



Universidad Nacional del Nordeste



Facultad de Ciencias Agrarias

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA
Ingeniería Industrial

Guía de Trabajos Prácticos de Laboratorio

2025

ADVERTENCIAS DE CARÁCTER GENERAL SOBRE LOS TRABAJOS PRÁCTICOS

Los descuidos o la ignorancia de peligros posibles en el laboratorio pueden originar accidentes, por lo que es importante que el alumno conozca y cumpla las NORMAS MÍNIMAS DE SEGURIDAD.

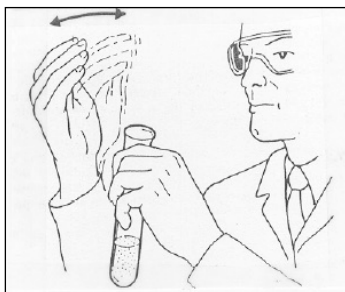
Los estudiantes deben leer detenidamente la guía de trabajos prácticos antes de cada laboratorio; tienen que conocer cuales son los objetivos y las operaciones que realizarán en cada uno de los prácticos para cuidar su seguridad y la de sus compañeros; y consultar los apuntes y/o libros de texto referidos al tema.

PAUTAS PARA LA PROTECCIÓN PERSONAL

- 1) Realizar únicamente las experiencias que están en la guía. De surgir alguna modificación, será el profesor el que lo informe y lo explique antes de comenzar con el práctico.
- 2) Utilizar guardapolvos de algodón (no chaquetilla). El mismo debe estar totalmente abotonado, ya que su objetivo es proteger la ropa y la piel de manchas y salpicaduras.
- 3) Tratar de usar zapatos cerrados (para proteger los pies de posibles derrames o salpicaduras) y con suela de goma para evitar resbalones.
- 4) Las personas que usen el cabello largo deberán llevarlo recogido (atado con gomitas o broches).
- 5) No usar pañuelos o bufandas ya que pueden engancharse en los elementos de trabajo, produciendo vuelcos y accidentes.
- 6) No está permitido comer, beber o fumar en el laboratorio.
- 7) Lavarse las manos con agua y jabón al terminar el trabajo práctico.

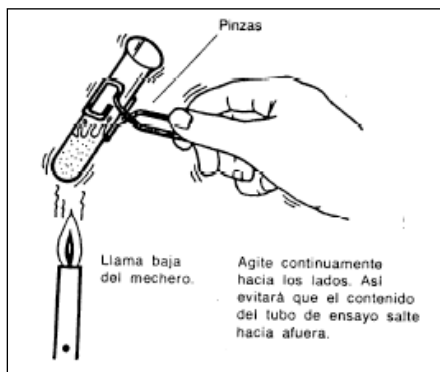
NORMAS DE SEGURIDAD GENERALES EN EL LABORATORIO

- 1) Siempre el lugar de trabajo debe mantenerse limpio y ordenado durante todo el práctico a fin de minimizar los errores o confusiones y evitar accidentes.
- 2) Los recipientes y/o botellas que contengan reactivos deben estar perfectamente rotulados. De no ser así, informe al profesor.
- 3) Lea detenidamente la etiqueta del recipiente que contiene los reactivos antes de utilizarlos.
- 4) Utilice sólo la cantidad necesaria de reactivos. No devuelva al recipiente original los sobrantes ya que estos producirán la contaminación de los reactivos. La forma de desechar cada una de las sustancias serán indicadas por el profesor.
- 5) No destape las botellas de todos los reactivos que utilizará. Debe manejar siempre un reactivo por vez, ya que al mezclar las tapas producirá la contaminación de los mismos.
- 6) Al quitar la tapa a una botella u otro recipiente debe apoyarla invertida sobre la mesada a fin de no producir derrames en la misma. La mayoría de los reactivos en contacto con la piel pueden ser corrosivos o producir quemaduras.
- 7) Para preparar una dilución acuosa de un ácido, vierta siempre el ácido concentrado sobre el agua. NUNCA VIERTA AGUA SOBRE EL ÁCIDO, ya que se producirían proyecciones del mismo sobre el rostro o el cuerpo ocasionando quemaduras severas.
- 8) NUNCA pruebe un producto químico o una disolución.
- 9) NUNCA inhale los vapores de ninguna sustancia. Si se le indica que huelga algún vapor no lo inhale directamente del recipiente, use su mano para dirigir los vapores hacia su nariz moviéndola de atrás hacia delante y a poca distancia del recipiente.



- 10) Cuando encienda un mechero, u otra fuente de fuego, ASEGÚRESE DE NO TENER CERCA SUSTANCIAS INFLAMABLES. Asimismo, evite tener su ropa y cabeza cerca de la llama.
- 11) Utilizar un baño de agua para calentar disolventes volátiles o inflamables. NUNCA debe aplicar una llama directa a un recipiente que contenga material volátil o inflamable.
- 12) Al succionar los líquidos con la pipeta utilice una propipeta o pera de goma, no lo haga con la boca.
- 13) Al terminar de usar recipientes que contengan líquidos corrosivos, inflamables o venenosos, deberá vaciarlos y enjuagarlos cuidadosamente.

- 14) JAMÁS agite o cierre herméticamente recipientes que contienen sustancias volátiles, pues se crean presiones interiores que terminan provocando explosiones.
- 15) Cuando caliente una sustancia en un tubo de ensayo, dirija el extremo abierto del tubo lejos de su rostro o de sus compañeros ya que pueden producirse proyecciones. JAMÁS caliente el tubo directamente por la base, siempre agítelo suavemente.



- 16) Preste atención al trabajar con equipos de vidrio, como tubos o termómetros. El vidrio es frágil y se rompe fácilmente, provocando lesiones.
- 17) Siempre al calentar un recipiente hágalo de la manera adecuada, utilizando para su manipulación broches de madera. El vidrio caliente tarda en enfriarse y tiene el mismo aspecto que el vidrio frío. Indique a sus compañeros cuál es el material caliente.

EN CASO DE PRODUCIRSE UN ACCIDENTE

- 1) AVISE INMEDIATAMENTE a su profesor.
- 2) Si alguna sustancia química salpica o cae en su piel o en sus ojos, lávelo inmediatamente con abundante agua.
- 3) Si se produce una quemadura con:
 - a) FUEGO U OBJETOS CALIENTES: trátelas con abundante agua fría.
 - b) ÁCIDOS: neutralice con una solución diluida de amoníaco ó carbonato de amonio ó carbonato de sodio.
 - c) BASES: neutralice con una solución de ácido acético diluido.
- 4) Si se produce un incendio apague los mecheros y avise al docente.
- 5) Si se derrama un reactivo o mezcla avise a su profesor e indique qué tipo de sustancia es para poder limpiar correctamente.

ANTES DE RETIRARSE DEL LABORATORIO

- 1) Asegurarse de cerrar o tapar todos los reactivos que manejó.
- 2) Limpiar, lavar y dejar ordenado el material que se le proporcionó durante el práctico.
- 3) Limpiar la mesada donde trabajó.
- 4) Apagar todos los mecheros y/o equipos eléctricos utilizados.

IMPORTANTE: ANTES DE ASISTIR AL PRIMER TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO DEBERÁ:

- ✓ **CONOCER LAS NORMAS DE SEGURIDAD**
- ✓ **LEER EL TEXTO DEL ANEXO 1 Y REALIZAR LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS**

TRABAJO PRÁCTICO Nº 1 SISTEMAS MATERIALES – SEPARACIÓN DE FASES

OBJETIVOS

Diferenciar los distintos sistemas materiales y clasificarlos.

Identificar fases y separar sus componentes.

INTRODUCCIÓN

La materia es todo aquello de lo cual está hecho el mundo y el universo. En la naturaleza se puede encontrar como:

- **Sustancias:** son clases homogéneas de materia, de composición química invariable.

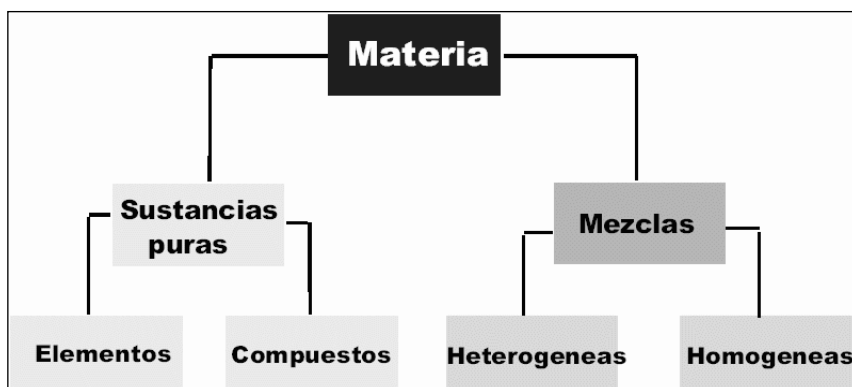
Las **sustancias simples o elementos** son clases homogéneas de materia que están formadas por un mismo tipo de átomos. No pueden descomponerse en otras sustancias más simples por métodos químicos. Ejemplos: cobre, hierro, el oxígeno del aire.

Las **sustancias compuestas o compuestos** son clases homogéneas de materia formadas por dos o más átomos de elementos distintos. Pueden descomponerse por medios químicos en sustancias más simples. Ejemplos: agua, cloruro de sodio (sal de mesa), ácido clorhídrico.

- **Mezclas:** son muestras formadas por dos o más sustancias en cantidades variables. Cada una de dichas sustancias conserva su composición y sus propiedades.

Las **mezclas homogéneas** son aquellas que tienen las mismas propiedades físicas intensivas en todos sus puntos y están constituidas por una sola fase. Ejemplos: mezcla de agua y alcohol, sal disuelta en agua.

Las **mezclas heterogéneas** son aquellas que no tienen las mismas propiedades físicas intensivas en todos sus puntos y están constituidas por dos o más fases. Ejemplos: agua y arena, agua y aceite.



Un sistema material es una porción del universo que se aísla para su estudio experimental.

Denominamos **fase de una mezcla** a toda porción homogénea que se encuentra en un sistema material heterogéneo.

OPERACIONES DE SEPARACIÓN Y FRACCIONAMIENTO

Las **operaciones de separación** se utilizan para separar las fases de un sistema heterogéneo. Estos métodos pueden dividirse en dos grandes grupos:

- **Métodos Mecánicos:** cuando ninguno de los componentes a separar sufre una transformación física (cambio de estado) o química durante el proceso. Ejemplos: filtración, sedimentación, decantación, flotación, centrifugación, separación magnética, tamización.

- **Métodos Físicos:** cuando por lo menos uno de los componentes a separar sufre un cambio de estado, pero no se produce reacciones químicas. Ejemplos: disolución, evaporación, secado, concentración, sublimación, levigación.

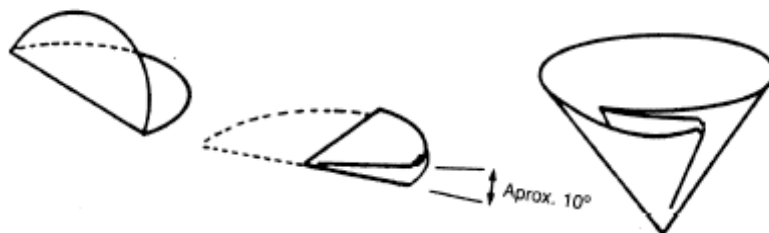
Las **operaciones de fraccionamiento** se utilizan para separar las sustancias puras en un sistema homogéneo. Ejemplos: destilación, cristalización, cromatografía.

Los diversos procedimientos, que se estudiarán en el práctico son los siguientes:

• **Filtración:** se utiliza para separar una fase sólida de una líquida, o una fase gaseosa de una sólida. Se emplean capas porosas (filtros) cuyos poros permiten retener las partículas sólidas, dejando pasar el líquido en el cual aquellas estaban en suspensión. El filtro puede ser de papel, tela especial, arena, lana de vidrio. Ejemplos: talco – agua, arena – agua.

NOTA: La forma correcta de manipular el papel de filtro para el equipo de filtración es la siguiente:

- 1- Recorte un círculo de papel de filtro de tamaño adecuado al embudo a utilizar y doble por la mitad.
- 2- Vuelva a doblar por la mitad según se indica en el dibujo, cortando un trozo de la esquina. La finalidad de esto es lograr que el filtro se adapte mejor al embudo.
- 3- Abra el círculo de papel de filtro y colóquelo sobre el cono del embudo.
- 4- Moje el papel con unas gotas de agua destilada para adherirlo firmemente al embudo.



• **Decantación:** se emplea para separar fases por diferencia de densidad de un sistema heterogéneo formado por líquidos inmiscibles. Ejemplos: tetracloruro de carbono – agua; aceite – agua. También se utiliza para separar un sólido ya sedimentado del líquido sobrenadante.

• **Disolución:** se aplica para separar un sólido soluble en determinado solvente de otro insoluble. Ejemplo: arena-sal; la sal se disuelve en agua mientras que la arena no lo hace.

• **Evaporación:** este método implica la separación de los componentes de una mezcla homogénea formada por sustancias volátiles y no volátiles. Las sustancias volátiles se evaporan a menor temperatura. En muchos casos para acelerar el proceso de evaporación se somete el sistema material a la acción del calor. Ejemplos: agua salada, agua azucarada, sulfato cúprico disuelto en agua.

Otro ejemplo de evaporación se encuentra en las Salinas. Allí se llenan enormes embalses con agua de mar, y los dejan por meses, hasta que se evapora el agua, quedando así un material sólido que contiene numerosas sales tales como cloruro de sodio, de potasio, etc.

• **Levigación:** permite separar sistemas heterogéneos formados por fases sólidas de distintos tamaños, por medio de una corriente de agua que arrastra las partículas más livianas, dejando las más pesadas. Ejemplo: al lavar las verduras, separar oro de las arenas auríferas.

• **Sublimación:** este método consiste en calentar suavemente el sistema para volatilizar uno de los componentes. Los vapores se desprenden, se enfrían y subliman o condensan. Ejemplos: arena – yodo; talco – naftalina.

• **Calcinación:** este procedimiento consiste en la separación de una mezcla que contiene sustancia combustible y otra sustancia no combustible. Se realiza calentando directamente a la llama de un mechero una capsula de porcelana conteniendo la mezcla, de manera que el combustible se quema totalmente. Ejemplo: arena en papel de filtro.

• **Destilación:** consiste en la separación de mezclas homogéneas, siempre que los componentes del sistema posean diferentes puntos de ebullición. El componente más volátil se evapora a menor temperatura, pasando a un refrigerante, donde se enfría y condensa para gotear y ser recogido en un recipiente. Ejemplo: agua – alcohol.

• **Cristalización:** consiste en separar un sólido cristalino disuelto en un líquido, evaporando el líquido hasta obtener el residuo sólido seco. Ejemplos: sal disuelta en agua, azúcar disuelta en agua.

Técnica operatoria

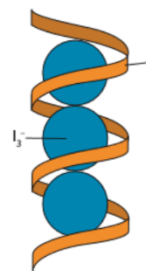
1. Levigación [separar el almidón que contiene la harina]

Coloque 5 g de harina en el centro de un trozo de tela y ciérrela formando una bolsita. Deje caer agua fría sobre ella y recoja el agua de lavado en un vaso de precipitados. Durante esta operación amase con los dedos el contenido de la bolsita para que el agua arrastre todo el almidón de la harina. Deje reposar la suspensión obtenida para que sedimente el almidón.

Identificación: tome 1 ml de la suspensión y colóquela en un tubo de ensayo, a otro tubo de ensayo coloque 1 ml de agua destilada. Agregue 2 gotas de solución acuosa de yodo a cada tubo y observe.

Se reconoce la presencia de almidón por su reacción con una solución de yodo. La amilosa, una parte constitutiva del almidón, está compuesta por una cadena lineal de miles de unidades de glucosa que se enrolla en forma de hélice. La misma produce una reacción coloreada típica usada para identificar al almidón. reacciona con el yodo elemental formando un complejo coloreado. Las moléculas de yodo se alojan dentro de la estructura helicoidal de la amilosa formándose un complejo coloreado (azul violáceo).

La solución de almidón blanca opalescente pasa a un color azul violáceo, lo que indica la formación del complejo.



a) ¿Qué logró separar a partir de la harina?

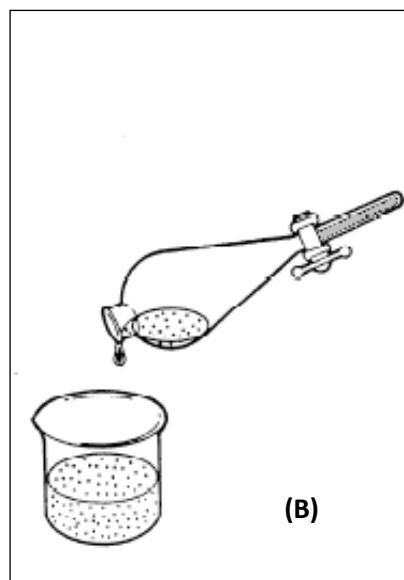
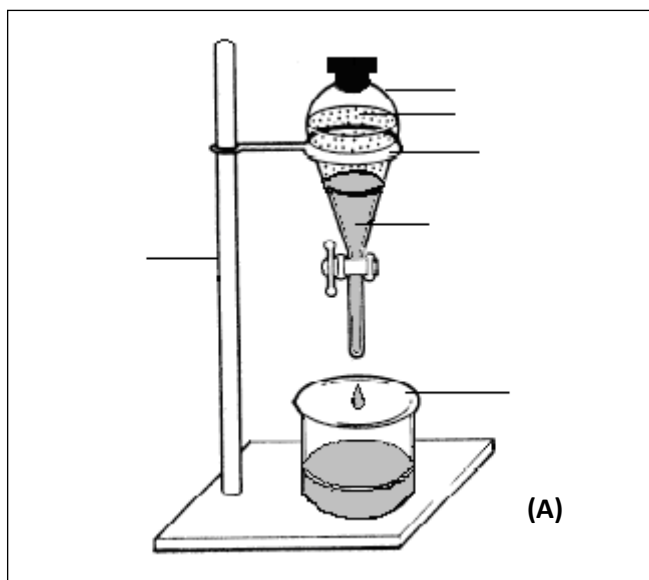
b) ¿Qué reactivo empleó en la identificación de la fracción separada?

c) ¿Qué cambios de color fueron observados en cada tubo?

2. Decantación [agua – aceite]

Coloque en una ampolla de decantación 5 ml de agua y 5 ml de aceite, tape la ampolla y agite enérgicamente. Deje reposar en un soporte o aro metálico. Abra la llave o robinete de la ampolla con cuidado hasta que la fase inferior haya pasado al vaso de precipitado y ciérrelo rápidamente (Fig. A). Luego, destape la ampolla y recoja la segunda fase en un nuevo vaso de precipitado (Fig. B).

a) Indique cada una de las partes en el dispositivo utilizado (fases, recipientes, etc.). Investigue la densidad de cada una de las sustancias que separó.



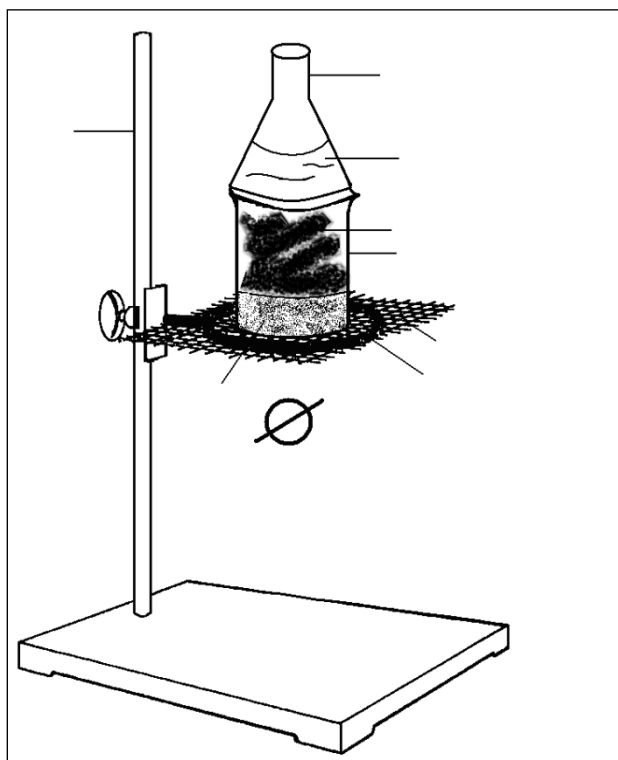
Indique la sustancia y la densidad de la misma:

Fase inferior: _____ **Fase superior:** _____

3. Sublimación [sistema arena – yodo]

Coloque en un vaso de precipitado aproximadamente 2 g de la mezcla yodo y arena. Tape el vaso con un vidrio de reloj o erlenmeyer conteniendo agua fría hasta aproximadamente la mitad de su capacidad. Coloque todo el sistema sobre un trípode con tela metálica y mechero o sobre un calentador eléctrico y caliente suavemente. Podrá observar que se producirán vapores de yodo los cuales se acumulan en la base del vidrio de reloj o erlenmeyer. Luego retire de la fuente de calor y deje enfriar el conjunto. Separe con cuidado el vidrio de reloj o erlenmeyer del vaso de precipitados y observe.

a) Indique en el siguiente diagrama el nombre de las sustancias y cada una de sus partes.



b) Realice un esquema del dispositivo usado en el laboratorio, indicando el nombre de las sustancias y cada una de sus partes

4. Separación de los componentes de una mezcla de arena y cromato de potasio (K_2CrO_4)

Coloque 2 g aproximadamente de la mezcla de arena y K_2CrO_4 en un vaso de precipitado. Agregue 20 ml de agua destilada y agite hasta total **disolución** de la sal (Fig. A).

Separe la solución (amarilla) de la arena insoluble, mediante **filtración** a través de un papel de filtro recogiendo el filtrado en un cristizador (Fig. B).

Lave 10 veces la arena con 10 ml de agua destilada por cada vez y controle finalmente que el agua de lavado no revele más la presencia de iones cromato. Para ello debe recoger una pequeña porción del filtrado en un tubo de ensayo y hacer reaccionar con 2 gotas de la solución de $BaCl_2$ al 5 % p/v. Si se produce opalescencia o turbidez es porque todavía está presente el cromato.

Luego se recupere la arena por **calcinación** (Fig. C), para lo cual debe tomar cuidadosamente el papel de filtro que la contiene, doblarlo de manera tal de formar un paquetito y colocarlo dentro de una cápsula de porcelana. Para eliminar la humedad caliente suavemente con llama pequeña. Luego deje calcinar por completo el papel de filtro hasta obtener la arena seca.

El cromato de potasio sólido lo recupera por **crystalización** (Fig. D), para lo cual debe evaporar por suave calentamiento el agua contenida en el cristizador hasta obtener un residuo seco cristalino de color amarillo.

a) Describa los pasos realizados y mencione que se obtiene en cada caso.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

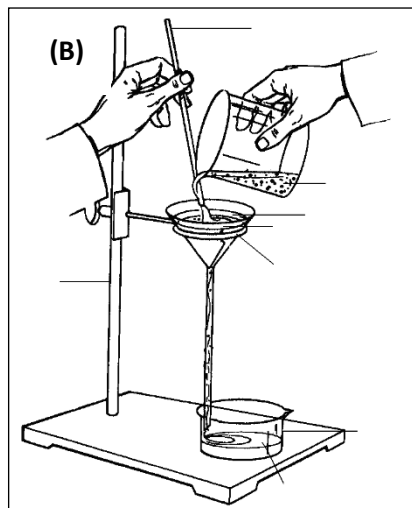
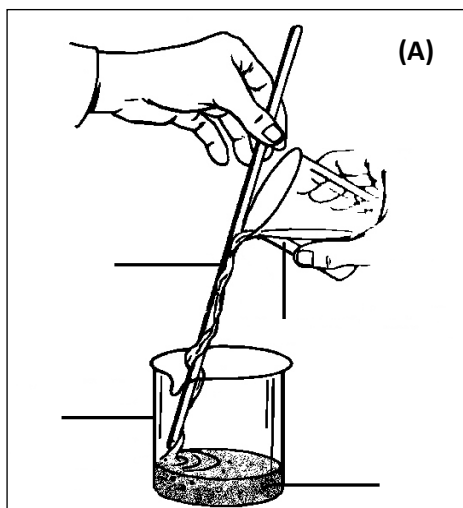
b) Escriba la ecuación de la reacción cuando se mezclan K_2CrO_4 (ac) y $BaCl_2$ (ac), que explica la opalescencia observada.

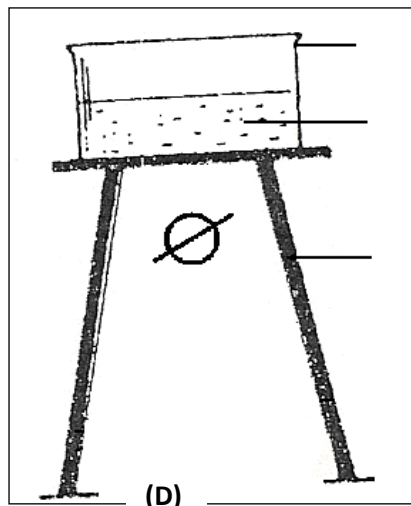
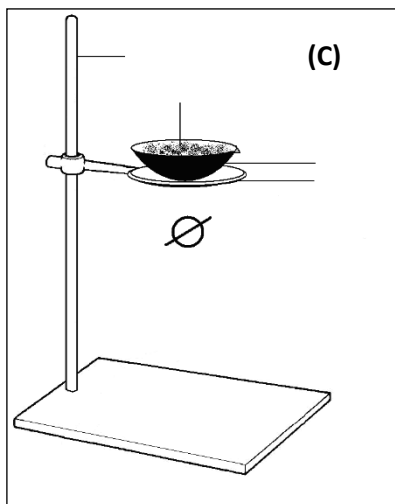
.....

.....

.....

c) Indique en los siguientes esquemas: nombre de los materiales, nombres y colores de las disoluciones y/o sustancias en cada una de las etapas realizadas.

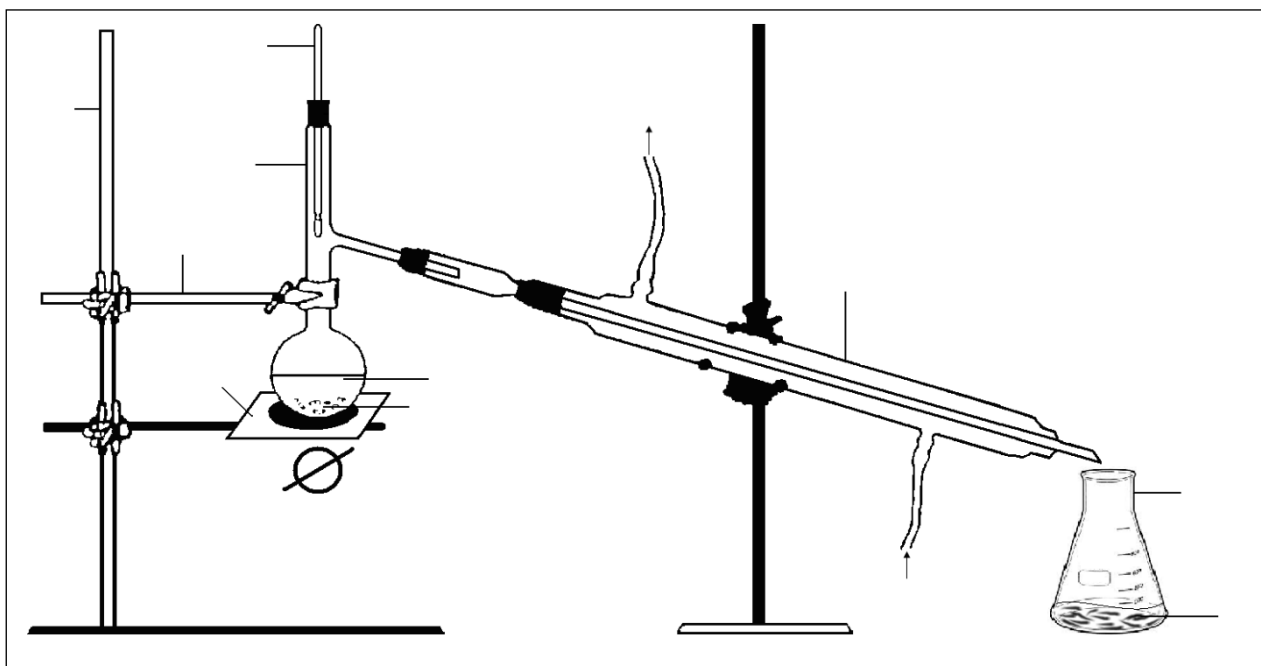




5. Destilación Simple [agua – etanol]

Coloque en el balón de destilación, 50 ml de agua y 50 ml de etanol. Agregue 3 o 4 trocitos de porcelana porosa. Caliente el sistema y cuando la temperatura alcance los 85°C coloque un erlenmeyer en el extremo del refrigerante. En este momento empezará a recoger el alcohol. Cuando comience a aumentar nuevamente la temperatura, retire el erlenmeyer.

- a) En el siguiente esquema indique nombre y función de cada una de las partes que integran un equipo de destilación.



- b) ¿Por qué el bulbo del termómetro se debe ubicar justo en la salida lateral?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

c) ¿Por qué se deben agregar trocitos de porcelana porosa dentro del balón de destilación?

.....

.....

.....

.....

.....

d) ¿Por qué el agua debe entrar por la parte inferior del refrigerante?

.....

.....

.....

.....

e) ¿Por qué el balón de destilación debe estar apoyado sobre una tela metálica con centro de amianto?

.....

.....

.....

.....

TRABAJO PRÁCTICO Nº2 MEDICIÓN DE VOLÚMENES

OBJETIVOS

Conocer y manejar los materiales volumétricos a través de la medición de volúmenes de diferentes líquidos.

INTRODUCCIÓN

Los materiales volumétricos son aquellos que permiten medir con precisión volúmenes de líquidos. Es pertinente mencionar la diferencia fundamental entre los términos precisión y exactitud: la precisión describe que tan reproducible son las mediciones, en cambio, la exactitud indica que tan cercana está una medición de su valor verdadero o aceptado, que se expresa como error. La exactitud mide la concordancia entre un resultado y su valor verdadero mientras que la precisión mide la concordancia entre varios resultados que se han medido de la misma manera.

CLASIFICACIÓN DE LOS MATERIALES VOLUMÉTRICOS

Están aquellos que **vierten volúmenes definidos** como pipetas y buretas y aquellos que **contienen los volúmenes que indican**, por ejemplo, las probetas y matraces aforados.

A su vez los materiales volumétricos pueden ser:

Aforados: para verter o contener sólo un volumen determinado, siendo el aforo una línea delgada o marca que poseen ciertos materiales volumétricos, que indica un volumen fijo definido que puede contener a una temperatura determinada.

Graduados: poseen una escala que permite medir volúmenes variables de líquidos.

MANEJO DEL MATERIAL

Para hacer un buen uso del material hay que conocer de él su capacidad, graduación (si la tuviera) y la apreciación (que puede hacerse con un material volumétrico graduado), como asimismo saber enrasar teniendo en cuenta el tipo de líquido a medir.

El **volumen** de un cuerpo o sustancia es el espacio ocupado por el cuerpo o sustancia. Su unidad en el SI es el m³. El volumen de un material volumétrico es el espacio que ocupa la sustancia contenida en él y que generalmente es un líquido.

La **capacidad** de un material volumétrico indica el máximo volumen que puede contener dicho material a una temperatura determinada. Su unidad es el litro (L).

Por lo general, la unidad más utilizada para referirse a un volumen determinado es el mililitro (mL) que es una unidad de capacidad. Esto surge de considerar que: 1dm³ = 1 L, con lo cual: 10³ cm³ = 10³ mL, que es lo mismo que decir que 1 cm³ = 1 mL.

Para medir volúmenes en los materiales volumétricos graduados (presentan múltiples marcas) es imprescindible conocer su graduación. La **graduación** es el volumen comprendido entre dos marcas o divisiones sucesivas.

Para determinar la graduación en un material volumétrico (pipetas, probetas, buretas), se aplica la siguiente relación:

GRADUACIÓN =	$\frac{\text{Volumen considerado entre dos marcas o graduaciones sucesivas}}{\text{Nº de divisiones que hay entre las dos marcas consideradas}}$
--------------	--

En base al siguiente esquema, la graduación de una pipeta de 5 mL se calcula:

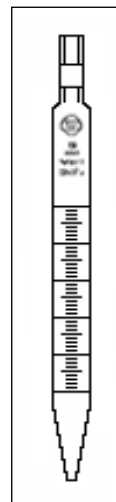
$$\text{GRADUACIÓN} = \frac{5 \text{ mL}}{50 \text{ divisiones}} = 0,1 \text{ mL/división}$$

ó
$$\text{GRADUACIÓN} = \frac{1 \text{ mL}}{10 \text{ divisiones}} = 0,1 \text{ mL/división}$$

ó
$$\text{GRADUACIÓN} = \frac{2 \text{ mL}}{20 \text{ divisiones}} = 0,1 \text{ mL/división}$$

La **apreciación** es el volumen que puede estimar entre dos divisiones consecutivas el operador al realizar una medición. La apreciación depende del tipo de material volumétrico con el cual se trabaja.

Para las pipetas y probetas, se considera que la apreciación debe hacerse dividiendo en dos partes el espacio entre dos divisiones consecutivas.



$$\text{APRECIACIÓN} = \frac{\text{Graduación}}{2}$$

Para la bureta la apreciación se calcula dividiendo en cinco partes el espacio entre dos divisiones consecutivas.

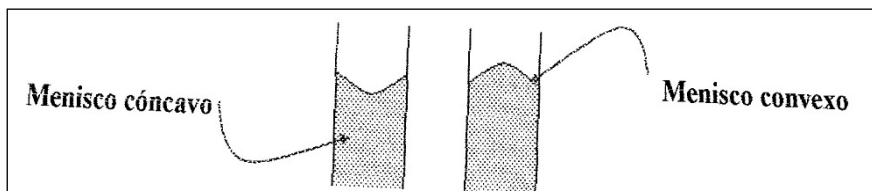
$$\text{APRECIACIÓN} = \frac{\text{Graduación}}{5}$$

La razón principal para que se considere en forma distinta la apreciación de la bureta es que en la misma la caída del líquido se regula con una llave (robinete), las cuales son construidas muy cuidadosamente buscando que el calibre del tubo sea uniforme. Es por ello que la bureta es el material volumétrico más preciso.

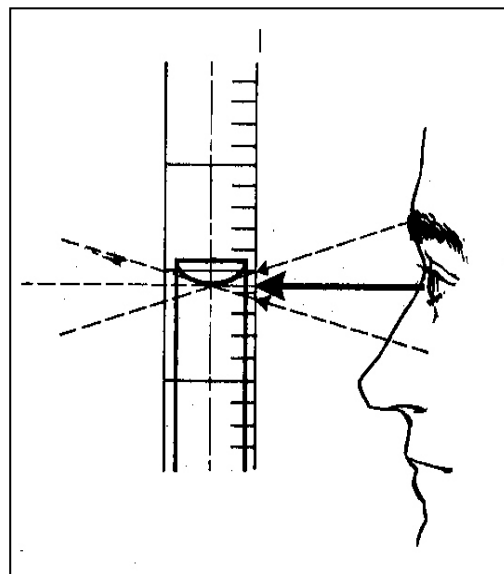
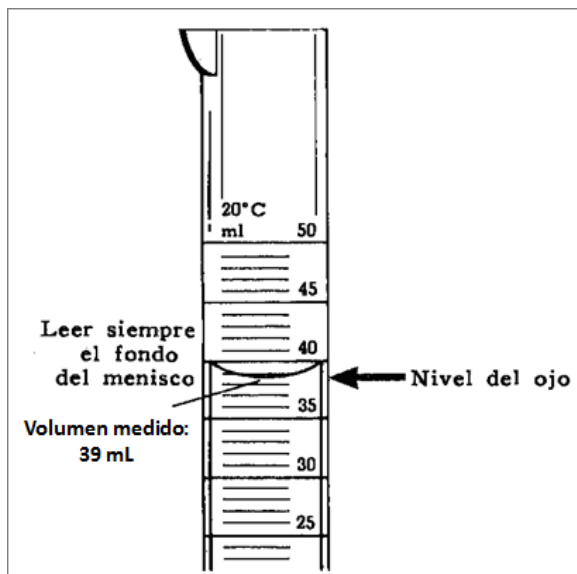
Los líquidos al estar contenidos en recipientes de diámetros estrechos presentan en su superficie libre una concavidad o convexidad debido a las interacciones entre las moléculas del líquido y las paredes del material. El **menisco** es la curvatura que adquiere la superficie de un líquido contenido en un tubo de pequeño diámetro.

Se forma un menisco **cóncavo** cuando el líquido moja las paredes del recipiente. Ejemplo: Agua, alcohol, solución de un ácido, etc.

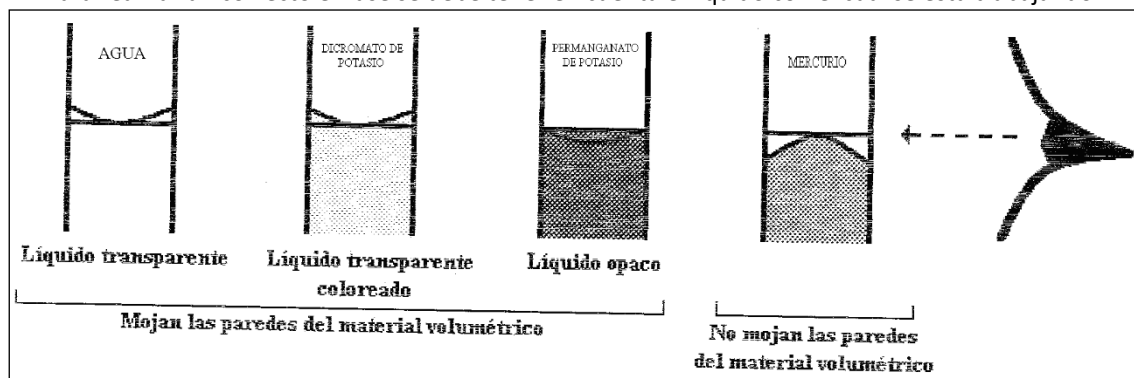
Se forma un menisco **convexo** cuando el líquido no moja las paredes del recipiente. Ejemplo: mercurio.



Enrasar es hacer coincidir el menisco con el aforo o con la graduación, siempre evitando cometer **error de paralaje**. Así se le llama a la incorrecta lectura de la medida por la mala ubicación del operador. Para evitar el error se debe tener en cuenta que el ojo del observador debe estar a la misma altura que la parte inferior del menisco del líquido (líquido transparente) o a la parte superior (líquido coloreado y oscuro).



Para realizar un correcto enrase se debe tener en cuenta el líquido con el cual se está trabajando:



LIMPIEZA DEL MATERIAL VOLUMÉTRICO

Para que el volumen medido sea correcto el material volumétrico debe estar perfectamente limpio y desengrasado. La suciedad facilita la retención de burbujas de aire y hace que el líquido fluya irregularmente por las paredes del material quedando gotas de la solución en las paredes del material. Si la suciedad es grasa deforma el menisco y dificulta la lectura correcta del volumen. Además, se contamina la solución que se quiere preparar, al utilizar el material volumétrico sucio.

Se comprueba que el material de vidrio está limpio llenándolo con agua destilada y dejándolo escurrir, si se advierten gotas a las paredes no está limpio. Otra precaución que se toma generalmente es limpiar el material con la solución a medir, previo a ser utilizado para la medición.

Para eliminar la grasa puede emplearse algunos de los siguientes procedimientos:

- Mezcla sulfocrómica (ácido sulfúrico + dicromato de potasio) o mezcla sulfonítrica; actúan destruyendo la materia orgánica por oxidación en medio fuertemente ácido.

- Solución aproximadamente 1M de hidróxido de sodio en etanol; elimina la grasa del material volumétrico pero el álcali ataca al vidrio por lo que el tiempo de exposición debe ser breve.

Se debe limpiar el material de vidrio volumétrico inmediatamente después de usarla, dos o tres lavados con agua de canilla, agitación moderada con una solución detergente diluida y agua destilada son suficientes si la pieza se vacía inmediatamente después de su uso. Debe evitarse el uso de soluciones detergentes concentradas ya que cuesta mucho retirar absolutamente todo rastro del mismo del material.

UTILIZACIÓN CORRECTA DE CADA MATERIAL VOLUMÉTRICO

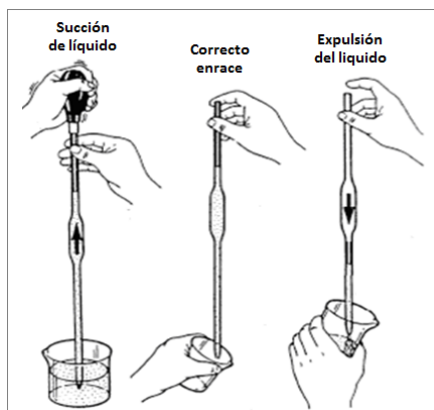
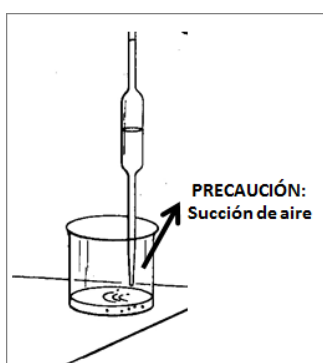
I. PIPETAS:

Una pipeta está graduada para transferir un volumen determinado de líquido; tiene un anillo grabado en su parte superior (aforo). Si la pipeta se llena por succión hasta este anillo y se deja caer luego el líquido contenido, el volumen de líquido transferido será el pedido. Hay también pipetas de doble aforo, el volumen especificado en la pipeta es el vertido cuando exactamente se desaloja el líquido contenido entre ambas señales, en este tipo de pipetas.

Para un correcto uso de las pipetas es indispensable que el líquido a medir esté en un vaso de precipitado, **NUNCA META LA PIPETA DIRECTAMENTE EN LOS FRASCOS DE REACTIVOS**, ya que pueden estar sucias y contaminar los mismos. Introduzca la pipeta limpia en la disolución a tomar y succione por el extremo superior con la propipeta hasta introducir en ella una pequeña cantidad de solución, descarte este líquido, este paso sirve para homogeneizar la superficie interna de la pipeta.

Al llenar una pipeta, el extremo del pico debe estar siempre introducido bajo la superficie de la disolución a tomar. Si no se hace esto, se succiona aire y el volumen expulsado de líquido no será exactamente el medido.

Llene la pipeta con la disolución por succión hasta un punto ligeramente superior a su graduación. Ajuste el nivel del líquido de forma que el menisco quede tangente sobre el enrase en cero. Expulse el volumen deseado permitiendo que la solución salga completamente. Para asegurar la transferencia completa del volumen indicado, el pico de la pipeta debe apoyar en ángulo de 45° en la pared del recipiente al que se quiere trasvasar. La gota del líquido que queda adherida a la pipeta se recoge. **LA PEQUEÑA CANTIDAD DE LÍQUIDO QUE QUEDA SIEMPRE EN EL EXTREMO NO DEBE VACIARSE SOPLANDO O SACUDIENDO LA PIPETA.**



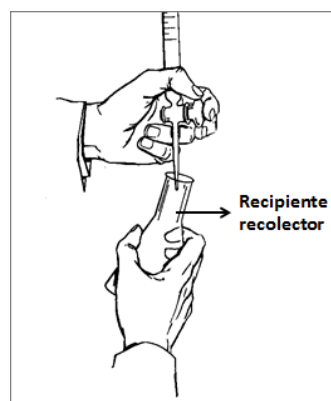
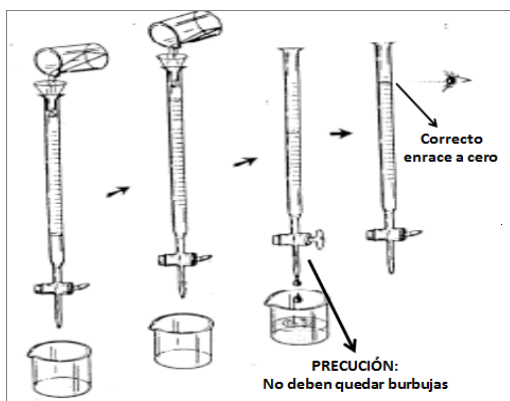
II. BURETAS:

Una bureta está graduada para medir cantidades variables de líquido. Las buretas, en general, tienen las marcas principales señaladas por números que indican mililitros.

La bureta se debe enjuagar con una porción de la disolución a medir, inclinando y girando la bureta cada vez, de tal forma que toda la superficie interior esté en contacto con la solución utilizada y descartando estos líquidos de lavado. La bureta, con la llave cerrada, se llena y luego se deja fluir el líquido con la llave abierta, se debe llenar el espacio situado en la parte inferior de la llave, sin que queden burbujas de aire. En estas condiciones se llena por encima de la graduación cero, se deja caer líquido en un vaso de precipitado hasta conseguir enrasar exactamente con la graduación cero.

Se coloca el recipiente adecuado donde se quiere recolectar el líquido medido (generalmente un Erlenmeyer). Se abre la llave y se deja fluir gota a gota la cantidad deseada de disolución y se anota el nivel del líquido al final de la experiencia, que será el volumen del líquido transferido.

Si la cantidad de líquido contenido en una bureta no fuera suficiente para llevar a cabo la experiencia, se dejará caer el líquido hasta el último de los enrases, *teniendo buen cuidado de no dejar caer la parte no graduada*. Volverá a llenarse, se enrasará a cero nuevamente y puede continuarse gota a gota hasta la terminación de la experiencia.

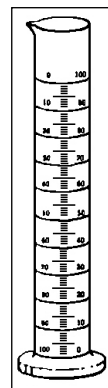


III. PROBETAS:

Las probetas se usan cuando no es necesaria una gran precisión en la medida del volumen. Normalmente tienen una capacidad algo superior a la que indica su lectura, para compensar la fina película de líquido que queda en sus paredes al verter el contenido.

La precisión de las medidas obtenidas con las probetas disminuye a medida que aumenta su capacidad. En otras palabras, la precisión que se obtiene con una probeta de 10 mL es mayor que la obtenida con una probeta de 50 mL. En consecuencia, generalmente se usa la probeta más pequeña posible.

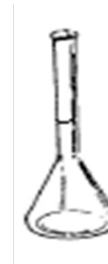
Para su correcto uso la probeta debe estar apoyada sobre la mesada del laboratorio. Coloque el líquido hasta un nivel ligeramente inferior al volumen que desea medir, luego el agregado debe realizarlo lentamente o gota a gota con una pipeta hasta enrasar el volumen deseado



IV. MATRAZ AFORADO:

Contiene el volumen establecido en él cuando se llenan hasta la línea de aforo y se emplea cuando se preparan soluciones.

Para su correcto uso coloque el líquido mediante un embudo hasta un nivel ligeramente inferior al aforo y luego enrase agregando el líquido gota a gota por medio de una pipeta, siempre manteniendo el matraz sobre la mesada.

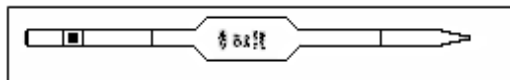


TÉCNICA OPERATORIA

Realizar las siguientes mediciones y complete la tabla final:

- 1) **Pipetas graduadas hasta la punta:** Mida 2,60 mL de una solución diluida de CuSO_4 recogiendo el volumen medido en un tubo de ensayo y luego el volumen de la capacidad total de la pipeta graduada hasta la punta recogiendo el volumen en un Erlenmeyer. Al medir la capacidad total de la pipeta, el líquido se debe descargar hasta la punta.

- 2) **Pipetas graduadas entre dos aforos:** Mida 4,75 mL de solución diluida de CuSO_4 , recogiendo el volumen medido en un tubo de ensayo y luego el volumen de la capacidad total de la pipeta graduada entre dos aforos recogiendo el volumen en un Erlenmeyer. Al medir la capacidad total de la pipeta, el líquido se debe descargar hasta alcanzar el aforo inferior.

- 3) **Pipetas aforadas:** mida el volumen correspondiente a la capacidad de la pipeta que se le haya entregado de solución diluida de HCl, recoja el volumen en un erlenmeyer. Recuerde que si la pipeta es de un aforo se debe escurrir completamente, y si es de doble aforo, debe escurrirla sólo hasta el aforo inferior.

- 4) **Bureta:** Coloque la bureta en posición vertical en un soporte de hierro. Verifique que la llave esté en posición de cerrado e introduzca el líquido mediante un embudo en un nivel superior a cero. Luego enrase a cero recibiendo el líquido sobrante en un vaso de precipitados. Elimine la gota que queda adherida en la punta. Retire el vaso y en su lugar coloque el erlenmeyer. Abra la llave y deje escurrir el volumen deseado. La gota que queda adherida a la punta deberá recogerla. Con una bureta de 25 mL mida 18,45 mL de una solución diluida de HCl.
- 5) **Probeta:** Con una probeta de 25 mL mida 10 mL de agua de canilla. Con una probeta de 100 mL mida 40,3 mL de agua de canilla. Con una probeta de 250 mL mida 115 mL de agua de canilla.
- 6) **Matraz aforado:** mida el volumen correspondiente a la capacidad de cada uno de los matraces que se le haya entregado con agua de la canilla. Al completar el cuadro final, realice los esquemas según el tipo de líquido que se le especifica en el cuadro. Tenga en cuenta el tipo de menisco que forma cada sustancia. Mencione un ejemplo de ese tipo de líquido.

MATERIAL VOLUMÉTRICO	CAPACIDAD (mL)	GRADUACIÓN (mL/div)	APRECIACIÓN (mL)	VOLUMEN MEDIDO (mL)	ESQUEMA DE LA MEDICIÓN
Pipeta graduada hasta la punta					
Pipeta graduada entre dos aforos					
Pipeta aforada					
Bureta					
Probeta de 25 mL					
Probeta de 100 mL					
Probeta de 250 mL					
Matraz Aforado con líquido transparente que moja las paredes					
Matraz aforado con líquido opaco coloreado que moja las paredes					
Matraz aforado con líquido que no moja las paredes					

TRABAJO PRÁCTICO Nº3
PARTE I: REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS

- Diferenciar los distintos TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS, fijando los conceptos fundamentales de cada una de ellas con reacciones sencillas.
- Reconocer los CAMBIOS QUE EVIDENCIAN UNA REACCIÓN QUÍMICA
- Afianzar los conceptos de oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor.
- Afianzar conceptos de electroquímica y electrólisis.

INTRODUCCIÓN

La vida está llena de reacciones químicas: en las plantas (fotosíntesis), en nuestro cuerpo (respiración, digestión de los alimentos), a nuestro alrededor (en la cocina, los laboratorios, la industria, etc.).

Las Reacciones Químicas o Cambios Químicos son las transformaciones que experimenta la materia en la cual una o más sustancias llamadas “sustancias reaccionantes” o “reactivos” se convierten en otra u otras llamadas “productos de reacción” o simplemente “productos”.

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

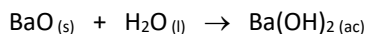
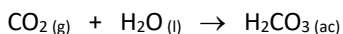
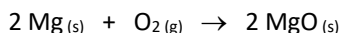
Existen numerosos cambios químicos distintos que dependen de los reactivos que intervienen o de los compuestos que se forman. Por ello, para estudiar mejor las reacciones químicas resulta conveniente clasificarlas de alguna manera.

Las reacciones químicas pueden clasificarse como:

- 1. Reacciones de combinación o síntesis.**
- 2. Reacciones de desplazamiento.**
- 3. Reacciones de descomposición.**
- 4. Reacciones de metátesis o doble desplazamiento.**
- 5. Reacciones de oxidación-reducción o redox.**

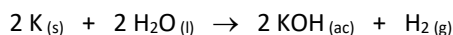
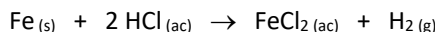
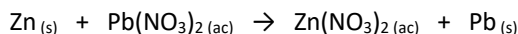
1. Reacciones de combinación: son cambios químicos en los cuales dos o más sustancias se combinan para formar otro compuesto.

Ejemplos:



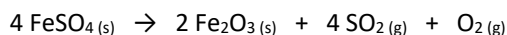
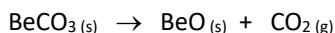
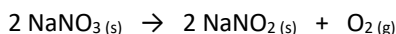
2. Reacciones de desplazamiento: son cambios químicos en los cuales un elemento desplaza a otro en un compuesto.

Ejemplos:



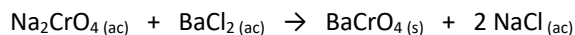
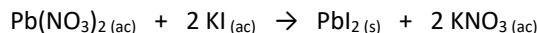
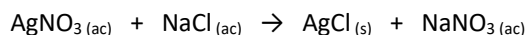
3. Reacciones de descomposición: son aquellas reacciones en las que un compuesto se descompone para producir uno o más elementos o compuestos.

Ejemplos:



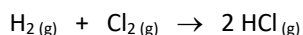
4. Reacciones de metátesis o doble desplazamiento: son cambios químicos en los cuales dos compuestos reaccionan para dar dos nuevos compuestos sin que se produzcan cambios en los números de oxidación de los elementos que los forman.

Ejemplos:



5. Reacciones de oxidación-reducción o redox: son reacciones en las cuales cambian los números de oxidación de algunos de los elementos como consecuencia de una transferencia de electrones entre los reactivos. En este tipo de reacción, hay un reactivo que sufre la OXIDACIÓN ya que pierde uno o más electrones, aumentando su número de oxidación y otro reactivo que sufre la REDUCCIÓN ya que gana uno o más electrones, disminuyendo su número de oxidación. En todas las reacciones redox, la oxidación y la reducción ocurren en forma simultánea.

Ejemplo: reacción de combinación del hidrógeno con el cloro es una reacción redox:



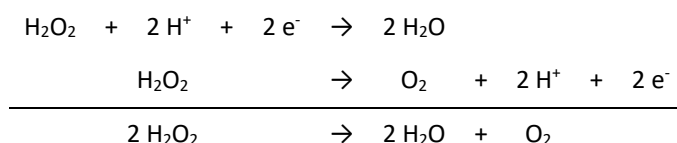
El hidrógeno pierde un electrón incrementando su número de oxidación de 0 (cero) a +1, por tanto, se oxida.

El cloro gana un electrón, por lo que su número de oxidación disminuye desde 0 (cero) a -1, por tanto, se reduce.

5.1. Reacciones de dismutación:

Como dismutaciones (o desproporción) se denominan las **reacciones redox** donde **un elemento es al mismo tiempo oxidado y reducido** cuando la suma de potenciales de los correspondientes pares redox es mayor de 0.

Un ejemplo es la descomposición del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) los productos de este proceso son el oxígeno molecular y el agua.



En este ejemplo el oxígeno presente en el agua oxigenada se encuentra en el estado de oxidación -1 y como producto de la descomposición pasa al estado de oxidación 0 en el oxígeno elemental (es oxidado), y al mismo tiempo pasa al estado de oxidación -2 en el agua (es reducido).

Los halógenos (con excepción del flúor) también sufren reacciones de dismutación cuando se disuelven en agua.

5.2. Reacciones de combustión:

La combustión es una reacción química en la cual una sustancia **combustible** reacciona con un **comburente** para producir una llama, por lo general con la producción de luz y calor. Para que tenga lugar la combustión el combustible debe alcanzar la temperatura de ignición.

Combustible: El carbón, la hulla, la nafta, los derivados del petróleo en general son ejemplos de combustibles. El gas hidrógeno es combustible, es decir que es inflamable.

Comburente: es el agente gaseoso que permite la combustión. El comburente es la atmósfera que circunda al combustible. El comburente más común es el oxígeno del aire.

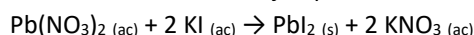
Las reacciones de combustión son muy útiles para la industria de procesos ya que permiten disponer de energía para otros usos y generalmente se realizan en equipos de proceso como hornos, calderas y todo tipo de cámaras de combustión.

NOTA. UNA REACCIÓN DETERMINADA PUEDE SER DE DOS O MÁS TIPOS. Se pueden hacer las siguientes generalizaciones: Las reacciones de doble desplazamiento nunca son oxidación-reducción. Las reacciones de desplazamiento, combinación o descomposición en las que intervienen sustancias simples como reactivos o productos, son reacciones redox.

CAMBIOS QUE EVIDENCIAN UNA REACCIÓN QUÍMICA:

Existen ciertas evidencias que indican si ha ocurrido una reacción química. Entre estas están:

- **Cambio de coloración:** indica la aparición de una o de varias sustancias nuevas distintas a las iniciales.
- **Aparición de sedimento o precipitado:** es señal de que una o algunas de las sustancias nuevas formadas en la reacción química son insolubles. Por ejemplo:



El PbI_2 , yoduro de plomo (II), es una sustancia insoluble en disolución acuosa, por lo tanto, precipita en forma de un sólido, que por sedimentación se deposita en el fondo del tubo de ensayos.

- **Desprendimiento de gas:** como resultado de la reacción aparece una nueva sustancia que se presenta en estado gaseoso a temperatura ambiente.
- **Absorción o liberación de calor:** los cambios espontáneos de temperatura de la mezcla revelan que se está produciendo una reacción.
- **Cambios en el pH del medio:** se evidencia mediante un indicador ácido-base. Por ejemplo, una disolución *básica* puede ser reconocida por el agregado de gotas de un indicador llamado *fenolftaleína* que cambia de incoloro a rosado, cuando el pH es mayor a 8,2. Otro indicador es el azul de bromo timol, que posee un color amarillo cuando el pH es menor a 7 (medio ácido), un color azul cuando el pH es mayor que 7 (medio básico) y un color verde cuando el pH es igual a 7 (medio neutro).
- Cambios en otras propiedades como el olor o la aparición de propiedades magnéticas o eléctricas, etc.

De modo que, para poder establecer cuándo ocurre una reacción química, es importante observar cuidadosamente las propiedades iniciales de los reactivos y estar atentos a los cambios que ocurren al someter esos reactivos a algún proceso.

TÉCNICA OPERATORIA

1. Reacciones de combinación:

En un tubo de ensayo limpio y seco, coloque una punta de espátula de CaO y agregue 1 ml de agua destilada. Luego añada dos gotas del indicador fenolftaleína.

a) Escriba la ecuación química de la reacción entre el CaO y el agua y el estado físico de cada una de las sustancias.

.....

b) ¿Cómo comprobó que el óxido de calcio es un óxido básico?

.....

.....

2. Reacciones de desplazamiento:

Llene con agua destilada las $\frac{3}{4}$ partes de un vaso de precipitados de 100 ml de capacidad y agregue sodio metálico del tamaño de un grano de arroz. Observe.

Luego tome con una pipeta 1 ml de la mezcla obtenida después de la reacción y colóquelo en una placa de toque, agregue 2 o 3 gotas del indicador fenolftaleína.

a) Escriba la reacción entre Na y H₂O indicando el estado físico de cada sustancia.

.....

b) Describa brevemente lo observado.

.....

.....

c) La reacción, ¿es exotérmica o endotérmica? ¿Cómo lo comprueba?

.....

.....

d) ¿Qué cambios de colores observó al agregar la fenolftaleína? ¿A qué se deben?

.....

3. Reacciones de descomposición:

Observe el video de la descomposición de clorato de potasio. Preste atención en la técnica operatoria: En un tubo de ensayo limpio y seco se coloca una punta de espátula de KClO₃. Se calienta y cuando comienza a fundirse se introduce una astilla de madera con el extremo incandescente.

a) Escriba la reacción de descomposición térmica del KClO₃.

.....

b) ¿Cómo comprobó el O₂ desprendido?

.....

.....

4. Reacciones de doble desplazamiento:

En un tubo de ensayos coloque 2 ml de una solución de BaCl₂ al 5 % p/v, y agregue lentamente 1 ml de H₂SO₄ al 5 % v/v. Dejar reposar unos minutos. Observe.

a) Escriba la reacción entre el BaCl₂ y el H₂SO₄.

.....

b) ¿Qué color presentan las soluciones de BaCl₂ y H₂SO₄ antes de la reacción?

.....

c) ¿A qué se debe la turbidez observada?

.....

d) ¿Qué ocurre después de unos minutos y por qué?

.....

5. Reacciones Redox

Nota: es importante repasar los conceptos de oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor analizados en el Seminario de Problemas de la Serie REDOX.

5.1. En un tubo de ensayo coloque 2 ml de H_2O_2 20 volúmenes, luego añada 10 gotas de H_2SO_4 concentrado y a continuación 1 ml de KMnO_4 1M; **hágalo gota a gota hasta que cada una de las gotas haya terminado de reaccionar.** Agite la solución y anote si se desprende algún gas.

a) Escriba la ecuación química de la reacción ensayada.

.....
Ecuación Iónica:

.....
Hemi-reacción de Oxidación:

.....
Hemi-reacción de Reducción:

b) ¿Qué gas se desprende?

.....
c) El H_2O_2 , ¿actúa como agente oxidante o reductor? ¿Por qué?

.....
d) ¿A qué se debe el cambio al agregar la solución de KMnO_4 ? ¿El KMnO_4 es agente oxidante o reductor?

.....
5.2. Coloque una hélice de cobre en un tubo de ensayo. Agregue 1,5 ml de una solución de AgNO_3 0,5 M hasta cubrir la hélice.

a) Escriba los cambios observados.

.....
b) ¿A qué se debe el cambio de coloración?

.....
c) ¿Dónde se deposita la plata y qué característica tiene?

.....
d) Escriba la ecuación de la reacción ensayada.

.....
Ecuación Iónica:

.....
Hemi-reacción de Oxidación:

.....
Hemi-reacción de Reducción:

.....
a) ¿Se observan cambios que evidencian una reacción química?

REACCIONES QUÍMICAS								
Técnica operatoria	Tipo de Reacción química	REDOX Si/No	Cambio de Coloración	Aparición de precipitado	Desprendimiento de gas	Absorción o liberación de calor	Cambios de pH del medio	Otras manifestaciones
1								
2								
3								
4								
5.1								
5.2								

PARTE II: ELECTRÓLISIS EN SOLUCION ACUOSA

OBJETIVO

- Explicar e interpretar mediante reacciones los procesos electroquímicos que se producen durante una electrólisis.

INTRODUCCIÓN

La **electroquímica** estudia los cambios químicos que producen una corriente eléctrica y la generación de electricidad mediante reacciones químicas. Es por ello, que el campo de la electroquímica ha sido dividido en dos grandes secciones. La primera de ellas es la **ELECTRÓLISIS**, la cual se refiere a las reacciones químicas que se producen por acción de una corriente eléctrica y se llevan a cabo en una celda electrolítica. La otra sección se refiere a aquellas reacciones químicas que generan una corriente eléctrica, proceso que se realiza en una celda galvánica.

En todas las reacciones electroquímicas hay transferencia de electrones y, por lo tanto, son reacciones de óxido reducción (redox).

LA ELECTRÓLISIS ES LA DESCOMPOSICIÓN DE UNA SUSTANCIA ELECTROLÍTICA POR MEDIO DEL PASAJE DE UNA CORRIENTE ELÉCTRICA

Aunque el agua pura no conduce muy bien la corriente eléctrica, las soluciones de ácidos, bases y sales son buenos conductores de la electricidad, entonces hablamos de disolución conductora iónica o solución iónica o solución electrolítica, por la presencia de cationes y aniones. Por lo tanto, se dice que una **solución iónica** es aquella que conduce la corriente eléctrica con facilidad. Para la formación de una solución iónica es necesario que el soluto sea un electrolito. Por definición, un **electrolito** es una sustancia que, disuelta en un disolvente adecuado, forma una solución conductora de la corriente eléctrica.

Son electrolitos, los ácidos, hidróxidos y sales; los que al disolverse en el agua se disocian en iones, positivos y negativos. Si un átomo pierde un electrón forma un ion de carga positiva llamado **catión** (K^+) y uno que gana un electrón forma un ion de carga negativa llamado **anión** (Cl^-).

La electrólisis se realiza en un recipiente adecuado llamado **celda o cuba electrolítica**, compuesta por dos electrodos inertes y cargados eléctricamente por estar conectados a una fuente de corriente eléctrica. Al electrodo con carga eléctrica positiva se lo denomina **ánodo** y al electrodo con carga eléctrica negativa **cátodo**. Al colocar una solución electrolítica en el recipiente y hacer pasar una corriente eléctrica, los iones positivos de la solución se mueven hacia el cátodo y los iones negativos hacia el ánodo. Los electrodos son cintas o barras metálicas, y se hallan en contacto con la solución. Ejemplos: láminas de cobre, cinc, platino; barras de plata y grafito.

En la electrólisis, se produce un cambio químico, que implica una transferencia de electrones, es decir que es un **proceso electroquímico**.

En toda celda electrolítica en el cátodo ocurre una reducción, es decir una ganancia de electrones, y en el ánodo una oxidación, es decir una pérdida de electrones.

Regla Práctica: **CROA** (Cátodo Reducción/Oxidación Ánodo)

TÉCNICA OPERATORIA

1. Electrólisis de una solución acuosa de ácido clorhídrico

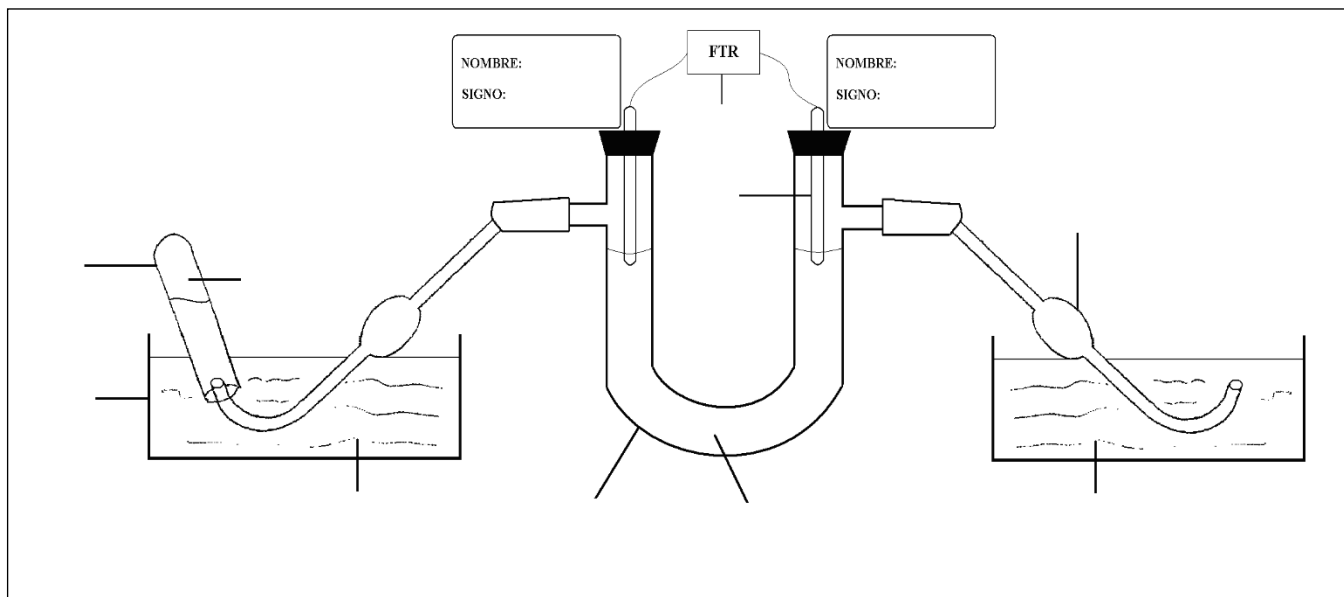
Sujete el tubo en **U** a un soporte universal por medio de agarraderas.

Agregue suficiente solución de HCl 6 M hasta 1 cm por debajo de cada salida lateral. Coloque los electrodos de grafito y conéctelos a un transformador de corriente de 12 voltios. Ambas salidas laterales se encuentran conectadas a un tubo de burbujeo sumergido en un cristizador. Una de ellas tiene anexo un tubo de ensayo lleno de agua, de manera de recoger el H_2 producido en la reacción. *Corte el suministro de corriente cuando el tubo de ensayo esté lleno de gas.*

Al conectar la corriente eléctrica observará un rosario de burbujas debido a la formación de H_2 , el cual se produce por la reducción del H^+ , y se comprueba, recogiendo el gas en el tubo de ensayo invertido lleno

de agua, sumergido en el cristalizador. Una vez que el gas desplaza el agua contenida en el tubo, debe retirarlo cuidadosamente con la boca tapada y acercarlo a la llama de un mechero, en donde se producirá una implosión o chasquido, debido a la combinación violenta del H_2 con el O_2 del aire y la alta temperatura. En el ánodo se oxidará el Cl^- , dando lugar a la formación de Cl_2 que burbujeará en el electrodo. Para comprobar que ha ocurrido la oxidación, con una pipeta Pasteur extraiga líquido del cristalizador, coloque 2 gotas en una placa de toque y agregue 2 gotas de indicador azul de bromo timol. La solución virará al amarillo por la formación de $HClO$ y HCl (productos de la dismutación del Cl_2). Además, durante la electrólisis, podrá percibir el olor característico del cloro.

a) En el siguiente esquema de la cuba electrolítica indique cada una de sus partes, el nombre y signo de los electrodos y el voltaje utilizado.



b) Escriba la disociación del HCl en solución acuosa antes de que pase la corriente eléctrica.

c) Escriba la reacción catódica (R.C.), la reacción anódica (R.A.) y la reacción global.

R.C.:

.....

R.A.:

.....

Reacción Global:

.....

d) ¿Cómo reconoció los productos formados?

.....

.....

.....

.....

.....

2. Electrólisis de una solución acuosa de nitrato de potasio

Sujete el tubo en U a un soporte universal por medio de agarraderas.

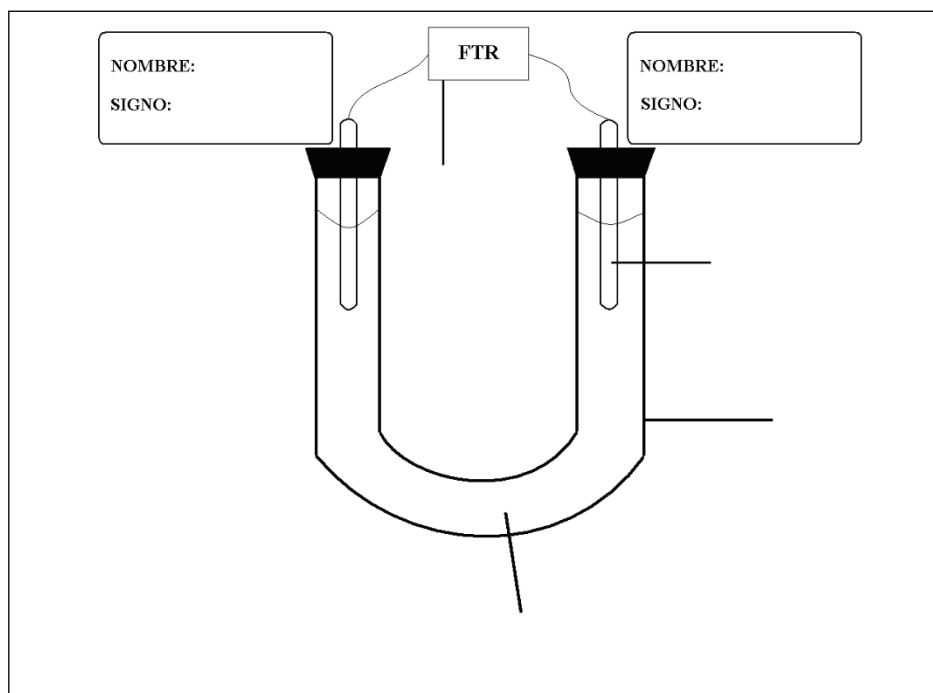
Cárguelo con la solución de KNO_3 0,5 M, hasta 1cm por debajo de la salida lateral. Coloque los electrodos de grafito conectados a un transformador de corriente de 12 voltios. Deje transcurrir la electrólisis por aproximadamente 15 minutos.

Con una pipeta Pasteur extraiga líquido del cátodo, coloque en una placa de toque y agregue 2 gotas de indicador azul de bromo timol. Haga lo mismo con la solución del ánodo.

Al colocar el indicador en la muestra tomada del cátodo, la solución virará a un color azul; la del ánodo virará al amarillo. De esta forma se podrá determinar que en el ánodo la solución (coloración amarilla) se acidificó por lo tanto ocurrió la oxidación del agua; y en el cátodo ocurrió la reducción del agua por eso la solución se alcalinizó (coloración azul).

Con esto se comprueba que se produce indirectamente la electrólisis del agua

a) En el siguiente esquema de la cuba electrolítica indique cada una de sus partes, el nombre y signo de los electrodos y el voltaje utilizado.



b) Escriba la reacción catódica (R.C.), la reacción anódica (R.A.) y la reacción global.

R.C.:

.....

R.A.:

.....

Reacción Global:

.....

c) ¿Cómo reconoció los productos formados?

.....

.....

.....

.....

.....

NOTA: el indicador azul de bromo timol, posee un color amarillo cuando el pH es menor a 7, un color azul cuando el pH es mayor que 7 y un color verde cuando el pH es igual a 7.

TRABAJO PRÁCTICO Nº 4 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

OBJETIVOS

Incorporar los conceptos de: soluciones, soluto, solvente, unidades de concentración.

Aplicar los conocimientos teóricos para efectuar los cálculos necesarios para la preparación de distintas soluciones de compuestos inorgánicos.

Aprender a preparar soluciones expresadas en distintas unidades de concentración con solutos sólidos y líquidos.

Manejar adecuadamente los materiales de laboratorio usados en la preparación de las disoluciones.

INTRODUCCIÓN

Las soluciones o disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias. Las sustancias que componen las soluciones se denominan soluto y solvente o disolvente.

El **soluto** es el constituyente que se encuentra en menor proporción. El soluto es la sustancia disuelta. En una solución se nombra el soluto. En química los solutos generalmente son ácidos, hidróxidos y sales.

El **disolvente o solvente** es el que se encuentra en mayor proporción y disuelve al soluto. El disolvente más común utilizado es el agua. Cuando no se hace ninguna referencia se considera que el solvente es el agua.

Las disoluciones pueden ser sólidas, líquidas y gaseosas según sea el estado de agregación del disolvente. A su vez el soluto puede ser sólido, líquido o gaseoso.

Soluto	Disolvente	Solución resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gaseosa	Aire seco (oxígeno en nitrógeno)
Gas	Líquido	Líquida	Agua gaseosa (CO ₂ en agua)
Gas	Sólido	Sólida	H ₂ gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquida	Ácido clorhídrico en agua
Sólido	Líquido	Líquida	Cloruro de sodio en agua
Sólido	Sólido	Sólida	Zn en Cu (latón); Sn en Cu (bronce)

Las disoluciones más comunes son las líquidas, donde el disolvente es el agua y el soluto un sólido o un líquido.

La **concentración de una solución** expresa la cantidad de soluto contenida en una determinada cantidad de solución o disolvente. La concentración de una disolución puede ser expresada en Unidades Físicas y en Unidades Químicas.

UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN	UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN
Porcentaje %	Molalidad: m
Partes por mil: pmil	Molaridad: M
Partes por millón: ppm	Normalidad: N
Partes por billón: ppb	Fracción Molar: X
Partes por trillón: ppt	

IMPORTANCIA Y APLICACIÓN

Por la vasta cantidad y variedad de sustancias que son solubles en agua, las disoluciones acuosas tienen una gran importancia en biología, en los laboratorios de las Ciencias Básicas, en la química de la vida, pasando por la química industrial.

PARTE A: UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

PORCENTAJE (%): Expresa las partes de soluto contenidas en 100 partes de disolución.

El porcentaje puede ser expresado en relaciones de: **peso/peso; volumen/volumen; peso/volumen.**

Ejemplo: una disolución de NaOH cuya concentración es:

36 % p/p contiene 36 g NaOH en 100 g de solución.

36 mg NaOH en 100 mg de solución

36 kg NaOH en 100 kg de solución

Todas las expresiones son equivalentes

36 % v/v contiene 36 ml NaOH en 100 ml de solución.

36 L NaOH en 100 L de solución

36 µl NaOH en 100 µl de solución

Todas las expresiones son equivalentes

36 % p/v contiene 36 g NaOH en 100 ml de solución.

36 mg NaOH en 100 µl de solución

36 kg NaOH en 100 L de solución

Todas las expresiones son equivalentes

PARTE POR MILLÓN (ppm): Esta unidad indica una determinada cantidad de partes de soluto contenidas en un millón de partes de solución.

Las partes por millón pueden ser expresadas en relaciones de:

$$\frac{\text{peso}}{\text{peso}}; \frac{\text{volumen}}{\text{volumen}}; \frac{\text{peso}}{\text{volumen}}$$

Una disolución de NaOH cuya concentración es de **2 ppm** contendrá:

- **Relación peso/peso:**

$$2 \text{ ppm} = \frac{2 \text{ mg}}{1.000.000 \text{ mg}} = \frac{2 \text{ mg}}{1 \times 10^6 \text{ mg}}; \text{ como } 1 \times 10^6 \text{ mg} = 1 \text{ kg} \rightarrow 2 \text{ ppm} = \frac{2 \text{ mg}}{\text{kg}}$$

- **Relación volumen/volumen:**

$$2 \text{ ppm} = \frac{2 \text{ mL}}{1.000.000 \text{ mL}} = \frac{2 \text{ mL}}{1 \times 10^6 \text{ mL}}; \text{ como } 1 \times 10^6 \text{ mL} = 1.000 \text{ L} = 1 \text{ m}^3 \rightarrow 2 \text{ ppm} = \frac{2 \text{ mL}}{\text{m}^3}$$

En la práctica de laboratorio microbiológico es común utilizar unidades de capacidad más pequeña, el microlitro ($\mu\text{L} = 1 \times 10^{-6} \text{ L}$) o el nanolitro ($\text{nL} = 1 \times 10^{-9} \text{ L}$).

- **Relación peso/volumen:**

Dado que la **densidad del agua** es $\rho_{\text{agua}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ entonces $1 \text{ kg} = 1 \text{ L}$.

$$2 \text{ ppm} = \frac{2 \text{ mg}}{\text{L}}$$

PARTE POR BILLÓN (ppb): Indica cuántas partes de soluto hay en 10^9 partes de solución.

PARTES POR TRILLÓN (ppt): Indica cuántas partes de soluto hay en 10^{12} partes de solución.

TECNICA OPERATORIA PARTE A.

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES A PARTIR DE SOLUTOS SÓLIDOS.

1. Preparación de una solución de NaCl al 2 % p/v

Realice los cálculos necesarios para preparar 100 ml de solución de NaCl al 2 % p/v.

Técnica Operatoria

- Tare un vaso de precipitados de 100 ml limpio y seco.
- Pese en el vaso de precipitados la masa de soluto calculada anteriormente.
- Agregue agua destilada hasta un volumen aproximado de 60 ml.
- Mezcle con varilla de vidrio hasta disolución total.
- Trasvase a un matraz de 100 ml utilizando un embudo, realizando sucesivos lavados del vaso de precipitado para arrastrar los residuos de NaCl, sin superar los 100 ml.
- Enrase correctamente con una pipeta gota a gota.
- Tape y homogenice la solución.
- Almacene la solución en un recipiente adecuado, en el cual debe figurar una etiqueta con el nombre de la solución, concentración y fecha de preparación.

2. Preparación de una solución en partes por millón de CuSO_4

Calcule los gramos de soluto necesarios para preparar 250 ml de una solución de CuSO_4 800 ppm

Técnica Operatoria

- Tare un vaso de precipitado de 100 ml limpio y seco.
- Pese en el vaso de precipitado la masa de soluto anteriormente calculada.
- Agregue agua destilada hasta un volumen aproximado de 60 ml.
- Agite con varilla de vidrio hasta dilución total.
- Trasvase a un matraz de 250 ml utilizando un embudo.
- Enrase correctamente con una pipeta gota a gota.
- Tape y homogenice la solución.
- Almacene la solución en un recipiente adecuado, el cual debe tener una etiqueta con el nombre de la solución, concentración y fecha de preparación.

PARTE B: UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

MOLALIDAD (m)	MOLARIDAD (M)	NORMALIDAD (N)
Expresa el número de moles de soluto contenidos en 1 kilogramo (o 1000 g) de disolvente	Expresa el número de moles de soluto contenidos en 1 litro (o 1000 mL) de solución	Expresa el número de equivalentes gramos de soluto contenidos en 1 litro (o 1000 mL) de solución .
$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de solución}}$	$N = \frac{\text{eq-g de soluto}}{1 \text{ L de solución}}$
Ejemplo: una solución 2 m (molal) indica que hay 2 moles de soluto por cada kg de disolvente.	Ejemplo: una solución 0,35 M (molar) indica que hay 0,35 moles de soluto por cada litro de solución.	Ejemplo: una solución 1,5 N (1,5 normal) indica que hay 1,5 equivalentes gramos por cada litro de solución.

En la unidad química de NORMALIDAD, los equivalentes gramos de los distintos compuestos se calculan de la siguiente manera, según se trate de ácidos, hidróxidos o sales.

- Para **ácidos**:

$$1 \text{ eq-g}_{\text{ácido}} = \frac{\text{masa molar relativa en gramos del ácido}}{n^{\circ} \text{ de } H^{+} \text{ que tiene el ácido}}$$

Ejemplo: 1 eq-g del ácido sulfúrico es:

$$M_r H_2SO_4 = 98 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ eq-g } H_2SO_4 = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}$$

- Para **hidróxidos**:

$$1 \text{ eq-g}_{\text{hidróxido}} = \frac{\text{masa molar relativa en gramos del hidróxido}}{n^{\circ} \text{ de } OH^{-} \text{ que tiene el hidróxido}}$$

Ejemplo: 1 eq-g del hidróxido de aluminio es:

$$M_r Al(OH)_3 = 78 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ eq-g } Al(OH)_3 = \frac{78 \text{ g}}{3} = 26 \text{ g}$$

- Para **sales**:

$$1 \text{ eq-g}_{\text{sal}} = \frac{\text{masa molar relativa en gramos de la sal}}{n^{\circ} \text{ de oxidación del metal } \times \text{ subíndice que tiene}}$$

Ejemplo: 1 eq-g del carbonato de sodio es:

$$M_r Na_2CO_3 = 106 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ eq-g } Na_2CO_3 = \frac{106 \text{ g}}{(1 \times 2)} = 53 \text{ g}$$

FRACCIÓN MOLAR (X): esta unidad expresa el número de moles de cada componente de una solución dividido el número total de moles de todos los componentes.

Ejemplo: una solución formada por dos componentes A y B:

$$X_A = \frac{\text{número de moles de A}}{\text{número de moles totales}} = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad X_B = \frac{\text{número de moles de B}}{\text{número de moles totales}} = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

Siempre se cumple que la suma de las fracciones molares de todos los componentes es igual a 1. Es decir, $X_A + X_B = 1$

Relación entre Normalidad y Molaridad:

$$N = x \cdot M$$

Siendo x expresado en $\frac{eg-g}{mol}$, representa:

- N° de H^+ de un ácido
- N° de OH^- de un hidróxido
- N° de oxidación del metal por el subíndice que tiene la sal.

Ejemplo: ¿Cuál es la N (normalidad) de una solución de H_3PO_4 $3,2 \times 10^{-2} M$?

El ácido fosfórico tiene 3 H^+ , entonces $x = 3 \frac{eg-g}{mol}$

$$N = x \cdot M \rightarrow N = 3 \frac{eg-g}{mol} \cdot 3,2 \times 10^{-2} \frac{mol}{L} = 9,6 \times 10^{-2} \frac{eg-g}{L} = 9,6 \times 10^{-2} N$$

Ejemplo: ¿Cuál es la M (molaridad) de una solución de $Ca(OH)_2$ $3 \times 10^{-4} N$?

El hidróxido de calcio tiene 2 OH^- , entonces $x = 2 \frac{eg-g}{mol}$

$$M = \frac{N}{x} \rightarrow M = \frac{3 \times 10^{-4} \frac{eg-g}{L}}{2 \frac{eg-g}{mol}} = 1,5 \times 10^{-4} \frac{mol}{L} = 1,5 \times 10^{-4} M$$

DILUCIONES

Se llama **dilución** al procedimiento que se sigue para preparar una disolución de menor concentración a partir de otra de mayor concentración.

Por ejemplo, a partir de una disolución 3 M de HCl, mediante el agregado de disolvente (H_2O) puede obtenerse una disolución más diluida.

Al efectuar una dilución se añade más disolvente a una cantidad dada de la solución concentrada, por ende, la concentración cambia (disminuye), pero no se modifica la masa, ni el número de equivalentes-gramos, ni los moles de soluto.

En todos los casos se cumple:

- Masa de soluto antes de la dilución = masa de soluto después de la dilución.

Si a la disolución más concentrada llamamos "1" y a la más diluida "2" se puede generalizar:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Así se cumple que:

- Moles de soluto antes de la dilución = moles de soluto después de la dilución.

$$M_1 \left(\frac{mol}{L} \right) \cdot V_1(L) = M_2 \left(\frac{mol}{L} \right) \cdot V_2(L)$$

- N° de eq-g de soluto antes de la dilución = N° de eq-g de soluto después de la dilución.

$$N_1 \left(\frac{eg-g}{L} \right) \cdot V_1(L) = N_2 \left(\frac{eg-g}{L} \right) \cdot V_2(L)$$

Ejemplo: ¿Cuántos ml de solución de 0,5 N de HNO_3 se necesitan para preparar 100 ml de solución 0,05 N?

$N_1 = 0,5 N$; $V_1 = ?$	$N_2 = 0,05 N$; $V_2 = 100 mL$
$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2 \rightarrow V_1 = \frac{N_2 \cdot V_2}{N_1} = \frac{0,05 N \cdot 100 mL}{0,5 N} = 10 mL$	

Es decir que si a 10 ml de solución 0,5 N de HNO_3 se agrega agua hasta alcanzar 100 ml, se obtiene una solución de concentración 0,05 N.

TECNICA OPERATORIA PARTE B.

PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN A PARTIR DE UNA SOLUCIÓN CONCENTRADA DEL SOLUTO

3. Preparación de una solución diluida de sulfato cúprico a partir de una solución concentrada

Realice los cálculos necesarios para preparar 250 ml de solución de 0,001 N a partir de la solución concentrada 0,01 N de sulfato cúprico. Compruebe que la solución de CuSO_4 800 ppm preparada en el ítem 2 es de 0,01.

- Mida el volumen calculado de la solución concentrada de sulfato cúprico.
- Trasvase dicho volumen a un matraz de 250 ml y complete con agua destilada hasta 1 cm por debajo del aforo.
- Enrase con una pipeta.
- Almacene la solución en un recipiente adecuado, el cual debe tener una etiqueta con el nombre de la solución, concentración y fecha de preparación.

4. Preparación de una disolución de H_2O_2 a partir de una solución más concentrada

Realice los cálculos necesarios para preparar 100 ml de solución de H_2O_2 de 3 volúmenes a partir de una solución concentrada de 25 volúmenes.

Técnica Operatoria

- Mida el volumen calculado de agua oxigenada de 25 volúmenes.
- Trasvase dicho volumen a un matraz de 100 ml y complete con agua destilada hasta 1 cm por debajo del aforo.
- Enrase con una pipeta.
- Almacene la solución en un recipiente adecuado, el cual debe tener una etiqueta con el nombre de la solución, concentración y fecha de preparación.

5. Dilución de una solución de HNO_3 0,1 M a partir de la droga comercial

NOTA: los ácidos más usualmente utilizados como H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , H_3PO_4 , se obtienen en el comercio en forma de disolución que tienen una determinada concentración y densidad. Éstos son ácidos fuertes. Debemos enfatizar en que al preparar soluciones a partir de estas disoluciones concentradas de ácidos fuertes es necesario tomar **precauciones especiales**. Si el ácido fuerte se coloca en el envase primero, al añadir el agua se liberarán grandes cantidades de calor, lo cual causará que la mezcla comience a hervir y salpique fuera del envase. Para evitar esta situación peligrosa, **se añade primero bastante agua en el matraz y luego se añade el ácido**. La solución resultante estará diluida, por lo que se liberará poco calor. Finalmente se añade el agua que haga falta hasta la marca del enrase del matraz. **Recordar: siempre se añade el ácido al agua.**

Realice los cálculos necesarios para preparar 100 ml de solución de HNO_3 0,1 M a partir del ácido concentrado al 65 % p/p y densidad 1,39 g/ml.

Hay 2 maneras de calcular el volumen de HNO_3 concentrado que se necesita.

Procedimiento I:

Procedimiento II:

Técnica Operatoria

Cuando se desea preparar una disolución con una determinada concentración a partir de un soluto líquido y el agua como solvente, se procede de la siguiente forma:

- Mida los ml de HNO_3 concentrado calculados previamente, con una pipeta graduada.
- Colóquelos en un matraz de 100 ml, al cual anteriormente le agregó agua hasta aproximadamente la mitad de la capacidad del mismo.
- Enrase con pipeta gota a gota.
- Tape y homogenice la solución.
- Almacene la solución en un recipiente adecuado, en el cual debe figurar una etiqueta con el nombre de la solución, concentración y fecha de preparación.

EJERCITACIÓN

1. Calcule la masa de soluto para preparar: a) 300 g de solución de KI al 5 % p/p; b) 200 ml de solución de Na_2CO_3 al 9 % p/v.
2. Una solución acuosa de KF de $\delta = 1,18 \text{ g/cm}^3$ contiene 40 g de sal en 160 g de solvente. Calcule su concentración expresada en: a) % p/p ; b) % p/v.
3. En los siguientes casos exprese la concentración en ppm sabiendo que: a) Se extraen 3 g de caroteno por 60 Kg de zanahoria; b) Por cada litro de agua se agregan dos gotas de lavandina de 0,05 ml cada una.
4. Se disuelven 50 g de Na_2SO_4 en medio litro de solución, calcular su concentración expresada en: a) % p/v; b) ppm.
5. Qué cantidad de urea (en g) será necesario pesar para preparar 500 L de una disolución al: a) 5 % p/v; b) 10 ppm.
6. Una conocida pasta dental contiene 0,32 % p/p de NaF para endurecer el esmalte y prevenir las caries. ¿Cuántas ppm de F^- se encuentran en esta concentración?
7. ¿En qué volumen de solución de HCl al 20,4 % p/p y $\delta = 1,1 \text{ g/ml}$ hay 12,24 g de soluto?
8. ¿Cuántos gramos de CuSO_4 se necesitan pesar para preparar 1,5 kg de una solución 3 molal?
9. ¿Cuántos g de CaCl_2 se deben agregar a 300 g de agua para preparar una solución de concentración 2,26 molal?
10. Calcule la masa de soluto necesaria para preparar 500 ml de solución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 0,35 M.
- 11.Cuál es la molaridad de las siguientes soluciones que contienen: a) 8 g de NaI por cada 500 ml de solución; b) HF al 49 %, $\text{TM} = 1,17 \text{ g/ml}$.
12. Halle la masa de soluto necesaria para preparar 400 ml de solución de H_3PO_4 1,25 N.
13. Determine la normalidad de una solución de HNO_3 al 68 % y $\delta = 1,41 \text{ g/ml}$.
14. ¿Qué volumen de H_2O_2 50 vol se necesita para preparar 200 ml de H_2O_2 de 10 vol?
15. Se debe llenar una botella de 12 L con solución de HCl 6 M. ¿Qué volumen de solución 18 M de ácido se deben poner en la botella antes de llenarla con agua?

EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN

1. Una solución HCl tiene una concentración de 37,9 % p/p. ¿Cuántos g de solución contendrán 5 g de ácido clorhídrico puro? *R.: 13,19 g*
2. Calcule la molalidad de una disolución de NaOH si se disolvieron 80 g del mismo en 0,5 kg de agua. *R.: 4 m*
3. Una solución acuosa de cierta sal orgánica se conforma con 32 g de soluto en 240 ml de solución obteniéndose una $\delta = 1,06 \text{ g/cm}^3$, expresar su concentración en: a) % p/v; b) % p/p. *R.: a) 13,33 %; b) 12,57 %.*
4. ¿Qué volumen de una solución de KNO_3 al 18 % p/p y $\delta = 1,17 \text{ g/cm}^3$ a 20 °C, contiene 50 g de soluto? *R.: 237 ml*
5. Calcule el % p/p de CaCl_2 en una solución que contiene 16,5 g de CaCl_2 en 456 g de H_2O . *R.: 3,49 %.*
6. Se desea preparar 1,50 kg de solución al 25 % p/v y $\delta = 1,2 \text{ g/ml}$. Calcular las masas de soluto y solvente necesarias. *R.: Soluto: 312,5 g; Solvente: 1187,5 g.*
7. En los siguientes casos, exprese la concentración en ppm sabiendo que: a) 1 m³ de aire contiene 0,9 litros de CO_2 ; b) Se tiene 0,16 g de soluto por cada 200 ml de solución. *R.: a) 900 ppm; b) 800 ppm.*
8. Calcule la masa de K_3PO_4 en 150 ml de solución al 7,5 % p/p y $\text{TM} = 1,13 \text{ g/ml}$. *R.: 12,71 g.*

9. Qué volumen de H_2SO_4 al 70 % y $\delta = 1,70 \text{ g/ml}$ es necesario para preparar: a) 250 ml de solución 1,25 M; b) 250 ml de solución 1,25 N. *R.: a) 25,73 ml; b) 12,86 ml*
10. Calcule la masa de soluto necesaria para preparar: a) 300 ml de solución de HCl 3 M; b) 1,5 litros de solución de NaCl 2 M. *R.: a) 32,85 g; b) 175,5 g.*
11. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 1 g de BaCl_2 por cada 200 ml de solución? *R.: 0,024 M.*
12. Calcule cuántos equivalentes gramos hay en un mol de: a) H_2SO_4 ; b) $\text{Al}(\text{OH})_3$; c) $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$. *R.: a) 2 eq-g; b) 3 eq-g; c) 6 eq-g.*
13. Calcule la molaridad y normalidad de la solución formada por 10,5 g de NaCl en 350 ml de solución. *R.: 0,513 M; 0,513 N.*
14. Halle la masa de soluto necesaria para preparar: a) 250 ml de solución de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 0,060 N; b) 125 ml de solución de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0,030 N. *R.: a) 0,53 g; b) 0,21 g.*
15. Determine la normalidad de las soluciones que contienen: a) 3 g de ZnCl_2 por cada 150 ml de solución; b) 5 g de HClO_4 por cada 80 ml de solución. *R.: a) 0,29 N; b) 0,62 N.*
16. Halle la molaridad de las siguientes soluciones: a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 1,8 N; b) H_2SO_4 0,75 N. *R.: a) 0,90 M; b) 0,375 M.*
17. 100 ml de solución de HCl 2 N, ¿hasta qué volumen deberá diluirse para que sea 0,5 N? *R.: 400 ml.*
18. ¿Cuál será la normalidad de la nueva solución si 50 ml de CaCl_2 1,5 M se llevaron a un volumen final de 500 ml? *R.: 0,30 N.*
19. Calcule la masa de soluto necesario para preparar las siguientes soluciones: a) 1,5 litros de NaOH 1,2 N; b) 200 ml KOH 0,15 M. *R.: a) 72 g; b) 1,68 g.*
20. Se disuelven 40 g de urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ en 300 cm^3 de agua. Expresé la concentración en %p/p (considerar $\delta_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/ml}$). *R.: 13,3 % p/p.*
21. Expresé en ppm una solución al 0,05 % p/p. *R.: 500 ppm.*
22. Una solución contiene 6g de soluto en 20 g de solución ($\delta = 1,20 \text{ g/ml}$). Expresé su concentración en: a) g de soluto por 1000 g de solución; b) g de soluto por litro de solución. *R.: a) 300 g/kg; b) 360,14 g/L.*
23. A partir de una solución de HNO_3 concentrado (63%, $\delta = 1,40 \text{ g/ml}$) se desea preparar 500 ml de solución 1,25 N. ¿Cuántos ml de ácido concentrado se necesitan? *R.: 44,63 ml de solución.*
24. ¿Cuántos ml de H_2O_2 20 volúmenes se necesitan para preparar 125 ml de H_2O_2 de 10 volúmenes? *R.: 62,5 ml.*
25. ¿Cuál será la normalidad de la solución resultante si 70 ml de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20 M se llevaron a un volumen final de 250 ml? *R.: 0,16 N.*
26. ¿Cuántos gramos de H_2O y de KI se necesitan para preparar 300 g de solución al 8 %? *R.: 276 g de agua; 24 g de sal.*
27. Se tiene 4 L de solución de HNO_3 12 M; sobre ella se agregan 560 ml de agua. ¿En cuántas veces bajó la concentración? *R.: 0,87 veces.*
28. ¿Cuántos ml de H_2SO_4 concentrado 18 M se requieren para preparar 750 ml de una solución 3 N? *R.: 62,5 ml.*
29. En un frasco de laboratorio se tiene H_3PO_4 al 70 % p/p con una $\delta = 1,526 \text{ g/ml}$ y se desean preparar 5 L de un ácido fosfórico 2 N. ¿Qué volumen del ácido concentrado se debe medir con la probeta? *R.: 305,18 ml.*

30. Una solución de HCl (ácido clorhídrico) contiene 36 % en masa de HCl. Calcule: a) La molalidad del HCl en la solución; b) La molaridad de la solución considerando una $\delta = 1,18$ g/ ml. *R.: a) 15,62 m; b) 11,8 M.*
31. El ácido ascórbico, vitamina C, es una vitamina soluble en agua. Una solución que contiene 80,5 g de ácido ascórbico $C_6H_8O_6$, disuelto en 210 g de agua tiene una $\delta = 1,22$ g/ml a 55 °C. Calcule: a) % p/p; b) Molalidad; c) Molaridad. *R.: a) 27,7 %; b) 2,18 m; c) 1,92 M*

BIBLIOGRAFÍA

1. Atkins P., Jones L. Química. Moléculas. Materia. Cambio. Omega S. A. 3^{ra} edición. Barcelona. 1998.
2. Day, Jr R. A., Underwood A. L. Química Analítica Cuantitativa. Pearson. 5^{ta} edición. 1989.
3. Rosemberg Jerome L., Epstein Lawrence H. Química General. Mc Graw-Hill. 1991.
4. Chang R., Collage W. Química. Mc Graw-Hill. 7^{ma} edición. Colombia. 2002.
5. Harris Daniel C. Análisis. Química Cuantitativa. Reverté S.A. 2^{da} edición. Barcelona. 2001.
6. Brown T. L., Le May H.E., Bursten B.E., Burdge J.R. Química. La Ciencia Central. Pearson Educación S.A. México. 2004.

ANEXO 1: MATERIALES DE USO COMÚN EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Para trabajar con eficiencia en el laboratorio es necesario conocer los nombres y la utilidad de los diferentes materiales y equipos de laboratorio.

Los materiales empleados en el laboratorio de química pueden estar hechos de vidrio, metal, porcelana, madera y plástico.

El material de vidrio es el más usado en el laboratorio de análisis debido a sus excelentes cualidades de resistencia al calor y a los agentes químicos y de limpieza. El vidrio más usado en la fabricación de materiales es el Pyrex, hecho a base de una mezcla de óxido de boro y silicatos.

La porcelana debido a su alta resistencia térmica (1200 – 1500 °C), se emplea para fabricar utensilios que deben soportar altas temperaturas como por ejemplo crisoles y cápsulas de evaporación.

Los materiales de metal presentan una alta resistencia física, generalmente constituidos por una mezcla de hierro, cromo, níquel, bronce, latón, carbón. La mayoría de los utensilios usados para sostener están hechos de metal: pinzas, soporte universal, trípode, etc.

LIMPIEZA DE MATERIAL DE VIDRIO

Generalmente se limpian con jabón o detergente usando un cepillo o escobilla, enjuagando con agua corriente y por último con agua destilada.

También se emplean mezclas químicas como por ejemplo mezcla sulfocrómica (ácido sulfúrico y dicromato de potasio) se deja el material sumergido en esta mezcla durante 24 horas, luego se enjuaga con agua.

Otro procedimiento consiste en dejar el material de vidrio en solución de ácido clorhídrico diluido varias horas. También se puede emplear solución de hidróxido de sodio disuelto en alcohol.

Si el material está perfectamente limpio al hacer pasar agua por él se debe formar una delgada capa, de lo contrario quedan gotitas adheridas en la superficie interna del mismo.

ACTIVIDADES

1) Lea atentamente el siguiente texto referido a los materiales más frecuentemente usados en el laboratorio de química y realice las actividades propuestas



Nombre: BURETA.

Son tubos largos, graduados, de diámetro interno uniforme, provisto en su extremo inferior de una llave o robinete para regular la salida de líquido. Es un material volumétrico. Hay de varias capacidades.

Utilidad: para medir cantidades variables de líquidos, por esta razón se la subdivide en muchas divisiones pequeñas (graduaciones)



Nombre: CRISTALIZADOR.

Recipiente de vidrio de forma cilíndrica de base plana de poca altura y con un gran diámetro, por lo que la superficie abierta es grande. Esta forma permite una mayor evaporación.

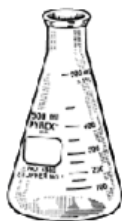
Utilidad: se usa para evaporar rápidamente el líquido de una solución, facilitando la cristalización del sólido.

Ejemplo: sal + agua: solución acuosa



Nombre: VIDRIO DE RELOJ. Son vidrios cóncavos de forma circular.

Utilidad: diversas funciones como pesar sólidos, evaporar o tapar los vasos de precipitados-



Nombre: ERLLENMEYER.

Frasco cónico de base ancha y cuello estrecho. Suelen incluir marcas para saber aproximadamente el volumen contenido.

Utilidad: debido a las características de su forma evita en gran medida la pérdida de líquido por agitación o evaporación. Es usado para contener líquidos que deben ser calentados o agitados. No es un material volumétrico.



Nombre: VASO DE PRECIPITADOS.

Se lo encuentra de varias capacidades (1 mL hasta varios litros). Suelen estar graduados pero esa graduación es inexacta. No sirven para medir volúmenes.

Utilidad: múltiples usos: calentar, disolver, contener, trasvasar.



Nombre: TUBO DE ENSAYO.

Se fabrican de distintas dimensiones y materiales.

Utilidad: se lo emplea para contener pequeñas muestras líquidas, también para realizar reacciones en pequeña escala.



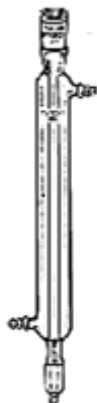
Nombre: PINZA DE MADERA.

Utilidad: sujetar tubos de ensayo durante el calentamiento.



Nombre: AGARRADERA.

Utilidad: sujetar materiales como balones, buretas y otros materiales a soportes



Nombre: TUBO REFRIGERANTE o CONDENSADOR DE LIEBIG.

Tubo largo rodeado de otro concéntrico de mayor diámetro donde circula un líquido refrigerante, usualmente agua.

Utilidad: se lo emplea en la destilación para condensar el vapor que circula por el tubo central por la acción de la refrigeración producida por el líquido que circula constantemente por la camisa exterior.

El agua entra en contracorriente al vapor a condensar.



Nombre: MATRAZ AFORADO.

Recipiente de forma de pera, fondo plano y cuello largo y delgado. Tiene una marca grabada alrededor del cuello, llamada aforo, que indica un volumen definido a una determinada temperatura.

Utilidad: preparar soluciones de concentración conocida y exacta. Es un material volumétrico.



Nombre: BALÓN DE DESTILACIÓN O BALÓN CON SALIDA LATERAL.

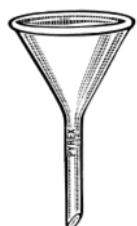
Son frascos de fondo redondo con una tubuladura lateral.

Utilidad: se utilizan en la destilación y cuando se desea recoger el gas producido en una reacción química.



Nombre: BALÓN DE FONDO PLANO.

Utilidad: para calentar líquidos.



Nombre: EMBUDO.

Hay de vidrio y de plástico.

Utilidad: trasvasar líquidos de un recipiente a otro, evitando que se derramen líquidos. También se lo utiliza en las filtraciones.

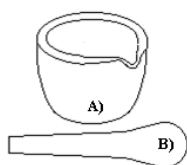


Nombre: PIPETA GRADUADA.

Hay graduada hasta la punta y entre dos aforos.

Son tubos cilíndricos de vidrio graduados (marcas o divisiones) con pico.

Utilidad: calibradas en unidades adecuadas para permitir el vertido de volúmenes variables. Es un material volumétrico.



Nombre: A) MORTERO. Recipiente redondeado donde se coloca la sustancia a moler

B) PILÓN.

Ambos existen de porcelana, hierro, vidrio.

Utilidad: se lo emplea para moler y/o triturar sustancias sólidas



Nombre: PISETA.

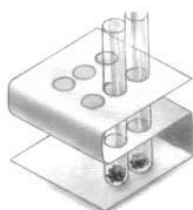
Utilidad: lavado de precipitados y para la transferencia de las últimas porciones del mismo.



Nombre: AMPOLLA DE DECANTACIÓN.

Son recipientes en forma de pera con un vástago provisto de un robinete.

Utilidad: separación de líquidos que tengan diferentes densidades (líquidos que no se mezclan o líquidos inmiscibles).



Nombre: GRADILLA.

Se encuentra de materiales diversos: madera, plástico, metal, acero inoxidable.

Utilidad: soporte de tubos de ensayo, es decir, mantiene parados los tubos.



Nombre: PIPETA AFORADA.

Tubos cilíndricos de vidrio, más anchos en la parte media, pueden tener uno o dos anillos grabados (aforos).

Utilidad: se emplean para medir exactamente un volumen único y definido. Es un material volumétrico.



Nombre: CÁPSULA DE PORCELANA.

Recipientes poco profundos con pico y forma redondeada.

Utilidad: calentar, fundir, o secar sustancias sólidas o evaporar líquidos.



Nombre: SOPORTE DE HIERRO O SOPORTE UNIVERSAL.

Consta de una base estable a la que se encuentra atornillada una varilla, ambos de hierro.

Utilidad: se lo utiliza en el armado de los equipos de laboratorio ya que sostienen a través de pinzas, aros, etc., los elementos que los componen.



Nombre: PROBETA.

Recipiente cónico graduado, con una base que le sirve de apoyo y pico vertedor.

Utilidad: material volumétrico que permite medir volúmenes superiores aunque con menor precisión.



Nombre: Tela metálica con centro de amianto

Rejilla de hierro que posee material aislante en el centro

Utilidad: se utiliza para colocar los materiales que van a ser calentados ya que permite que la distribución del calor sea uniforme.



Nombre: ARO METÁLICO.

Es un anillo circular de hierro que posee en uno de los extremos una nuez para adaptarse al soporte universal

Utilidad: sirve como soporte de embudos, ampollas de decantación, balones de destilación. También se lo emplea para sostener recipientes que van a ser calentados a fuego directo, por ejemplo cápsulas de porcelana.



Nombre: MECHERO.

Formados por un tubo metálico atornillado a la base por donde ingresa el gas y con un dispositivo que permite regular la entrada de aire. Diseñados para mezclar aire y gas combustible y producir una mezcla confiable y eficiente.

Utilidad: fuente de calor.



Nombre: PROPIPETA

Puede ser de goma o de plástico. Las automáticas poseen diferentes colores que indican las distintas capacidades de succión.

Utilidad: se utiliza junto con la pipeta para trasvasar líquidos de un recipiente a otro evitando succionar con la boca.

1) ¿Cuál de los siguientes materiales es volumétrico?, marque la opción VERDADERA:

☐ Cristalizador ☐ Condensador ☐ Vaso de precipitado ☐ Pipeta

2)- Escriba el nombre de los siguientes materiales de laboratorio.

3) En las siguientes afirmaciones indique cuál es VERDADERA.

A)

- (..) a.- Los vasos de precipitados y erlenmeyer son materiales volumétricos.
- () b.- El cristalizador sirve para evaporar rápidamente el líquido de una solución.
- () c.- Las cápsulas de porcelana se utilizan para triturar sustancias sólidas.
- () d.- El matraz aforado se utiliza para calentar soluciones.

B)

- () a.- El erlenmeyer consiste en un frasco cónico de base ancha y cuello estrecho. Es un material volumétrico.
- () b.- Las gradillas son soportes de tubos de ensayo. Pueden fabricarse de distintos materiales.
- () c.- Los balones de fondo plano sirven para calentar sólidos.
- () d.- Las ampollas de decantación se utilizan en el armado de los equipos de destilación.

C)

- () a.- Las buretas son materiales volumétricos que permiten medir cantidades variables de líquidos.
- () b.- El mortero y pilón se utilizan para calentar, fundir o secar sustancias sólidas.
- () c.- Los balones de fondo plano sirven para preparar soluciones de concentración conocida.
- () d.- Los balones de destilación se utilizan en el armado de los equipos de decantación.

4) Indique cuál de las siguientes soluciones es más ADECUADA para limpiar materiales de vidrio que contengan grasa:

- () a.- Jabón o detergente enjuagando con agua corriente.
- () b.- Solución NaOH disuelto en alcohol.
- () c.- Solución de hidróxido de potasio diluida.
- () d.- Mezcla catalítica con agua de lavandina

5) Si Ud. desea evaporar un líquido de una solución (ej. Sal +agua) para recuperar el sólido disuelto(sal) ¿Qué material emplearía? ¿Por qué?
