la siguiente forma: 1 ml de la solución normal del ácido equivale a 0.040 g NaOH (su miliequivalente); los 18.5 ml empleados en la titulación, equivaldrán a equis gramos de NaOH; es decir:

$$0.040 \times 18.5 = x = 0.740 \text{ g NaOH}$$

TITULACION DE LAS SOLUCIONES

En la determinación de la normalidad o titulación de las soluciones, los casos más comunes son los siguientes:

Un peso conocido de una sustancia Q. P. se hace reaccionar con la solución en cuestión, y se relaciona el peso de aquella con el volumen empleado de ésta.

Un volumen de la solución que se titula se hace reaccionar cuan-

titativamente con el volumen correspondiente de una solución de título conocido.

Se valoró gravimétricamente la sustancia contenida en la solución cuyo título se desea conocer, y se relaciona a la normalidad.

A continuación se encuentran algunos ejemplos numéricos concernientes a estos casos.

1er ejemplo: Con carbonato de sodio puro y seco se determina la normalidad de una solución de ácido clorhídrico, obteniéndose los datos siguientes:

Peso de carbonato de sodio empleado	0.2343 g
Volumen de la solución ácida requerida para neutralizar el carbonato	39 ml

El peso equivalente del carbonato de sodio es la mitad de su peso molecular,

$$\frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{2} = \frac{106}{2} = 53$$

puesto que el ácido carbónico tiene dos átomos de hidrógeno substituidos en este caso por dos átomos de sodio, es decir, que se trata de un ácido dibásico. El miliequivalente del carbonato de sodio es 0.053 g o sea la cantidad correspondiente a 1 ml de solución normal. Entonces, si 0.053 g equivalen a 1 ml, la cantidad de Na_2CO_3 pesada para la titulación, en nuestro ejemplo 0.2343 g, equivaldrá a equis mililitros normales. Estos a su vez corresponden a los 39 ml de la solución ácida de normalidad N_x . Luego tenemos:

$$\frac{0.2343}{0.053} = 4.42 \text{ ml normales} = 39 N_x$$

de donde

$$N_x = \frac{4.42}{39} = 0.1133$$

que es la normalidad, y se expresa por 0.1133 N.

En general, el cálculo de la normalidad en casos similares al anterior se hará según la siguiente fórmula general:

$$N_x = \frac{\text{g}}{\text{m.e.} \times \text{ml}} \quad \text{en la que}$$

N_x = normalidad buscada.

g = peso de la sustancia pura.

m.e. = miliequivalente de la anterior
ml = mililitros empleados de la solución cuya normalidad se busca.

2o ejemplo: Para titular una solución de ácido sulfúrico se empleó carbonato de calcio puro y seco, obteniéndose los datos siguientes:

Peso de la muestra de carbonato	0.5000 g
Volumen del ácido empleado	32 ml

Teniendo en cuenta que el peso equivalente del carbonato de calcio es:

$$\frac{100.07}{2} = 50.035$$

el miliequivalente, en números redondos, corresponde a 0.050; aplicando la fórmula del ejemplo anterior:

$$N_x = \frac{0.5}{0.050 \times 32} = 0.3125$$

Se recomienda a los alumnos que, en todos los casos similares a éste, eviten aplicar las fórmulas generales sin haber entendido antes la deducción de éstas.

3er ejemplo: Una solución titulada puede servir de base para la titulación de otra solución, para lo cual basta conocer la equivalencia de volúmenes de ambas soluciones. El número de miliequivalentes de dos soluciones que se corresponden volumen a volumen, es el mismo, y como ese número de miliequivalentes se obtiene multiplicando el volumen por la normalidad, tendremos que:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

es decir, que las normalidades de las dos soluciones están en razón inversa de sus volúmenes equivalentes.

Si, por ejemplo, 25 ml de una solución 0.1000 N de NaOH, corresponden a 23.5 ml de una solución de HCl, la normalidad de ésta será:

$$0.1000 \times 25 = N_x \times 23.5$$

de donde

$$N_x = \frac{0.1000 \times 25}{23.5} = 0.1064$$

4o ejemplo: La normalidad de una solución de NaOH se determina mediante una solución titulada de H_2SO_4 . 15 ml de la solución

alcalina equivalen a 34 ml de la solución ácida, cuya normalidad es 0.1215 N.

La normalidad de la primera será:

$$0.1215 \times 34 = N_x \times 15$$

$$N_x = \frac{0.1215 \times 34}{15} = 0.2754$$

5º ejemplo: Hay ocasiones en las que la normalidad de una solución se determina por métodos gravimétricos; para ello se valora la cantidad de sustancia disuelta en un volumen determinado, precipitándola en forma de uno de sus compuestos insolubles; del peso de éste se deduce la normalidad.

Una solución de ácido sulfúrico, cuya normalidad se desconoce, se titula por el método gravimétrico midiendo un volumen determinado y precipitando el sulfato de bario correspondiente, con exceso de cloruro de bario. Si 10 ml de la solución ácida equivalen a 0.2256 g de BaSO_4 , el cálculo de la normalidad puede hacerse en la siguiente forma: el peso equivalente del sulfato de bario, $\frac{233.42}{2}$, corresponde a $98.08/2$ de ácido sulfúrico; luego, a los 0.2256 g de sulfato corresponden:

$$\frac{98.08}{2} \times 0.2256 = 0.09479 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{233.42}{2} = 0.09479 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

que están contenidos en 10 ml; luego, en un litro habrá 9.479 g. Como un litro de solución normal de ácido sulfúrico debe contener 9.804 g, la normalidad de la solución que se titula será calculada por una porción:

$$\frac{9.479 \times 1}{9.804} = N_x = 0.1933 \text{ N}$$

Los cálculos que anteceden pueden simplificarse haciendo la siguiente consideración: la cantidad de sulfato de bario obtenida por precipitación es equivalente a la de ácido sulfúrico que contienen los 10 ml de la solución; por lo tanto, el cálculo se puede basar directamente en el sulfato de bario, diciendo:

Como 10 ml equivalen a 0.2256 g de BaSO_4 , un litro equivaldrá a 22.56 g, y como el equivalente del sulfato de bario es:

$$\frac{233.42}{2} = 116.71 \text{ g}$$

la normalidad de la solución se calcula simplemente, diciendo:

116.71 g de BaSO_4 , corresponden a una solución 1 N, los 22.56 g corresponderán a una normalidad N_x :

$$\frac{1 \times 22.56}{116.71} = N_x = 0.1933 \text{ N}$$

NORMALIDAD DE UNA SOLUCION OBTENIDA POR MEZCLA DE DOS O MAS SOLUCIONES

1er. ejemplo: Mezcla de dos soluciones de diferente normalidad, pero de la misma sustancia.

Se mezclan 800 ml de solución de NaOH , 0.2530 N, con 200 ml de solución también de NaOH , 0.9220 N; ¿cuál es la normalidad de la solución resultante?

Se convierten los 800 ml en normales, multiplicándolos por su normalidad, y lo mismo se hace con los 200 ml:

$$800 \times 0.2530 = 202.40 \text{ ml normales}$$

$$200 \times 0.9220 = 184.40 \text{ " "}$$

Como cada ml normal corresponde a un miliequivalente, el total de éstos será:

$$202.40 + 184.40 = 386.80 \text{ m.e.}$$

contenidos en $800 + 200 = 1000$ ml de la solución. Como la normalidad es igual al número de miliequivalentes por ml, tenemos:

$$\frac{386.80}{1000} = 0.3868 = \text{normalidad}$$

2º ejemplo: Mezcla de dos soluciones de las que se desconoce la normalidad, pero cuya concentración está dada en por ciento de la sustancia.

Se mezcla un litro de solución de carbonato de sodio con 2% de la sal anhidra, con medio litro de otra solución con 5% de la misma sal.

En la primera tenemos 20 g y en la segunda 25 g de carbonato, o sea un total de 45 g. El número de miliequivalentes contenido en los 1500 ml es:

$$\frac{45}{0.053} = 849 \text{ m.e.}$$

Juego, 1 ml contendrá:

$$\frac{849}{1500} = 0.5660 \text{ m.e.} = \text{normalidad}$$

3er. ejemplo: Se mezclan dos soluciones de distinta normalidad y de sustancias diferentes.

700 ml de solución 1.0280 N de KOH se mezclan con 300 ml de solución al 3.5% de NaOH. ¿Cuál será la normalidad de la solución resultante?

Se calcula primero la normalidad de la solución de NaOH, teniendo en cuenta que si a 100 ml corresponden 3.5 g, a 1 ml corresponden 0.035 g. El miliequivalente de NaOH es 0.040, luego la normalidad corresponde a:

$$\frac{0.035}{0.040} = 0.8750 \text{ N}$$

A los 300 ml de esta solución corresponden por lo tanto 0.8750 \times 300 = 262.5 m.e. Por otra parte los 700 ml de la primera solución corresponden a 1.028 \times 700 = 719.6 m.e., que unidos a los de la segunda solución dan un total de 982.1 m.e., para el volumen de la mezcla, o sea un litro; como la normalidad es igual al número de miliequivalentes por cada ml, tenemos que:

$$\frac{982.1}{1000} = 0.9821 = \text{normalidad}$$

DILUCION CON AGUA, DE UNA SOLUCION DE NORMALIDAD CONOCIDA, PARA LLEVAR A OTRA NORMALIDAD DESEADA

En algunos casos se desea obtener, por dilución de una solución concentrada, otra solución de determinada normalidad, bien sea para que ésta quede expresada en números redondos, o bien para que su concentración tenga determinado título, expresado en términos de un compuesto o elemento.

1er. ejemplo: Se desea diluir un volumen de 700 ml de una solución 0.1208 N para obtener una solución exactamente decinormal. ¿Qué volumen de agua es necesario añadir a aquélla?

Teniendo en cuenta que toda solución normal contiene un miliequivalente por mililitro (cualquiera que sea la sustancia disuelta), los 700 ml contendrán 700 \times 0.1208 = 84.56 m.e. Si esta solución se diluye, el número total de miliequivalentes no se modificará, y sólo variará la relación con respecto al volumen. Para obtener la solución 0.1 N deseada, bastará con buscar el volumen total que, conteniendo 84.56 m.e., a cada mililitro le corresponda 0.1 de m.e.

$$0.1 : 1 \text{ ml} = 84.56 : x$$

$$x = \frac{84.56}{0.1} = 845.6 \text{ ml}$$

Como ya se tienen 700 ml de la solución, se deberán agregar

$$845.6 - 700 = 145.6 \text{ ml de agua}$$

El mismo cálculo se puede hacer aplicando directamente la fórmula:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

y en nuestro caso

$$0.1208 \times 700 = 0.1 \times V_x$$

$$V_x = \frac{0.1208 \times 700}{0.1} = 845.6$$

$$845.6 - 700 = 145.6 \text{ ml de agua}$$

que es necesario agregar para obtener una solución exactamente decinormal.

PREPARACION DE UNA SOLUCION DE DETERMINADA NORMALIDAD, MEZCLANDO DOS SOLUCIONES

Se presenta a menudo el caso en los laboratorios de tener que preparar una solución de normalidad deseada, mezclando volúmenes de dos soluciones, una más concentrada y otra más diluida que la que se desea obtener. El número de miliequivalentes contenidos en el volumen de la solución que se desea, debe ser igual a los miliequivalentes de las dos soluciones que se mezclan; el cálculo del volumen de cada una de ellas se efectúa algebraicamente en la forma siguiente; designando por:

A = normalidad de la solución concentrada.
 B = " " " diluida.
 C = " " " deseada.
 x = volumen de la solución A.
 y = " " " B.
 m = " " " descenso de la mezcla.

Tenemos:

$$\begin{aligned} B_y + A(m - y) &= Cm \\ B_y + Am - Ay &= Cm \\ y(B - A) &= m(C - A) \end{aligned}$$

$$y = \frac{C - A}{B - A} \cdot m = \frac{A - C}{A - B} \cdot m$$

encontrando el valor de y, el valor de x será:

$$\begin{aligned} x + y &= m \\ x &= m - y \end{aligned}$$

Aplicaremos este método algebraico a un caso particular.

1er. ejemplo: Se tienen dos soluciones de la misma sustancia: una es 0.1224 N y la otra 0.0826 N. Se desea obtener un litro de solución 0.1 N exacta. Se pregunta: ¿qué volúmenes deberán mezclarse de cada una de las dos soluciones?

Aplicando la fórmula anterior y sustituyendo valores:

$$\begin{aligned} y &= \frac{0.1224 - 0.1}{0.1224 - 0.0826} \times 1000 = 562.81 \\ x + 562.81 &= 1000 \\ x &= 1000 - 562.81 = 437.19 \end{aligned}$$

562.81 y 437.19 son los volúmenes que es necesario mezclar de la solución más diluida y de la más concentrada, respectivamente, para obtener un litro de solución exactamente 0.1 N.

2o ejemplo: Con dos soluciones de ácido sulfúrico: una al 12% y la otra al 5.5%, se desea hacer medio litro de solución al 10%; calcular los volúmenes de cada una de las dos soluciones que deberán mezclarse.

Se podrían transformar. Las concentraciones dadas, en las respectivas normalidades y resolver el problema como en el caso anterior; pero usando directamente los porcentos el resultado es el mismo. Así pues, sustituyendo valores en la fórmula general, sólo que en lugar de normalidad será porcentaje, se tiene:

$$y = \frac{12 - 10}{12 - 5.5} \times 500 = 153.85 \text{ ml}$$

$$x = 500 - 153.85 = 346.15 \text{ ml}$$

y = volumen de la solución diluida.
 x = " " " concentrada.

DETERMINACION DEL PORCIENTO DE UN COMPUESTO EN UNA SUBSTANCIA DADA

El porcentaje de pureza de una sustancia puede ser determinado volumétricamente, si se conocen la normalidad y el volumen de la solución empleada en la titulación y el peso de la muestra analizada.

1er. ejemplo: Para determinar el porcentaje de NaOH en una muestra, con solución aproximadamente normal de ácido clorhídrico, se pesan 0.8250 g del producto, los cuales requirieron 18 ml de la solución de ácido, que es 1.0335 N.

Como cada mililitro de una solución normal corresponde a un miliequivalente, el número de mililitros empleados, multiplicado por el miliequivalente del hidróxido de sodio, nos dará el número de miliequivalentes, en gramos, del hidróxido contenido en la muestra que se pesó; téngase en cuenta que es necesario multiplicar el volumen de ácido por su normalidad para obtener mililitros normales, y con éstos efectuar el cálculo:

$$0.040 \times (18 \times 1.0335) = 0.7441 \text{ g de NaOH}$$

cantidad contenida en 0.8250 g de la muestra; luego en 100, para calcular porcentaje, habrá:

$$\frac{0.7441 \times 100}{0.8250} = 90.19\% \text{ NaOH}$$

El cálculo puede hacerse reuniendo las dos igualdades:

$$\frac{0.040 \times 18 \times 1.0335 \times 100}{0.8250} = 90.19$$

Se puede establecer una fórmula general para casos similares:

$$\frac{\text{m.e.} \times \text{ml} \times N \times 100}{P} = \%$$

Una solución de NaOH, cuya normalidad es 0.1587 N, tendrá una concentración de:

$$0.1587 \times 40 = 6.348 \text{ g por litro}$$

TRANSFORMACION DEL TÍTULO DE UNA SOLUCIÓN EN LA NORMALIDAD RESPECTIVA Y VICEVERSA

En el capítulo de Soluciones Valoradas se dijo que en algunos casos, principalmente en aquellos trabajos de rutina, es cómodo expresar la concentración de una solución valorada en gramos por mililitro de la sustancia que se cuantifica; a este valor se le da el nombre de "título" de la solución. A menudo es conveniente transformar una normalidad en el título respectivo, referido a un elemento o compuesto, o hacer la transformación de "título" a normalidad.

Este cálculo se hace comprensible si se tiene en cuenta que el título de una solución normal es igual al "miliequivalente" del soluto. Así pues, tomado como ejemplo una solución normal de NaOH, el título de ella es 0.040 g NaOH, el cual se puede expresar en cualquier otro compuesto, tomando las cantidades equivalentes; el título de esa misma solución de hidróxido de sodio, en términos de HCl, es 0.0365 g; en términos de H_2SO_4 es 0.049 g, etc.

Si se trata de una solución 0.5 N (medionormal), su título en términos de NaOH es $0.040 \times 0.5 = 0.020$ g, y en términos de H_2SO_4 es $0.049 \times 0.5 = 0.0245$ g.

Así pues, en general, para convertir normalidad de una solución a título, en términos de una sustancia dada, se multiplica la normalidad por el miliequivalente de dicha sustancia.

1er. ejemplo: ¿Cuál será el título de una solución 0.1056 N expresado en términos de Ag?

El peso equivalente de la plata es igual a su peso atómico, o sea 107.88; su miliequivalente es 0.10788; por lo tanto, el título de la solución 0.1056 N expresado en términos de Ag, es

$$0.1056 \times 0.10788 = 0.01139 \text{ g Ag}$$

Inversamente, para transformar el título de una solución en la normalidad respectiva, basta con dividir el título entre el miliequivalente de la sustancia en la que se expresa el título.

2o ejemplo: Una solución tiene por título 0.006 g de Na_2CO_3 , es decir, que cada mililitro equivale a esa cantidad de carbonato de sodio. ¿Cuál es su normalidad?

El miliequivalente del Na_2CO_3 es 0.053 g, luego la normalidad es:

$$\frac{0.006}{0.053} = 0.1132 \text{ N}$$

MOL MOLARIDAD

En el año 1961 se tomaron acuerdos internacionales entre las principales sociedades de química y de física, por los cuales se unifica el criterio respecto a la unidad de masa atómica de los elementos; esos acuerdos especifican que para la mencionada unidad se tomó como base el carbono, C^{12} , o sea que tiene un valor de la doceava parte de la masa atómica del C^{12} , de la que se derivan actualmente los pesos atómicos de los elementos. Antes la base era el oxígeno 16.0000.

Esta unidad es de gran interés en la química y sobre todo en la física moderna, ya que masa y peso no son sinónimos. En el análisis químico cuantitativo, al tratar de la balanza analítica, en el capítulo cuarto, explicamos las razones por las cuales podemos tomar el peso de un cuerpo como igual a su masa; pero en la física sí es necesario diferenciar un concepto del otro con toda precisión.

Por lo general, nuestros cálculos en química analítica los hemos ejecutado tomando como base los pesos atómicos y los pesos moleculares de las sustancias que hemos hecho intervenir o hemos obtenido en las reacciones químicas. Sin embargo no nos hemos ocupado del número de esas unidades químicas, los átomos, o las moléculas; y aunque ese número no ha sido necesario en los cálculos, para mayor objetividad se usa otra unidad que nos da el número de las citadas partículas que intervienen en las reacciones y en los cálculos.

La conocida expresión de número de Avogadro, nos define la cantidad de átomos contenidos en el peso atómico de un elemento, expresado en gramos; así, 12 gramos exactamente de C^{12} , contienen el número de Avogadro en átomos de carbono, o sea 6.022×10^{23} .

En forma igual, el peso molecular de un compuesto definido y puro, contiene también la cantidad de moléculas indicada por el número antes dicho.

Esto sirvió de base para la unidad buscada, a la que se designa con el nombre mol, que aunque no es de uso muy común en análisis cuantitativo, es necesario conocerla. Un mol es el peso gramo molecular de una sustancia, o dicho en otra forma, es el peso molecular expresado en gramos.

Al decir peso molecular, aparentemente la definición se refiere únicamente a la suma de los pesos atómicos de los elementos contenidos

en la molécula; sin embargo esa definición es más amplia, ya que no sólo abarca a las moléculas, sino también a los átomos y a los iones. Citemos como ejemplo al clorato de potasio KClO_3 : un mol de esta sal es igual a su peso molecular, el cual a su vez es la suma de los pesos atómicos de sus componentes, es decir 138.53 g. Una solución de este compuesto que contenga su peso molecular en un litro, se dice que es una solución molar (M).

Esa solución que contiene 39.1 g de potasio, es 1 molar (1M) con respecto al K^+ y lo es también con referencia al radical ClO_3^- . En otras palabras, el número de moléculas correspondientes a un mol, o sea el número de Avogadro, contenidas en un litro, es igual al número de cada uno de sus dos iones, puesto que



Esto es aplicable a los compuestos de fórmula definida, a los átomos y a los iones.

Basándose en estas consideraciones podemos decir que en una solución el número de moles del soluto está dado por la igualdad

$$\text{Moles} = \frac{\text{gramos del soluto}}{\text{peso molecular del soluto}}$$

El peso molecular será sustituido, en su caso, por el peso atómico del ión correspondiente, cuando el soluto sea referido a ese ión.

En el análisis volumétrico, así como usamos el término normalidad de una solución, podemos usar la unidad MOL y nos referimos a la molaridad, o concentración molar M, que es el número de moles por litro de solución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{litros de solución}}$$

o bien, lo que es más cómodo para los cálculos

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{milimoles del soluto}}{\text{mililitros de la solución}}$$

Daremos algunos ejemplos de problemas analíticos en este sistema.

1er. ejemplo: A) ¿Cuántos moles están contenidos en 180.00 g de CuSO_4 ?

B) ¿Cuál es la molaridad de dos litros de solución que contienen la misma cantidad de CuSO_4 ?

$$\text{A) Moles} = \frac{180}{159.60} = 1.128 \text{ moles}$$

$$\text{B) Molaridad} = \frac{1.128}{2} = 0.564 \text{ M}$$

2o ejemplo: ¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido sulfúrico que contiene 10.34 g de H_2SO_4 en 2 litros?

$$\text{Moles} = \frac{10.34}{98.064} = 0.10544$$

$$\text{Molaridad} = \frac{0.10544}{2} = 0.0527$$

o bien

$$\text{Molaridad} = \frac{10.34}{98.064 \times 2} = 0.0527$$

3er. ejemplo: ¿Cuál es la molaridad de la misma solución, (5.17 g de H_2SO_4 por litro) en términos de iones de hidrógeno?

$$\text{Molaridad} = \frac{0.1054}{1} = 0.1054 \text{ M}$$

4o ejemplo: ¿Cuántos milimoles están contenidos en 27 ml de una solución 0.1750 M.

$$R = 4.75 \text{ m}$$

El siguiente cuadro resume los sistemas más comúnmente usados en análisis cuantitativo para indicar la concentración de las soluciones.

TABLA II

Sistema	Abreviatura	Significado
Normal	N	equivalentes del soluto litros de solución
Molar	M	moles del soluto litros de solución
Porcentaje en peso	P%	100 x gramos del soluto g del solvente + g del soluto
Porcentaje en volumen	V%	100 x litros del soluto litros de solución