

**FACULTAD DE
CIENCIAS NATURALES Y MUSEO
U.N.L.P.**

**INTRODUCCION A LA QUIMICA
(CURSOS DE CORRELACION)**

GUIA DE TRABAJOS PRÁCTICOS

SEGUNDA PARTE

2017

Editado por: C.E.C.N.yM

El agua líquida posee una propiedad muy importante que es la capacidad de disolver muchas sustancias, formando soluciones acuosas. En la naturaleza, por ejemplo, el océano puede considerarse en primera aproximación como una solución acuosa que contiene cientos de componentes: iones metálicos, no metálicos, moléculas discretas (incluyendo gases) y un gran número de diversas sustancias orgánicas.

En ésta solución fue donde aparecieron los primeros organismos vivos, obteniendo de ella los iones y moléculas necesarias para su desarrollo. En el transcurso de las Eras Geológicas fueron evolucionando éstos organismos hasta que pudieron abandonar el medio acuoso original dirigiéndose a través de los ríos hacia la tierra y el aire. La conquista de estos nuevos espacios fue posible gracias a la facultad de conseguir y transportar con ellos la solución acuosa en forma de tejido fluido, plasma sanguíneo y fluidos intracelulares, conteniendo el aprovisionamiento necesario de iones y moléculas.

El estudio geológico o biológico requiere muchas veces la preparación y utilización de soluciones en el laboratorio. Es necesario, entonces, introducir una serie de definiciones que serán de mucha utilidad.

SOLUCIÓN: es un sistema homogéneo de dos o más componentes de composición química variable. Una solución está formada siempre por un solvente y uno o más solutos.

Soluto: Componente que se encuentra en menor proporción.

Solvente: Componente que se encuentra en mayor proporción. En el caso de que la solución contenga agua, ésta se considera solvente aunque no esté en mayor cantidad.

Ejemplo: una solución formada por una sal (soluto: cloruro de sodio) y agua (solvente).

Según el estado físico del soluto y del solvente podemos obtener:

- Solución de un soluto sólido en un solvente líquido: sal en agua.
- Solución de un soluto líquido en solvente líquido: alcohol en agua.
- Solución de un soluto gaseoso en un solvente líquido: agua gaseosa o soda (CO₂ en agua).
- Solución de un soluto gaseoso en un solvente gaseoso: aire (O₂, CO₂ y otros gases en N₂)
- Solución de un soluto sólido en solvente sólido. Ej: soldaduras, plagioclasas, etc.

Concentración de una solución: Es la proporción que existe entre las cantidades de soluto y solvente en la solución.

$$\text{Concentración} = \frac{\text{partes de soluto}}{\text{partes de solución o solvente}}$$

Podemos decir también que *la concentración es la cantidad de soluto disuelto en una cantidad determinada de solución o de solvente*. En general, si la cantidad de soluto respecto a la de solvente es muy pequeña, se dice que la solución es **diluida**, y si la cantidad es grande, entonces se dice que la solución es **concentrada**. Esto es una forma **cualitativa** de expresar la concentración de la solución.

Si agregamos sal a un vaso conteniendo agua, o azúcar a una taza conteniendo café, en forma progresiva, llega un momento en el que el sólido (sal o azúcar) no se disuelve más, es decir, la solución contiene la máxima cantidad de soluto que ese solvente es capaz de disolver, a la temperatura a la que se encuentra. De este modo, obtenemos una solución **saturada**, es decir, una solución en la que el solvente no admite más soluto disuelto. Una solución saturada en contacto con soluto puro se encuentra en un equilibrio dinámico: algunas partículas de soluto de la fase sólida se disuelven mientras parte del soluto disuelto se separa de la solución a la fase sólida (en algunos casos, cristaliza) con la misma velocidad. En este caso el sistema es heterogéneo, porque está compuesto por dos fases (sólido y solución saturada). Una solución es **insaturada** cuando contiene menor cantidad de soluto que el necesario para formar una solución saturada. Una solución es **sobresaturada** si contiene una cantidad de soluto mayor que la necesaria para formar una solución saturada.

La masa de soluto necesaria para formar una solución saturada en una cantidad dada de solvente se denomina **solubilidad**. Generalmente se expresa como *g de soluto/100 ml de solvente*. La solubilidad, para un determinado sistema soluto-solvente, varía con la temperatura, en general, para solutos sólidos, si ésta aumenta también lo hace la solubilidad; sucede lo contrario en el caso de solutos gaseosos en solventes líquidos.

Es importante diferenciar los conceptos anteriormente definidos. En los casos más generales, una solución *saturada* es también *concentrada*. Sin embargo, si la solubilidad del soluto (en el solvente en cuestión a una dada temperatura) es baja, la solución se saturará con muy poca cantidad de soluto y será *diluida*. Análogamente, una solución *insaturada* puede ser *concentrada* si la solubilidad es muy alta.

En un análisis **cuantitativo** podemos expresar la concentración en unidades físicas y unidades químicas.

Unidades físicas: llamadas así porque no importa la naturaleza química del soluto ni del solvente.

% p/p = gramos de soluto por cada 100 g de solución

35% p/p significa que hay 35 gramos de soluto en 100 gramos de solución

% p/v = gramos de soluto por cada 100 mL de solución

25% p/v significa que hay 25 gramos de soluto en 100 mL de solución

% v/v = volumen de soluto por cada 100 mL de solución

0,47 % v/v significa que hay 0,47 mL de soluto en 100 mL de solución

Otra forma muy frecuente de expresar la concentración de una solución es en **g /L**:

g/L = gramos de soluto por cada litro de solución (1000 mL de solución)

15 g/L significa que hay 15 gramos de soluto en 1000 mL de solución

Unidades químicas: en éstas unidades la naturaleza del soluto y solvente está implícita a través de sus pesos moleculares.

Molaridad: es el número de moles de soluto por cada litro de solución, es decir:

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{1L \text{ de solución}}$$

Por ejemplo: Una solución 0,5M contiene 0,5 moles de soluto por litro de solución (1 litro = 1000 mL).

Normalidad: es el número de equivalentes de soluto por cada litro de solución, es decir:

$$N = \frac{\text{número de equivalentes de soluto}}{1L \text{ de solución}}$$

Por ejemplo: Una solución 0,5N contiene 0,5 equivalentes de soluto por litro de solución.

Fracción molar: la fracción molar de un componente A (X_A) en una solución, es igual al número de moles presentes del componente A (n_A) divididos por el número total de moles presentes ($n_t = n_A + n_B + \dots + n_N$). No tiene unidades (es *adimensional*).

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots + n_N}$$

Observar que: $X_A + X_B + \dots + X_N = 1$

Molalidad: es el número de moles de soluto por cada 1000g de solvente, es decir:

$$m = \frac{\text{número de moles de soluto}}{1Kg \text{ de solvente}}$$

Por ejemplo: Una solución 0,5 m contiene 0,5 moles de soluto en 1000 gramos de solvente (1Kg = 1000 g).

Densidad de una solución (δ): es la relación que existe entre la *masa total de la solución (m)* (que es igual a la masa de soluto más la masa de solvente) y el *volumen total de la solución (v)*.

$$\delta = m/v$$

Para un dado sistema solvente-soluto, la densidad de una solución depende de la temperatura y de la composición de la solución (es decir de su concentración) y es diferente a la densidad del solvente, que sólo depende de la temperatura. La densidad es una propiedad física e intensiva y se utiliza como un factor de interconversión de unidades.

Ejemplo: Una solución tiene una concentración de 25% p/p y su densidad es 1,2 g/ml. ¿Cuál será la concentración %p/v?

El enunciado indica que cada 100 gramos de solución hay 25 gramos de soluto y que 1 ml de solución pesa 1,2g. Queremos saber cuántos gramos de solvente hay disueltos en 100 ml de solución.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ ml solución} \text{ ----- } 1,2 \text{ g de solución} \\ 100 \text{ ml solución} \text{ ----- } x: 120 \text{ g de solución} \\ 100 \text{ g de solución} \text{ ----- } 25 \text{ g de soluto} \\ 120 \text{ g de solución} \text{ ----- } x: 30 \text{ g de soluto} \end{array}$$

La solución tiene una concentración 30% p/v.

Nótese que el cálculo puede resumirse a: $25 \times 1,2 = 30$, es decir **% p/p x δ = % p/v**

$$\%p/p \text{ (g de soluto/ 100g de solución)} \times \delta \text{ (g de solución/ml de solución)} = \%p/v \text{ (g de soluto/100 ml de solución)}$$

RECUERDE: LA DENSIDAD NO ES UNA UNIDAD DE CONCENTRACIÓN

La densidad expresa la masa de un sistema material por unidad de volumen de dicho sistema, mientras que la concentración relaciona la masa de un componente de la solución (soluto) con el volumen de la mezcla (solución) o del otro componente (solvente).

PROBLEMAS

1- Se preparan 200mL de solución disolviendo 8g de Carbonato de sodio en agua. Calcular la concentración de esta solución en %p/v, M y N.

2- Indique cuál es la M en los siguientes casos:

- 12 g de Cloruro de potasio en 200 mL de solución
- Ácido sulfúrico de 68 % p/p y densidad 1,45 g/mL.
- 36 g de Sulfato de sodio en 500 mL de solución.

3- Lo que comercialmente se conoce como alcohol fino, es en realidad una solución de Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en agua que tiene una concentración de 96% p/p. ¿Cuáles son las fracciones molares de ambos componentes de dicha solución?

4- Se desea preparar 250 mL de una solución de yoduro de potasio al 2% p/v. Calcular:

- ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan?
- ¿Qué volumen de esa solución deberán medirse para disponer de 0,6 g de yoduro de potasio?.

5- El contenido promedio de Au en agua de mar es $6,21 \cdot 10^{-9}$ g/L

- Calcular la concentración en M y N (Considerar que el oro está formando sales con estado de oxidación +3)
- Calcular el volumen de agua de mar a procesar para obtener 1 g de Au puro.

6- a) ¿Qué volumen de solución 0,5M puede prepararse con 800 g de Sulfato de sodio?

- ¿Qué N tiene la solución?
- ¿Cuál es la concentración en % p/v?

7- La densidad de una solución de Acido clorhídrico es 1,10 g/mL y contiene 20,24 % p/p de ácido clorhídrico. Calcule M y N de la misma.

8- ¿Cuántos gramos de Na^+ hay en las siguientes soluciones de Fosfato de sodio?

- 500 mL de una solución que tiene 2,5 g/L.
- 200 mL de una solución 0,3 N
- 30 mL de una solución al 4% p/v.

9- ¿Qué volumen de una solución de Acido clorhídrico 0,5N se necesita para neutralizar 0,13 g de Hidróxido de aluminio?

10- Una solución 0,4 M de Nitrato de plata se trata con cantidad suficiente de Acido clorhídrico. Si al final de la reacción se obtiene un precipitado de 0,287 g de Cloruro de plata, ¿cuál es el volumen de solución de Nitrato de plata tratada?

Es importante en cualquier trabajo de laboratorio (o de campo) no limitarse a la simple observación ni tampoco repetir simplemente la técnica de una guía.

Se debe participar en todo momento anotando todas y cada una de las observaciones para que éstas puedan llevar a extraer conclusiones para el informe una vez finalizado el práctico.

EN EL LABORATORIO SE DEBEN TOMAR LAS SIGUIENTES PRECAUCIONES:

- a) Trabajar siempre con guardapolvo a efectos de proteger la ropa, el pelo atado, pantalón largo y calzado cerrado.
- b) No apoyar libros, bolsos, ropa, etc. sobre las mesadas (pueden haber quedado sustancias cáusticas de la clase anterior).
- c) No fumar ni comer en el laboratorio. Trabajar en forma ordenada y limpia, dejando papeles, etc. en los recipientes para residuos.
- d) No oler ni tocar o llevar a la boca ningún tipo de sustancia sin antes consultar acerca de su posible toxicidad.
- e) No hacer experimentos o mezclas no autorizadas por el ayudante.
- f) En caso de trabajar con sustancias volátiles hacerlo siempre bajo campana.
- g) No pipetear, usar propipeta.
- h) No malgastar reactivos.
- i) No impurificar sustancias confundiendo las tapas de los recipientes o dejando a éstos abiertos. No utilizar espátulas o cucharitas ya usados anteriormente en otra droga.
- j) No calentar una solución en un tubo de ensayo con su boca apuntando hacia alguna persona.
- k) No calentar solventes ni tener ningún tipo de llama cerca.
- l) No calentar recipientes calibrados (matraces, probetas, etc) ni ponerles líquidos a temperatura muy distinta a la de su calibración.
- m) No arrojar sustancias a las piletas.
- n) Ante cualquier duda consultar al ayudante.

DESCRIPCION DE MATERIALES COMUNES QUE SE UTILIZARAN EN EL LABORATORIO

PIPETAS: Tubos de vidrio calibrado que sirven para medir volúmenes fijos o variables de líquido. Se clasifican en:

- a) Graduadas: son las que tienen grabadas una escala que permite medir distintos volúmenes. Entre éstas encontramos las pipetas de Mohr, cuya escala no llega al extremo inferior, y las serológicas, en las cuales la escala llega hasta el extremo inferior y por lo tanto el líquido debe descargarse completamente. Son las menos precisas.
- b) Aforadas: (aforo es una marca o línea en la pipeta) miden volúmenes fijos. Existen de simple aforo y de doble aforo. En las primeras se deja escurrir totalmente el líquido y, en las segundas, el volumen a escurrir es el comprendido entre los dos aforos. Estas son las más precisas.

ES IMPORTANTE TENER EN CLARO EN QUE CASOS DEBE USARSE CADA UNA DE LAS PIPETAS ANTES MENCIONADAS:

Cuando se necesita medir volúmenes con gran precisión se usan pipetas **aforadas**, cuando la precisión requerida en una medida no es tan grande, se usan pipetas **graduadas**.

Para su uso deben tenerse en cuenta las siguientes indicaciones:

1) Las pipetas deben secarse externamente con papel de filtro para evitar caída de líquido adherido al exterior de la pipeta, cuyo volumen no se incluye en la lectura (cometiéndose así un error por exceso).

2) Antes de usar la pipeta se la debe enjuagar un par de veces con la solución a medir, para eliminar otros líquidos remanentes.

PROPIPETA: es un implemento que permite cargar el líquido en las pipetas. Su uso es imprescindible. El modelo más usado es una pera de goma que posee una salida lateral.

VASOS DE PRECIPITADO: Son recipientes que sirven para contener o calentar líquidos. Algunos poseen una graduación que permite estimar (no medir) el volumen de líquido contenido.

MATRACES: Son recipientes que permiten contener o medir volúmenes fijos de líquidos. Tienen un aforo en el cuello que indica hasta donde deben llenarse para medir el volumen indicado. Generalmente se usan para llevar a volumen soluciones o para hacer diluciones.

ERLENMEYERS: Son recipientes que se usan especialmente en los casos donde se quiere evitar pérdidas por evaporación o por salpicaduras durante el calentamiento ya que su boca es estrecha. Poseen una graduación que permite estimar (no medir) el volumen contenido

PROBETAS: Son recipientes graduados que sirven para medir volúmenes variables de líquidos con baja precisión.

BURETAS: Son tubos graduados que tienen una llave o robinete en su parte inferior, que permite el desalojo controlado de líquido. Tienen buena precisión.

Para el uso correcto de una bureta deben tenerse en cuenta ciertas precauciones:

1) El robinete debe estar correctamente engrasado para que gire fácilmente.

2) La bureta debe estar seca en su parte exterior, en especial el vástago.

3) Debe tenerse la precaución de mover el robinete abrazándolo con los dedos mayor y pulgar.

4) Debe enjuagarse varias veces antes de usarse.

5) Durante el llenado debe asegurarse que no queden burbujas ni en el tubo ni en el vástago.

RECOMENDACIONES GENERALES PARA EL USO DEL MATERIAL VOLUMETRICO

1) Todo el material de vidrio a usarse en el laboratorio debe estar perfectamente limpio, desengrasado y seco.

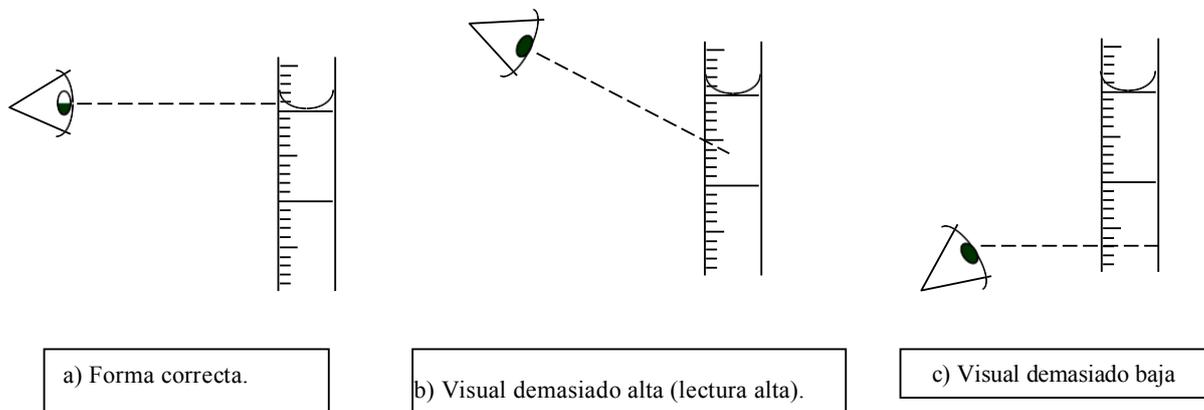
2) El material de vidrio graduado no debe ser calentado a temperaturas mayores que la de calibración indicada en él, para evitar que el material se deforme, se dilate y cambie el volumen que es capaz de contener.

3) En materiales volumétricos de simple aforo, o cuando los graduados se vacían hasta el final, debe tomarse la superficie inferior del menisco para los líquidos que mojan el vidrio y, la superior, para los que no lo mojan. En el material graduado cuando se vacían volúmenes parciales puede tomarse cualquier criterio, siempre y cuando se mantenga en todas las medidas. (Ver figura error de paralaje).

ERRORES

1. Error por defecto: al cargar los materiales no deben quedar burbujas. Si quedan deben vaciarse y volver a cargar. Las burbujas ocupan un volumen que se lee como si fuera de líquido.

2. Error de lectura: la precisión de los materiales aforados está relacionada con el diámetro del aforo. Para un mismo volumen de líquido al disminuir el diámetro aumenta la longitud de la columna (aumenta la precisión), esto justifica que los aforos de pipetas y matraces estén en la parte más angosta de los mismos.
3. Error de paralaje: debe evitarse colocando la línea de la visión paralela a la superficie del líquido.



- 4) Error de calibración: es un error intrínseco de los materiales debido a que no se correlaciona exactamente el valor leído en el material con el volumen contenido en el mismo.

OTROS MATERIALES DE LABORATORIO

BALANZA GRANATARIA: Consta de dos platillos, en uno de los cuales se coloca la sustancia a pesar (nunca directamente sobre el platillo), y en el otro las pesas que equilibran el peso de la sustancia. La precisión de ésta balanza es de 0,01 g (la de la Balanza Analítica es de 0,0001 g).

Cuando la balanza no se usa, o al colocar o quitar las pesas, debe estar trabada (posición de arresto), para lo cual tiene un tornillo situado en la base. Para su uso se cuenta con una caja con pesas y una pinza para tomarlas.

La posición de equilibrio se verifica mediante la coincidencia de dos flechas, que pertenecen a cada uno de los platillos, sobre una escala.

MORTERO: Consta de un recipiente de boca ancha y un pilón generalmente de cerámica o vidrio. Se usa cuando se desea un sólido finamente dividido, como en la preparación de soluciones de sólidos en líquidos, ya que cuanto menor es el tamaño de las partículas, más fácil es su disolución.

MECHEROS: Muchas veces en el trabajo de laboratorio es necesario calentar sustancias; por ello es que haremos una breve descripción de los mecheros comúnmente usados y de como debe ser una buena llama.

Los mecheros más comunes en el laboratorio son:

- Bunsen: permite la regulación de la entrada de aire.
- Tirril: mejora al anterior permitiendo la regulación de la entrada de gas.
- Meker: proporciona una llama oxidante muy caliente a través del enrejado que posee en su pico y que permite tener una mayor superficie caliente.

CUADRO SINTÉTICO DE LOS MATERIALES DE LABORATORIO

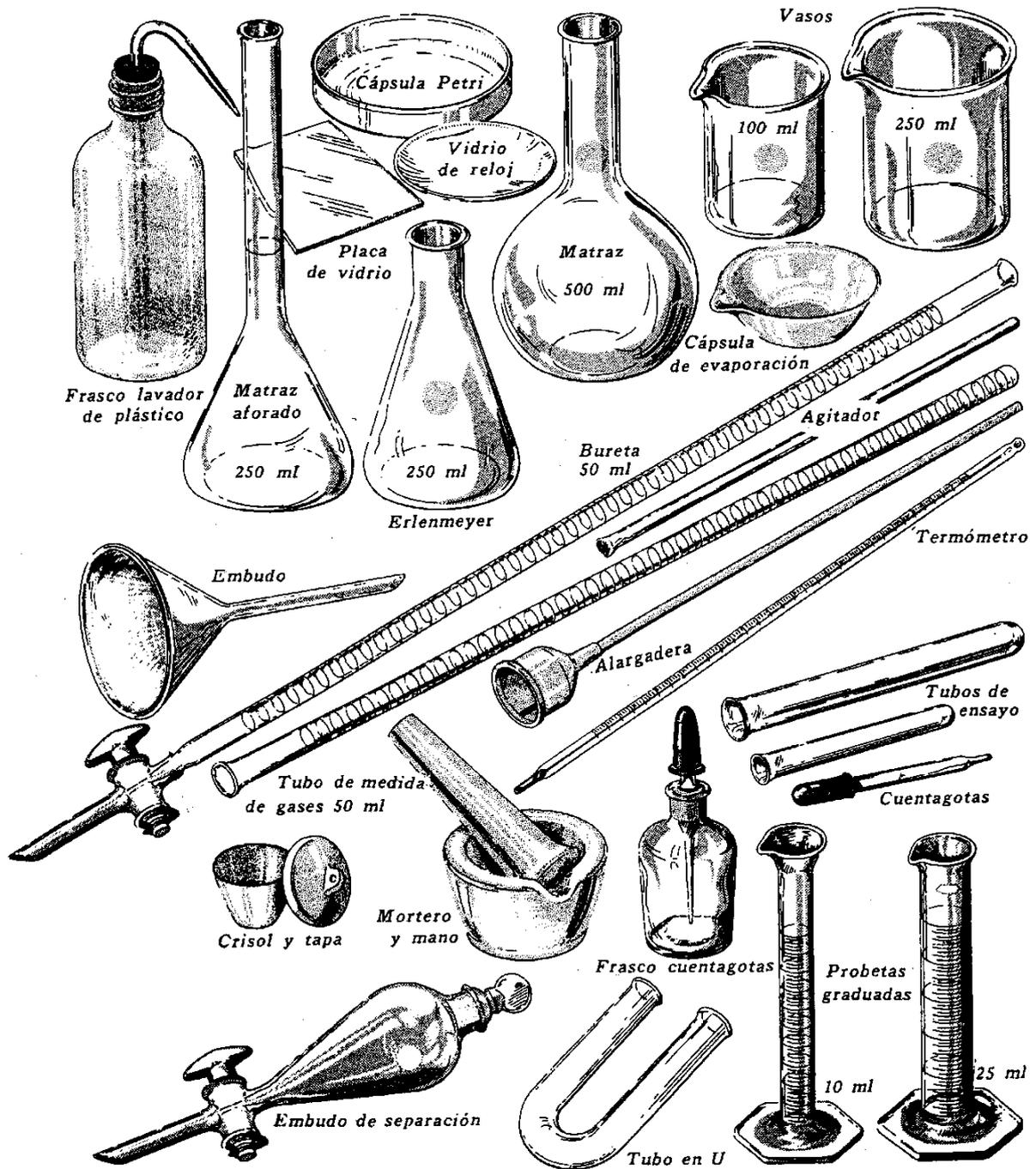
NOMBRE	FUNCIÓN de elementos de medición
Balanza de precisión	Permite medir masas de sustancias sólidas con precisión.
Bureta	Permite medir el volumen de una solución. Se utiliza cuando se realiza una reacción con un volumen conocido de otra solución de título conocido.
Papel de pH	Se emplea para medir el pH de una solución (acidez-alcalinidad)
Pipeta gotero	Se emplea para trasvasar pequeñas cantidades de líquido, de un recipiente a otro, cuando no es necesario realizar mediciones. Su función es la misma que la de un gotero.
Pipeta graduada	Se emplea para medir un volumen exacto de líquido, con bastante precisión, y trasvasarlo de un recipiente a otro.
Probeta	Se emplea para medir volúmenes de líquidos.
Termómetro	Se usa para medir temperaturas.

NOMBRE	FUNCIÓN de elementos varios
Campana	Se utiliza cuando se necesita evaporar sustancias volátiles ya sea tóxicas o no tóxicas.
Embudo	Permite trasvasar líquidos de un recipiente a otro, evitando que se derrame líquido; también se utiliza mucho en operaciones de filtración.
Cepillo	Se emplea para limpiar el material de laboratorio.
Mortero con pilón	Permite machacar y/o triturar sustancias sólidas.
Papel de filtro	Se usa para filtrar junto con un embudo.
Propipeta	Se emplea para evitar succionar líquidos con la boca. Se utiliza junto con una pipeta graduada o aforada.
Varilla de vidrio	Se emplea para mezclar o agitar sustancias. También se la emplea en ciertas operaciones en que se necesita trasvasar un líquido, para evitar que éste se derrame.

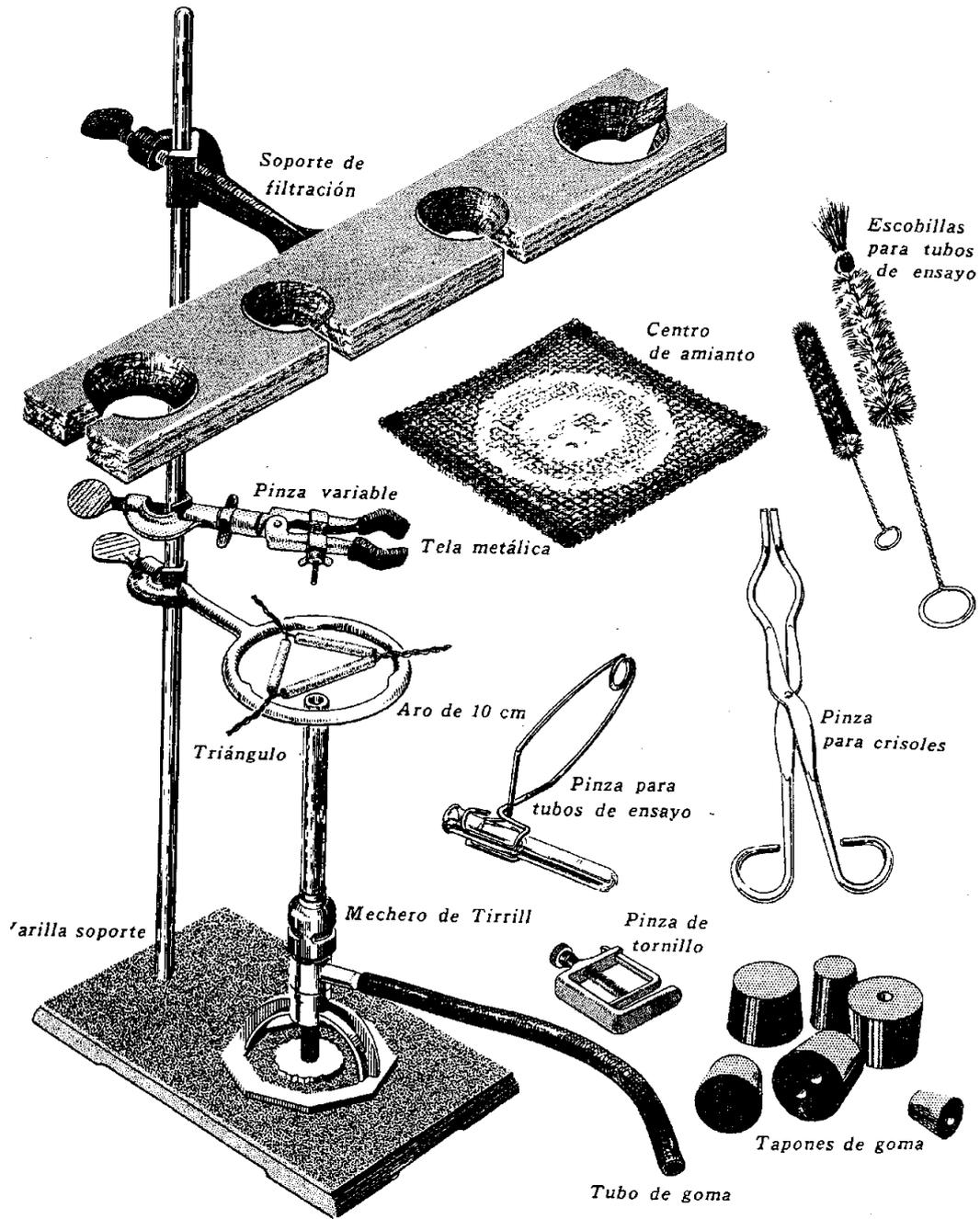
NOMBRE	FUNCIÓN de elementos de soporte
Broche de madera	Para sujetar tubos de ensayo.
Doble Nuez	Para sujetar aro de bunsen, pinza para balón y otros soportes similares.
Gradilla	Para sostener tubos de ensayo.
Pinza para balón o crisoles	Para sujetar el balón / crisoles.
Soporte universal	Se utiliza en el armado de muchos equipos de laboratorio.
Triángulo de pipa	Para sostener un crisol, mientras es sometido a la llama del mechero.
Trípode	Para apoyar la tela de amianto.

NOMBRE	FUNCIÓN de elementos de calefacción
Balón	Para calentar líquidos cuyos vapores no deben estar en contacto con la fuente de calor.
Balón de destilación	Para calentar líquidos, cuyos vapores deben seguir un camino obligado (hacia el refrigerante), por lo cual cuentan con una salida lateral.
Cápsula de porcelana	Para calentar o fundir sustancias sólidas o evaporar líquidos.
Cristalizador	Para evaporación de sustancias.
Erlenmeyer	Para calentar líquidos cuyos vapores no deben estar en contacto con la fuente de calor.
Espátula de combustión	Un extremo se utiliza para retirar pequeñas cantidades de sustancia y depositarla en otro recipiente; el otro extremo para calentar pequeñas cantidades de sustancia.
Estufa eléctrica	Se utiliza, para secado de sustancias y esterilización. Alcanza temperaturas entre 250 y 300° C.
Mechero de alcohol	Fuente de calor.
Mechero de BUNSEN	Fuente de calor.
Refrigerante	Se utiliza para condensar los vapores de los líquidos que intervienen en la destilación.
Tubos de ensayo	Para disolver, calentar o hacer reaccionar pequeñas cantidades de sustancia.
Vaso de precipitados	Para preparar, disolver o calentar sustancias.

En las páginas siguientes se ilustran los materiales de laboratorio de uso corriente.



Aparatos clásicos de un laboratorio de química — vidrio y porcelana.



Aparatos clásicos de un laboratorio de química—equipo metálico y accesorios.

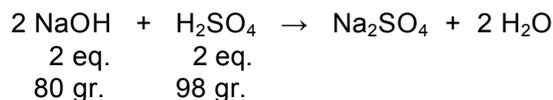
TITULACIÓN: es el proceso por el cual se permite determinar la concentración de una solución. Se lleva a cabo mediante la adición de un reactivo de concentración conocida a la solución que contiene la especie problema medida con gran exactitud. Se debe conocer perfectamente la forma en que ambas sustancias reaccionan (conocer la ecuación estequiométrica). Debe haber alguna forma de determinar el punto equivalente. La adición de reactivo se lleva a cabo gota a gota desde una bureta y la solución a valorar se coloca en un erlenmeyer el que se agita constantemente durante la reacción. Se registra el volumen gastado.

El final de la reacción (**punto equivalente**) ocurre cuando la cantidad de equivalentes de la sustancia

agregada (valorante) es igual al número de equivalentes de la sustancia problema. Esto se visualiza por algún cambio físico observable (precipitación, cambio de color, etc.), en la misma reacción o por el agregado de algún reactivo que la produzca (indicador). La ocurrencia de dicho cambio visible se denomina **punto final**. Conviene, para visualizar mejor los cambios de color, colocar un papel blanco debajo del erlenmeyer. Se desea que el punto final coincida con el punto equivalente.

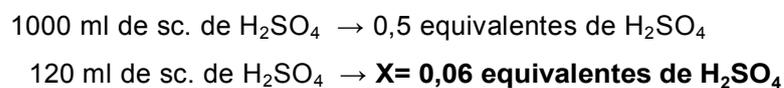
Por ejemplo, se desea saber qué concentración tiene una solución de NaOH si se necesitan 30 ml de la misma para neutralizar 120 ml de una solución 0,5N de H₂SO₄

Primero se debe plantear la Ecuación Estequiométrica:

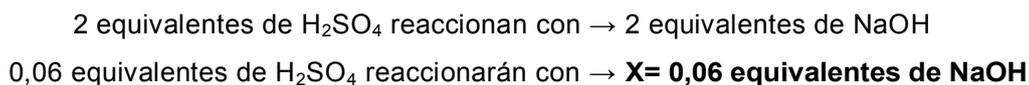


DATOS: 30 ml de solución de NaOH y 120 ml de solución de H₂SO₄ 0,5N.

Si:



Si:



Entonces en 30 ml de sc. de NaOH hay $\rightarrow 0,06$ equivalentes de NaOH

En 1000 ml de sc. de NaOH habrá $\rightarrow \mathbf{X= 2 \text{ equivalentes de NaOH}}$

Por lo tanto la concentración de la solución de NaOH es 2N.

REGLAS DE REDONDEO DE NÚMEROS

En ocasiones el número emergente del procesamiento de datos experimentales contiene un número de cifras que excede de las verdaderamente significativas. Esos números deben ser redondeados hasta su cantidad correcta de cifras significativas. Esos redondeos se hacen basándose en las siguientes reglas aceptadas internacionalmente. Si el dígito a la derecha del último requerido es:

- menor que 5, se deja el dígito precedente intacto.
- mayor que 5, se aumenta una unidad el dígito precedente.
- un 5 seguido de cualquier dígito, se aumenta una unidad el dígito precedente.
- un 5 no seguido de dígitos, se deja al dígito precedente sin cambiar si es par, y se aumenta una unidad si es impar, de modo que siempre termine en par. Ej: 3,95 = 4,0

PARTE EXPERIMENTAL

1) PREPARACION DE SOLUCIONES DE SULFATO DE COBRE (II) DE DIFERENTES CONCENTRACIONES

a. Preparar 100 mL de una solución de Sulfato de cobre (II) de densidad 1,08 g/mL y 18,5% p/p. Calcular la M, N y el % p/v de la solución preparada. Pasar una parte de la misma a un tubo de ensayo. **SOLUCION A.**

b. Preparar 100 mL de una solución de Sulfato de cobre (II) 0,03N. Calcular la M y el % p/v de la solución preparada. Pasar una parte de la misma a un tubo de ensayo. **SOLUCION B.**

c. Mezclar en un tubo de ensayo 5 mL de la solución A con 5 mL de la solución B. **SOLUCION C.**

d. Mezclar en un tubo de ensayo 2,5 mL de la solución A con 7,5 mL de la solución B. **SOLUCION D.**

e. Mezclar en un tubo de ensayo 7,5 mL de la solución A con 2,5 mL de la solución B. **SOLUCION E.**

Calcular la concentración de las soluciones C, D y E (M, N, %p/v). Observar e interpretar. Colocar todos los tubos de ensayo en orden creciente de concentraciones.

Usar pipetas graduadas de 10 mL y de 5 mL según corresponda.

2) PREPARACION Y TITULACION DE UNA SOLUCION ALCALINA

Preparar 100 mL de una solución alcalina a partir de la droga sólida. Pesar 0,4 g de Hidróxido de sodio y llevarlo a 100 mL con agua en un matraz.

Calcular la M, N y % p/v de la solución preparada por titulación con una solución de Acido clorhídrico de título conocido, utilizando el indicador acido-base Fenolftaleína (8,0-10,0 Incoloro-Rosa).

Dilución: Durante el trabajo de laboratorio, muchas veces es necesario utilizar soluciones con concentraciones menores a las disponibles. En otros casos, la preparación de soluciones muy diluidas conduce a errores muy grandes en la concentración de la solución. En estos casos se las puede preparar mediante un procedimiento denominado “dilución”. Este proceso consiste en tomar una parte de una solución de mayor concentración que la deseada y agregar la cantidad necesaria de solvente a fin de obtener la concentración deseada. Durante el proceso el número de moles del soluto se mantiene constante y sólo el volumen incrementa. Este hecho constituye la base para trabajar con problemas que tratan de diluciones.

Llamemos C_i a la concentración de la solución más concentrada de la cual tomamos un volumen V_i . C_f es la concentración de la solución diluida de la cual deseamos preparar un volumen V_f .

La masa (y por lo tanto el número de moles) de soluto presente en la solución final es aportada sólo por la solución concentrada y resulta ser igual a $C_i \times V_i$. (si definimos $C = \text{masa de soluto} / \text{volumen de solución}$, entonces $\text{masa de soluto} = C \times \text{volumen de solución}$). En la solución final esta misma masa estará disuelta en un volumen mayor, V_f y estará dada por $C_f \times V_f$, con lo cual, la igualdad:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

nos permite calcular rápidamente cualquiera de las concentraciones o volúmenes involucrados en la dilución, sabiendo los tres datos restantes. Notar que V_f es el volumen final de la solución diluida, es decir que la cantidad de solvente a agregar será la diferencia: $V_f - V_i$ y que tanto C_i como C_f deben estar expresados en la misma unidad (**C_i y C_f deben estar expresadas en la misma unidad**).

Ejemplo: Se desea preparar 50 ml de solución 0,2 M a partir de una solución 1,0 M del mismo soluto. ¿Qué volumen de solución debo utilizar?.

De acuerdo con los datos del problema, conocemos C_f , V_f y C_i y nuestra incógnita es V_i . Despejando V_i en la ecuación planteada anteriormente tenemos que:

$$V_i = (C_f \times V_f) / C_i \qquad V_i = (0,2 \text{ M} \times 0,05 \text{ litros}) / 1,0 \text{ M} = 0,01 \text{ litros}$$

o sea, necesito 10 ml de la solución concentrada para preparar 50 ml de la solución diluida 0,2 M.

Podemos pensarlo también de la siguiente manera:

1) Averiguamos la masa de soluto que necesitamos para preparar los 50 ml de la solución diluida:

$$\begin{aligned} 1000 \text{ ml de solución} & \quad \text{_____} \quad 0,2 \text{ moles de soluto} \\ 50 \text{ ml de solución} & \quad \text{_____} \quad x = 0,01 \text{ moles de soluto} \end{aligned}$$

o, lo que es lo mismo: $0,2 \text{ moles/litro} \times 0,05 \text{ litros} = 0,01 \text{ moles de soluto}$.

2) Averiguamos qué volumen de solución concentrada es necesario para que aporte esa masa

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ moles de soluto} & \quad \text{_____} \quad 1000 \text{ ml de solución concentrada} \\ 0,01 \text{ moles de soluto} & \quad \text{_____} \quad x = 10 \text{ ml de solución concentrada} \end{aligned}$$

o, lo que es lo mismo: $1,0 \text{ moles/litro} \times V_i = 0,01 \text{ moles de soluto}$,

de dónde $V_i = 0,01 / 1,0 = 0,01$ litros de solución, o sea 10 ml

Vemos que cualquiera de los procedimientos conduce al mismo resultado: debo tomar 10 ml de la solución concentrada y llevar el volumen a 50 ml (es decir, debo agregar 40 ml de solvente) para preparar la solución con la concentración deseada.

Mezcla de soluciones: Concentraciones intermedias a las disponibles en el laboratorio pueden lograrse mediante la mezcla de soluciones de concentraciones mayores y menores a la deseada. Cuando se realizan mezclas de soluciones, debe tenerse en cuenta que el valor de la concentración final de la mezcla se encontrará entre los valores de concentraciones de las soluciones de partida, pero resultará más próximo al de aquella que haya aportado el mayor volumen en la mezcla.

A modo de ejemplo ilustrativo pensemos en una mezcla de pinturas. La intensidad del color será una medida directa de la concentración del pigmento. Si disponemos de una lata de pintura azul marino (concentrada) y otra de celeste (diluida), podremos obtener sólo tonalidades intermedias: ni más intensa que el azul, ni más pálida que el celeste (concentraciones intermedias). La pintura resultará más oscura cuanto mayor proporción de azul contenga la mezcla.

En una mezcla, todas las soluciones aportan soluto a la solución final. El volumen final será igual a la suma de los volúmenes de las soluciones de partida. Ejemplo: se mezcla un volumen V_a de una solución de concentración C_a , con un volumen V_b de otra solución de concentración C_b .

La masa total de soluto en la mezcla será igual a la suma de las masas aportadas por cada solución:

$$(C_a \times V_a) + (C_b \times V_b)$$

El volumen final será $(V_a + V_b)$, con lo cual la concentración de soluto en la solución final (C_f) será:

$$C_f = (C_a \times V_a + C_b \times V_b) / (V_a + V_b)$$

Esta expresión puede generalizarse para mezclas de más de 2 soluciones de diferentes concentraciones:

$$C_f = (C_1 \times V_1 + C_2 \times V_2 + C_3 \times V_3 + \dots + C_n \times V_n) / (V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_n).$$

Análogamente al caso de la dilución, puede llegarse al mismo resultado calculando paso por paso: 1) la cantidad de soluto total aportada por las soluciones de partida, 2) el volumen total de la mezcla, 3) la concentración del soluto en la mezcla.

PROBLEMAS

- 1- Se toman 2,5 mL de Acido fosfórico 0,8N y se lo lleva a 400 mL con agua destilada. ¿Cuál es la M y la N de la solución resultante?. Suponer que el ácido reacciona a neutralidad total.
- 2- ¿Qué volumen de agua debe adicionarse a 100 mL de una solución 2M para obtener otra 0,3M?
- 3- Calcular la concentración de todas las especies iónicas presentes al mezclar:
 - a) 40 mL de NaCl 0,3M y 70 mL de NaCl 0,7M.
 - b) 25 mL de NaCl 0,4M y 60 mL de CaCl₂ 0,6M.
 - c) 60 mL de NaCl 0,2M y 40 mL de NaNO₃ 0,8M.
 - d) 35 mL de NaCl 0,5M y 50 mL de KNO₃ 0,1M.
- 4- Determinar cuál es la normalidad resultante al mezclar las siguientes soluciones:
 - a) 30 mL de LiOH 0,2M más 70 mL de LiOH 0,5M
 - b) 30 mL de LiOH 0,2M más 70 mL de LiOH 0,02M
 - c) 30 mL de LiOH 0,2M más 70 mL de agua.
- 5- Se prepara una solución mezclando 100 mL de NaOH 0,4M con 150 mL de NaCl 0,9N. Calcular la concentración de todas las especies iónicas que quedan en la solución resultante.
- 6- Una muestra de 0,475 g de NaOH puro necesitó 22,3 mL de una solución de HCl para ser neutralizada totalmente. ¿Cuál es la M y la N de dicha solución?.
- 7- ¿Qué concentración tiene una solución de NaOH si se necesitan 30 mL para neutralizar 120 mL de una solución 0,5N de H₂SO₄?
- 8- Con el objeto de realizar una experiencia donde habrá neutralización total se necesitan preparar 400 mL de H₂SO₄ 5N. La botella que llega del fabricante tiene en la etiqueta las siguientes indicaciones: 96 % p/p y densidad 1,84 g/mL. ¿Qué volumen habrá que medir de la solución comercial para preparar la solución problema?
- 9- ¿Cuántos gramos de PbSO₄ precipitarán cuando se añaden 20 mL de H₂SO₄ de densidad 1,12 g/mL y 18 % p/p a 80 mL de Pb(NO₃)₂ 0,5M?
- 10- Calcular la masa de BaSO₄ obtenida al mezclar:
 - a) 15 mL de H₂SO₄ cuya densidad es 1,84 g/mL y 98 % p/p, con 40 mL de Ba(OH)₂ 0,08N.
 - b) 30 mL de H₂SO₄ 2N con 10 g de Ba(OH)₂ de 80 % p/p de riqueza.