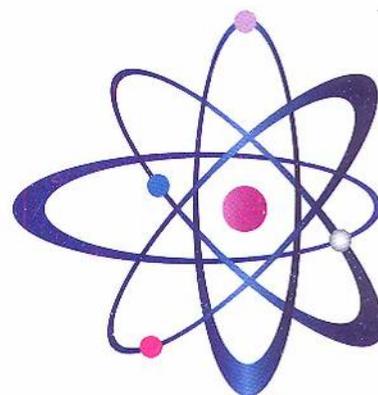
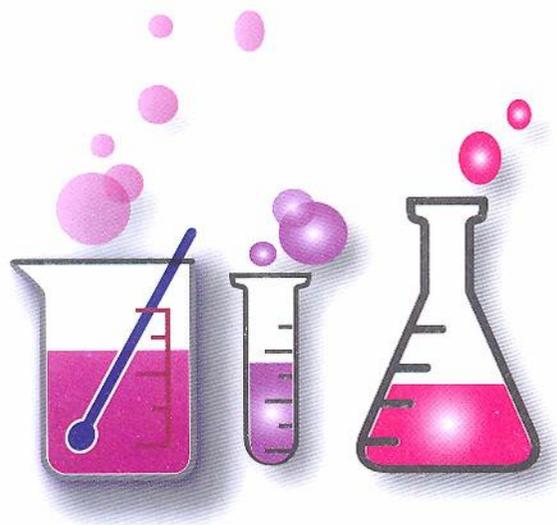




Universidad Pedagógica  
Experimental Libertador

# Manual de Prácticas de Laboratorio para Química Básica



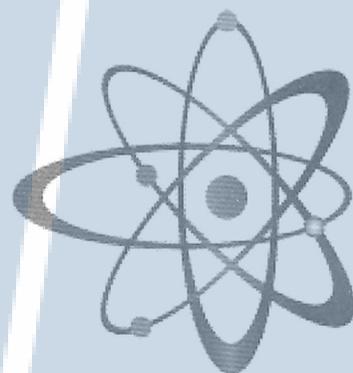
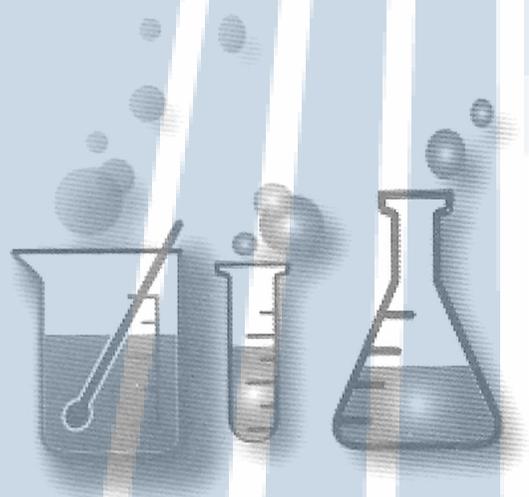
*Eudericé Linares*  
*María Salazar*

Caracas 2013



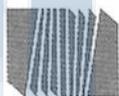
Universidad Pedagógica  
Experimental Libertador

# Manual de Prácticas de Laboratorio para Química Básica



*Eudericé Linares  
María Salazar*

Caracas 2013



**Universidad Pedagógica  
Experimental Libertador**

## **Autoridades**

Rector  
*Dr. Raúl López Sayago*

Vicerrectora de Docencia  
*Dra. Doris Pérez*

Vicerrectora de Investigación y Postgrado  
*Dra. Moraima Esteves*

Vicerrectora de Extensión  
*Dra. María Teresa Centeno de Algomedá*

Secretaria  
*Dra. Nilva Liuval Moreno de Tovar*

Dirección de Publicaciones  
*Dra. Nhora Mateos de Chacón*

# Contenido

Presentación .....	7
Aspectos Generales.....	9
Normas de Seguridad y Primeros Auxilios .....	13
Práctica N° 1	
Conocimiento del Material de Laboratorio .....	19
Práctica N° 2 Introducción al Error Experimental .....	53
Práctica N° 3	
Propiedades Características de las Sustancias .....	61
Práctica N° 4	
Separación de los Componentes de una Mezcla .....	71
Práctica N° 5	
Estudio de las Reacciones Químicas .....	83
Práctica N° 6	
Ecuaciones Químicas Balanceadas y Estequiometría .....	93
Práctica N° 7	
Fórmula Empírica .....	99
Práctica N° 8	
Reacciones Redox .....	105
Práctica N° 9	
Soluciones .....	109
Práctica N° 10	
Valoración Cuantitativa. Ácido - Base .....	117
Referencias .....	123
Anexos .....	125

# Presentación

***“No arrepentirse de nada es el principio de toda ciencia”***

**Ludwig Borne**

La química es una ciencia que estudia la materia en todos sus aspectos constitutivos y funcionales; sus propiedades y aspectos conformacionales, establece los principios y leyes que rigen las transformaciones que sufre la materia, clasifica y explica las implicaciones de las reacciones químicas en los diferentes ciclos y procesos vitales que ocurren en el planeta. La química exige el dominio de una gama de temas teóricos, como técnicas experimentales desde los más simples hasta los más complejos, es por ello que quien se esté formando en esta área del saber humano, debe conocer todos los requerimientos básicos para tener un desenvolvimiento exitoso en el campo profesional.

En vista de que el trabajo de laboratorio se traduce en una práctica operacional de los conocimientos teóricos, que despierta en los estudiantes el espíritu de investigación independiente, se presenta este manual con una colección de normas, técnicas, experiencias prácticas y recomendaciones adecuadas para el desarrollo de un curso de Química Básica. El mismo está recomendado para aquellos estudiantes que van a tener un primer contacto con la experimentación o para la parte experimental de las unidades curriculares iniciales de química en el nivel universitario. En el mismo, se hace hincapié en la comprensión de las normas de seguridad que todo usuario y/o estudiante que esté en contacto con sustancias químicas debe conocer y manejar, así como también, la intelección de los procesos químicos fundamentales en que se basan las relaciones de composición de la materia y las propiedades químicas de ésta.

Al diseñar el manual se tomó en consideración que siendo la química una ciencia básicamente experimental, los fundamentos teóricos tienen un papel preponderante para aventurarse en el estudio de esta ciencia, de ahí que en la presentación de esta edición, se ha tomado en consideración la inclusión de la información teórica más precisa posible en cada una de las prácticas presentadas. Cada práctica tiene como finalidad dar a los estudiantes la posibilidad de adquirir destrezas experimentales con el reconocimiento y manejo de los instrumentos de laboratorio, como también reforzar

los conocimientos adquiridos en las clases teóricas, mediante la operacionalización en el trabajo experimental.

El manual presenta actividades o experiencias referidas a, conocimiento de material de laboratorio, manejo de material de vidrio, metales y equipos, manejo de sustancias químicas sólidas y líquidas, introducción a los errores experimentales, propiedades características, técnicas para separación de mezclas, reacciones químicas, estequiometría de las sustancias y de las reacciones, reacciones redox, soluciones y valoraciones. Dichas actividades están orientadas a que los estudiantes puedan adquirir los conocimientos teóricos y prácticos, adquieran las destrezas y desarrollen las habilidades en la medida que se aborde cada actividad experimental.

Las autoras

# Aspectos Generales

## Normas para Ingresar al Laboratorio

- ✓ Antes de asistir a la actividad experimental, revise el historial conceptual teórico y la finalidad de la actividad práctica que ejecutara.
- ✓ Asiste puntual a la hora fijada para el comienzo de la práctica.
- ✓ La ejecución de cada trabajo experimental es de carácter obligatorio, para ello debes preparar el cuaderno de anotación y los cuadros cuando sean necesarios.
- ✓ Asiste con un flujograma o esquema de cada actividad descrita en la práctica, el mismo lo utilizaras para guiar el desarrollo de las experiencias.
- ✓ Lleve los equipos de seguridad: bata blanca mangas largas a la altura de la rodilla, con botones y buenas condiciones de aseo, lentes de seguridad con protector lateral, guantes, zapatos cerrados y mascarillas para la exposición a gases tóxicos y/o irritantes.

## Permanencia dentro del Laboratorio

- ✓ Ubique en la estantería el material y los reactivos a utilizar, para ello debe tener la orientación del ayudante y el profesor.
- ✓ Chequee que el material con que trabajará esté completo y en buen estado, así como las soluciones y reactivos, estén a las concentraciones necesarias.
- ✓ Lee siempre la etiqueta de cualquier reactivo antes de usarlo. Compruebe que se trata realmente del reactivo indicado, observe los símbolos y frases de seguridad que señalan los riesgos más importantes derivados de su uso y las precauciones que hay que adoptar para su utilización.
- ✓ Tome las cantidades de reactivos necesarios para el trabajo experimental, colóquelas en el instrumental de vidrio limpio y seco.
- ✓ Mantenga limpia el área de trabajo asignada para la ejecución de la actividad experimental.
- ✓ Trabaje siempre en el mesón, salvo que necesite la campana de gases.
- ✓ Evite usar material de vidrio con roturas o grietas, disoluciones contaminadas o sospechosas.
- ✓ No puede recibir visitas dentro del laboratorio, evite interrupciones y distractores, así evita accidentes.
- ✓ Informe al profesor cuando sea necesario salir del laboratorio durante la sesión y repórtese al incorporarse.
- ✓ No ingiera comida, ni bebidas dentro del laboratorio.
- ✓ No fume dentro del laboratorio.

## Culminación de la Actividad Experimental

- ✓ Lave todo el material instrumental utilizado en el desarrollo de la práctica, séquelo y ubíquelo en el lugar que corresponde. Despegue las etiquetas que haya colocado para identificar las soluciones y muestras durante la actividad.
- ✓ Deje limpio y seco el lugar de trabajo. Organice los taburetes y desconecte todos los equipos eléctricos que haya utilizado.
- ✓ Asegúrese de llevarse todo los equipos de protección personal.

## Primeros Auxilios dentro del Laboratorio

- ✓ En caso de ocurrir quemaduras en los ojos, ocasionadas por derrames de sustancias químicas, lave inmediatamente con abundante agua corriente durante 15 minutos como mínimo en una

ducha de ojos, de no haber, hágalo con un frasco para lavar los ojos, sino hay agua utilice solución isotónica. Mantenga los ojos abiertos con la ayuda de los dedos para facilitar el lavado debajo de los párpados. Es necesario recibir asistencia médica, por pequeña que parezca la lesión.

- ✓ Cuando ocurran quemaduras de la piel, ocasionadas por derrames de sustancias químicas, si fuese producida por bases o álcalis, lave con abundante agua y trate la parte afectada con ácido acético diluido entre 1%-2%. Las quemaduras generadas por ácidos corrosivos trátelas con agua y bicarbonato de sodio en solución. Si el ácido cae sobre la ropa, corte lo más rápidamente posible la ropa, lave con agua corriente abundante la zona afectada y avise a su profesor. Las duchas de seguridad instaladas en los laboratorios serán utilizadas en aquellos casos en que la zona afectada del cuerpo o piel sea grande y no sea suficiente el lavado en un fregadero. Es necesario sacar toda la ropa contaminada a la persona afectada lo antes posible mientras esté bajo la ducha, donde debe tener una corriente abundante de agua y la persona permanecer bajo de esta, como mínimo un tiempo de 15 minutos.
- ✓ Al ocurrir quemaduras en la piel, ocasionadas por objetos caliente, trate la zona afectada con solución al 1% de ácido pícrico o ácido bórico. Recuerde que las quemaduras se clasifican en tres (03) grandes grupos:
  - a) De primer grado: enrojecimiento en la piel.
  - b) De segundo grado: hay ampollas.
  - c) De tercer grado: hay destrucción de tejidos internos.
- ✓ En caso de inhalación de sustancias químicas, conduzca inmediatamente a la persona afectada a un sitio con aire fresco. Dele asistencia médica lo antes posible.
- ✓ En caso de ingestión de sustancias químicas, antes de cualquier actuación concreta solicite asistencia médica. Si el paciente está inconsciente, colóquelo tumbado, con la cabeza de lado. Cúbralo con una manta para que no tenga frío. No lo dejé sólo. No permita ingerir líquidos, ni provocar el vómito.

### **Incendios en el Laboratorio**

Es necesario que aprenda a dominar todo tipo de fuegos o incendios. Lo más común frente a incendios es utilizar agua y este resulta ser el método más ineficaz y hasta contraproducente, la mayor parte de las sustancias químicas combustibles son líquidos orgánicos, menos densos que el agua con la que no se mezclan, (excepción de alcoholes de cadenas carbonadas bajas).

Los extintores de espumas son muy eficaces, pero en los pequeños incendios de laboratorio pueden hacer más daño que beneficio, por los daños que ocasionan. Por otra parte el agua y la espuma son peligrosas si hay contactos o cables eléctricos descubiertos, pudiendo provocar daños mayores si hay metales alcalinos (sodio, potasio), que al romperse el envase que los resguardan provocan mayores incendios con el agua.

Los pequeños incendios en los mesones de trabajo experimental son frecuentes y se cortan en forma rápida, limpia y eficaz con un extintor de dióxido de carbono. Es muy frecuente que los incendios aumenten en magnitud y lleguen a tomar proporciones gigantes por error o por mala actuación de los usuarios con los químicos, que no sepan cortar a tiempo un pequeño incidente. Incendios de dimensiones mayores deben ser apagados con extintores de dióxido de carbono de mayor capacidad.

En la actualidad existen los llamados extintores de polvo químico seco (mezcla de polvos), equipos más modernos debido a que proyectan una nube de bicarbonato de sodio mediante presión de dióxido de carbono. Se aplica por medio de extintores portátiles, mangueras manuales o sistemas fijos.

En caso de incendio en el laboratorio, proceda de la siguiente manera:

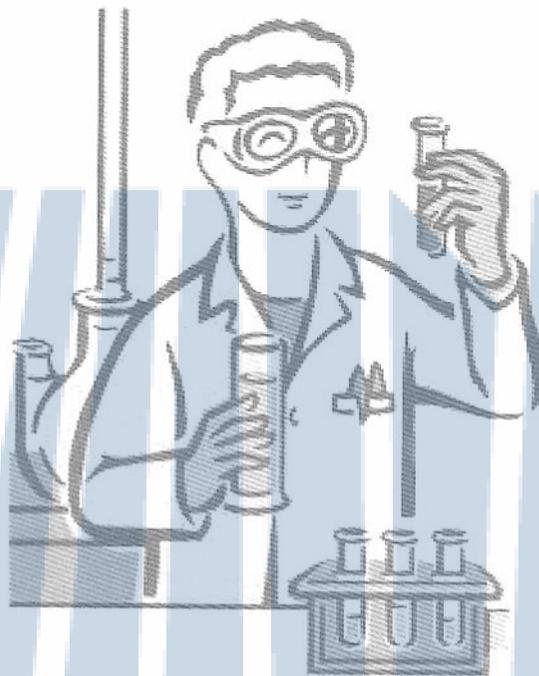
Evacue el laboratorio, de acuerdo con las indicaciones del profesor y la señalización existente en el laboratorio. Si el fuego es pequeño y localizado, apáguelo utilizando el extintor adecuado, arena, o cubriendo el fuego con un recipiente de tamaño aplicable que lo ahogue. Retire las sustancias químicas inflamables que estén cerca del fuego. Nunca utilice agua para extinguir un fuego provocado por la inflamación de un disolvente.

En caso de incendio en el cuerpo, proceda de la siguiente manera:

Si se te incendia la ropa, grita inmediatamente para pedir ayuda. Tiéndete en el suelo y rueda sobre ti mismo para apagar las llamas. No corras, ni intentes llegar a la ducha de seguridad si no está muy cerca de ti. Es tu responsabilidad ayudar a alguien que se esté quemando. Conducélo hasta la ducha de seguridad, si está cerca, o hazlo rodar por el suelo. Nunca utilices un extintor sobre una persona. Una vez apagado el fuego, mantén a la persona tendida, procurando que no coja frío y proporciónale asistencia médica.

## EQUIPOS Y MATERIALES PERSONALES PARA EL TRABAJO EXPERIMENTAL

- ✓ Bata blanca mangas largas a la altura de la rodilla, con botones y buenas condiciones de aseo.
- ✓ Lentes de seguridad con protección lateral.
- ✓ Mascarillas para la exposición a gases tóxicos y/o irritantes.
- ✓ Zapatos cerrados, antiresbalantes, ergonómicos e impermeables.
- ✓ Guantes para el trabajo con las diferentes sustancias químicas, de acuerdo al tipo y materiales del guante (ver anexo I):
  1. Cloruro de polivinilo (PVC, vinilo, plástico): Resiste bien a muchos ácidos, cáusticos, bases y alcoholes. Resistente excelente a las quemaduras.
  2. Goma (látex, balatá, hule): Resistente a muchos ácidos. Muy flexible.
  3. Butadieno (NBR, goma butílica): Resistente a aldehídos, cetonas, ésteres y ácidos minerales concentrados. Excelente destreza y flexibilidad.
  4. Látex de cloropreno (neopreno): Resistente a muchos aceites, ácidos, cáusticos y disolventes (fenol, etilglicol, anilina). Movilidad y flexibilidad excelentes, incluso con temperaturas bajas. No recomendado para disolventes orgánicos
  5. Alcohol polivinílico (PVA): Alta resistencia a disolventes alifáticos, aromáticos y clorados, ésteres y la mayoría de cetonas. Resistente a enganches, pinchazos, quemaduras y cortes. Soluble en agua, se deteriora si se expone a soluciones basadas en agua.
- ✓ Cepillos para lavar el material, detergente o jabón líquido, esponjas y elementos de limpieza (paños o toallas).
- ✓ Etiquetas adhesivas, tijeras, marcador indeleble, cinta adhesiva transparente, calculadora, fósforos, algodón y jeringas.
- ✓ Toallas absorbentes y papel de aluminio.



E. Explosión



O. Combustión



F. Fácilmente inflamable  
R. Irritante/Corrosivo



T. Tóxico  
Tx. Muy tóxico



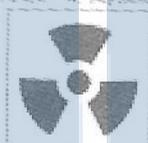
Xn. Nocivo  
Xi. Irritante



C. Corrosivo



H. Peligro para el medio ambiente



R. Radioactivo



I. Infeccioso

Fig. 1. Etiquetado de productos peligrosos.



# Normas de Seguridad y Primeros Auxilios

## Actividades a desarrollar por el profesor

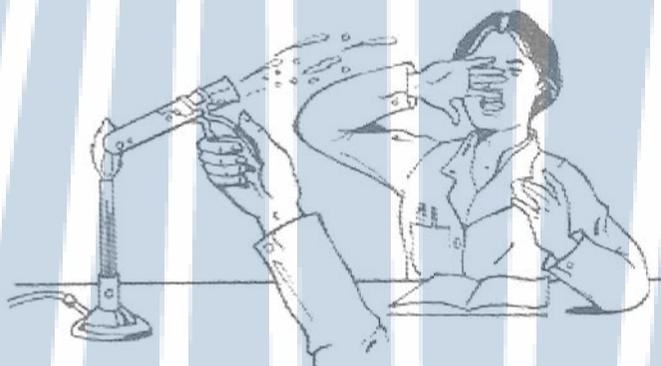
- Señala a los estudiantes como está estructurado el laboratorio (mesones, campanas, desagües) y el uso de estos.
- Señala a los estudiantes el plano de la ubicación de los distintos equipos de emergencia, ubicación de extintores, salidas de emergencias, duchas, lavajos, etc.
- Ilustra el uso del extinguidor de incendios y de las otras medidas de seguridad.
- Indica ubicación del botiquín de primeros auxilios y los elementos básicos que lo deben integrar.
- Da instrucciones de evacuación del laboratorio en caso de emergencias.
- Explica a los estudiantes el significado de los diferentes símbolos de peligrosidad que aparecen en las etiquetas de frascos y envases.
- Discute sobre las normas de seguridad en el laboratorio.
- Discute sobre las fichas de seguridad (MSDS) y etiquetas.
- Se asegura que todos los estudiantes conozcan las normas de seguridad.

Los descuidos o la ignorancia de posibles peligros en el laboratorio pueden ocasionar accidentes graves, por lo que es de gran importancia que siga las instrucciones que su profesor le indique acerca de los cuidados y precauciones que debe tomar en el laboratorio.

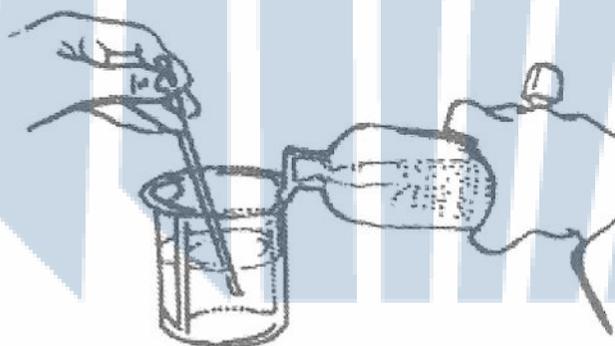
En cada experiencia se señalan las instrucciones específicas que debe cumplir para cuidar su seguridad y la de sus compañeros. Sin embargo, hay algunas instrucciones y precauciones de tipo general, que se indican a continuación:

- ✓ Si se produce un accidente, avise inmediatamente a su profesor.
- ✓ Si alguna sustancia química salpica en sus ojos, lávelos inmediatamente con abundante agua o preferiblemente con solución isotónica estéril. Avise al profesor.
- ✓ Si cae alguna sustancia alcalina sobre su piel, lávela con abundante agua y trate la parte afectada con ácido acético diluido entre 1% - 2%. Las quemaduras de la piel con ácidos corrosivos deben tratarse con abundante agua y solución de bicarbonato de sodio.
- ✓ Si sufre quemaduras de la piel ocasionadas con objetos calientes, trátelas con solución de ácido pícrico o ácido bórico. Cubra luego la parte afectada con gasa o tela adhesiva.
- ✓ En caso de incendio de la ropa o contacto considerable con materiales corrosivos (ácidos o bases). Utilice de inmediato la ducha y consulte al profesor.
- ✓ Realice solamente aquellas experiencias señaladas o aprobadas por el profesor.
- ✓ No pruebe ningún producto químico o solución, ni toque ninguna sustancia con las manos, a menos que se lo indique el profesor.

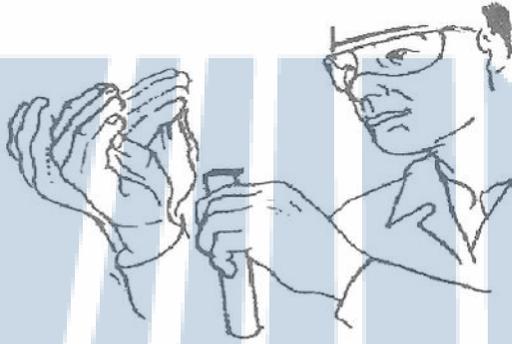
- ✓ Los experimentos en los cuales se producen gases o vapores tóxicos, deben realizarse en campanas extractoras de gases, en las cuales se produce una succión para extraer gases o vapores.
- ✓ No haga uso de toallas, trozos de papel u otro género para levantar o quitar objetos calientes que estén sobre el mechero. Utilice las pinzas adecuadas.
- ✓ Cuando se derramen ácidos o álcalis sobre el mesón, lave inmediatamente con agua.
- ✓ Al calentar tubos de ensayo, evite que la boca de los mismos esté dirigida hacia usted o hacia sus compañeros. Tenga en cuenta que el contenido del tubo puede proyectarse al exterior.



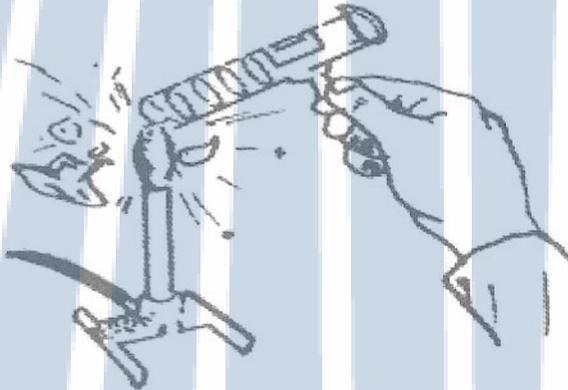
- ✓ Cuando diluya ácidos concentrados vierta el ácido lentamente con agitación sobre el agua. Nunca haga lo contrario. De esta manera evita el rompimiento del recipiente por el calor generado en la reacción de hidratación.



- ✓ Cuando desee percibir el olor de un líquido o de un gas que se desprende, no acerque la nariz al recipiente, pase la mano suavemente sobre la boca del recipiente, tratando de formar una corriente hacia usted.



- ✓ Nunca caliente objetos de vidrio templado, tales como matraces, cilindros graduados o botellas. Estos materiales se agrietan o rompen fácilmente.



- ✓ Sí se produce un pequeño incendio en un recipiente, cubra el objeto o lugar incendiado con una toalla mojada. Avise al profesor.
- ✓ Evite tocar objetos calientes, metal o de vidrio. El vidrio caliente presenta el mismo aspecto que el frío, pero produce quemaduras dolorosas.
- ✓ Tenga cuidado con la llama del mechero. No acerque a ella la ropa o cabello. Si usa el cabello largo, recójase.
- ✓ Preste atención al trabajar con equipos de vidrio, como tubos y termómetros. El vidrio es frágil y al romperse, produce lesiones con frecuencia.
- ✓ En el laboratorio habrá un recipiente para depositar los desperdicios sólidos. No los eche al fregadero.
- ✓ Lea detenidamente la etiqueta del recipiente que contiene los reactivos, antes de utilizarlos. En ella aparecen los signos convencionales de peligrosidad.



Inflamable



Corrosivo



Oxidante



Explosivo



Radiactivo



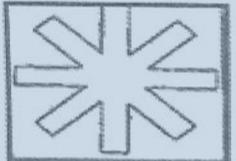
Tóxico



Irritante



Higroscópico  
(Absorbe vapor de agua)



No Tóxicas

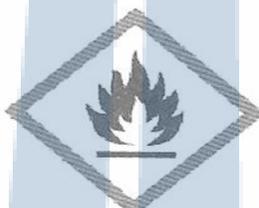


Carbonatable  
(reacciona con el CO<sub>2</sub> del aire)

O bien sea, los nuevos pictogramas de peligro para la clasificación, etiquetado y envasado de sustancias o productos químicos, de acuerdo al sistema globalmente armonizado (SGA).



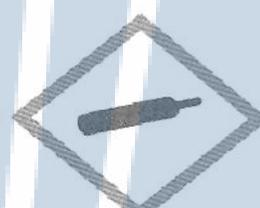
EXPLOSIVO



INFLAMABLE



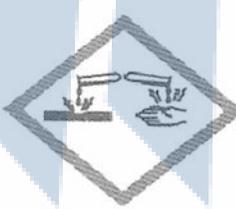
COMBURENTE



EXPLOSIVOS  
GASES A PRESIÓN



TÓXICO



CORROSIVO



NOCIVO PARA  
LA SALUD



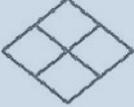
IRRITANTE



NOCIVO PARA  
EL AMBIENTE

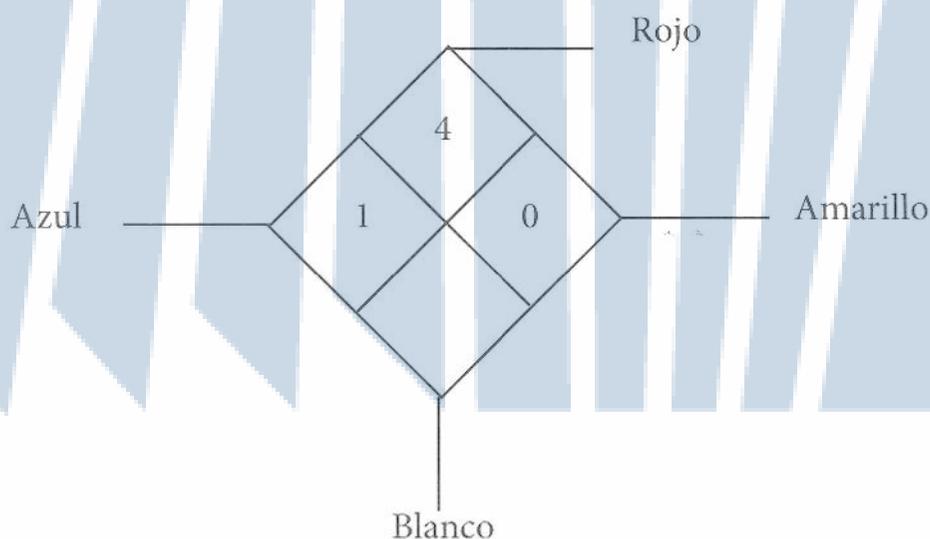
Asimismo en algunos envases encontrará el rótulo de la NFPA (National Fire Protection Association), el cual opera con el objeto de identificar en forma rápida y eficiente las propiedades

reactivas y toxicológicas de los distintos productos químicos utilizados y los riesgos emergentes de las mismas frente a situaciones de contacto, ingestión, inhalación e incendio, este rótulo es recomendado en los laboratorios de usos Químicos (extraído de la NFPA de los EEUU) es el que se muestra a continuación:

<b>ATENCION</b>		<b>UTN FRR</b>
 Nombre: _____ Fórmula: _____ Concentración: _____		
<b>TOXICIDAD</b>		<b>CLASE</b>
Inhalación <input type="checkbox"/> Ingestión <input type="checkbox"/> Cancerígeno <input type="checkbox"/>	Ojos <input type="checkbox"/> Piel <input type="checkbox"/>	N° ONU:..... Ficha: ..... Clase: .....

Los datos develados en esta etiqueta, corresponderán a la droga en estado más concentrado o puro, por lo que los efectos irán disminuyendo a medida que las concentraciones sean menores.

El rombo de la NFPA está dividido en cuatro (4) campos, cada campo tiene un color característico e identifica un riesgo específico con números del 0 al 4:



Los colores identifican:

- a) Azul: riesgo para la salud;
  - b) Rojo: riesgo de inflamabilidad;
  - c) Amarillo: reactividad química;
  - d) Blanco: para hacer resaltar otras propiedades del producto, ejemplo: oxidante, radiactivo, etc. Con un número se indica el orden de severidad de cada riesgo en grado creciente, de cero (0) a cuatro (4).
- ✓ Al concluir la práctica, lave, seque y guarde los instrumentos y limpie el mesón.

## ¿QUÉ HACER EN CASO DE ACCIDENTE?

1. Salpicaduras por ácidos y álcalis
2. Quemaduras por objetos, líquidos o vapores calientes
3. Un compañero accidentalmente ingiera metanol o acetona.
4. Un compañero accidentalmente se vertiera encima ácido sulfúrico.
5. Un compañero le salpicara una disolución de álcali en los ojos.
6. En el laboratorio ubique un botellón y en la etiqueta de este (el cual puede ser, etanol, metanol, ácidos, bases o sales). Lea la etiqueta y busque las correspondientes frases R y S e indique los riesgos que conlleva la utilización de las sustancias utilizadas y las precauciones que se deben tomar.

# Práctica N° I

## Conocimiento del Material de Laboratorio

### Objetivos:

- Reconocer el material de laboratorio de uso común, su utilización y manejo.
- Determinar capacidad y apreciación de los instrumentos de medición.

Al término de la práctica el estudiante estará capacitado para:

- Uso y manejo de los diferentes instrumentos de medición.
- Manejo de las normas de seguridad y las fichas MSDS.

### Contenido:

- Instrumentos de uso más frecuente en el laboratorio (vidrio, porcelana, madera, metálico y goma), su uso y manejo.
- Características de los instrumentos de medición: capacidad, alcance y apreciación.

### Parte Teórica:

#### Conocimiento del Material de Laboratorio

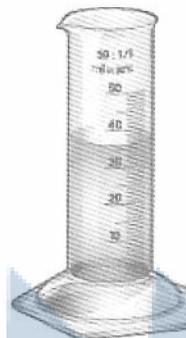
En el laboratorio existen una serie de instrumentos y aparatos, que es necesario conocer en lo concerniente a su identificación y usos. Algunos de estos instrumentos se utilizan para medir propiedades de los materiales, como masa (balanza), volumen (probetas, pipetas,...) y temperatura (termómetro).

Existen tres (3) características de los instrumentos de medición, que debes conocer y manejar: la capacidad, el alcance y la apreciación.

- La Capacidad:** es el valor de la máxima cantidad de un material que se puede medir en un instrumento o el valor más alto de la propiedad que se mide que puede ser registrado por el instrumento. Generalmente, la capacidad viene señalada en el instrumento o se puede identificar por el valor más alto que indica su escala graduada.
- El Alcance:** es la máxima cantidad de sustancia que puede contener un instrumento. Algunas veces el alcance viene señalado en el instrumento y será siempre mayor o igual que la capacidad.
- La Apreciación:** es la menor cantidad de un material que se puede medir con el instrumento. Se calcula hallando la diferencia entre dos lecturas de la escala graduada y dividiendo el resultado entre el número de divisiones existentes entre las dos lecturas seleccionadas:

$$\text{Apreciación} = \frac{\text{Lectura mayor} - \text{Lectura menor}}{\text{Número de divisiones}}$$

**Ejemplo:** observe el siguiente cilindro graduado o probeta:



- La capacidad del cilindro es 50 ml, pues es la máxima cantidad de líquido que puede medir.

- La apreciación se calcula mediante la fórmula planteada anteriormente:

$$\text{Apreciación} = \frac{\text{Lectura mayor} - \text{Lectura menor}}{\text{Número de divisiones}}$$

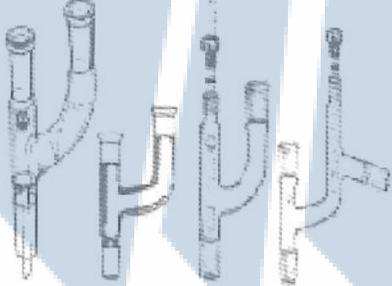
$$\text{Apreciación} = \frac{40\text{ml} - 30\text{ml}}{10 \text{ divisiones}} = \frac{10 \text{ ml}}{10 \text{ divisiones}} = 1 \text{ ml/div}$$

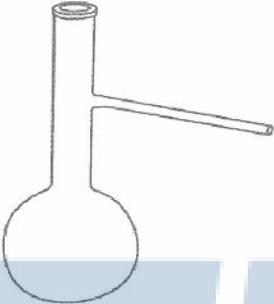
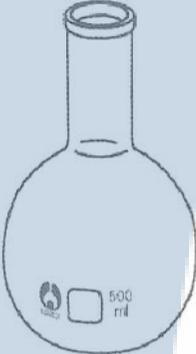
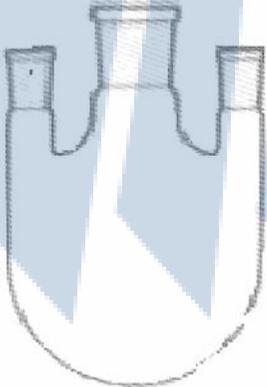
La apreciación de 1 indica que 1 división de la escala graduada del instrumento representa 1 ml. Se puede entonces hacer mediciones de 1 ml en 1 ml, por ejemplo: 46 ml; 35 ml... etc.

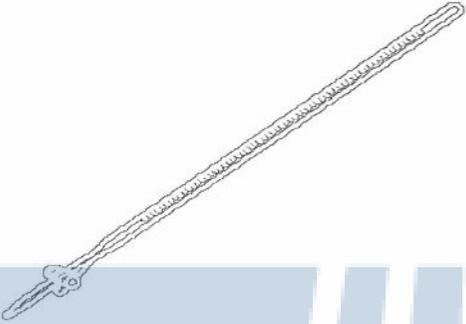
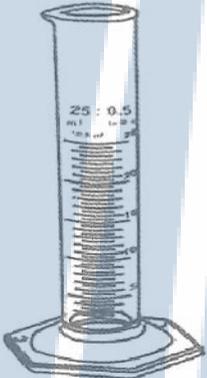
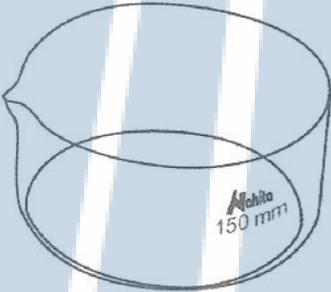
A continuación encontraras los instrumentos de uso más frecuente en el laboratorio, sus figuras y respectivas aplicaciones:

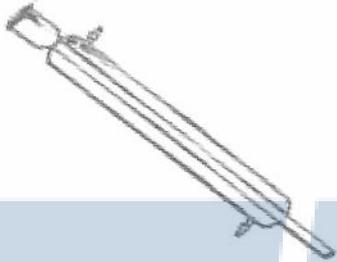
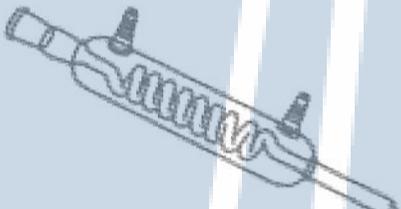
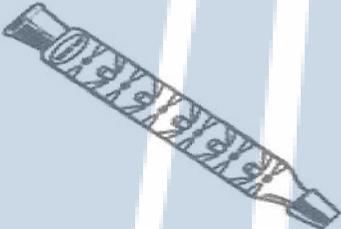
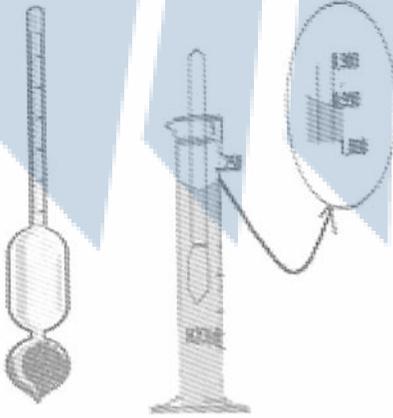
### Instrumentos de Vidrio

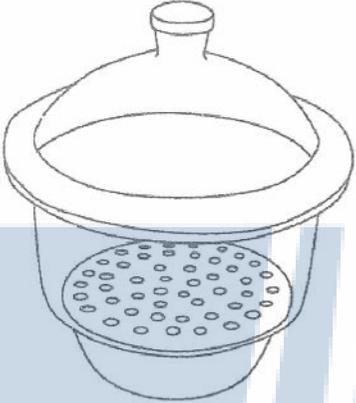
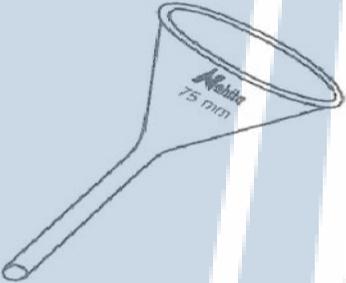
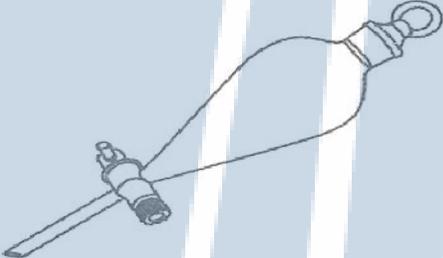
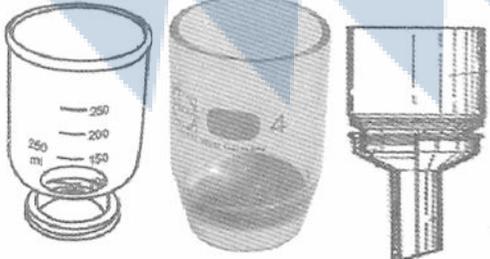
Los instrumentos de vidrio se fabrican para diversas aplicaciones. Generalmente se usan para contener, calentar, evaporar y medir líquidos.

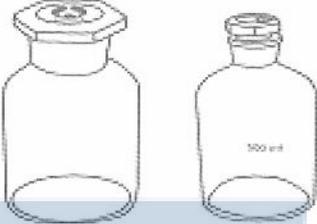
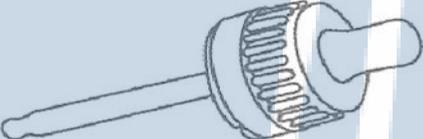
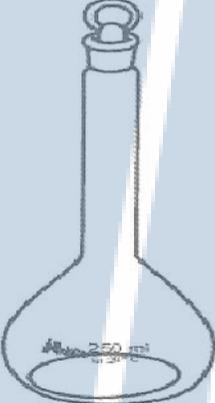
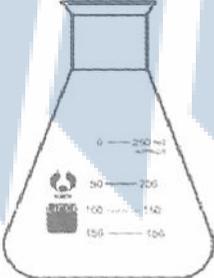
Instrumento	Nombre	Uso
	Adaptadores o Cabezas Claisen para Balones de Destilación	Se utilizan para destilaciones a presión reducida o vacío. De sus dos (2) cuellos, el directo sirve para fijar un tubo capilar o agitador, y el del costado para el termómetro, saliendo por el tubo lateral los vapores. Es frecuente su uso en síntesis orgánicas.
	Agitadores de vidrio	Se utiliza para mezclar, por agitación, los componentes de soluciones.

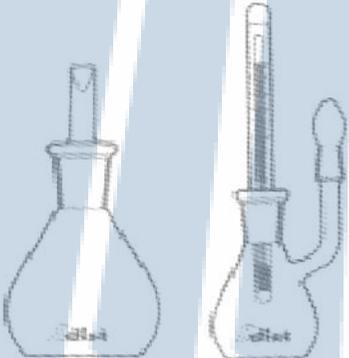
	<p>Balón de Destilación</p>	<p>Se emplea en la destilación de líquidos, se distingue del anterior en que su cuerpo es totalmente esférico.</p>
	<p>Balón o Matraz Fondo Redondo</p>	<p>Se emplea para realizar reacciones en caliente y procesos de destilación. Su fondo esférico favorece la concentración de los reactivos, no se puede apoyar en una superficie plana, por lo que se utiliza un soporte y mantas de calentamiento.</p>
	<p>Balón o Matraz Fondo Plano</p>	<p>Matraces esféricos fabricados en vidrio borosilicato de gran resistencia al choque térmico. Presentan cuello estrecho y con superficie de rotulación en blanco, son ideales para su utilización en reacciones de destilación o cualquier tipo de reacción que requiera un calentamiento uniforme de la muestra.</p>
	<p>Balón de tres (3) Bocas</p>	<p>Se emplea para trabajos en laboratorios orgánicos y bioquímicos, ya que se les puede adicionar accesorios como termómetros, agitadores, condensadores, embudos, etc. Tienen un cuerpo esférico y tres (3) bocas paralelas, una (1) central más larga y dos (2) idénticas más pequeñas a los costados. Convienen los que poseen boca y conexiones esmeriladas.</p>

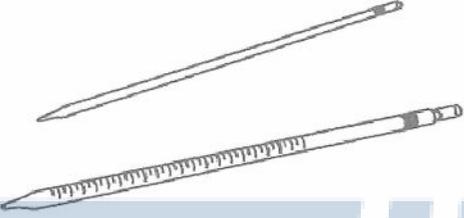
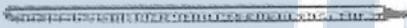
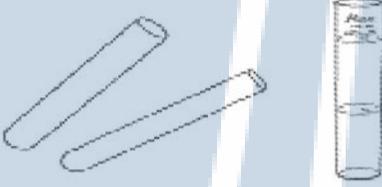
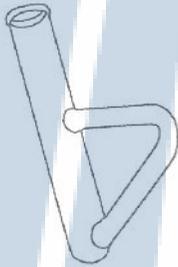
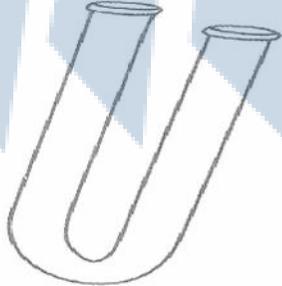
	<p>Bureta</p>	<p>Se emplea para medir volúmenes con mayor exactitud y precisión, y para titular soluciones. En las buretas el tubo de salida debe estrecharse gradualmente y tener un diámetro tal que permita la salida de una gota, de volumen mucho menor del que se puede apreciar entre las divisiones más finas marcadas en la escala de la bureta.</p>
	<p>Cápsula de Petri</p>	<p>Se utiliza para contener y cristalizar sustancias.</p>
	<p>Cilindro Graduado o Probeta Graduada</p>	<p>Se usa para medir líquidos cuando se requiere cierta exactitud. Están graduados en mililitros.</p>
	<p>Cristalizador</p>	<p>Se emplea para cristalizar sustancias por evaporación del solvente.</p>
	<p>Cuba Hidroneumática</p>	<p>Para recoger gases por des alojamiento de agua y para hacer baños de hielo.</p>

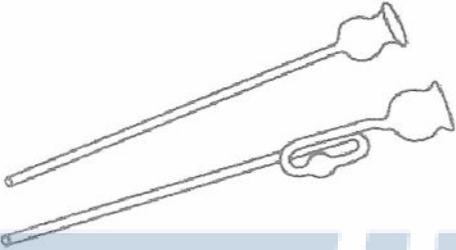
	<p>Condensador o Columna para Destilación tipo Liebig o Recto</p>	<p>Se emplea para condensar vapores por destilación. Este de dos tubos concéntricos. En el tubo interno abierto por sus extremos se condensan los vapores y en el tubo externo circula el agua a contra corriente.</p>
	<p>Condensador o Columna para Destilación tipo Bola o Allihn</p>	<p>Se emplea para condensar vapores por enfriamiento. En estos refrigerantes se aumenta la superficie del tubo interno a fin de aumentar la superficie de enfriamiento.</p>
	<p>Condensador o Columna para Destilación tipo Serpentin, Espiral o Graham</p>	
	<p>Columna para Destilación o de fraccionamiento tipo Vigreux</p>	<p>Se emplea para condensar vapores por enfriamiento. Las hendiduras laterales aumentan el número de ciclos de evaporación-condensación y, por tanto, la separación de los componentes.</p>
	<p>Densímetro</p>	<p>Se utiliza para determinar la densidad de un líquido. Consta de un vástago graduado con un bulbo inferior lastrado con esferitas de plomo. El densímetro se coloca en un cilindro graduado que contiene el líquido cuya densidad se quiere determinar, se le imprime un ligero giro con los dedos a fin de impedir que se pegue a las paredes del cilindro. La densidad del líquido se lee en el vástago tal como indica la figura.</p>

	<p>Desecador</p>	<p>Envase de vidrio grueso provisto de tapa, con dos (2) compartimientos. El material a desecar se coloca en el compartimiento superior en un recipiente abierto (cápsula) y la sustancia desecante en el compartimiento inferior. Ambos compartimientos se separan con una placa de porcelana con agujeros. Se emplea para mantener un ambiente seco y proteger los materiales afectados por la humedad o el dióxido de carbono, o para secar sustancias por deshidratación</p>
	<p>Embudo de Bunsen, en presentaciones rama corta y larga</p>	<p>Se utiliza para filtrar y trasvasar líquidos.</p>
	<p>Embudo de Separación Gibson o Embudo de Decantación</p>	<p>Se emplea para decantar y separar líquidos inmiscibles.</p>
	<p>Embudo de Gooch</p>	<p>Embudo de virio o porcelana de forma cónica, provisto de una superficie filtrante, con poros de diferentes tamaños. Se emplea para filtrar por succión.</p>

	<p>Frascos para Reactivos</p>	<p>Se emplea para contener diferentes reactivos sólidos o líquidos. Puede ser Transparente o de color ámbar para sustancias que se descomponen por la acción de la luz.</p>
	<p>Goteros</p>	<p>Para recolectar y contar gotas de una muestra líquida.</p>
	<p>Matraz Aforado o Volumétrico</p>	<p>Se emplea para preparar soluciones de concentración conocida. Tiene la misma forma de los matraces corrientes pero con cuello estrecho y largo en el cual hay una señal de aforo que indica el volumen para el cual fueron construidos. La temperatura de calibración (general 20°C) está impresa en ellos.</p>
	<p>Matraz Erlenmeyer o Fiole</p>	<p>Se emplea para calentar líquidos, hacer titulaciones, recristalizar un sólido, disolver sustancias.</p>

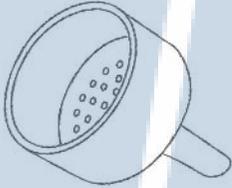
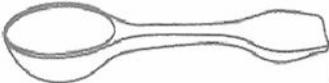
	<p>Matraz Kitasato para Vacío</p>	<p>Se emplea para filtración al vacío.</p>
	<p>Matraz Kjeldahl, cuello largo inferior redondo</p>	<p>Se utiliza especialmente para la digestión de materia orgánica y determinación de nitrógeno</p>
	<p>Pesafiltro o Pesa Sustancia</p>	<p>Se emplea para pesar material sólidos.</p>
	<p>Picnómetro</p>	<p>Instrumento utilizado para determinar la densidad de líquidos con mayor precisión. Su característica principal es la de mantener un volumen fijo al colocar diferentes líquidos en su interior. Esto sirve para comparar las densidades de dos (2) líquidos determinado la masa del picnómetro con cada líquido por separado y comparando dichas masas.</p>
	<p>Pipeta Volumétrica</p>	<p>Tubo de vidrio con su parte central ensanchada en forma de bulbo, son de una sola capacidad y generalmente de un sólo aforo. Sirven para medir en forma precisa un sólo y determinado volumen de líquido. Al verter el líquido debe apoyarse la pipeta contra la pared del recipiente.</p>

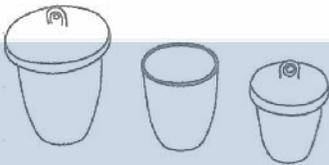
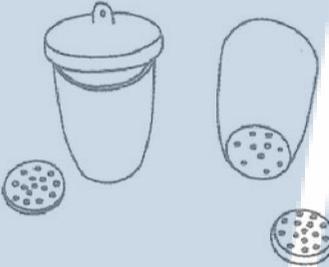
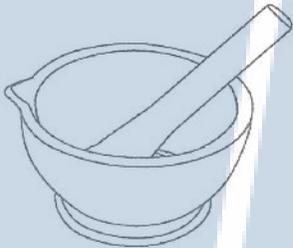
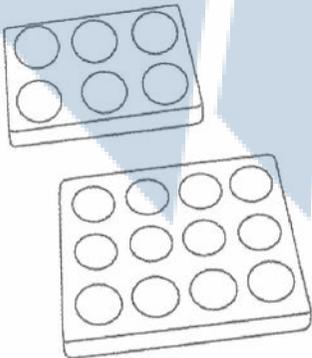
	<p>Pipeta Graduada</p>	<p>Se emplea para medir con precisión volúmenes variables de líquido. Pueden ser de dos tipos: De un sólo aforo (el volumen total indicado está comprendido entre el cero y la punta). De doble aforo (el aforo superior corresponde a cero y el inferior a la división que indica la capacidad total de la pipeta)</p>
	<p>Termómetro</p>	<p>Se utiliza para medir la temperatura.</p>
	<p>Tubo de Ensayo</p>	<p>Se utiliza para mezclar sustancias, calentarlas y efectuar reacciones a pequeña escala.</p>
	<p>Tubo de Thiele</p>	<p>Se utiliza para la determinación de punto de fusión. Para ellos se llena de una sustancia de elevado punto de ebullición, como la parafina, glicerina, aceite de semilla de algodón.</p>
	<p>Tubo en U</p>	<p>Se utiliza para construir puentes salinos o para contener un material a través del cual se hace pasar un flujo gaseoso.</p>

	<p>Tubos de Seguridad</p>	<p>Se emplea para regular la presión en sistemas cerrados en los cuales se generan gases y para introducir líquidos en matraces en los que se efectúan reacciones</p>
	<p>Vidrio de Reloj</p>	<p>. Se emplea para evaporar líquidos a temperatura ambiente, cristalizar cantidades pequeñas de sustancias, tapan envases y pesar sustancias.</p>

### Instrumentos de Porcelana

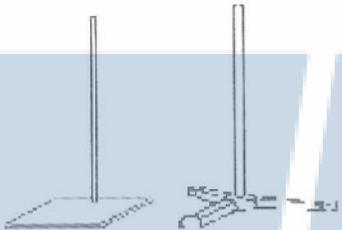
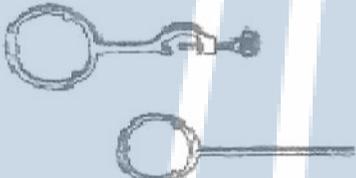
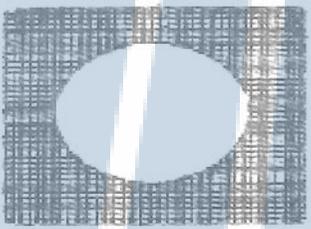
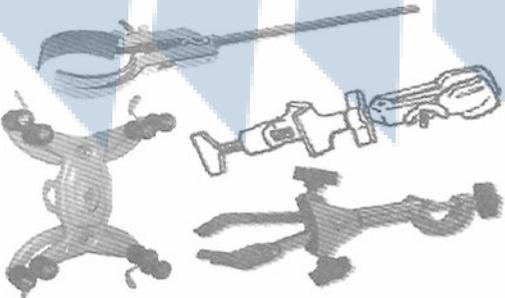
Los objetos de porcelana de laboratorio son materiales impermeables de naturaleza silícea y fabricados a partir de la cocción de una mezcla de minerales naturales como caolín, cuarzo y feldespato cuya composición química es básicamente sílice y silicatos de alúmina. El instrumental de porcelana de laboratorios presenta un bajo coeficiente de expansión térmica y por tanto una elevada resistencia a los cambios de temperaturas. Por su gran solidez mecánica es resistente prácticamente a cualquier influencia química. El material de porcelana es más resistente que el vidrio, ya que soportan elevadas temperaturas y presiones.

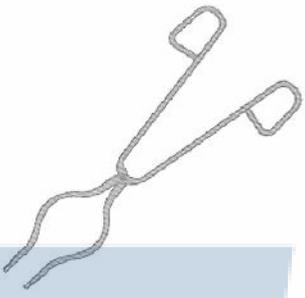
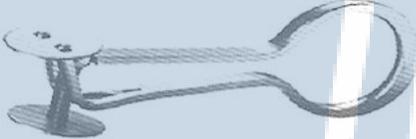
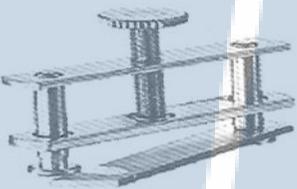
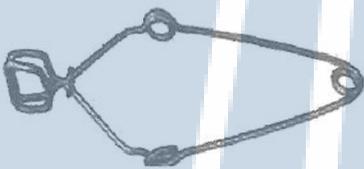
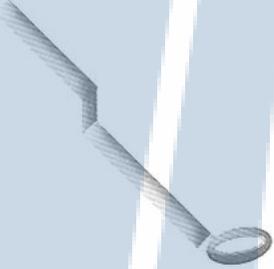
Instrumento	Nombre	Uso
	<p>Embudo de Buchner</p>	<p>Es un embudo de forma cilíndrica, provisto en el fondo de una superficie con agujeros en forma de criba. Se emplea para filtración por succión.</p>
	<p>Espátula de Porcelana</p>	<p>Se emplea para trasegar sólidos; tomar muestras de sólidos de los recipientes que los contienen.</p>

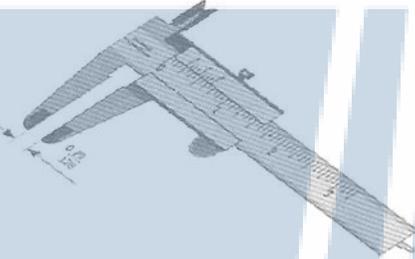
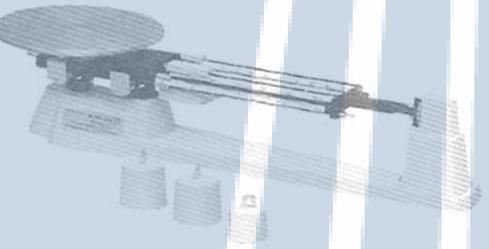
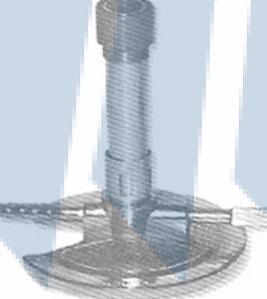
	<p>Cápsula de Porcelana</p>	<p>Se utiliza para calentar sustancias, fundir y cristalizar sólidos, evaporar líquidos, y para realizar reacciones químicas.</p>
	<p>Crisol de Porcelana con Tapa</p>	<p>Son recipientes de fondo plano utilizados para trabajar a altas temperaturas, como es el caso de fundir sólidos, la determinación de cenizas y la calcinación de precipitados. Los más usados son de porcelana pero también los hay de platino y otros materiales resistentes a altas.</p>
	<p>Crisoles Gooch con Tapa</p>	<p>Se utilizan para filtración a vacío en la técnica de análisis gravimétrica. Los materiales filtrantes que generalmente se emplean con este tipo de crisol son suspensiones de fibras inertes tales como el asbesto, la celite y el dicalite. Como resultado del pequeño tamaño de poro que presentan estos materiales, las filtraciones a través de crisoles de gooch se realizan generalmente a vacío, aplicando succión. Los materiales filtrantes que generalmente se emplean con este tipo de crisol son suspensiones de fibras inertes tales como el asbestos, la celite y el dicalite. Como resultado del pequeño tamaño de poro que presentan estos materiales, las filtraciones a través de crisoles de gooch se realizan generalmente a vacío, aplicando succión.</p>
	<p>Mortero con Mazo</p>	<p>Se emplea para triturar, pulverizar y mezclar sustancias sólidas. Son construidos frecuentemente de porcelana, los hay también de hierro y vidrio.</p>
	<p>Placas con Cavidades</p>	<p>Sirve de contraste, por ser blanca permite apreciar mejor los colores que aparecen en algunas de las pruebas de laboratorio. En las concavidades se coloca una muestra del material que se analiza y el fondo blanco ayuda a percibir mejor los colores.</p>

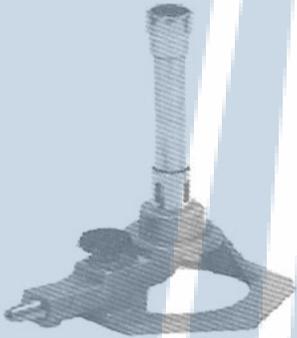
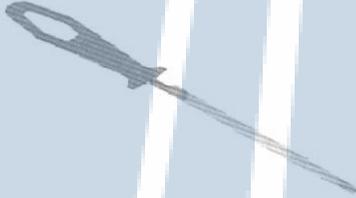
## Instrumentos Metálicos

Se usan generalmente como medio de soporte, medición y para manipular otros objetos.

Instrumento	Nombre	Uso
	Soporte Universal	Se utiliza para sujetar anillos y pinzas.
	Trípode	Se emplea como soporte en el calentamiento de fioles, vasos de precipitado, matraces, cápsulas y crisoles de porcelana.
	Anillos de Hierro	Sirve de base para la rejilla metálica en el montaje de aparatos para calentamiento.
	Espátula Metálica	Se utiliza para extraer y trasladar muestras sólidas de los recipientes que los contienen.
	Rejilla Metálica con Centro de Asbesto	Generalmente se colocan sobre anillos o trípodes cuando van a calentarse recipientes que no deben recibir calor directo. Su parte central está incrustada de asbesto, este material dispersa el calor con uniformidad.
	Pinzas para Soporte	Se utilizan para sujetar los instrumentos de vidrio al soporte universal en el montaje de aparatos. Por un extremo se sujetan al soporte universal mediante un tornillo, el otro extremo está provisto de dos ramas preferente mente cubiertas de gomas para evitar rotura del material de vidrio que sostienen.

	<p>Pinza para Crisoles</p>	<p>Se usa para colocar y retirar objetos que se han llevado a calentamiento intenso. Cuando se utiliza para retirar del fuego crisoles de platino al rojo, tienen sus extremidades recubiertas con dedales de platino. El platino al rojo tiende a unirse con otros metales por lo cual, si se utilizan no recubiertas de platino puede producirse una aleación</p>
	<p>Pinza de Mohr</p>	<p>Se utiliza para interrumpir el fluido de líquidos a través de tubos de goma.</p>
	<p>Pinza de Hoffman o de Tornillo</p>	
	<p>Pinza para Tubos de Ensayo</p>	<p>Se utiliza para sostener tubos de ensayo cuando se calientan. Las hay de metal y madera.</p>
	<p>Cuchara de Combustión</p>	<p>Se utiliza para fundir y quemar sólidos a pequeña escala.</p>
	<p>Triángulo de Arcilla</p>	<p>Se emplea como soporte de crisoles durante el calentamiento.</p>

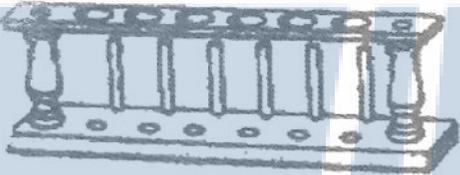
	<p>Mariposa</p>	<p>Son dispositivos que se colocan sobre la boca del mechero para modificar la forma de la llama.</p>
	<p>Calibrador Vernier</p>	<p>Se utiliza para medir profundidad y diámetros interiores y exteriores de piezas con precisión de hasta centésimas de milímetro.</p>
	<p>Balanza Granataria de un Platillo</p>	<p>Se emplea para determinaciones de masa y para pesar cantidades determinadas de sustancias.</p>
	<p>Balanza de Doble Platillo</p>	
	<p>Mechero de Bunsen</p>	<p>Se utiliza para proporcionar calor. Este mechero consta de un tubo metálico vertical, que mediante roscas va unido a un pie por donde sale el pequeño tubo de gas. Un anillo metálico horadado y móvil, próximo a la rosca, regula la entrada de aire. En el mechero de Bunsen se pueden obtener temperaturas hasta de 1000°C en crisol de platino cubierto y hasta 800°C en crisol de porcelana.</p>

	<p>Mechero Mecker</p>	<p>También se utiliza para proporcionar calor. En estos mecheros las ventanillas reguladoras de aire son mayores que las de Bunsen. Poseen una rejilla en el extremo del tubo por donde sale el gas cuyo objeto es aumentar la temperatura de la llama. Con ellos se consiguen temperaturas más elevadas que las obtenidas con el mechero de Bunsen.</p>
	<p>Mechero Tirril</p>	
	<p>Lima Triangular</p>	<p>Se utiliza para cortar tubos de vidrio.</p>

### Instrumentos de Madera

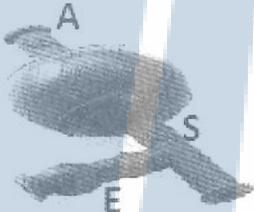
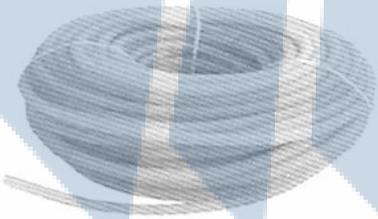
Se usan generalmente como medio de soporte y para manipular con facilidad otros objetos.

Instrumento	Nombre	Uso
	<p>Soporte para filtración</p>	<p>Es una base de madera con huecos y perforaciones, que se sujeta a un soporte universal por una pinza. Se emplea para colocar y retirar cómodamente los embudos durante la filtración.</p>

	<p>Pinza para Tubos de Ensayo</p>	<p>Sirve para sujetar tubos de ensayo durante su calentamiento.</p>
	<p>Gradilla</p>	<p>Soporte para colocar los tubos de ensayo.</p>

### Instrumentos de Plástico y Goma o Caucho

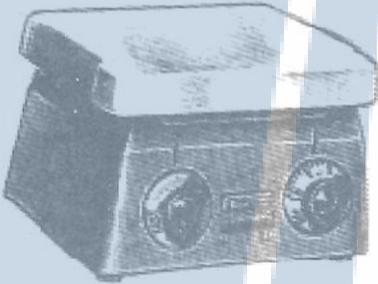
Se fabrica instrumental de goma y plástico para conexiones y soportar cambios temperaturas y presiones.

Instrumento	Nombre	Uso
	<p>Pisetas</p>	<p>Recipientes que están especialmente fabricados en plásticos, se utilizan para contener agua destilada, para limpieza del material, o enrasado de matraces en la preparación de soluciones. También pueden usarse con alcohol.</p>
	<p>Propipetas o Succionadores</p>	<p>Se emplea para el llenado y drenaje de pipetas. Son de goma inerte y se utilizan para muestras tóxicas o corrosivas. Están constituidas por tres (3) válvulas que se accionan a presión. Pueden manejarse con una sola mano.</p>
	<p>Mangueras</p>	<p>Se utiliza para hacer conexiones en mecheros, tuberías de gas, agua, obtención de gases y en equipos de destilación.</p>
	<p>Tapones</p>	<p>Se emplean para tapar recipientes y hacer conexiones.</p>

## Equipos

Todo laboratorio debe estar dotado de los equipos necesarios para realizar experimentos, prácticas, trabajos de carácter científico, tecnológico o técnico de investigación; y equipado con instrumentos de medidas, calentamientos y funciones diversas.

Equipo	Nombre	Uso
	Balanza	Destinados a medir con precisión la masa de los cuerpos.
	Centrifuga	Máquina que pone en rotación una muestra para separar por fuerza centrífuga sus componentes o fases (generalmente una sólida y una líquida), en función de su densidad.
	Estufa	Son equipos provistos de termostatos que permiten un calentamiento hasta 300°C. La lectura de la temperatura se hace a través de un termómetro colocado en la parte externa. Se usan para secar precipitados o sustancias sólidas a temperaturas altas.
	Manta Eléctrica	Dispositivo de calentamiento que contiene una resistencia interna que permite regular el calor, sirven para calentar balones con líquidos volátiles.

	<p>Mufla</p>	<p>Es un equipo de calentamiento eléctrico que puede alcanzar temperaturas entre 1200 y 1500°C. Se emplea en técnicas analíticas que involucren procesos de calcinación o incineración. Una de las técnicas analíticas más realizadas es precisamente el contenido de cenizas. Es también un equipo de calentamiento eléctrico que en este caso puede alcanzar temperaturas de hasta 1200°C. Se emplea en técnicas analíticas que involucren procesos de calcinación o incineración. Una de las técnicas analíticas más realizadas a los alimentos, y que forma parte del análisis centesimal, es precisamente el contenido de cenizas; así mismo algunas determinaciones analíticas se realizan a las cenizas de la matriz original como por ejemplo la determinación de la alcalinidad de las cenizas en vinos.</p>
	<p>Plancha de Calentamiento</p>	<p>Estos aparatos adquieren su energía de la electricidad, tienen forma rectangular, dos (2) mandos de control anterior y el calentamiento se produce en la parte superior; pueden lograr hasta 500°C de temperatura, y son utilizadas para calentar frascos o cápsulas.</p>

En los laboratorios experimentales se utilizan instrumentos de medición, estos se usan con la finalidad de obtener y comparar magnitudes físicas mediante un proceso de medición. Como unidades de medida se utilizan objetos previamente establecidos como estándares o patrones y de la medición resulta un número que es la relación entre el objeto de estudio y la unidad de referencia. Los instrumentos de medición más utilizados son: balanza (para medir masa), reloj y cronómetro (para medir tiempo), cinta métrica, regla graduada, vernier y micrómetro (para medir longitud), termómetro (para medir temperatura).

## Instrucciones para el Manejo del Material de Laboratorio

### Manejo o Trabajo con el Material de Vidrio

Gran parte del material utilizado en un laboratorio químico es de vidrio. Esto es debido esencialmente a las ventajas que ofrece este material (limpieza, transparencia, inercia química y termo-resistencia) frente a la mayoría de los plásticos y metales. Para el material de laboratorio se usan distintos tipos de vidrio. El material más resistente se construye con un vidrio de borosilicato (contiene sílice y bórax), se lo denomina habitualmente vidrio Pyrex (Corning Glass) o Kimax (Kimble Glass).

Este tipo de vidrio se emplea por ejemplo en la fabricación de matraces erlenmeyer y vasos de precipitados debido a su resistencia a los cambios bruscos de temperatura, a los golpes y alta resistencia al ataque de sustancias Químicas.

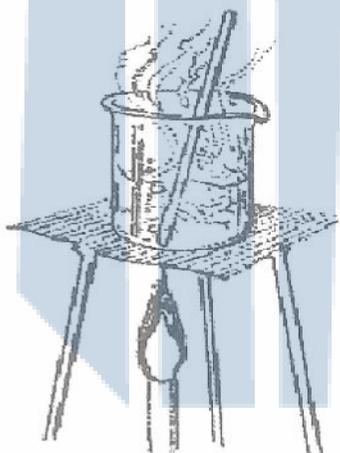
El vidrio utilizado en las conexiones es generalmente vidrio blando. Su composición química es básicamente sílice. Este vidrio se dobla fácilmente cuando se calienta en la llama de un mechero. Al trabajar con vidrio debe operarse con cuidado, porque es fácil sufrir cortes o quemaduras.

- **Lavado del material de vidrio:** el vidrio no es un material completamente inerte. Antes y después de cada ensayo es necesario lavarlo minuciosamente. El procedimiento más común consiste en lavar el material con detergente, usando un cepillo adecuado, enjuagarlo con abundante agua corriente y por último con agua destilada. Cuando el material de vidrio esté impregnado con grasa u otra sustancia orgánica, debe lavarse previamente con una solución limpiadora. Entre las más utilizadas pueden citarse la mezcla sulfocrómica y la potasa alcohólica. En estos casos se sumerge el material en la mezcla limpiadora y se deja por 12 - 24 horas. Finalmente el material se enjuaga con abundante agua corriente y se lava con detergente en la manera antes señalada. *Preparación de la mezcla sulfocrómica:* disolver 100g  $K_2Cr_2O_7$  en 1 l  $H_2O$  destilada caliente, dejar enfriar y luego añadir lentamente 300 ml  $H_2SO_4$  concentrado.

- **Limpieza del material de vidrio:** si un material de vidrio está completamente limpio al llenar con agua destilada y dejar escurrir lentamente, no deben quedar gotas de agua adheridas a las paredes, si esto ocurre, debe repetir el procedimiento anterior hasta tener el material completamente limpio.

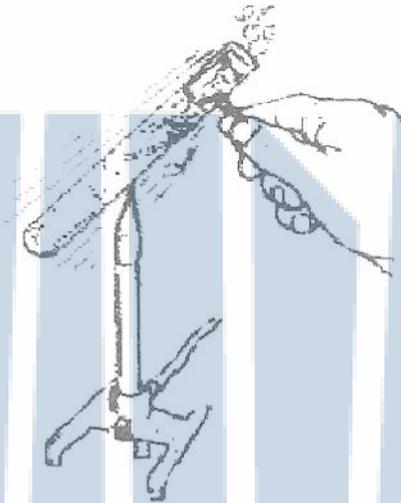
- **Curado del material:** cuando una bureta u otro material no está seco y se desea emplear, se procede a curarlo, enjuagándolo tres veces con pequeñas porciones del mismo líquido o solución que se desea medir.

- **Calentamiento de sustancias en recipientes de vidrio de fondo plano:** el material de vidrio delgado es resistente al calor, siempre y cuando se caliente y enfríe gradualmente. El calentamiento debe hacerse sobre una rejilla de asbesto o amianto para obtener una buena difusión del calor. Evite colocar objetos calientes de vidrio sobre superficies frías o mojadas. Caliente directamente debajo de la varilla de vidrio.



- **Calentamiento de sustancias en tubos de ensayo:** al calentar en tubos de ensayo, use una pinza adecuada y evite concentrar el calor en un área determinada. Desplace el tubo lentamente

sobre la extremidad de la llama varias veces. Caliente el fondo con el tubo inclinado de manera que la boca no quede dirigida hacia usted, ni hacia sus compañeros. Si el líquido comienza a hervir, retire el tubo de la llama por un momento y luego vuelva a calentar hasta obtener el resultado de acuerdo a las instrucciones del experimento.

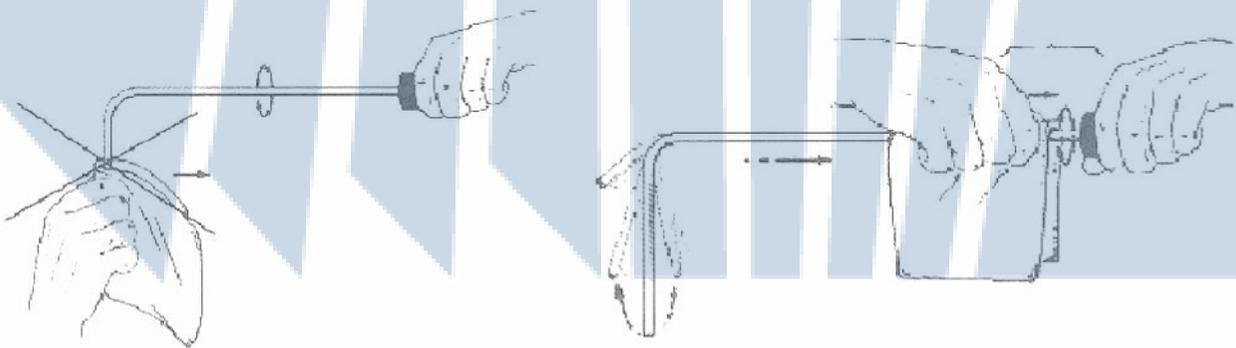


### **Introducción de Termómetros y/o Tubos de Vidrio en Tapones Horadados**

El tubo de vidrio que haya que insertar en tapones o tubos de goma, debe tener los bordes lisos, para ello, se debe mantener el extremo del tubo en la llama, girándolo lentamente hasta que los bordes agudos queden al rojo y empiecen a fundirse, la técnica así aplicada se conoce como pulido al fuego.

Asimismo, para introducir termómetros en tapones, lubrique el orificio del tapón con aceite o glicerina. Si necesita sacar el termómetro del tapón y tuviera inconveniente, corte el tapón a fin de evitar romper el termómetro.

Para introducir tubos de vidrio en mangueras de goma o en tapones, moje los tubos antes, sosténgalos con un paño, e introdúzcalos imprimiéndoles un movimiento rotatorio. Los tubos deben tener sus bordes redondeados para no cortar las mangueras de goma.

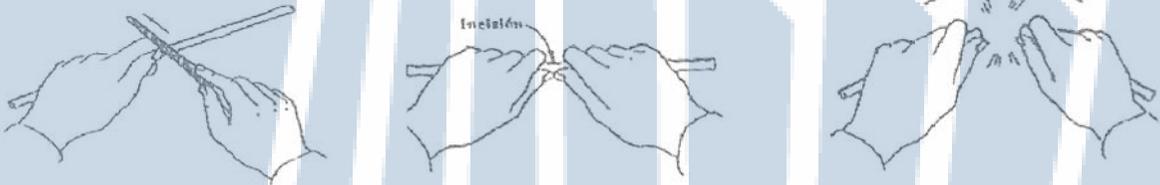


Las manos deben trabajar muy próximas para evitar el torque traicionero y protegidas con una toalla.

## Corte de un Tubo o Varilla

Se mide con una regla graduada, el largo que se necesita, y utilizando una lima triangular apoyada fuertemente, haciéndola retroceder varias veces sobre el tubo de vidrio, se hace una incisión donde desee el corte, no es preciso hacer un corte profundo.

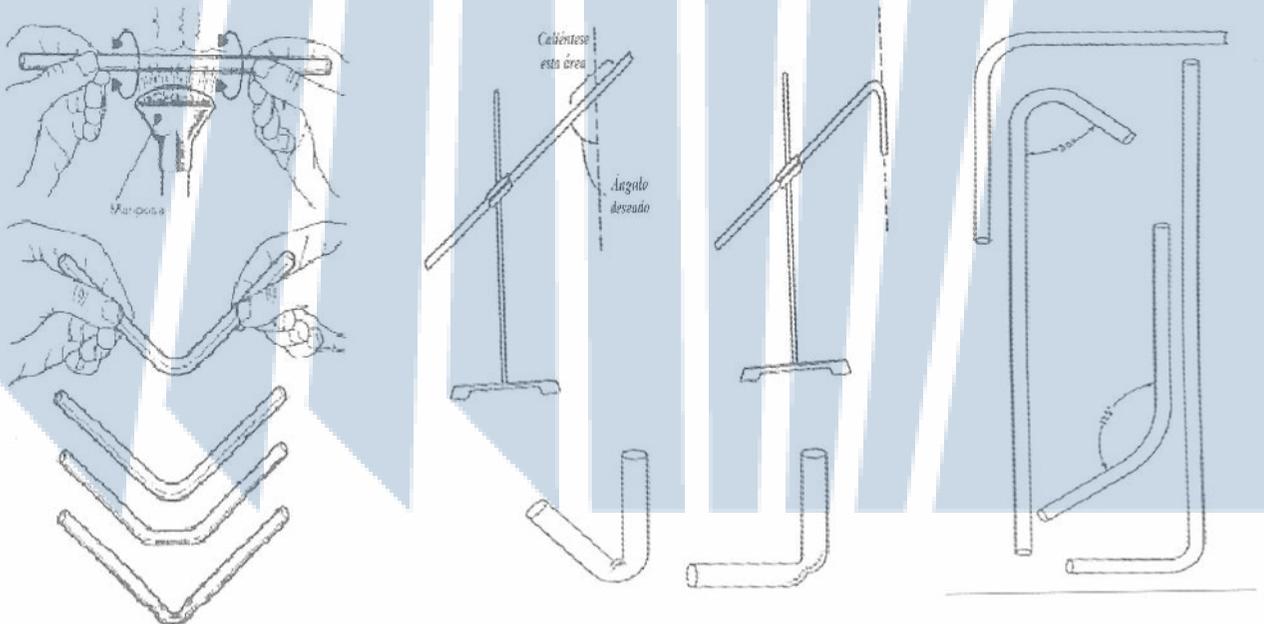
Coloque sus pulgares sobre el tubo, en sentido opuesto a la incisión, y los demás dedos en el lado anterior. Haga presión para partir el tubo. Si no lo logra, profundice y alargue la incisión y pruebe de nuevo.



## Doblado de un Tubo o Varilla

Para doblar adecuadamente un tubo de vidrio, es preciso calentarlo, para ello, adapte una mariposa en el tubo del mechero que va a utilizar. Con el tubo entre sus dedos, caliente sobre la llama con un movimiento rotatorio, girándolo constantemente. El objeto de la mariposa es suministrar una mayor superficie.

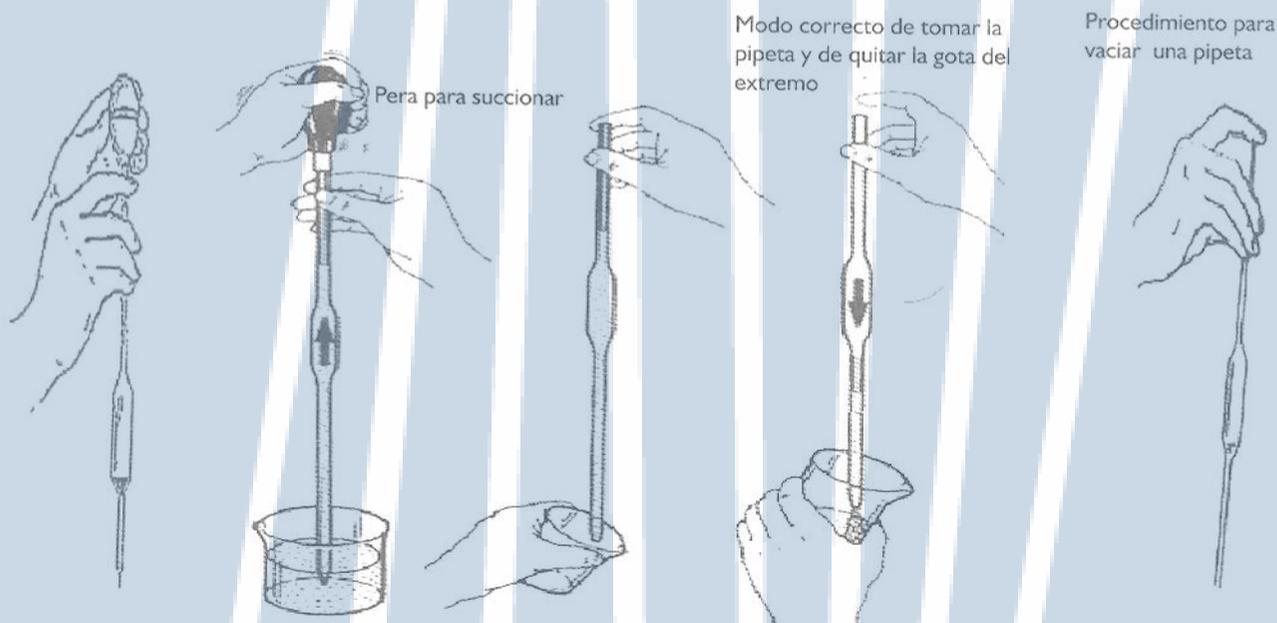
Cuando el vidrio este suficientemente blando, se separa de la llama y fuera de ella, inmediatamente se le da el doblado o la curvatura según el ángulo deseado, haciendo una presión suave, para evitar que se arrugue o deforme. Si se dobla en el aire se corre el peligro de que se deforme. Se debe mantener en la posición deseada hasta que el vidrio endurezca. A continuación se presentan diferentes imágenes, donde se evidencia el proceso de cortes de los tubos



**Nota:** el vidrio caliente y frío presenta la misma apariencia, por lo que debemos asegurarnos antes de coger una varilla que ésta esté suficientemente fría.

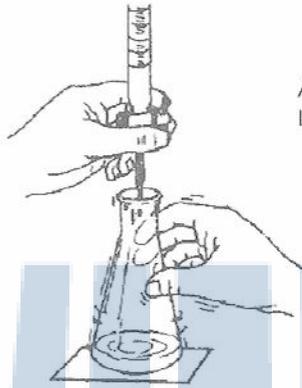
## Manejo de la Pipeta

- Para llenarla introduzca el extremo inferior por debajo del nivel del líquido, y succione (con la boca o propipeta, dependiendo de la sustancia), hasta que el líquido suba por encima del aforo superior o cero.
- Rápidamente tape con el dedo índice para controlar el flujo del líquido, separando suavemente el dedo libere la presión, al tiempo que mire la escala para escurrir el líquido.
- Hasta que el menisco coincida con la marca cero. La pipeta debe permanecer completamente vertical al enrasar o medir.
- Incline la pipeta ligeramente y seque cualquier gota de la superficie exterior con una toalla de papel.
- Lleve la pipeta hasta el recipiente donde desea colocar el líquido y permita que el contenido se deslice por las paredes del recipiente. Nunca sopla, ni sacuda el excedente de líquido que se encuentre en la pipeta.



## Manejo de la Bureta

Las buretas deben estar perfectamente limpias (lavada y seca) cuando se van a efectuar mediciones o titulaciones. La llave de paso debe estar bien engrasada para que ajuste bien y pueda moverse con facilidad. El lubricante más adecuado es la vaselina por la suavidad que imparte a la rotación de la llave. Se usa también lanolina, que por ser muy adherente logra un buen ajuste impidiendo el escape del líquido. Estos lubricantes grasos se emplean cuando se van a medir soluciones acuosas. Si el líquido fuera solvente de grasa se puede emplear algún otro lubricante como el engrudo de almidón o lubricante a base de parafina y caucho.



Agite el líquido durante la titulación y lave las paredes con agua destilada.

Llene la bureta por encima de la graduación cero. Luego abra la llave de la bureta y deje escapar líquido, con objeto de eliminar el aire contenido entre la llave y la punta. Continúe dejando salir líquido hasta que la curva inferior de menisco sea tangente a la graduación cero. Este procedimiento se llama enrasado de la bureta. Ahora está lista para efectuar la medición.

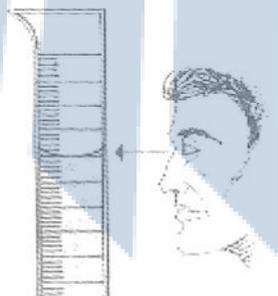
### **Lectura del Menisco en Instrumentos Volumétricos**

La superficie de los líquidos en los tubos estrechos es siempre curva debido al fenómeno de capilaridad; esta superficie curva recibe el nombre de menisco. Cuando el líquido moja el tubo el menisco es cóncavo. Si el líquido no moja el tubo el menisco es convexo (ejemplo: mercurio).

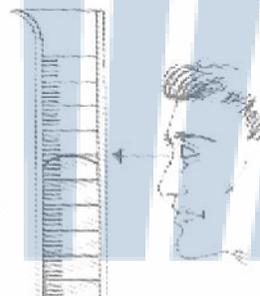
Habitualmente se trabaja con líquidos que mojan el tubo, por consiguiente, los meniscos en los cuales profundizará serán los cóncavos. En el menisco cóncavo podemos considerar una curva inferior y una curva superior. No siempre se observa la curva inferior (ejemplo: líquidos opacos, turbios o muy coloreados).

Para la medición se lee la graduación tangente a la curva inferior del menisco. Cuando ésta no aparece se considerará la curva superior. El recipiente o instrumento debe colocarse o sostenerse en posición vertical y el nivel de observación debe ser horizontal y al mismo nivel de la curva del menisco.

**Menisco Cóncavo**



**Menisco Convexo**



Nivel de observación adecuado para lectura del menisco

## Manejo de Reactivos

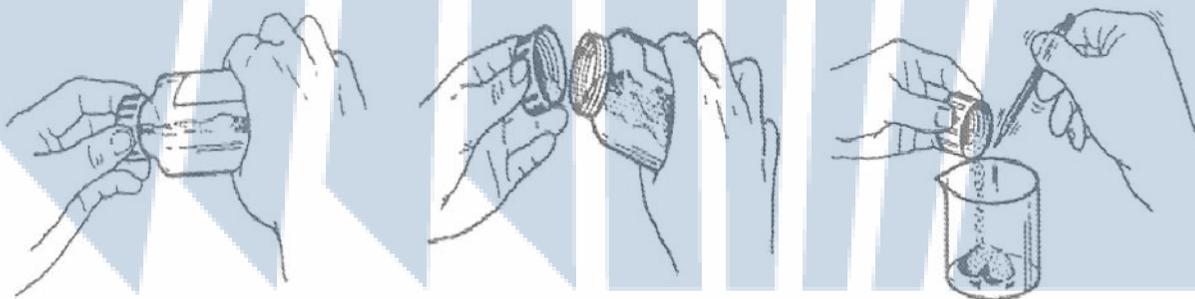
Muchos compuestos químicos son venenosos y/o corrosivos, por lo cual deben manejarse con sumo cuidado. En general:

- ✓ Nunca tome sustancias de recipientes sin etiquetas.
- ✓ Compruebe que la etiqueta del frasco corresponda con el reactivo que usted necesita.
- ✓ Cuide la etiqueta de los frascos. Para evitar el deterioro, en el momento de usar el frasco, procure que la etiqueta quede hacia la palma de la mano.
- ✓ Las tapas de los reactivos no deben ser colocadas en el mesón, manténgalas en la mano. Nunca destape dos frascos a la vez; de esta manera evitará confundir las tapas e inutilizar los reactivos.
- ✓ Nunca introduzca objetos dentro de los frascos de reactivos líquidos. En el caso de los sólidos puede introducir espátulas, siempre y cuando estén limpias y secas.
- ✓ Nunca retorne los restos de soluciones no usadas a los frascos de donde las tomó. En el caso de restos de sustancias sólidas no utilizadas, consulte con el profesor el destino que deberá darles.
- ✓ No mezcle en cilindros graduados ácidos concentrados (sulfúrico, nítrico, etc.) y agua. El calor resultante de la mezcla puede quebrar la base del cilindro. Para mezcla de ácidos concentrados o álcalis, utilice vasos de precipitado o matraces, colocados dentro de recipientes que contengan agua fría. Agregue lentamente el ácido sobre el agua, agitando a medida que añade el ácido.
- ✓ No almacene soluciones alcalinas en envases con tapones o llaves de vidrio. Así evitará el atascamiento de los mismos. Utilice frascos con tapas de material de plástico. Las soluciones alcalinas utilizadas en buretas deben desecharse al finalizar la experiencia. La bureta debe lavarse cuidadosamente a fin de evitar el atascamiento de la llave.
- ✓ Los residuos sólidos deben lanzarse en el cesto de desperdicios. Nunca bote fósforo, papel de filtro ni sólidos poco solubles en el lavadero.

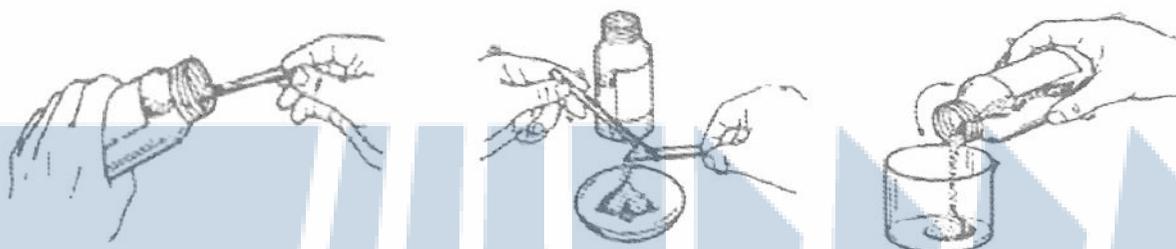
## Transferencia de Polvo y Cristales

A continuación se presentan dos (2) métodos útiles para transferir sólidos de un recipiente a otro:

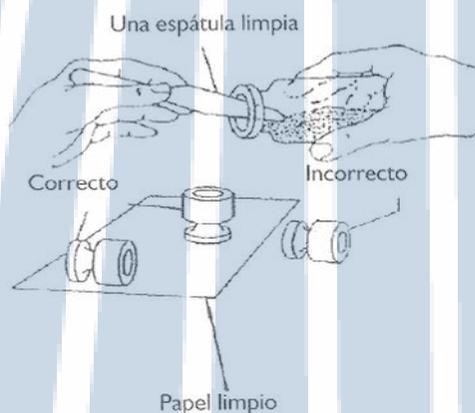
- **Para transferir material sólido de grano grueso:** gire e incline el frasco hasta que algo del contenido caiga al interior de la tapa. Luego, quite la tapa cuidadosamente para que el contenido permanezca dentro de ésta. Y finalmente, golpee la tapa con una varilla de vidrio hasta que caiga la cantidad de sustancia deseada.



- **Para transferir material sólido de grano fino:** con una espátula limpia y seca, tome algo de la sustancia del frasco. Luego, golpee la espátula hasta que caiga la cantidad de sustancia deseada. Finalmente, gire e incline el frasco hasta que salga la cantidad de sustancia deseada.



Cuando se va a transferir pequeñas cantidades de un producto sólido de un recipiente a otro, bien sea sólido de grano grueso o grano fino, en ambos casos se deben aproximar los frascos encima de una hoja de papel blanco limpia, para evitar el derrame del producto sólido. Se debe colocar el tapón del frasco en la hoja de papel y no directamente sobre el mesón, evitando así contaminación de los reactivos. Una alternativa puede ser transferir el sólido sobre un trozo de papel limpio y satinado, de no más de 15x15 cm, y luego a un tubo de ensayo. Si se necesita una mayor cantidad de sólido asegurarse que el producto no está apelotonado. Si ocurre esto, romper los bloques introduciendo una espátula limpia. Para verter el producto inclinar el frasco oscilando la muñeca simultáneamente.



## Transferencia de Líquidos

Al transferir un líquido hay que evitar salpicaduras y es obligatorio el uso de gafas protectoras. Para ello aproximar ambos recipientes e inclinar el vaso receptor de modo que el líquido resbale por la pared del vaso. Cuando se transfiere de un vaso a otro se puede hacer uso de una varilla de vidrio.



Figura 1

*Transferencia de un líquido a un vaso*



Figura 2

*Transferencia de un vaso a otro*

A continuación se presentan dos (2) métodos adecuados para transferir de un recipiente a otro, sustancias líquidas:

- **A partir de frascos:** nunca introduzca pipetas ni ningún objeto dentro de los frascos de reactivos líquidos. Transfiera primero una cierta cantidad de líquido a un tubo de ensayo o vaso de precipitado, siguiendo el procedimiento que se muestra a continuación:

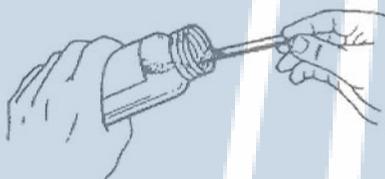
1. Lea la etiqueta del frasco



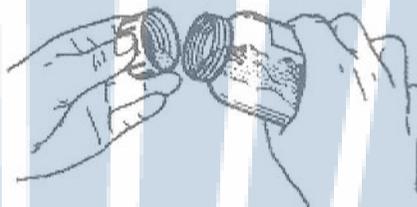
2. Sujete el tapón, incline el frasco hasta que el líquido humedezca el interior del cuello y los bordes.



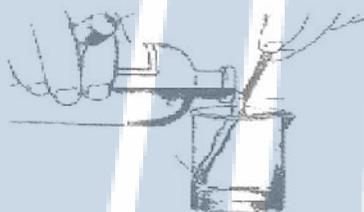
3. El cuello y el borde humedecidos evita que las gotas mojen el frasco externamente.



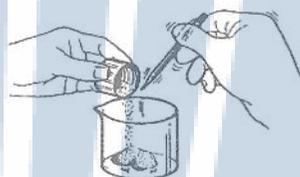
4. Remueva el tapón sujeto con el dorso de la mano.



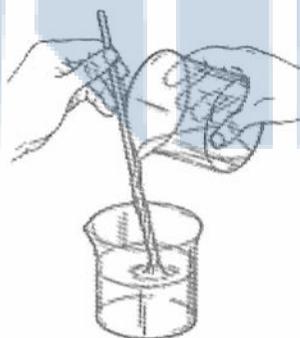
5. Para verter a un tubo de ensayo, hágalo directamente como en esta figura.



6. Para verter a un vaso de precipitado ayúdese con una varilla de vidrio.

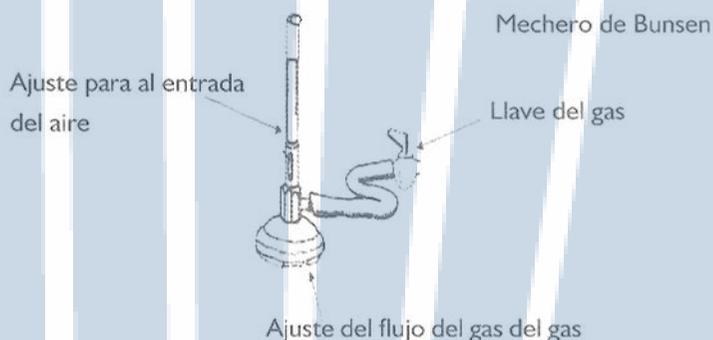
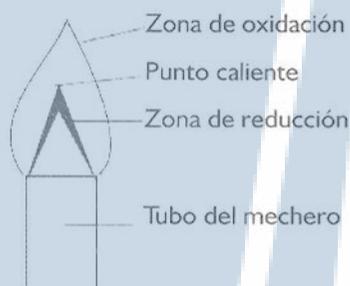


- **A partir de un vaso de precipitado:** cuando vierta de un vaso de precipitado, coloque el agitador de la manera como se muestra a continuación:



## Encendido de un Mechero

- Conecte el mechero a la llave de suministro de gas por medio de la manguera de goma que está adaptada a la base del mechero.
- Asegúrese que esté cerrada la llave de suministro de gas, la válvula reguladora de gas y la entrada de aire.
- Encienda un fósforo y manténgalo lateralmente por encima del tubo del mechero. Abra la llave del suministro de gas.
- Gire lentamente la válvula reguladora para que salga el gas mientras mantiene el fósforo encendido sobre el tubo del mechero.
- Regule la entrada de aire moviendo cuidadosamente el regulador de aire hasta obtener una llama de color azul pálido.



Una llama amarilla indica la necesidad de más aire. Si la llama se lleva separándose del mechero reduzca la corriente de gas. Si la llama "hace humo negro", requiere más aire. Si arde en el interior del tubo cerca del ajuste de aire, apague el mechero. Deje enfriar y reduzca la toma de aire. Vuelva a encender el mechero.



**Llama amarilla.** La presión de aire es menor a la adecuada. Necesita más aire.



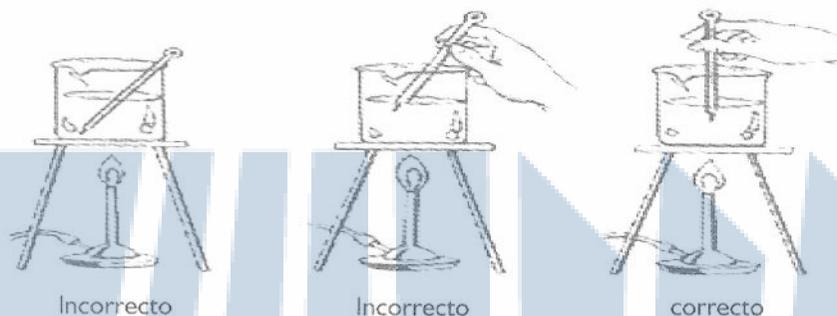
**Llama elevada sobre el mechero.** La presión del gas es mayor a la adecuada, disminuya el gas.

**Nota:** Nunca se debe utilizar el mechero para calentar sustancias inflamables, por ejemplo compuestos orgánicos volátiles. En ese caso se utilizará una manta calefactora. Tampoco se debe usar la llama del mechero en las proximidades de dichas sustancias inflamables.

## Manejo del Termómetro

Para medir la temperatura de un material basta con colocarlo en contacto con el termómetro y leer la altura del mercurio tal como se hace con las pipetas o cilindros graduados. Pero si se va a medir la temperatura de un líquido que se está calentando, el termómetro no puede estar en contacto con

ninguna de las paredes del recipiente que contiene el líquido debido a que la temperatura indicada no sería confiable. A continuación, se ilustra cómo se debe realizar esta medición.



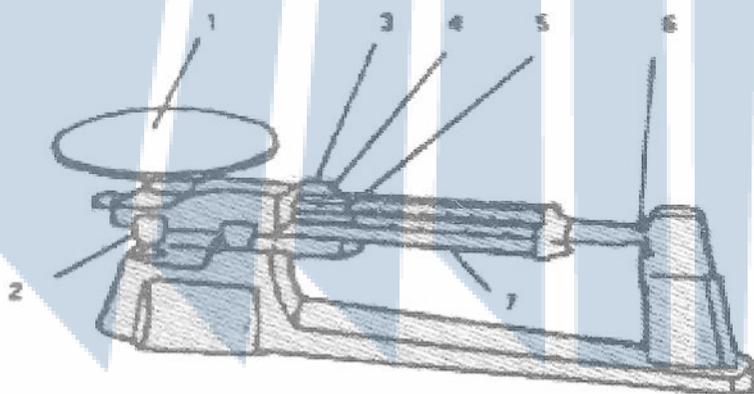
## Manejo de la Balanza

Al utilizar la balanza se debe tener en cuenta lo siguiente:

**Puesta en cero:** para obtener una calibración exacta, ajuste la perilla que se halla en el extremo izquierdo del brazo hasta que el indicador descansa en cero. Es aconsejable que se verifique periódicamente la puesta en cero.

**Manera de pesar:** coloca la muestra en un recipiente en el centro del platillo, nunca se debe colocar los productos directamente sobre el platillo de la balanza para evitar su corrosión. Se utiliza un papel de pesada, un vidrio de reloj o un vaso de precipitados, tanto para sólidos como para líquidos. Luego, proceda como se indica a continuación:

- Comenzando por el brazo de mayor capacidad, mueva la pesa de 100 g hacia la derecha hasta que encuentre la muesca que hará caer el indicador, luego retrocederá una muesca haciendo que el indicador suba.
- Repita el procedimiento con la pesa de 10 g.
- Deslice la pesa de 0,1 g hasta la posición que haga descansar el indicador en cero (recuerde que esta es su posición de equilibrio). La masa de la muestra es la suma de los valores de todas las posiciones de pesa, leídas directamente en los brazos graduados.



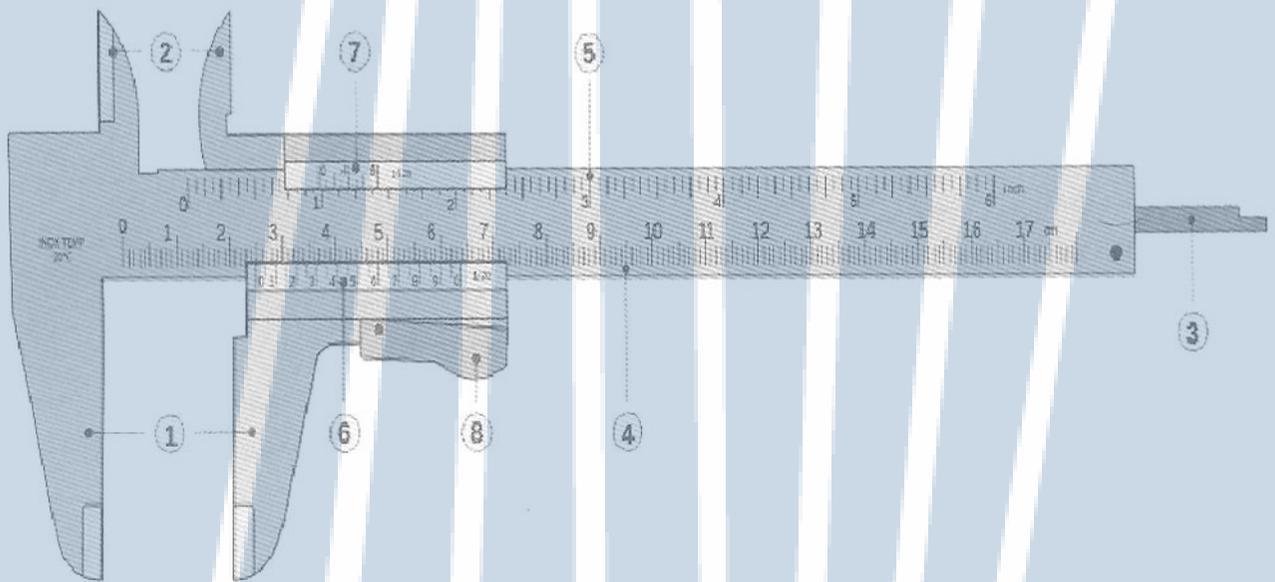
### Partes de la balanza:

1. Platillo
2. Cojinete
3. Conjunto de pesas de 100 g
4. Conjunto de pesas de 10 g
5. Conjunto de pesas de 0,1 g
6. Indicador
7. Brazos graduados (3)

Nunca coloque los productos directamente sobre el plato de la balanza. No colocar recipientes calientes sobre el plato de la balanza. Limpie inmediatamente cualquier sustancia que se derrame sobre la balanza, finalmente confirmar que la balanza está ajustada a cero antes y después de realizar la pesada. Si no es así consultar al profesor.

## Manejo del Calibrador Vernier

Para medir longitudes los instrumentos más usados son las reglas y cintas, graduadas generalmente en decímetros, centímetros y milímetros. Las reglas metálicas, madera, plásticas, con divisiones que van desde el centímetro y milímetro son usadas para realizar mediciones más precisas menores de un metro. Cuando se desea medir la longitud, altura o anchura de un objeto con frecuencia se utiliza una regla o una cinta métrica pero, ¿qué ocurre si se desea medir el diámetro de una esfera?, ¿o la profundidad de un agujero o el de un balero mecánico?, ¿o el diámetro interno de una tuerca?, de no seleccionarse el instrumento adecuado, la mediación realizada con otros instrumentos lleva a propagar un enorme error de medición. De aquí que cuando se desee medir características como las descritas en las interrogantes anteriores es necesario hacer uso de un instrumento conocido como el calibrador tipo vernier que alcanza mediciones hasta 0,1 mm, también conocido como nonio o pie de rey.



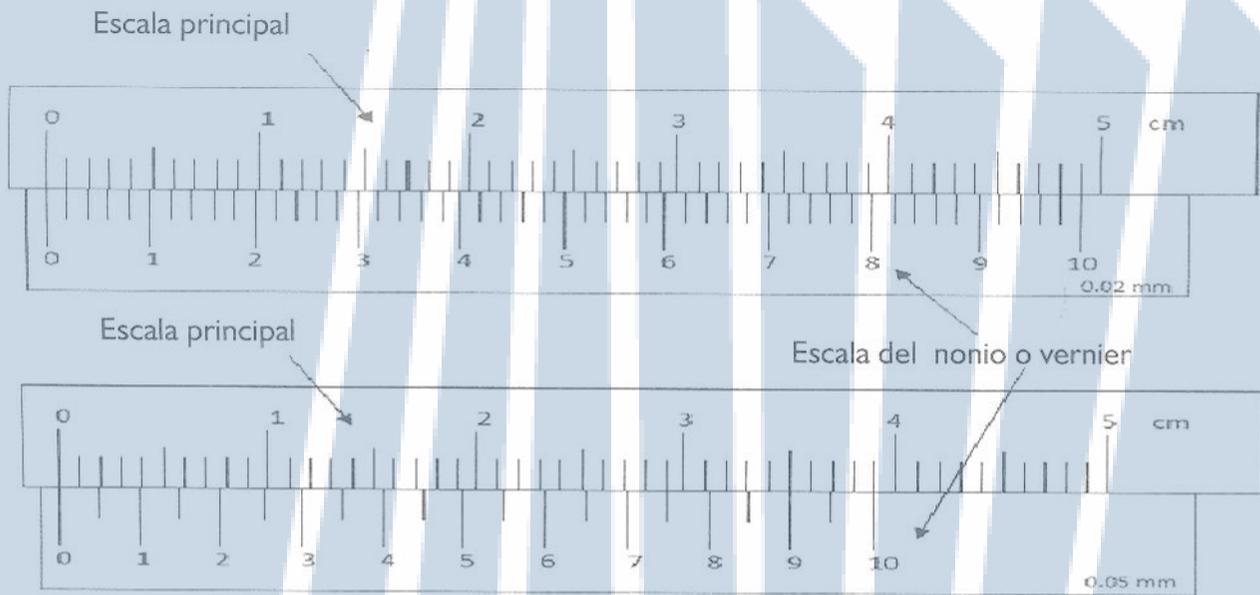
### **Identificación de los Componentes**

1. Mordazas o tenazas para medidas externas.
2. Mordazas o tenazas para medidas internas.
3. Coliza para medida de profundidades.
4. Regla fija o escala con divisiones en centímetros y milímetros.
5. Regla fija o escala con divisiones en pulgadas y fracciones de pulgada.
6. Nonio para la lectura de las fracciones de milímetros en que esté dividido.
7. Nonio para la lectura de las fracciones de pulgada en que esté dividido.
8. Botón de deslizamiento y freno.

El calibrado de vernier consiste en una regla fija de 12 cm con precisión de un milímetro, sobre la cual se desliza otra regla móvil (vernier). La regla graduada del vernier divide 9 mm en 10 partes

iguales de manera que pueden efectuarse lecturas con una precisión de un décimo de mm. Se puede utilizar este calibrador para medir espesores, diámetros interiores y exteriores y profundidades. Para hacer una medición se utilizan los terminales adecuados, se ajusta el vernier al objeto medido, el cero del vernier indica la medida en milímetros, luego se observa cual graduación del vernier coincide con una graduación de la regla fija y esta graduación da las décimas de milímetro.

Existen calibradores con diferentes escalas mínimas



**Imagen de calibradores con diferentes escalas mínimas:** arriba se muestra un vernier con escala mínima de 0,02mm; abajo un vernier con escala mínima de 0,05mm.

### Precisión

Al observar la imagen de calibradores presentada arriba, se evidencia que el final de la escala del nonio coincide con el milímetro 49 en el calibrador de 0,02mm de precisión y con el milímetro 39 en el calibrador de 0,05mm de precisión. Eso se debe a que el vernier o nonio tiene 4 características que definen su escala:

- ✓ n: el número de divisiones del nonio.
- ✓ A: la apreciación (que es la medida más pequeña que se puede representar).
- ✓ k: constante de extensión que determina la longitud del nonio para una misma apreciación (se utiliza una k mayor cuando se desea que la escala sea leída con mayor facilidad).
- ✓ L: longitud de la escala del nonio en las mismas unidades de la regla.

Para calcular la apreciación de cualquier vernier se utiliza la siguiente expresión:

$$\text{Apreciación} = \text{Apreciación de la regla fija} - \text{Apreciación de la regla móvil}$$

La apreciación y la longitud del nonio se definen como (en sistema métrico decimal donde la unidad mínima es el milímetro). Tomando en consideración la imagen de calibradores con diferente escala mínima, se determinará la apreciación en cada calibrador:

✓ **Para el calibrador de arriba:**

$$A = \frac{1}{n} \quad ; \quad L = (k \times n) - 1$$

$$A = \frac{1}{20} = 0,05\text{mm} \quad ; \quad L = (k \times n) - 1 = (1 \times 50) - 1 = 49\text{mm}$$

✓ **Para el calibrador de abajo:**

$$A = \frac{1}{50} = 0,02\text{mm} \quad ; \quad L = (k \times n) - 1 = (1 \times 20) - 1 = 19\text{mm}$$

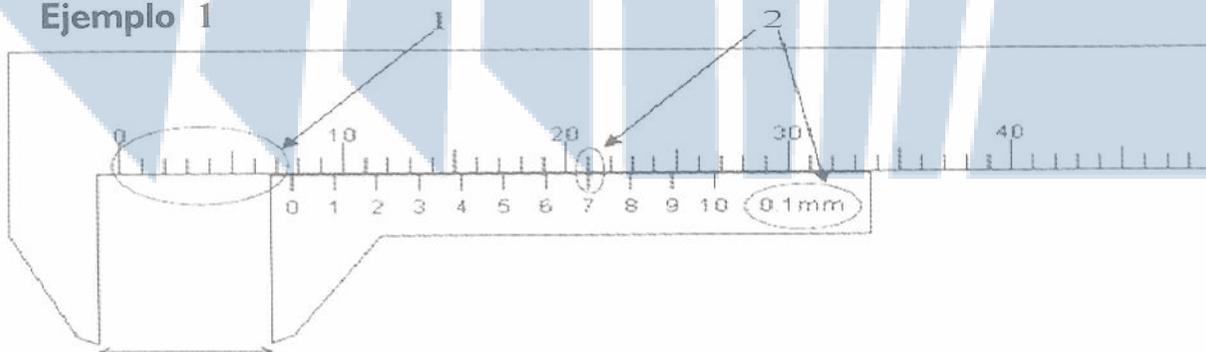
Se obtiene que:

$$A = \frac{1}{\text{Número de divisiones del nonio}} \quad ; \quad P \text{ (precisión)} = \frac{1}{\text{Número de divisiones del nonio}} \quad ; \quad P = \frac{A}{1\text{mm}}$$

Para realizar mediciones con el vernier es necesario observar cuál línea de la escala del nonio coincide con alguna de la escala principal. Para determinar la medida se debe proceder de la siguiente manera:

- ✓ Contar la cantidad de líneas de la escala principal que están hasta antes del cero de la escala del vernier.
- ✓ Observar que número de línea del vernier coincide con alguna línea de la escala principal y multiplicamos ese número por la escala mínima.
- ✓ Sumar la cantidad leída en 1 y la leída en 2.

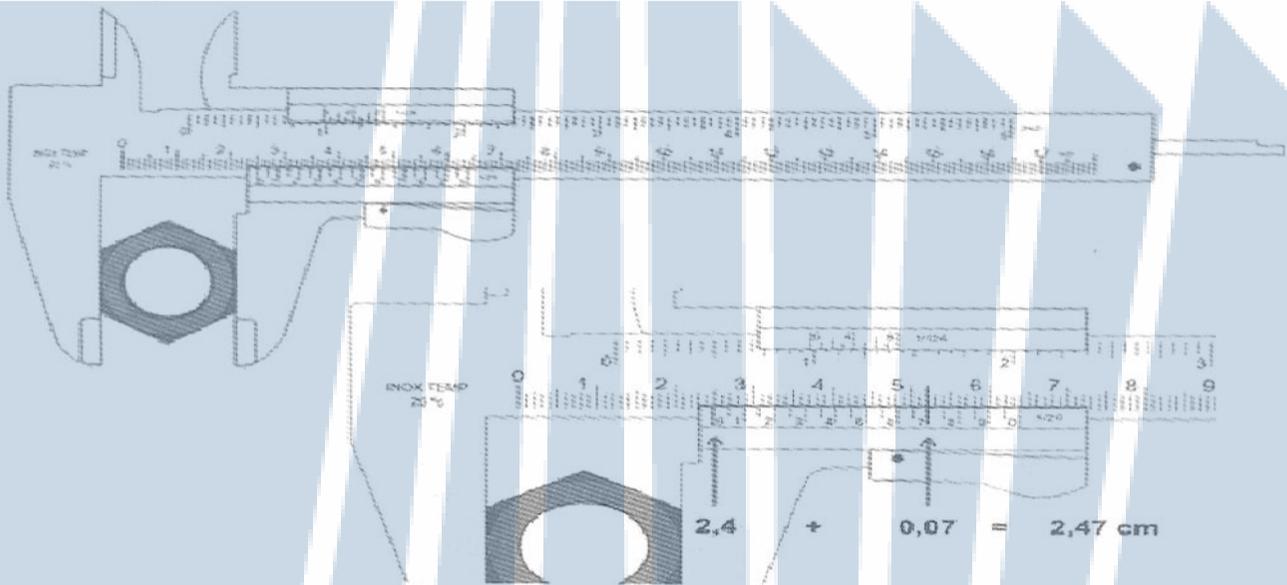
### Ejemplo 1



**Análisis del Ejemplo 1:**

1. Contar la cantidad de líneas antes del cero del vernier (1): **7mm**
2. Observar (2) que coincide el número 7 de la escala del vernier con la línea 21 de la escala principal; la escala mínima de este vernier es 0,1mm, entonces: **(7x0,1mm) = 0,7mm**
3. Sumar la cantidad leída en (1) y la leída en (2): **(7+0,7) = 7,7mm**

**Ejemplo 2**



- ✓ Realiza mediciones de diferentes cuerpos geométricos, haciendo uso de los siguientes instrumentos:
  1. Mediciones con regla graduada en milímetros.
  2. Mediciones con vernier en milímetros.
  3. Mediciones con vernier en pulgadas.

Debe elaborar tablas para reportar los resultados.

Objeto	Ancho	Largo	Alto	Profundidad	Diámetro Externo	Diámetro Interno	Diámetro Mayor	Diámetro Menor

- ✓ Recuerde determinar la apreciación del vernier a utilizar, el cual significa la precisión del mismo, reporte los resultados.

## Laboratorio:

**Parte I.-** Observe los instrumentos de laboratorio que el profesor ha colocado sobre el mesón. Con la ayuda de las figuras de la guía, identifíquelos y anote en su cuaderno la siguiente información:

Nombre del Instrumento	Capacidad	Alcance	Apreciación

### Parte II.- Selección del instrumento adecuado para realizar las medidas

1. Se dispone en el laboratorio del siguiente material:

- Cilindros graduados de 10, 25 y 50 ml
- Pipetas graduadas de 1, 5 y 10 ml
- Vasos de precipitados de 25, 50, 100 y 500 ml
- Buretas de 25 y 50 ml

Haciendo uso de la descripción anterior, indique en cada uno de los siguientes casos que material utilizaría:

- Medir aproximadamente 250 ml de agua destilada
- Medir con precisión un volumen de 2 ml
- Medir con precisión un volumen de 7 ml
- Medir aproximadamente un volumen de 75 ml

### Parte III.- Mediciones con la balanza

- Coloque en la balanza un cilindro graduado seco y balancee. Llene el cilindro con 35 ml de agua destilada. Anote la masa del agua. Repita la operación otras dos (2) veces y obtenga el valor promedio.
- Coloque en la balanza un vaso seco y balancee. Llénelo hasta la línea que indique un volumen conocido (por ejemplo 25 ml). Anote la masa del agua. Repita la operación otras dos (2) veces y obtener el valor promedio.
- Compare los resultados obtenidos en 1 y 2. Describa una conclusión sobre la precisión de medir volúmenes con vaso y un cilindro graduado.
- Determine cuantas gotas de agua destilada representa un mililitro. Coloque un cilindro graduado seco en la balanza y balancee. Añada, con el gotero, un número exacto de gotas (20-30). Anote la masa.

## Parte IV.- Uso de la propipeta

1. Ensaye el uso de la propipeta tomando 10 ml, 5 ml y 1 ml de agua destilada usando pipetas de 10, 5 y 1 ml respectivamente. La propipeta de goma se debe dejar llena de aire al terminar la actividad. Haga uso adecuado de la propipeta, la cual puede manejarse con una sola mano, para ello siga las siguientes instrucciones:
  - a) Se presiona el bulbo y la válvula A expulsando el aire interior.
  - b) Se presiona la válvula inferior S para carga la pipeta por succión.
  - c) Se presiona la válvula E para dosificar el drenaje necesario.

### **Postlaboratorio:**

1. Utilizando los dibujos que aparecen en esta guía, identifíquelos solamente mediante números, trate de identificar y nombrar todos los instrumentos representados.
2. En base a la información recogida en el laboratorio, indique cual o cuales instrumentos deben utilizarse para realizar las siguientes actividades:
  - a. Pesar 10,6 g de arena.
  - b. Medir 450 ml de agua.
  - c. Medir 6,4 ml de alcohol.
  - d. Medir 45,5 ml de kerosén.
  - e. Preparar 250 ml de solución de sal común a una determinada concentración.
  - f. Evaporar 5 ml de agua salada.
  - g. Calentar 200 ml de agua.
  - h. Triturar una mezcla de carbón y sal.
  - i. Quemar una pequeña muestra de azufre.
  - j. Añadir 10 gotas de solución de cloruro de sodio a 2 ml de solución de nitrato de plata.
  - k. Medir la temperatura del agua hirviendo.
  - l. Filtrar una suspensión de agua e lodo.
  - m. Separar una mezcla de agua y aceite.
3. Ayude a su profesor a recoger todos los útiles del laboratorio.

# Práctica N° 2

## Introducción al Error Experimental

### Objetivos:

- Establecer diferencias entre el error absoluto y el error relativo.
- Manejar correctamente las reglas referidas a cifras significativas en la realización de mediciones y cálculos respectivos.
- Efectuar mediciones de masa, volumen, longitud y temperatura con los instrumentos de medición apropiados.
- Representar con el número de cifras significativas correctas los resultados de las mediciones realizadas.

### Contenido:

- Errores en las mediciones. Precisión y exactitud.
- Uso de las cifras significativas en la anotación de medidas.
- Medición de masa, volumen, longitud y temperatura.

### Parte Teórica:

Muchos son los elementos que debe poseer un individuo que desea incursionar en el vasto campo de la ciencia. Particular interés tiene lo referido al conocimiento y manejo de los instrumentos de laboratorio y a la determinación de las propiedades de las sustancias. Esto último implica realizar mediciones, lo cual si se llega a adquirir la destreza suficiente, es de suma importancia dado que le permite al experimentador obtener precisión y exactitud en las mediciones, por otra parte facilitar la posibilidad de establecer relaciones, comparaciones, buscar regularidades, establecer leyes y hacer predicciones.

### **Errores en la Mediciones**

Siempre que se realiza una medición, esta lleva inherente una incertidumbre o inexactitud, la cual es causada por factores tales como el error proveniente del propio experimentador, mal funcionamiento de los dispositivos de medición y errores accidentales.

El error humano depende de la habilidad para manejar el instrumento o falta de conocimiento de los procedimientos adecuados para efectuar las observaciones.

Que el error corresponda al mal funcionamiento de los instrumentos se puede deber a: calibrado defectuoso de los instrumentos, errores de cero, balanza de brazos desiguales, un cilindro (probetas) cuyos intervalos sean demasiado cortos, etc.

Entre los errores accidentales cabe citar: agotamiento de los ojos, errores de apreciación del observador, fluctuaciones de presión y de temperatura, etc.

- Error Absoluto:** se entiende como error absoluto a la diferencia entre el valor numérico obtenido experimentalmente y el valor que se acepta como verdadero. Se expresa en término

de valor absoluto (siempre positivo). El error absoluto posee las mismas unidades que la magnitud que se mide.

$$\text{Error absoluto} = | \text{Valor medido} - \text{Valor verdadero} |$$

Ejemplo: Si una cinta de Magnesio tiene un valor de masa aceptado como verdadero de 2,67 g, y luego a esa misma cinta es pesada en laboratorio determinándole una masa de 2,65 g. Su error absoluto será:

$$\text{Error absoluto} = | 2,65 \text{ g} - 2,67 \text{ g} | = | - 0,02 | = 0,02$$

Y debe expresarse: masa de la cinta de Magnesio: 2,65 g  $\pm$  0,02 g, esto significa que la masa real de la cinta de Magnesio está comprendida entre 2,63 g - 2,67 g.

• **Error Relativo o Porcentual:** es la relación que existe entre el error absoluto y el valor medido, y suele expresarse en términos de porcentaje. Indica la magnitud del error como un porcentaje de la cantidad medida.

$$\text{Error relativo} = \frac{\text{Error absoluto}}{\text{Valor medido}} \times 100$$

Ejemplo Anterior: masa de la cinta de Magnesio: 2,65 g  $\pm$  0,02 g.

Error absoluto: 0,02 g

Valor medido: 2,65 g

$$\text{Error relativo} = \frac{0,02 \text{ g}}{2,65 \text{ g}} \times 100 = 0,75\%$$

Debe expresarse, masa de la cinta de magnesio: 2,65 g  $\pm$  0,75%

Este método tiene varias ventajas al considerar cómo afectan los errores a los resultados calculados, especialmente aquellos que incluyen la multiplicación o división. También es una forma mas clara de comparar los errores en cantidades de diferente magnitud. Por ejemplo:

- Si se pesa un trozo de zinc en una balanza de triple brazo, y se anota una masa de 2,56 g  $\pm$  0,01g. El valor de su masa expresada en términos de error porcentual será: 2,56 g  $\pm$  0,39%.
- Si se pesa un trozo más grande de zinc en la misma balanza de triple brazo, y se anota una masa de 25,63 g  $\pm$  0,01g. El valor de su masa expresada en términos de error porcentual será 25,63 g  $\pm$  0,039%.
- Si se pesa el mismo trozo grande de zinc en una balanza de platillos, y se anota una masa de 25,6 g  $\pm$  0,5g. El valor de su masa expresada en términos de error porcentual será 2,56 g  $\pm$  1,95%.

Comparando los errores porcentuales de las tres pesadas, se notará que la pesada que lleva implícito un menor error es la de la situación b. Lo cual demuestra, que mientras mayor sea la medida que se haga en un instrumento y mayor sea la precisión del instrumento, menor será el error relativo. Si embargo esto no se puede evidenciar a través del error absoluto.

# Precisión y Exactitud

Anteriormente se expresó que en todas las mediciones existe algún grado de error. Generalmente distinguimos entre dos contribuciones a la incertidumbre: limitaciones de precisión y limitaciones de exactitud.

• **Precisión:** se refiere al grado de concordancia entre un valor y otros valores obtenidos cuando los experimentos se realizan usando el mismo procedimiento repetidamente. Permite estimar su reproducibilidad. La precisión de un instrumento de medida es la mínima de magnitud que se puede determinar sin error. Un instrumento será tanto más preciso cuanto mayor sea el número de cifras significativas que puedan obtenerse de él.

• **Exactitud:** es el grado de concordancia entre un resultado y el valor que se acepta como verdadero, el cual es determinado por algún método estandarizado. La exactitud por lo tanto se puede expresar en términos de error absoluto.

Una medición puede ser extremadamente reproducida, dando siempre los mismos resultados, y, sin embargo, no puede en un momento dado garantizar la medida de lo que se supone que mide.

## Cifras Significativas

Una tercera forma de expresar el error es mediante el número de cifras anotadas. Este método se conoce como “Cifras Significativas”. Se puede entender por cifras significativas el número de dígitos que se considere correcto dentro de un determinado margen de error. El uso de cifras significativas supone que sólo debe haber error en el último número.

### • Reglas para Determinar Cuántas Cifras Significativas hay en un Número:

1. Cualquier dígito diferente de cero es significativo.

**845 cm: tres cifras significativas**

2. Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos.

**606 ml: tres cifras significativas**

3. Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Se usan para señalar el punto decimal.

**0,0000349 g : tres cifras significativas**

4. Si un número es mayor que uno (1), todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas.

**2,0 mg : dos cifras significativas**

**3,040 mg : cuatro cifras significativas**

5. Para números sin punto decimal, los ceros ubicados después del último dígito distinto de cero pueden ser o no cifras significativas.

400 cm { **una cifra significativa : 4**  
**dos cifras significativas : 40**  
**tres cifras significativas : 400**

6. Se debe expresar el número en notación científica para evitar esta ambigüedad.

$$400 \begin{cases} 4 \times 10^2 & \text{una cifra significativa : 4} \\ 4,0 \times 10^2 & \text{dos cifras significativas : 40} \\ 4,00 \times 10^2 & \text{tres cifras significativas : 400} \end{cases}$$

### Reglas para Manejar Cifras Significativas en los Cálculos:

1. En Adición y Sustracción: el número de cifras significativas a la derecha del punto decimal en la operación final está determinado por el número más pequeño de cifras significativas a la derecha del punto decimal en cualquiera de los números originales.

<u>Adición</u>	<u>Sustracción</u>
$89,332 + 1,1$ (una cifra significativa)	$2,097 - 0,12$ (dos cifras significativas)
<b>90,432</b> → se redondea a: <b>90,4</b>	<b>1,977</b> → se redondea a: <b>1,98</b>

2. En Multiplicación y División: el número de cifras significativas del producto o cociente resultante está determinado por el número original que tiene el número más pequeño de cifras significativas.

3. Los números exactos obtenidos por definición o al contar varios objetos pueden considerarse formados por un número infinito de cifras significativas.

<u>Multiplicación</u>	<u>División</u>
$4,5039 \times 2,8$ (dos cifras significativas)	$\frac{6,85}{112,04} = 0,0611388789$ → se redondea a: 0,0611
<b>12,61092</b> → se redondea a: <b>13</b>	

**Ejemplo:** Si un objeto tiene una masa de 0,2786 g. La masa de 8 objetos será:

$$0,2786 \text{ g} \times 8 = 2,229 \text{ g}$$

#### • Procedimiento de Redondeo:

1. Para redondear un número hasta cierto punto, se eliminan los dígitos que siguen al primero que se conserva y que sean menores de cinco (5).

$$8,724 \rightarrow \text{se redondea a: } 8,72$$

2. Si el primer dígito que sigue al punto de redondeo es igual o mayor de cinco (5), añadimos uno (1) al dígito que le precede.

$$8,727 \rightarrow \text{se redondea a: } 8,73$$

3. Para cálculos en cadena (con más de una operación) sólo la respuesta final se redondea al número de cifras significativas.

4. Cuando se rechaza un cinco, el último dígito se aumenta si es impar y permanece invariable si es par.

$$23,75 \rightarrow \text{se redondea a: } 23,8$$

$$23,45 \rightarrow \text{se redondea a: } 23,4$$

## Repercusión de Errores en los Resultados Calculados

Hasta ahora hemos estudiado solamente los problemas relacionados con la anotación de una simple medida y la anotación adecuada del error. Ahora consideraremos en cuánto se estiman los errores de algunas mediciones aisladas y cómo se combinan cuando se hacen varios tipos de cálculos, para darnos un resultado derivado y su error. Es de hacer notar que los errores nunca se restan, son acumulativos.

• **Suma y Resta:** cuando las cantidades se suman o se restan, el error máximo del resultado es la suma de los errores de las medidas componentes. Ejemplos:

**Error deducido en una suma:** Se pesó una muestra de cloruro de sodio, NaCl (s) con un error de  $\pm 0,02\text{g}$ . Después se sumó con la masa de una muestra de nitrato de plata, AgNO<sub>3</sub> (s), también conocida con un error de  $\pm 0,02\text{g}$ :

Masa del NaCl (s)	0,87 g $\pm$ 0,02 g
Masa del AgNO <sub>3</sub> (s)	<u>2,51 g <math>\pm</math> 0,02 g</u>
Masa del NaCl (s) y AgNO <sub>3</sub> (s)	3,38 g $\pm$ 0,04 g

El error en el resultado es  $\pm 0,04\text{ g}$ , es la suma de los errores individuales.

**Error deducido en una resta:** Se halló la masa de una muestra de nitrato de plata, AgNO<sub>3</sub> (s), haciendo dos pesadas tales como:

Masa del vaso y AgNO <sub>3</sub> (s)	15,34 g $\pm$ 0,01g
Masa del vaso	<u>12,83 g <math>\pm</math> 0,01g</u>
Masa del AgNO <sub>3</sub> (s)	2,51g $\pm$ 0,02 g

El error en el resultado es  $\pm 0,02\text{ g}$ , la suma de los errores individuales.

• **Multiplicación y División:** en multiplicación y división se acostumbra a expresar el error en el resultado más como una suma de errores relativos de cada término que como la suma de errores absolutos. Ejemplos:

**Error deducido en una multiplicación:** hallemos el error en el producto, al calcular la masa de  $25,5 \pm 0,05\text{ ml}$  de un líquido con una densidad igual a  $0,76 \pm 0,02\text{ g/ml}$ .

Se tiene:  $(25,5 \pm 0,05\text{ ml}) \times (0,76 \pm 0,02\text{ g/ml})$

Se calculan los errores relativos de cada una de las medidas y el error relativo total:

**Error relativo de la densidad**

$$\frac{0,02\text{ g/ml}}{0,76\text{ g/ml}} \times 100 = 2,63\%$$

**Error relativo del volumen**

$$\frac{0,05\text{ ml}}{25,5\text{ ml}} \times 100 = 0,2\%$$

**Error relativo total**

$$2,63\% + 0,2\% = 2,83\%$$

El resultado de la masa será:

$$\begin{array}{rcl} \text{Densidad} \times \text{Volumen} & = & \text{Masa} \\ (0,76 \text{ g/ml} \times 25,5 \text{ ml}) \pm 2,83\% & = & 19,4 \text{ g} \pm 2,83\% \end{array}$$

Se expresa el resultado en términos de error absoluto:

$$\text{Error absoluto} = \frac{\text{Error relativo} \times \text{Valor medido}}{100}$$

$$\text{Error absoluto} = \frac{2,83\% \times 19,4 \text{ g}}{100\%} = 0,55 \text{ g}$$

$$\text{Resultado: Masa} = 19,38 \text{ g} \pm 0,55 \text{ g}$$

**Error deducido en una división:** hallemos el error en el cociente, al calcular la relación de moles de aluminio a moles de plata si los moles de aluminio son  $1,49 \pm 0,02$  y los moles de plata son  $0,51 \pm 0,02$ . Se calculan los errores relativos de cada una de las medidas y el error relativo total:

Error % de los moles de Al	Error % de los moles de Ag	Error % total
$\frac{0,02 \text{ moles}}{1,49 \text{ moles}} \times 100 = 1,3\%$	$\frac{0,02 \text{ ml}}{0,51 \text{ ml}} \times 100 = 3,9\%$	$1,3\% + 3,9\% = 5,2\%$

$$\frac{\text{Moles de Aluminio}}{\text{Moles de Plata}} = \left[ \frac{1,49}{0,51} \right] \pm 5,2\% = 2,92 \pm 5,2\%$$

Se transforma a error absoluto:

$$\text{Error absoluto} = \frac{\text{Error relativo} \times \text{Valor medido}}{100}$$

$$\text{Error absoluto} = \frac{2,92\% \times 5,2}{100} = 0,15$$

$$\text{Resultado: } 2,92 \pm 0,15$$

Usando cifras significativas, tenemos:

1,49 : tres cifras significativas  
0,51 : dos cifras significativas

La respuesta tendrá dos cifras significativas de forma que 2,92 se redondea a 2,9.

### Laboratorio:

**Parte I.** Medición de masa: (revisar instrucciones de la Práctica N°1, pág. 46 y 51)

1. Observe la escala de la balanza y anote:

- En qué unidades está graduada: \_\_\_\_\_
- Cuál es su capacidad: \_\_\_\_\_
- Cuál es su apreciación: \_\_\_\_\_
- Cuál es el error del instrumento: \_\_\_\_\_

2. Obtenga la masa de un sólido determinado:

- Determine la masa de un vidrio de reloj y anote el valor con su error: \_\_\_\_\_
- Determine la masa de un vidrio de reloj más un sólido y anote el valor con su error : \_\_\_\_\_
- Por diferencia determine la masa del sólido con su respectivo error: \_\_\_\_\_

3. Obtenga una masa deseada:

- Determine la masa de un vidrio de reloj y anote el valor con su error: \_\_\_\_\_
- Sume la masa del vidrio de reloj y la cantidad de sustancia que desea pesar (3,27 gramos de NaCl) y anótelo: \_\_\_\_\_
- Con las pesas corredizas marque en la escala de la balanza el resultado obtenido.
- Con una espátula agregue poco a poco el cloruro de sodio en el vidrio de reloj, hasta que el fiel (indicador) coincida con el punto cero.

**Parte II. Medición de Volumen:** (revisar instrucciones de la Práctica N°1, pág. 41)

1. Observe la pipeta, bureta y cilindro graduado (probetas). Y anote:

- Cuál es la capacidad de cada instrumento: \_\_\_\_\_
- Cuál es la apreciación de cada instrumento: \_\_\_\_\_
- Cuál es el error que se puede cometer en cada uno: \_\_\_\_\_

1. Mida 4,5ml; 2,5 ml; 10 ml; 73 ml; 23 ml usando el instrumento de medición adecuado y exprese los valores con el número de cifras significativas correctas y sus respectivos errores.

**Parte III. Medida de Temperatura:** (revisar instrucciones de la Práctica N°1, pág. 45)

1. Observe la escala del termómetro e indique:

- En qué unidades está graduado: \_\_\_\_\_
- Cuál es su capacidad: \_\_\_\_\_
- Cuál es su apreciación: \_\_\_\_\_
- Cuál es el error del instrumento: \_\_\_\_\_

2. Determine la temperatura de un volumen dado de agua en un vaso de precipitado. Anote el resultado con el número de cifras significativas correctas y su respectivo error: \_\_\_\_\_

### **Postlaboratorio:**

1. ¿Qué diferencia existe entre precisión y exactitud?
2. Para medir 22 ml de un líquido ¿cuál cilindro seleccionaría usted entre uno de 25 ml y uno de 50 ml? ¿por qué? Anote las diferencias entre masa y peso.
3. Cinco estudiantes por turno midieron la masa de un vidrio de reloj. Las masas encontradas fueron: 31,7 g; 31,6 g; 31,8 g; 31,6 g y 31,7 g. Determine:
  - a. ¿Cuál es la forma correcta de expresar el resultado?
  - b. ¿A qué se debe la diferencia en los valores obtenidos?

4. Determine el número de cifras significativas en las siguientes mediciones: 478 cm; 6,01 g; 0,825 l, 0,043 Kg.;  $1,310 \times 10^{22}$  átomos; 24ml; 3001 g; 0,0320 m<sup>3</sup>;  $6,4 \times 10^4$  moléculas; 560 Kg. y 7000 ml.
5. Efectúese las siguientes operaciones aritméticas expresando las respuestas con el número adecuado de cifras significativas:

a.  $26,5862 \text{ l} + 0,17 \text{ l} =$

b.  $(7,55 \times 10^4 \text{ m}) - (8,62 \times 10^3 \text{ m}) =$

b.  $9,1 \text{ g} - 4,682 \text{ g} =$

c.  $(7,1 \times 10^4 \text{ dm})(2,2654 \times 10^2 \text{ dm}^2) =$

a)  $6,54 \text{ g} \div 86,5542 \text{ ml} =$

6. Calcúlese el error máximo de cada una de las siguientes operaciones. Indique cuántas cifras significativas hay en cada una de las cantidades calculadas.

a.  $(40,2 \pm 0,2^\circ\text{C}) - (10,2 \pm 0,2^\circ\text{C}) =$

d.  $(5,18 \pm 0,02 \text{ g}) + (1,76 \pm 0,02 \text{ g}) =$

b.  $(1500 \pm 10 \text{ cm}) + (1500 \pm 10 \text{ cm}) + (481 \pm 1 \text{ cm}) =$

e.  $(8,34 \pm 0,01 \text{ g}) \div (86,54 \pm 0,02 \text{ ml}) =$

c.  $(103,24 \pm 0,01 \text{ g}) - (98,13 \pm 0,01 \text{ g}) =$

f.  $(200 \pm 0,5 \text{ g}) \cdot (5,0 \pm 0,2^\circ\text{C}) =$

# Práctica N° 3

## Propiedades Características de las Sustancias

### Densidad

#### Objetivos:

- Medir masa y volumen de sólidos (regulares e irregulares) y de líquidos.
- Determinar densidad de sólidos y líquidos utilizando métodos, directo e indirecto.
- Determinar la variación de la densidad con la concentración de diferentes soluciones.
- Realizar operaciones con las magnitudes derivadas sobre la base de los datos experimentales.
- Aprender el manejo de los instrumentos de laboratorio involucrados en los experimentos.

#### Contenido:

- Aplicación del concepto de densidad.

#### Parte Teórica:

Una propiedad característica de cada sustancia pura es su densidad. Esta se define como la cantidad de materia que contiene una unidad dada de volumen y se expresa como número de gramos por mililitro (g/ml) y su equivalente  $g/cm^3$ . Estas unidades se usan para cantidades de líquidos y de sólidos sin distinción. Para los gases que son menos densos, se suele emplear la unidad de gramos por litros (g/l). La ecuación para la densidad es:

$$\rho = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$$

Donde  $\rho$  significa densidad. Como la densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, para un material dado la relación de masa a volumen siempre es la misma; en otras palabras, el **volumen** aumenta conforme aumenta la **masa**.

Para un cuerpo, objeto o mezcla homogénea (es decir, aquel para el cual sus propiedades son iguales en todas sus partes), la densidad es una característica de la sustancia de la que el mismo está compuesto. La densidad es una típica magnitud intensiva, es decir, una magnitud que no depende de la cantidad de materia que compone al cuerpo, sino sólo de su composición.

La determinación de la densidad de un material desconocido puede ayudar a su identificación. En el caso de soluciones, con la determinación de su densidad se puede encontrar la cantidad de material disuelto en ella, consultando las tablas que indican densidades de mezclas de composición conocida.

Las unidades más comunes en las cuales se expresa la densidad son:

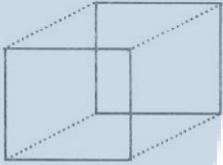
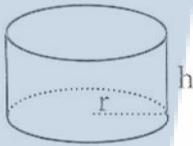
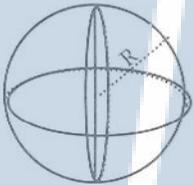
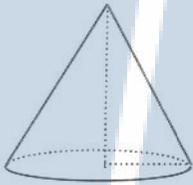
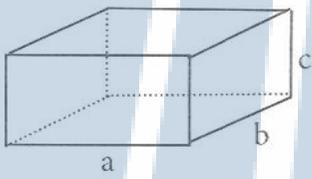
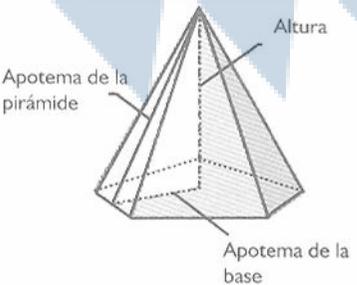
$$\frac{g}{cm^3}, \frac{kg}{\ell}, \frac{t}{m^3}, \frac{g}{\ell}, \frac{kg}{m^3}, \frac{lb}{pulg^3}$$

Por lo general, la densidad de los líquidos y sólidos se expresa en gramos por centímetro cúbico o en gramos por milímetro; mientras que la densidad de los gases se expresa en gramos por litro. En el sistema SI la unidad fundamental es el kilogramo por metro cúbico.

## Determinación de la Densidad de una Sustancia Sólida

Para determinar la densidad de una sustancia, es necesario conocer su masa y su volumen. En el caso de las sustancias sólidas la masa la obtenemos a través de la balanza. Para la determinación del volumen pueden utilizarse distintos procedimientos dependiendo de si el sólido es regular o irregular.

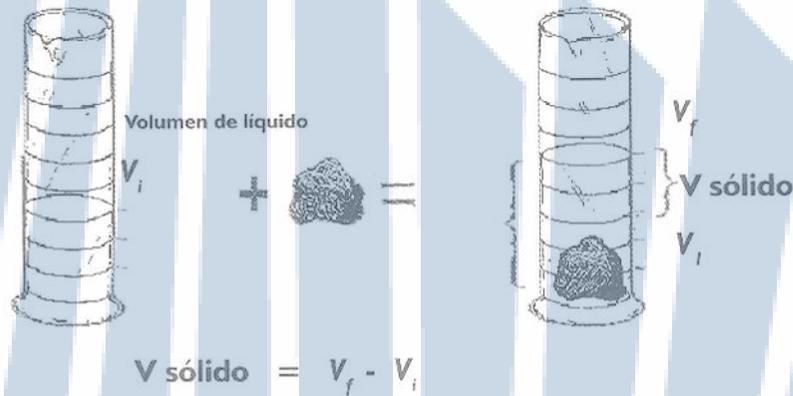
### • Cálculo del Volumen de Sólidos Regulares:

Formas Regulares más Comunes	Nombre	Fórmulas para Calcular el Volumen
	Cubo	$V = a^3$ a: arista
	Cilindro	$V = r^2 h \pi$ $r = d / 2$ r: radio h: altura $\pi$ : pi (3,1416) d: diámetro
	Esfera	$V = \frac{4 r^3 \pi}{3}$ $r = d / 2$ r: radio $\pi$ : pi (3,1416) d: diámetro
	Cono	$V = \frac{r^2 h \pi}{3}$ $r = d / 2$ r: radio h: altura $\pi$ : pi (3,1416) d: diámetro
	Prisma recto	$V = a \cdot b \cdot c$ a: longitud b: anchura c: altura
	Pirámide	$V = \frac{b \cdot h}{3} = \frac{l^2 \cdot h}{3}$ b: base h: altura l: lado de la base

## • Cálculo del Volumen de Sólidos Irregulares:

Para el caso de un sólido de forma irregular, que no se disuelve en el líquido ni reacciona con él, se puede hallar su volumen por desplazamiento aplicando el principio de Arquímedes que consiste en determinar la masa del sólido, sumergirlo en el líquido y medir el volumen desplazado.

**Nota:** Cualquier objeto sólido desplaza un volumen de líquido igual al suyo.



Donde **V sólido**, es el volumen del sólido irregular;  $V_i$  es el volumen inicial de líquido, y  $V_f$  es el volumen final que equivale al volumen de líquido más el volumen del sólido irregular.

## Determinación de la Densidad de una Sustancia Líquida

Para determinar la densidad de un líquido también se utilizan varias formas:

1. Medición de masa y volumen
  2. Uso del densímetro
  3. Uso del picnómetro
- Una manera es determinar la masa de un volumen conocido de líquido, determinando la masa del líquido contenido en una probeta graduada de masa conocida y calcular la densidad directamente de las mediciones de masa y volumen.
  - Otra forma consiste en utilizar un instrumento muy simple llamado densímetro: un densímetro, es un tubo cerrado que tiene una parte inferior en forma de ampolla llena de plomo o mercurio que flota por sí mismo en la disolución a medir y la parte superior incluye una escala. Cuando está sumergido, la varilla graduada se eleva verticalmente para dar una lectura de la escala. El densímetro emergerá más cuanto mayor sea la densidad del líquido, ésta se determina leyendo el nivel en donde la superficie del líquido cruza la escala. Tal comportamiento se basa en el principio hidrostático del matemático e inventor griego Arquímedes, que establece que cualquier cuerpo sumergido en un líquido experimenta un empuje hacia arriba igual a la masa del líquido desalojado.

Hay que tener en cuenta que el densímetro no mide directamente la densidad sino un valor conocido como **peso específico** o **densidad relativa** que se define como la relación entre la masa de un objeto y la masa de un volumen igual de agua o como la relación entre la densidad de un cuerpo y la densidad del agua a 4°C, que se toma como unidad.

Es importante tener en cuenta que los volúmenes y densidades de todas las sustancias cambian con la temperatura. Un centímetro cúbico de agua a 4°C tiene una masa de 1 g; un centímetro cúbico de agua a 25°C tiene una masa de 0,997 g. Si el densímetro que se utiliza está calibrado para medir la densidad de una sustancia en base a la densidad del agua a 4°C, la densidad relativa de la sustancia equivale numéricamente a su densidad expresada en gramos por centímetro cúbico.

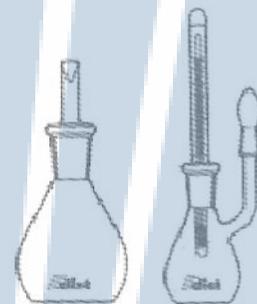
- Otro proceso se basa en utilizar el método del picnómetro, este instrumento, es un recipiente de vidrio de reducidas dimensiones (de 10 a 100 ml) con un tapón esmerilado y hueco, algunos modelos constan de un termómetro acoplado a él, de modo de conocer la temperatura del líquido que contiene. El hueco permite mantener dentro del mismo un volumen de líquido constante. El procedimiento a seguir consiste en la medida de las pesadas del picnómetro con y sin muestra. Se procede de la siguiente manera, para:

1.- **Determinar las densidades relativas de los líquidos:** se dispone de un picnómetro limpio y seco, dicho secado se realiza en la estufa por un espacio de tiempo de (10 - 15) minutos a la temperatura de (105 - 110)°C. El picnómetro ya secado y frío se lleva a balanza y determina la masa, la masa obtenida se llamará  $m_{\text{vacío}}$  o  $m_0$  (masa obtenida al pesar sólo el picnómetro). Luego se llena el picnómetro con agua destilada (líquido de referencia hasta el enrase) y se determina la masa del picnómetro  $m_1 = (m_{\text{picnómetro}} + \text{agua})$ , posteriormente se vacía el agua, se cura y se agrega el líquido cuya densidad se busca. Se determina nuevamente la masa del picnómetro  $m_2 = (m_{\text{picnómetro}} + \text{líquido problema})$ . En ambos casos se procede de modo tal de llenar con ambos líquidos el picnómetro hasta el enrase, evitando la presencia de burbujas en el interior del recipiente. Como los volúmenes de ambos líquidos pesados son los mismos, se tiene:

$m_0$  = masa picnómetro sólo ;  $m_1$  = masa picnómetro + agua ;  $m_2$  = masa picnómetro + líquido problema

En tal sentido se cumple:  $m_{\text{líquido}} = m_2 - m_0$  y  $m_{\text{agua}} = m_1 - m_0$

$$\rho_{\text{líquido}} = \rho_{\text{agua}} \cdot \frac{m_{\text{Agua}}}{m_{\text{líquido}}}$$



Picnómetros

2.- **Determinar las densidades relativas de los sólidos:** si se desea medir la densidad de un cuerpo que pueda introducirse dentro del picnómetro sin que se disuelva en el líquido o reaccione con él, se puede determinar su densidad usando el siguiente proceso:

- Se determina la masa del cuerpo en estudio por sí solo, así se obtiene el valor  $m_1 = m_{\text{cuerpo}}$ .
- Se determina la masa del cuerpo junto al picnómetro lleno de agua (destilada), obteniéndose:  $m_2 = m_{\text{cuerpo}} + m_{\text{agua}} + m_{\text{picnómetro y agua}}$ . Aquí  $m_{\text{agua}}$  significa la masa de un volumen de agua, igual al que ocupa el cuerpo y  $m_{\text{picnómetro y agua}}$  es la masa del picnómetro con el resto del agua.
- Se determina la masa del cuerpo en el interior del picnómetro lleno de agua hasta el enrase. Obteniéndose:  $m_3 = m_{\text{cuerpo}} + m_{\text{picnómetro y agua}}$ . De acuerdo a ello, se tiene:

$$\rho_{\text{cuerpo}} = \rho_{\text{agua}} \cdot \frac{m_{\text{cuerpo}}}{m_{\text{agua}}} = \rho_{\text{agua}} \cdot \frac{m_{\text{cuerpo}}}{m_2 - m_3}$$

En el trayecto del trabajo experimental, el estudiante pondrá en uso el concepto de densidad y aplicará diferentes métodos para determinar esta propiedad característica en diversidad de muestras problemas.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiales:

- |  |  |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"><li>• Densímetro</li><li>• Picnómetro 25 ó 50 ml</li><li>• Regla graduada en cm</li><li>• Calibrador vernier</li><li>• Probeta graduada de 100 y 250 ml</li><li>• Vaso de precipitado de 100 y 250 ml</li><li>• Soporte universal</li><li>• Pinzas para soporte</li><li>• Balanza granataria 0,1g</li><li>• Estufa</li></ul> | <ul style="list-style-type: none"><li>• Piezas de metal (rectangular, cilíndrica, esfera, cúbica)</li><li>• Muestras sólidas de forma irregular</li><li>• Agua destilada</li><li>• Ciclohexano</li><li>• Alcohol etílico</li><li>• Soluciones de cloruro de sodio comercial 10, 20 y 35% m/m</li><li>• Querosene</li></ul> |
|--|--|

### Laboratorio:

Una de las partes más importantes de cualquier experimento es anotar en forma ordenada las observaciones y las mediciones, con sus respectivos errores y el número de cifras significativas correcto. Antes de comenzar el procedimiento experimental prepare las tablas para ubicar los datos que espera obtener en cada parte.

### Parte I. Densidad para Sólidos Regulares e Irregulares

#### 1. Sólidos Regulares: medición directa de masa y volumen

- ☒ Halle la masa de la pieza de metal de forma regular que le suministre el profesor. Anote el resultado con su respectivo error.
- ☒ Haga uso del calibrador vernier o regla graduada, según sea el caso.
- ☒ Mida las dimensiones del sólido; por ejemplo, si el sólido es cilíndrico, mida la altura y el diámetro o si es rectangular mida su longitud, anchura y altura. Anote todas las mediciones con sus errores.
- ☒ Use la fórmula correcta para calcular el volumen del sólido.
- ☒ Con las dimensiones de masa y volumen halle la densidad del sólido y anote el resultado en la tabla.

#### 2. Sólidos Irregulares: medición de volumen y densidad por desplazamiento de agua

- ☒ Utilice una pieza de metal, roca, vidrio, el mismo no debe tener forma geométrica definida.
- ☒ Para hallar el volumen de la pieza, llene con agua corriente hasta más o menos la mitad de una probeta graduada. Anote este volumen con su error como volumen inicial del agua ( $V_i$ ).
- ☒ Amarre un trozo de hilo alrededor de la pieza e introdúzcala cuidadosamente en el agua de la probeta. Anote este volumen con su error como volumen final ( $V_f$ ).
- ☒ Halle el volumen de la pieza, que es igual al volumen de agua desplazado y que podrá hallar, restando el volumen inicial del volumen final ( $V_{\text{sólido}} = V_f - V_i$ ).

- ✗ Utilice el volumen encontrado en el paso anterior y la masa de la pieza, para calcular la densidad.
- ✗ Este procedimiento, puede llevarse a cabo utilizando piezas de sólidos regulares y realizar comparación de la densidad por ambos procedimientos.

## Parte II. Densidad de un Líquido

### I. Medición directa del volumen y la masa

- ✗ Determine la masa de una probeta graduada de 25 a 50 ml (limpia y seca). Anote el resultado con su respectivo error.
- ✗ Vierta en la probeta graduada aproximadamente 15 ml de agua destilada. Lea el volumen del líquido con la mayor exactitud y anote el valor con su error.
- ✗ Halle la masa total de la probeta y del líquido que contiene pesándolo en la misma balanza que utilizó en el primer paso. Anote este valor con su error.
- ✗ Obtenga la masa del líquido restando la masa de la probeta vacía de la masa total del líquido y probeta (**masa líquido = masa total - masa probeta**). Anote el resultado con el error.
- ✗ Calcule la densidad del líquido.
- ✗ Mediante este método determine la densidad para el alcohol etílico, ciclohexano y querosene.
- ✗ Determine las densidades de soluciones saturadas de NaCl (comercial) al 10, 20 y 35% m/m.

### I. Uso del densímetro

- ✗ En una probeta o cilindro graduado con agua destilada, sumerja cuidadosamente un densímetro limpio y seco, deteniéndolo en su caída hasta que esté cerca de su posición de equilibrio, imprímale un cierto movimiento rotatorio para impedir que esté se adhiera a las paredes internas del cilindro y se formen burbujas a lo largo del mismo. Si el cilindro que contiene el agua destilada no tiene la suficiente profundidad para que el densímetro flote sin tocar el fondo, vierta parte de la solución en una probeta alta.
- ✗ Luego de transcurrido un (1) minuto efectúe la lectura en el menisco superior de la escala del densímetro, obteniendo así el peso específico o la densidad. También debe medir la temperatura del agua y anótelo en la tabla.
- ✗ Compare esta lectura con el resultado obtenido en la primera parte.
- ✗ Mediante este método determine la densidad para el alcohol etílico, ciclohexano y querosene.
- ✗ Aplique el método y determine las densidades de soluciones saturadas de NaCl (comercial) al 10, 20 y 35% m/m.

### 2. Uso del picnómetro

- ✗ Determine la masa ( $m_0$ ) del picnómetro vacío de 25 ó 50 ml (con termómetro y tapón), preferiblemente de 25 ml. Verifique que este se encuentre limpio y seco, (anote su resultado).
- ✗ Llene el picnómetro con agua destilada hasta rebosar, coloque el termómetro y el tapón. Al colocarlo, parte del líquido se derramará y por lo tanto deberá secar perfectamente el recipiente y el tapón por fuera. Si queda líquido en las paredes externas provocará error en la medición. Asegúrese de que esto no suceda. Luego proceda a determinar la masa ( $m_1$ ) del picnómetro con el agua y la temperatura, (anote su resultado).
- ✗ Quite el tapón al picnómetro y sin vaciarlo vuelva a llenarlo completamente. Colóquele el tapón, séquelo bien por fuera y vuelva a medir su masa.
- ✗ Repita nuevamente el paso anterior para tener tres (3) mediciones que le permitirán obtener tres (3) valores de densidad para el agua.

- ☒ Desaloje el agua destilada, enjuague el picnómetro con ciclohexano o alcohol etílico (muestra a determinar su densidad ( $\rho$ ), tratando de que no quede nada de agua destilada en el picnómetro, llene con la solución de acetona al ras para su posterior pesado en la balanza al cual llamará  $m_2$ .
- ☒ Determine la densidad del ciclohexano o alcohol etílico ( $\rho$  sustancia problema  $T^\circ\text{C}$  ambiente), para ello asuma un volumen  $V$  del picnómetro, y relacione la densidad del agua destilada ( $\rho_{\text{H}_2\text{O}}$   $T^\circ\text{C}$  ambiente) con la de la solución de problema. Aplicar procedimiento algorítmico descrito en el método del picnómetro.
- ☒ Aplique el método y determine las densidades de soluciones saturadas de NaCl (comercial) al 10, 20 y 35% m/m.

### **Postlaboratorio:**

1. En este experimento usted calculó las densidades usando objetos a temperatura ambiente. ¿Cómo piensa que cambiaría la densidad de la sustancia que utilizó si hubiera calentado a  $50^\circ\text{C}$  antes del experimento?
2. ¿Cómo determinaría la densidad de una sustancia gaseosa, por ejemplo la del aire? ¿En qué unidades se expresa?
3. ¿Cuál es la diferencia entre densidad y peso específico? ¿Cuáles son sus unidades?
4. ¿Cuál es la diferencia entre propiedad intensiva y propiedad extensiva?
5. Cuando un sólido no está perfectamente sumergido dentro de un líquido ¿Cómo se vería afectado el cálculo de su densidad?
6. Haga uso de la literatura, ubique las características y funcionamiento de picnómetros y densímetros.
7. ¿Cuál es la ventaja básica del picnómetro en la determinación de densidades en comparación con la densidad obtenida con los dos (2) métodos adicionales utilizados en la práctica?
8. ¿Cuáles son las fuentes de error más comunes que pueden presentarse en la medición de la densidad de un líquido y de un sólido por los métodos usados? Aborde con claridad la respuesta.
9. A partir de las precisiones de la medición de la masa con la balanza utilizada y de la medición del volumen con el cilindro graduado, ¿Cómo se propaga el error en la determinación de la densidad? ¿Cuántas cifras son significativas en el valor de la densidad obtenida en cada caso?
10. En el caso de haber determinado la densidad para las diferentes concentraciones de sal, ¿Cuál es el comportamiento observado de la densidad respecto a la concentración?
11. ¿Cómo calcularía la densidad del cuerpo humano?
12. La goma de borrar de un lápiz tiene forma de cilindro, si su altura es de 1,5 cm y el diámetro de la base 1 cm. ¿Cuál es la masa de la goma? Densidad de la goma: 0,9 g/ml.
13. Un pisa papel de marfil tiene la forma de una pirámide regular de base cuadrada de 8 cm de lado y 2 cm de altura. ¿Cuál es la masa del pisa papel? Densidad del marfil:  $1,87 \text{ g/cm}^3$ .
14. Se tiene un papel de forma cónica con una altura de 15 cm, el diámetro de la boca de la copa es de 8 cm. Ésta copa está llena de un líquido que tiene una masa de 15 gramos. ¿Cuál es la densidad del líquido contenido en la copa de papel?
15. Disponemos de un cilindro graduado lleno de agua hasta un nivel de  $200 \text{ cm}^3$ , al introducir en él

un objeto de 180 g de masa, observamos que el nivel del agua asciende hasta 236 cm<sup>3</sup>. ¿Cuál es la densidad del objeto?

16. Si la densidad del aluminio es 2,6 g/cm<sup>3</sup>. Determine:

- ¿Que volumen ocupan 20 g de aluminio?
- ¿Cuál es la masa de una barra de aluminio cuyo volumen es de 200 ml?
- ¿Cuál será la densidad de 20 g de aluminio?
- ¿Podrá ocupar 80 g de aluminio un volumen igual 20 cm<sup>3</sup>? ¿Por qué?

17. Un depósito lleno de petróleo pesa 4023,16 Kg y vacío pesa 23,16 Kg. ¿Cuál es la capacidad del depósito? Densidad del petróleo: 0,80 g/ml.

18. Si en una vasija llena de agua se introduce un pedazo de mármol que derrama 1/2 litro de agua, y si la vasija pesa ahora 850 g más que antes. ¿Cuál es la densidad del mármol?

19. Un recipiente vacío tiene una masa de 200 g, lleno de agua masa 300 g y lleno de ácido nítrico tiene 350 g. ¿Cuál es la densidad del ácido nítrico?

20. En una actividad de laboratorio se obtuvieron los siguientes resultados:

<b>masa (g)</b>	1,4	2,8	7,0	17,5	28,0
<b>volumen (ml)</b>	0,4	0,8	2,0	5,0	8,0

- Construya el gráfico correspondiente.
- Determine la densidad de la sustancia a partir del gráfico.
- Calcule numéricamente la densidad del compuesto t compárela con la obtenida gráficamente.

21. Un litro de leche pesa 1,032 Kg, la nata que contiene en una porción de 4% en volumen tiene un peso específico de 0,85 ¿Cuál es la densidad de la leche desnatada?

22. Un lechero vende 8 litros de leche que pesan 8,19 Kg; si la densidad de la leche pura es 1,03 g/ml. Averigüe si la leche es pura o no y, en caso negativo hallar ¿con qué cantidad de agua adulteró la leche?

23. El bromo es un líquido café rojizo. Calcule su densidad (en g/ml) si 586 g de la sustancia ocupan 188 ml.

24. El mercurio es le único metal líquido a la temperatura ambiente. Su densidad es de 13,6 g/ml. ¿Cuántos gramos de mercurio ocuparán un volumen de 95,8 ml?

25. El aluminio es un metal ligero (densidad: 2,70 g/ml) que se utiliza en la construcción de aviones, líneas de transmisión de alto voltaje, latas para bebidas y papel aluminio. ¿Cuál es su densidad en Kg/m<sup>3</sup>?

26. Bajo ciertas condiciones, la densidad del gas amoníaco es de 0,625 g/l. Calcule su densidad en g/cm<sup>3</sup>.

27. Para determinar la masa de una barra metálica rectangular, un estudiante hizo las siguientes mediciones: longitud 8,53 cm; ancho 2,4 cm; altura 1,0 cm; masa 52,7064 g. Calcule la densidad del metal con en número correcto de cifras significativas.

28. Calcule la masa de:
- Una esfera de oro de 10 cm de radio. La densidad de oro es  $19,3 \text{ g/cm}^3$ .
  - La masa de un cubo de platino de 0,040 mm de lado. Densidad del platino:  $21,4 \text{ g/cm}^3$ .
  - La masa de 50 ml de etanol. La densidad del etanol es  $0,798 \text{ g/ml}$ .
29. Un tubo cilíndrico de vidrio de 12,7 cm de largo se llena con mercurio. La masa del mercurio necesaria para llenar el tubo es de 105,5 g. Calcule el diámetro interno del tubo. La densidad del mercurio es  $13,6 \text{ g/ml}$ .
30. El siguiente procedimiento se empleó para determinar el volumen de un matraz. El matraz se pesó seco y después se llenó con agua. Las masas de matraz vacío y lleno fueron 56,125 g y 83,39 g respectivamente. Si la densidad del agua es  $0,9976 \text{ g/cm}^3$ . Calcule el volumen en  $\text{cm}^3$  del matraz.
31. Un trozo de plata metálica que pesa 194,3 g se coloca en una probeta que contiene 242,0 ml de agua. La lectura es ahora de 260,5 ml. Calcule la densidad de la plata con estos datos.
32. El experimento descrito en el problema 21 es una forma poco exacta pero conveniente para la determinación de la densidad de algunos sólidos. Describa un experimento similar que permita medir la densidad del hielo. Específicamente ¿Qué requisitos debe satisfacer el líquido usado en el experimento?
33. Una esfera de plomo tiene una masa de  $1,2 \times 10^4 \text{ g}$  y su volumen es  $1,05 \times 10^3 \text{ cm}^3$ . Calcule la densidad del plomo.
34. El litio es el metal menos denso conocido (densidad de  $0,053 \text{ g/cm}^3$ ). ¿Cuál es el volumen que ocupan  $1,2 \times 10^3 \text{ g}$  de litio.
35. Describa un experimento que permita medir la densidad del hielo por desplazamiento del líquido. Específicamente ¿Qué requisitos debe satisfacer el líquido usado en el experimento?
36. El volumen total de agua de mar es  $1,5 \times 10^{21}$  litros. Supóngase que esta agua contiene 3,1 % en masa de cloruro de sodio y su densidad es de  $1,03 \text{ g/ml}$ . Calcule la masa total de cloruro de sodio en kilogramos y en toneladas.
37. A una estudiante se le da un crisol y se le pide demostrar si está compuesto de platino puro. La estudiante primero pesa el crisol en aire y luego lo pesa suspendido en agua (densidad del agua  $0,9986 \text{ g/ml}$ ). Las lecturas de las pesadas son 860,2 g y 8,20 g respectivamente. A partir de estas mediciones y dado que la densidad del platino es de  $21,45 \text{ g/cm}^3$ . ¿A qué conclusión llegaría?
- Nota:** un objeto suspendido en un fluido es mantenido a flote por la masa del fluido desplazada por el objeto. Desprecie la presión de flotación del aire.
38. El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce (densidad:  $22,57 \text{ g/cm}^3$ ). Calcule la masa en libras y en kilogramos de una esfera de osmio de 15 cm de diámetro (aproximadamente el tamaño de una toronja).
39. Se ha propuesto que los dinosaurios y muchos otros organismos se extinguieron hace unos 65 millones de años debido a que la tierra chocó con un enorme asteroide. La idea es que el polvo resultante del impacto flotó en la atmósfera del globo e implicó el paso de la luz solar por meses a la superficie de la tierra. Por las condiciones de oscuridad y de frío que imperaron durante un tiempo, se extinguieron muchas formas de vida. La evidencia disponible sugiere que más o menos 20 % de la masa del asteroide se hizo polvo y se diseminó uniformemente sobre la tierra para

después depositarse fuera de la atmósfera. Este polvo constituye alrededor de  $0,02 \text{ g/cm}^2$  de la superficie de la tierra. El asteroide probablemente tenía una densidad de unos  $2 \text{ g/cm}^3$ . Calcular la masa (en kg y ton) y el radio (en m) del asteroide suponiendo que tenía forma esférica. El área de la tierra es  $5,1 \times 10^{14} \text{ m}^2$  y  $1 \text{ libra} = 453,6 \text{ g}$ .

40. Las feromonas son compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos para atraer a los machos. Con  $1 \times 10^8 \text{ g}$  de feromonas es suficiente para llegar a todos los insectos machos dentro de un radio de 0,5 millas. Calcule la densidad de la feromona (en g/l) en un espacio cilíndrico de aire con un radio de 0,5 millas y una altura de 40 pies.

# Práctica N° 4

## Separación de los Componentes de una Mezcla

### Objetivos:

- Definir y clasificar mezclas.
- Describir los fundamentos de las técnicas utilizadas para separar los componentes de una mezcla.
- Aplicar técnicas de separación para mezclas dadas.

### Contenidos:

- Mezclas: definición y clasificación.
- Técnicas de separación de mezclas: procedimientos mecánicos y físicos.

### Parte Teórica:

#### Definición y Clasificación de las Mezclas

Las mezclas son materiales formados por la unión de dos o más sustancias (componentes) en proporciones variables. Tales componentes conservan sus propiedades individuales y se pueden separar por procedimientos mecánicos y/o físicos.

Por su composición las mezclas se clasifican:

✓ **Mezclas Heterogéneas:** Se observan claramente los límites que separan los distintos componentes que las conforman, tienen dos o más fases observables entre ellos; su composición no es uniforme.

✓ **Mezclas Homogéneas:** No tienen límites visibles entre sus componentes, no tienen fases observables; su composición es uniforme.

**Groseras:** Tienen partículas individuales que por su gran tamaño son discernibles fácilmente y separables mediante procedimientos mecánicos.

**Suspensiones:** Tienen partículas finas suspendidas en un líquido por un tiempo, luego se depositan (sedimentan) y la heterogeneidad es evidente.

**Coloides:** Son ópticamente homogéneas, sus partículas son invisibles a simple vista, pero visibles cuando las atraviesa un rayo de luz. Son un estado intermedio entre las suspensiones y las soluciones. Tienen una fase dispersante (disolvente) y una fase dispersa (soluto).

**Soluciones:** Son ópticamente homogéneas, cuyas partículas son invisibles, aun cuando las atraviesa un rayo de luz. Sus componentes son soluto y solvente.

## Técnicas de separación de mezclas

La separación de los componentes de una mezcla, incluyendo la purificación de sustancias, es un problema que se enfrenta constantemente en un laboratorio de química, por lo que todo estudiante de química debe conocer las técnicas más utilizadas. La separación de los componentes de una mezcla se basa en el hecho de que cada componente tiene un conjunto distinto de propiedades.

Los procedimientos para separar los componentes de las mezclas pueden clasificarse en mecánicos y físicos:

✓ **Procedimientos Mecánicos:** se utilizan para separar los componentes de mezclas heterogéneas. Se basa generalmente en diferencias de densidad o del tamaño de las partículas.

1. **Decantación:** técnica para separar los componentes de una mezcla líquida o sólida-líquida cuando los componentes poseen diferentes densidades. Cuando se trate de un sólido y un líquido, el sólido por ser más denso se depositará en el fondo del recipiente, mientras que el líquido, por ser menos denso quedará en la superficie, facilitándose así la separación de ambos componentes, la cual se logra inclinando el recipiente y vertiendo el líquido en otro (ver figura N° 1). En el caso de que sea una mezcla de dos o más líquidos no miscibles resulta útil emplear un instrumento diseñado especialmente para ello, llamado “embudo de separación”, el cual está provisto de una llave en la parte inferior. Al abrir la llave, pasa primero el líquido de mayor densidad y cuando éste se ha agotado se impide el paso del otro líquido cerrando la llave. La superficie de separación entre ambos líquidos se observa en el tubo estrecho de goteo (ver figura N° 2).



Figura N° 1: Decantación del sobrenadante



Figura N° 2: Decantación en un embudo de separación

2. **Filtración:** consiste en separar un sólido insoluble en un líquido mediante una superficie filtrante porosa como el papel, la tela, plástico, etc. El sólido queda retenido en el filtro como residuo, en tanto que, el líquido atraviesa los pequeños poros del filtro reuniéndose en otro recipiente como filtrado.

En general se puede decir que el proceso filtración consta de tres pasos: **Decantación:** se vierte primero el sobrenadante dejando sólo el precipitado en el fondo del recipiente.

**Transferencia del precipitado al filtro:** se hace con el líquido del lavado hasta arrastrar las últimas trazas de precipitado. **Lavado:** se hace con pequeñas porciones del líquido lavador, para eliminar más efectivamente las impurezas del precipitado.

Existen dos tipos de filtración: la filtración por gravedad (ilustrada en la figura N° 4) y la filtración al vacío en la cual se reduce la presión para aumentar la velocidad de flujo del líquido a través del filtro hacia el matraz de colección (figura N° 6).

### Filtración por Gravedad

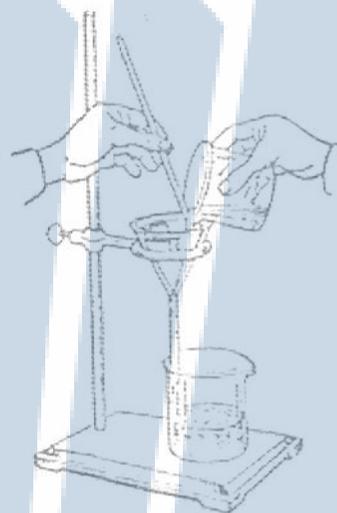


Figura N° 3: Doblado y montaje del papel de filtro en el embudo.

Figura N° 4: Manera de filtrar por gravedad

### Filtración al Vacío

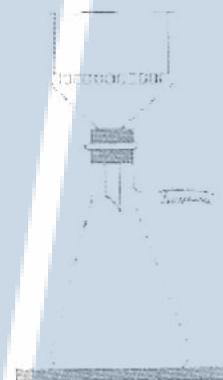
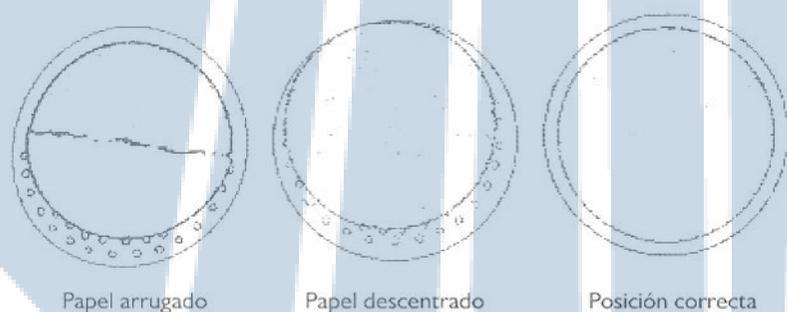


Figura N° 5: Montaje del papel de filtro en el embudo de Buchner.

Figura N° 6: Montaje para filtrar al vacío.

3. **Imantación:** técnica que permite separar mezclas sólidas que contienen, por lo general, partículas metálicas; utilizando para ello un imán donde quedarán adheridas y separadas del otro sólido.

4. **Tamizado:** consiste en hacer pasar una mezcla de componentes de diferentes tamaños por una o varias redes, mallas o tamices, lográndose fácilmente la separación de las partículas más grandes de las más pequeñas.
  5. **Centrifugación:** se emplea para separar mezclas sólido-líquido por medio de un dispositivo giratorio que permite depositar el sólido en el fondo de un contenedor, gracias a las fuerzas centrífugas que actúan al hacer girar la mezcla a gran velocidad, para luego decantar el líquido sobrenadante.
  6. **Levigación:** consiste en el lavado de sólidos usando una corriente de agua, de modo que los materiales livianos sean arrastrados por la corriente de agua y los materiales pesados se depositen en el fondo.
- ✓ **Procedimientos Físicos:** se utilizan para separar componentes de mezclas homogéneas. Implican cambios de estado.
1. **Cristalización:** técnica de separación de disoluciones en la que las condiciones se ajustan de tal forma que solo puede cristalizar alguno de los solutos permaneciendo los otros en la disolución.

En este proceso, una sustancia sólida con una cantidad muy pequeña de impurezas se disuelve en un volumen mínimo de disolvente (caliente si la solubilidad de la sustancia que se pretende purificar aumenta con la temperatura). A continuación la disolución se deja enfriar muy lentamente, de manera que los cristales que se separen sean de la sustancia pura, y se procede a su filtración (ver figura N° 6). El filtrado, que contiene todas las impurezas, se suele desechar y los cristales se secan como se ilustra en la figura N° 7.

Para que la cristalización sea un método de separación apropiado, la sustancia que se va a purificar debe ser mucho más soluble que las impurezas en las condiciones de cristalización, y la cantidad de impurezas debe ser relativamente pequeña.

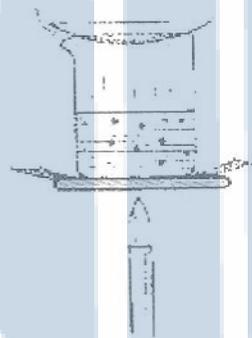


Figura N° 7: Montaje para Secar Cristales

2. **Cromatografía:** técnica de separación en la cual una mezcla se disuelve en un fluido (gas o líquido) y los componentes se separan por diferencias de absorción o solubilidad en la superficie de un sólido o un líquido viscoso. En otras palabras, las separaciones cromatográficas se consiguen mediante la distribución de los componentes de una mezcla entre una fase fija (fase estacionaria) y otra fase que se desplaza (fase móvil). La separación entre dos sustancias comienza cuando una

es retirada más fuertemente por la fase estacionaria que la otra que tiende a desplazarse más fácilmente en la fase móvil.

Hay varios factores que deben tenerse en cuenta en la elección de un absorbente para una separación cromatográfica determinada: debe ser insoluble en el disolvente, no debe reaccionar con las sustancias que se van a separar, ni debe actuar como catalizador de su composición. Teóricamente, cuanto menor sea el tamaño de las partículas del absorbente, mayor será el grado de separación de la mezcla tratada.

Los tipos más comunes de cromatografía son: cromatografía de columna, cromatografía de papel, cromatografía de capa fina y cromatografía de gases.

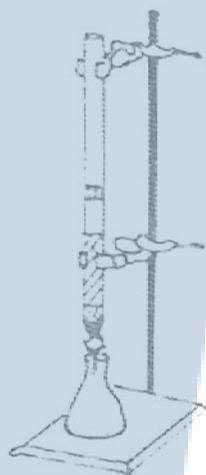


Figura N° 8: Cromatografía de columna

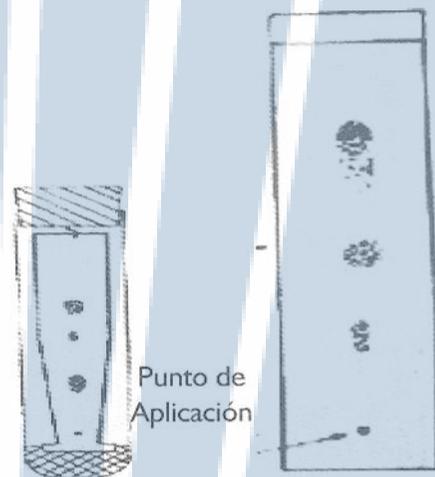
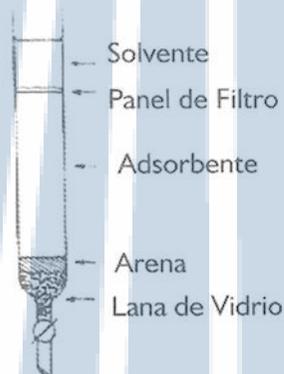
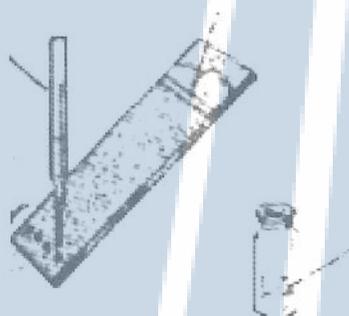
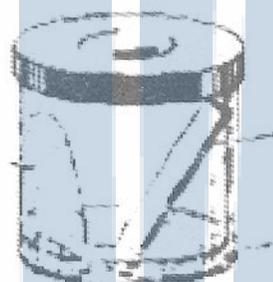


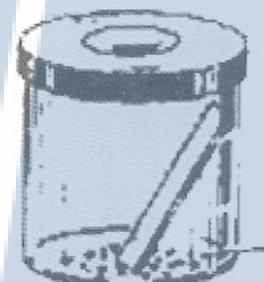
Figura N° 9: Cromatografía de papel



Aplicación



Desarrollo



Revelado

Figura N° 10: Cromatografía de capa fina

3. **Destilación:** la destilación se usa para la separación de mezclas de líquidos, con base a la diferencia de los puntos de ebullición (temperatura a la cual la sustancia pasa del estado líquido al estado gaseoso) de los componentes que forman la mezcla. Cuando una mezcla de este tipo se calienta, el compuesto de menor punto de ebullición se evapora primero. La recuperación del compuesto más volátil se hace mediante un aparato especial llamado “refrigerante”, el cual condensa los vapores, recuperándose finalmente en forma líquida; y el menos volátil permanece en el balón de destilación. Los tipos más comunes de destilación son:

- a. **Destilación simple:** se utiliza cuando los componentes de la mezcla líquida poseen una marcada diferencia en los puntos de ebullición (figura N° 11).
- b. **Destilación fraccionada:** es una técnica para realizar una serie completa de separaciones (evaporaciones y condensaciones) en una operación sencilla y continua, que permite separar sustancias con puntos de ebullición cercanos (figura N° 12).
- c. **Destilación por arrastre de vapor:** es una técnica para la separación de sustancias insolubles en agua y ligeramente volátiles de otros productos no volátiles mezclados con ellas. El arrastre en corriente de vapor hace posible la purificación adecuada de muchas sustancias de punto de ebullición elevado mediante una destilación a baja temperatura. Esta técnica es particularmente útil cuando la sustancia en cuestión hierve por encima de  $100^{\circ}\text{C}$  a la presión atmosférica y se descompone en su punto de ebullición o por debajo de éste.

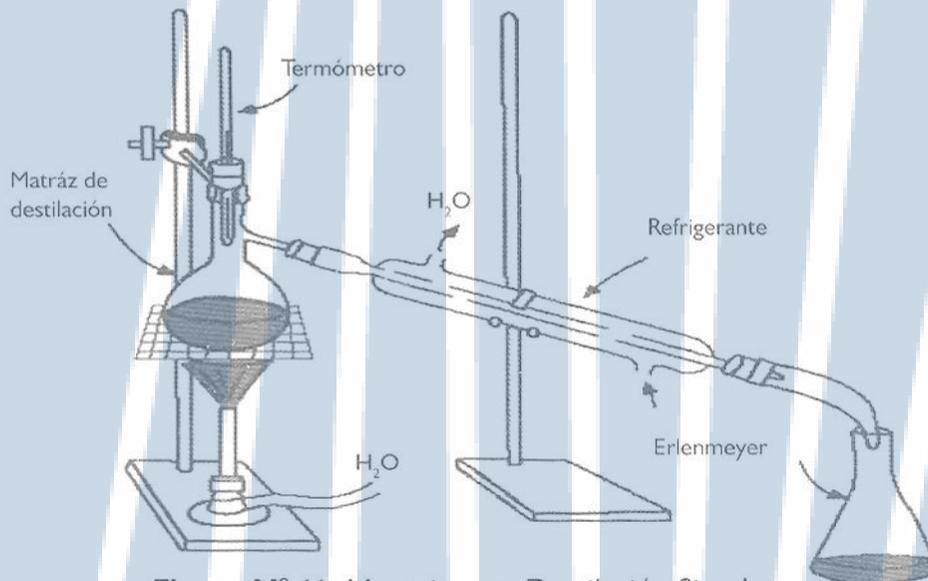


Figura N° 11: Montaje para Destilación Simple

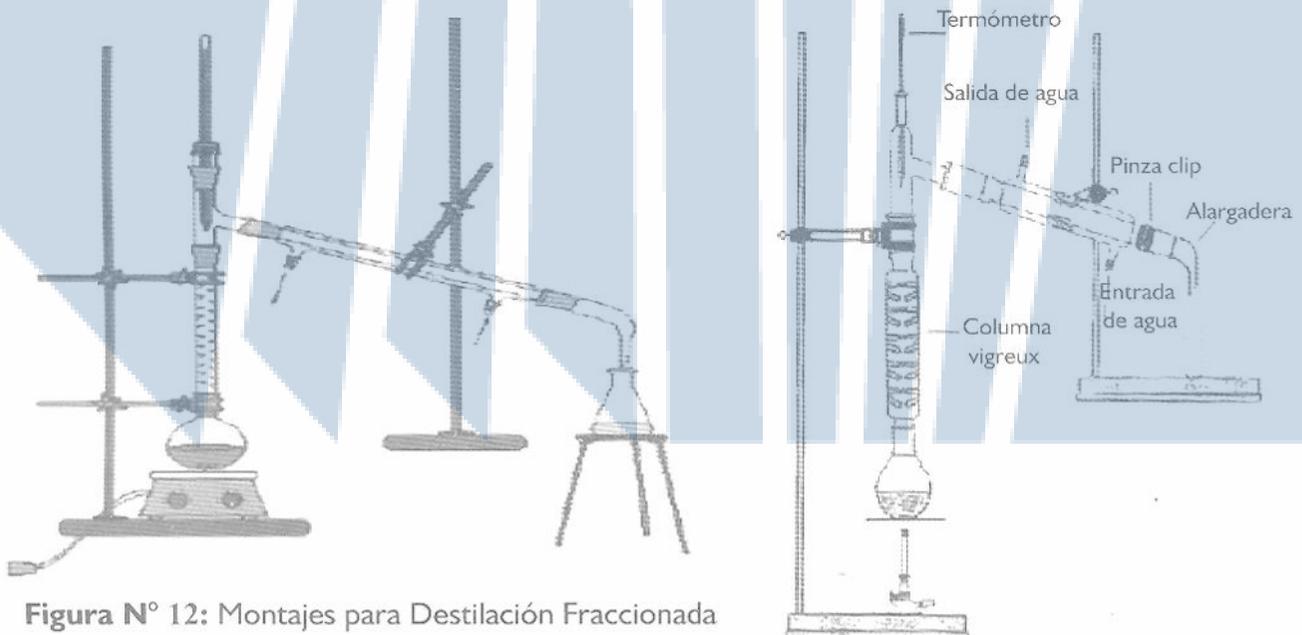
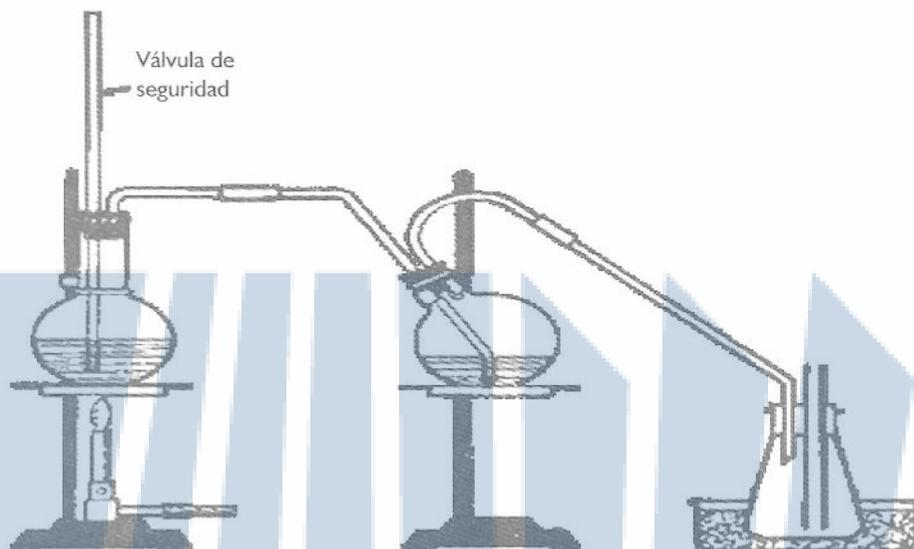
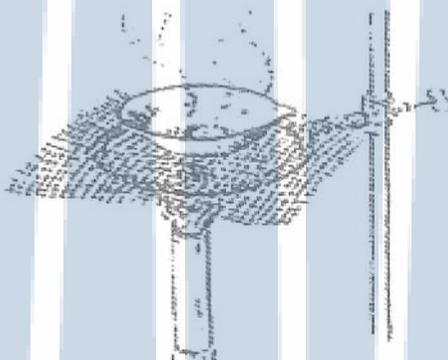


Figura N° 12: Montajes para Destilación Fraccionada



**Figura N° 13:** Montaje para Destilación por Arrastre de Vapor.

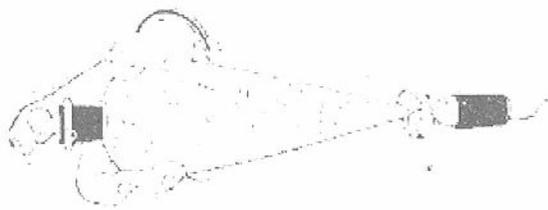
4. **Evaporación:** técnica para separar mezclas por efecto del calor que volatiliza un líquido y lo separa de otro líquido menos volátil o un sólido.



**Figura N° 14:** Montaje para la evaporación de un líquido.

5. **Extracción:** método empleado para separar una sustancia de una mezcla por diferencia de solubilidad. En general se lleva a cabo utilizando un disolvente en el que la sustancia que queremos separar es muy soluble, siendo el resto de los materiales de la mezcla insolubles en él. Esta técnica es muy utilizada para separar compuestos orgánicos de las soluciones o suspensiones acuosas en las que se encuentran. El procedimiento consiste en agitarlas con un disolvente orgánico inmisible con el agua (figura N° 15) y dejar separar ambas capas (figura N° 16). Los distintos solutos presentes se distribuyen entre las fases acuosa y orgánica, de acuerdo con sus solubilidades relativas.

Como norma práctica puede indicarse que para solutos más solubles en el disolvente orgánico que en el agua, debe utilizarse en cada extracción un volumen de disolvente orgánico igual a la tercera parte del volumen de agua. Dentro de los disolventes orgánicos más utilizados encontramos: benceno, tolueno, éter de petróleo, cloruro de metileno, cloroformo y tetracloruro de carbono.



Agitación de las soluciones (acuosa y orgánica)



Liberación de la presión

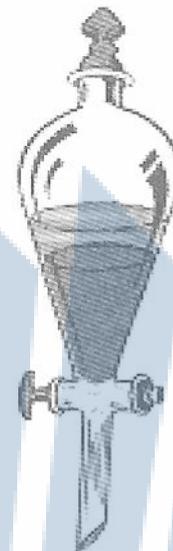


Figura N° 16: Separación de las Fases

Figura N° 15: Manipulación de embudo de separación

6. **Sublimación:** técnica que se basa en la propiedad fundamental de algunas sustancias de pasar del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido. Consiste en separar mezclas sólidas en donde sólo uno de los componentes tiene la propiedad de sublimarse al suministrarle calor.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiales y Reactivos:

- Cápsula de porcelana.
- Embudo de separación y soporte
- Cilindro graduado de 25 ml
- Mortero y mazo
- Vaso de precipitado de 100 ml
- Vidrio de reloj
- Embudo y aro metálico
- Termómetro
- Cocinilla y Mechero

- Soporte universal.
- Pinzas para Soporte
- Balanza
- Balón de destilación 100 ml
- Refrigerante de Leibig.
- Tubos de ensayo grande
- Agitador de vidrio
- Papel de filtro
- Tapones

- Piedras de ebullición
- Hierro y Azufre en polvo
- Iodo y Cloruro de sodio
- Aceite y Vinagre
- Arena y agua destilada
- Imán.
- Glicerina
- Cloroformo, Tetracloruro de carbono y Acetona

## Laboratorio:

### Parte I. Separación de los componentes de mezclas sólidas

#### a.- Separación de una mezcla de hierro y azufre:

Pese en un papel, 2 gramos de azufre pulverizado y luego en otro papel 2 gramos de hierro en polvo. Coloque las dos sustancias en un mortero, mézclelas bien y tritúrelas lo mejor que pueda. Pase un imán (forrado con papel) cerca de la mezcla. Observe y anote.

¿Cómo clasificaría a esta mezcla? ¿Cuál es el efecto que causa el imán? ¿Por qué el azufre no es atraído por el imán? ¿Cuál fue la técnica utilizada?

#### b.- Separación de una mezcla de yodo y sal:

Mezcle en un mortero 1 g. de yodo y 1 g de NaCl y pulverícelos si fuera necesario, viértalos a una cápsula de porcelana y coloque la cápsula en una campana extractora, pero teniendo la precaución de cubrir la cápsula de porcelana con un vidrio de reloj. Caliente. Observe y anote.

¿Cómo clasificaría a esta mezcla? ¿Cómo definiría el fenómeno ocurrido? ¿Cuál fue la técnica de separación utilizada?

### Parte II. Separación de los componentes de mezclas líquidas.

#### a.- Separación de una mezcla de agua y aceite:

1. En un tubo de ensayo grande coloque 10 ml de aceite y luego 20 ml de agua. Deje en reposo el sistema. ¿Qué observa?

2. Cierre el tubo de ensayo con un tapón de corcho adecuado. Agite vigorosamente. Destape y vierta el contenido en un embudo de separación. Identifique las dos fases que se forman. Observe y anote.

3. Coloque un vaso de precipitado de 100 ml debajo del embudo de separación. Abra la llave de embudo recogiendo el líquido en el vaso de precipitado, hasta que el nivel de la interfase llegue a la altura de la llave. Cierre la llave dando vuelta en forma rápida para evitar que se pase parte de la capa superior. Observe y anote.

¿Cómo clasificaría a esta mezcla? ¿Cómo se llama el fenómeno que provoca la separación de las fases? ¿Cuál es la sustancia de la capa superior en el embudo? ¿Por qué esta sustancia no se depositó en el fondo del embudo? ¿Cómo se llama la técnica utilizada para separar la mezcla?

#### b.- Separación de los componentes del vinagre:

1. En un balón de destilación de 100 ml ponga 50 ml de vinagre comercial.

2. Agregue una cantidad pequeña de piedra pómez o cinco perlas de vidrio con el fin de regular la ebullición.

3. Monte el aparato de destilación simple como se muestra en la figura N° 11 (lubrique con glicerina cada conexión). Conecte el balón al refrigerante. Ponga a circular suavemente el agua y comience a calentar.

4. Observe y anote las características del líquido que se recibe como primer destilado. Suspnda el calentamiento cuando se hayan recogido 3 ml de destilado.

¿Cómo clasificaría a esta mezcla? ¿Cuál es la sustancia que queda en el balón de destilación? ¿Cuál será la sustancia que destila primero?

### Parte III. Separación de los componentes de una mezcla sólido-líquido.

#### Separación de una mezcla de arena, sal y aceite:

En la siguiente experiencia se utilizarán como solventes agua y un solvente problema que usted deberá identificar como cloroformo, tetracloruro de carbono o acetona con base a su temperatura de destilación (punto de ebullición).

Solvente	Tetracloruro de carbono, $\text{CCl}_4$	Cloroformo, $\text{CHCl}_3$	Acetona, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
Punto de Ebullición (1 atm)	76,54°C	56,2°C	61,7°C

1. Coloque en un tubo de ensayo grande 10 gramos de arena, 10 g de cloruro de sodio y 10 ml de aceite. Tápele con un tapón o corcho y agite.
2. Coloque el tubo de ensayo, con la mezcla de arena, sal y aceite, en posición vertical; destápele. De esta manera se facilita la sedimentación del material sólido.
3. Prepare el papel de filtro siguiendo sólo los tres primeros pasos de la **figura 3**, no lo humedezca ni coloque en el embudo.
4. Decante cuidadosamente la fase líquida de la mezcla a un balón de destilación de 100 ml. Es decir, separe la fase líquida de la sólida, vertiendo cuidadosamente la fase líquida, directamente y sin embudo, al balón de destilación.
5. Prepare el equipo de filtración de la **figura 4** y siga las instrucciones de los dos últimos pasos de la **figura 3**. Coloque el balón de destilación como colector.

Agregue al residuo contenido en el tubo de ensayo, 2 ml del solvente que le fue entregado por el Profesor. Agite y deje caer todo el contenido del tubo de ensayo al papel de filtro. Repita esta operación hasta haber trasvasado completamente la muestra sólida y hasta que no observe residuo aceitoso en el precipitado. En esta operación no debe gastar más de 20 ml de solvente.

6. Guarde el balón de destilación con su contenido, lo necesitará para realizar el punto 10.
7. Lave el precipitado contenido en el papel de filtro con 4 ó 5 porciones de agua destilada de 2 ml cada una. Recoja el filtrado en el vaso de precipitado previamente pesado.

¿Cuál o cuáles compuestos contiene el residuo?

8. En un vidrio de reloj lleve a la estufa el papel de filtro con el residuo. Déjelo en la estufa durante media hora.
9. Concentre a unos pocos ml el filtrado recogido en el vaso de precipitado del paso 7. Para ello caliente lentamente evitando salpicaduras. **Ver figura.** Lleve a la estufa el vaso de precipitado con la solución concentrada y deje evaporar completamente.



10. Añada piedras de ebullición al balón de destilación guardado en el paso 6. Monte el aparato de destilación de la **figura 11**. Coloque un cilindro graduado como colector. Tenga la precaución de colocar la boca del cilindro justo a la salida del refrigerante.
11. Proceda a destilar el líquido. Asegúrese que el agua circula por el refrigerante. Recoja el destilado en el cilindro graduado de 25 ml. Anote la temperatura de destilación.

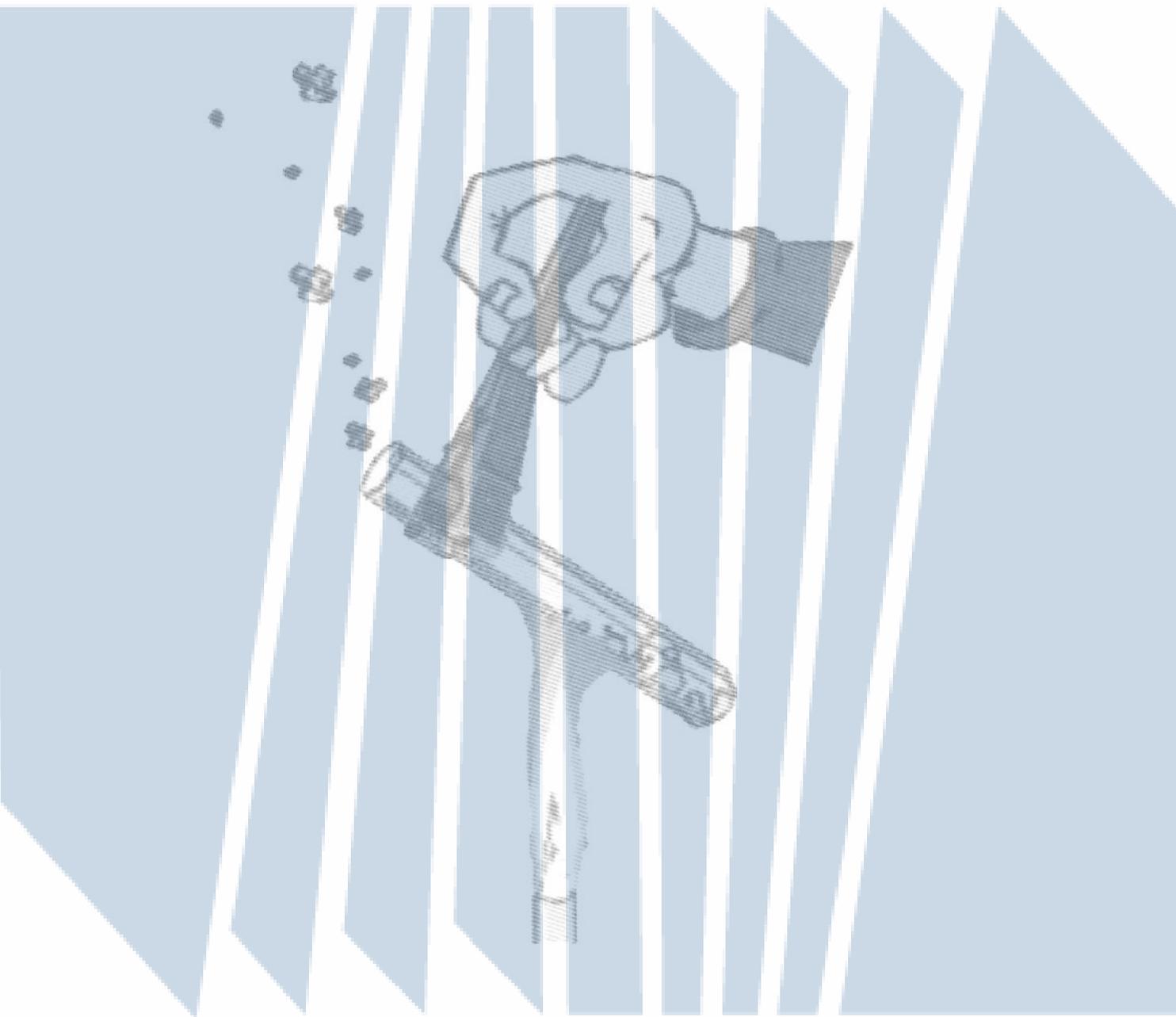
¿Cuándo debe parar el proceso de destilación? Identifique el destilado por su punto de ebullición.  
¿Cuál compuesto es el destilado?

Para la separación de la mezcla problema de la parte III. Indique para cada paso:

- a. La técnica de separación utilizada.
- b. La propiedad física en la cual se basa.
- c. El o los compuestos que constituyen las fases separadas.

### **Postlaboratorio:**

1. Establezca la diferencia entre los procedimientos mecánicos y físicos que se utilizan para separar los componentes de una mezcla.
2. Definir: componente de una mezcla y fase.
3. Indique las técnicas de separación necesarias para realizar las siguientes experiencias:
  - a. Conocer el porcentaje de agua y sales que tiene el agua potable y el agua de mar.
  - b. En muchos charcos y ríos el agua no es transparente ¿Qué harías para eliminar las partículas en suspensión que se observan en el agua?
  - c. El betacaroteno es un pigmento poco soluble en agua y muy soluble en solventes orgánicos ¿Cómo separarías el betacaroteno de las zanahorias?
  - d. La bencina y la parafina son mezclas formadas por varios líquidos incoloros inflamables. Para evitar confundirlos con otros líquidos como el agua y el alcohol, los fabricantes agregan un colorante ¿Cómo separarías este colorante?
4. Clasifique las siguientes mezclas y explique detalladamente el procedimiento que se deben utilizar para su separación:
  - a. Sal, arena y kerosén.
  - b. Carbón y sal.
  - c. Harina y azúcar.
5. Explique por qué razón se debe lavar el residuo sólido, separado por decantación. ¿Por qué se lava varias veces con pequeñas porciones en vez de lavarlo una sola con la cantidad total del solvente?
6. ¿Por qué se usan piedras de ebullición en los balones de destilación?
7. Tomando como referencia la Parte III, responda: ¿Por qué se evapora la solución acuosa del vaso de precipitado hasta un cierto volumen y luego se introduce en la estufa? ¿Por qué no se evapora hasta sequedad por calentamiento directo con el mechero?



# Práctica N° 5

## Estudio de las Reacciones Químicas

### Objetivos:

- Definir y clasificar las reacciones químicas.
- Reconocer las evidencias que ocurren durante una reacción química.
- Igualar y clasificar cada una de las reacciones químicas.
- Interpretar los fenómenos observados a través de ecuaciones representativas.
- Identificar las características y los productos obtenidos en las diferentes reacciones.
- Realizar, observar y analizar diferentes reacciones químicas, en cuanto a los cambios que ocurren al desarrollarse cada uno de los diferentes procesos químicos.

### Contenido:

- Definición y clasificación de las reacciones químicas.
- Estudio de las evidencias detectables durante una reacción química:
  - Cambios de color.
  - Formación de precipitado.
  - Desprendimiento de gases.
  - Desprendimiento de luz.
  - Absorción o liberación de calor.

### Parte Teórica:

#### Reacciones Químicas

Una reacción química es un proceso en el que una o varias sustancias (reactantes) se transforman en otra u otras (productos) con propiedades características diferentes.

Así por ejemplo, al mezclar una solución de ácido clorhídrico con hidróxido de sodio, éstos se transforman en la sal cloruro de sodio y agua, sustancias diferentes a las iniciales.



En toda reacción química participan dos tipos de sustancias:

- Los **reaccionantes o reactivos**, que son las sustancias que reaccionan entre sí.
- Los **productos**, que son las sustancias resultantes.

**¿Cómo se evidencia que ha ocurrido una reacción química?** Las reacciones químicas suelen ir acompañadas de ciertos fenómenos observables que nos indican que ha ocurrido un cambio químico. Estos fenómenos pueden ser:

- Cambio de color
- Variación de la temperatura



- La flecha hacia arriba  $\uparrow$  o inclinada  $\nearrow$  indica que la sustancia se desprende como gas.
- La flecha hacia abajo  $\downarrow$  indica la formación de un precipitado:



- Desde el punto de vista químico, una ecuación expresa correctamente la relación en que se combinan o reaccionan dos o más sustancias para formar otras sustancias, sólo cuando han sido balanceadas. Para balancear una ecuación química se colocan unos números llamados **coeficientes**, delante de las fórmulas, de tal manera que el número de átomos en ambos miembros de la ecuación sea exactamente igual.



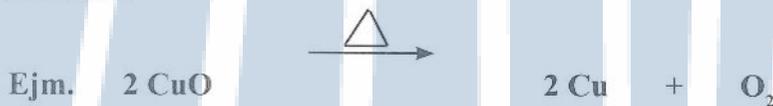
## Clasificación de las Reacciones Químicas

Las reacciones químicas pueden clasificarse de acuerdo a los siguientes criterios:

- **De acuerdo a la absorción o liberación de energía:**

Casi todas las reacciones químicas implican la ruptura y formación de los enlaces que unen los átomos. Normalmente, la ruptura de enlaces requiere un aporte de energía, mientras que la formación de enlaces nuevos desprende energía. En función de la cantidad de energía utilizada para la ruptura de los enlaces de los reactantes y la formación de los enlaces de los productos, las reacciones químicas se clasifican en:

✓ **Reacciones Endotérmicas:** Existen algunas reacciones químicas que para poder realizarse necesitan consumir energía durante todo el proceso. Este tipo de reacción se caracteriza porque el contenido energético de las sustancias reaccionantes es siempre menor que el de los productos resultantes. Por ejemplo, la descomposición de los óxidos metálicos se hace mediante el calor:



En general, una reacción es endotérmica si cumple con las siguientes condiciones:

1. Que el contenido energético de las sustancias reaccionantes sea menor que el de los productos resultantes.
2. Que se le suministre energía durante toda la reacción, es decir, que la energía de activación sea mayor que el calor liberado en la reacción.

✓ **Reacciones Exotérmicas:** Reacción química que desprende energía calórica. El nivel de energía de las sustancias reaccionantes es mayor que el de los productos resultantes, de lo cual

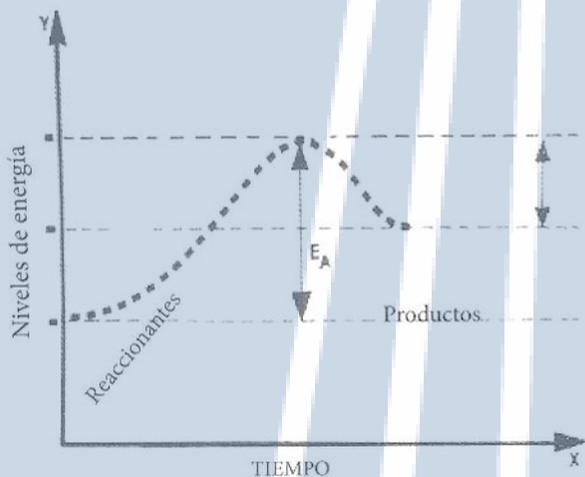
podemos deducir que una vez que se le suministre energía para dar inicio a la reacción, ésta se desarrollará liberando energía. Por ejemplo, la combustión del gas butano libera energía calórica.



En general, una reacción es exotérmica si cumple las siguientes condiciones:

1. El contenido energético de las sustancias reaccionantes sea mayor que el de los productos resultantes.
2. Que una vez que se le suministre la energía de activación mínima necesaria para dar comienzo a la reacción, ésta se desarrolle de tal manera que el calor desprendido en la reacción sea mayor que la energía que se le proporcionó para darle inicio.

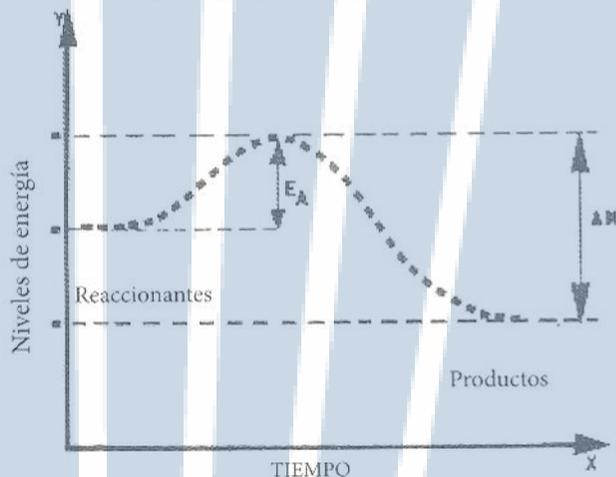
### Reacción Endotérmica



$$E_r < E_p$$

$$E_a > \Delta H$$

### Reacción Exotérmica



$$E_r > E_p$$

$$E_a < \Delta H$$

Donde:

**Ea:** Energía de Activación

**ΔH:** Entalpía de Formación

**Er:** Energía de los Reactantes.

**Ep:** Energía de los Productos.

• **De acuerdo al número y tipo, de reactivos y productos:**

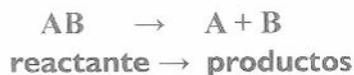
✓ **Combinación o Síntesis:** en este tipo de reacción dos o más sustancias reactivas se combinan para formar un solo producto. Su ecuación general es:



En las cuales A y B son elementos o compuestos y AB es un compuesto. La fórmula del producto se puede determinar en muchos casos a partir del conocimiento de los estados de oxidación de los reactivos en sus estados combinados.



✓ **Descomposición:** en este tipo de reacción una sola sustancia se descompone para formar dos o más sustancias distintas. Este tipo de reacción puede considerarse como la inversa de la combinación. El material inicial (AB) es un compuesto, y los productos (A y B) pueden ser elementos o compuestos más simples. La forma general de la ecuación es:



En estas reacciones generalmente se necesita la acción del calor o de la electricidad.



✓ **Desplazamiento Sencillo:** en una reacción de desplazamiento sencillo un elemento reacciona con un compuesto para ocupar el lugar de uno de los elementos de ese compuesto. Se genera un elemento diferente y un compuesto diferente. La forma general de la ecuación es:



Una reacción química común es el desplazamiento del Hidrógeno de los ácidos.



Esta reacción es un buen ejemplo de la reactividad relativa de los metales y del uso de la serie de actividad.

**K, Ca y Na:** desplazan al Hidrógeno del agua fría, del vapor y de los ácidos.

**Mg, Al, Zn y Fe:** desplazan al Hidrógeno del vapor y de los ácidos.

**Ni, Sn y Pb:** sólo desplazan al Hidrógeno de los ácidos.

**Cu, Ag, Hg y Au:** no desplazan al Hidrógeno.

✓ **Metátesis o Doble Desplazamiento:** en una reacción de metátesis, dos compuestos se intercambian parejas (iones) entre sí para producir dos compuestos distintos. La forma general de la ecuación es:



Se puede pensar que en esta reacción los cationes y aniones de las sustancias reactantes se intercambian, A se combinan con D, y C se combina con B. Al escribir las fórmulas de los productos se deben tener en cuenta los estados de oxidación o las cargas de los reactantes que se combinan. Este tipo de reacción ocurre con mucha frecuencia y, particularmente, en solución acuosa.



En la presente práctica se realizarán estudios de diferentes reacciones químicas de acuerdo a diversos criterios. El estudiante seguirá el curso de cada reacción y describirá lo ocurrido en cada proceso.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiales y Reactivos:

- Cápsula de porcelana
- Cilindro graduado de 25 ml
- Vaso de precipitado de 50 ml
- Vidrio de reloj
- Cocinilla y Mechero Bunsen
- Pipetas graduadas (1 ml, 5ml)
- Balanza
- Pinzas para crisol
- Goteros
- Tubos de ensayo grande
- Agitador de vidrio
- Caja de fósforo
- Tapones
- Espátulas

**Nota:** lo resaltado con \* debe traerlo el estudiante para el desarrollo de la práctica.

- Papel de tornasol rojo o Fenolftaleína.
- Papel pH universal
- HCl 0,1 y 6 mol/l
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado y 6mol/l
- HNO<sub>3</sub> concentrado
- KI al 0,1 mol/l
- NH<sub>4</sub>Cl 1 mol/l y sólido
- (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> sólido
- NaCl al 5 % m/v, 10 mol/l
- K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> al 0,1 mol/l
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado
- FeCl<sub>3</sub> al 0,1 mol/l
- BaCl<sub>2</sub> 0,1/mol/l
- KClO<sub>3</sub> sólido
- Ba(OH)<sub>2</sub> sólido
- Granallas de zinc
- Sodio sólido

- Cintas de Magnesio
- Cobre en tiras
- Ácido acético
- Alcohol etílico
- Alcohol n-butílico
- Amoníaco
- CaO sólido
- Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> sólido
- NaNO<sub>2</sub> solución saturada
- Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> al 0,1 mol/l
- AgNO<sub>3</sub> al 0,1 mol/l
- FeSO<sub>4</sub> 0,1 mol/l
- Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> 0,1 mol/l
- KMnO<sub>4</sub> 0,1 mol/l
- K<sub>4</sub>Fe(CN)<sub>6</sub> 0,1 mol/l
- \*Clavo de hierro
- \*Algodón
- \*Limaduras de hierro

### Laboratorio:

Para cada una de las siguientes experiencias, anote en su cuaderno los siguientes datos:

- Descripción de los reactivos que intervienen en cada reacción.
- Observación detallada de cada reacción.
- Evidencias que permitan asegurar que hubo o no reacción química.
- Descripción de los productos de cada reacción.

### Parte I. Reacciones con Metales

- En un tubo de ensayo, a una pequeña cantidad de HCl 6 mol/l agregue una granalla de zinc con la ayuda de una espátula. Cuando se empiece a desprender un gas, coléctelo en otro tubo de ensayo invertido sobre la boca del primero. Tome el tubo con el gas e introduzca cuidadosamente una astilla de fósforo con flama. Observe las paredes del tubo, ¿Qué gas se genera? Anote sus observaciones.
- En un tubo de ensayo agregue 3 ml de alcohol etílico, introduzca un trocito muy pequeño de sodio metálico **iNo toque el sodio con las manos!** Anote sus observaciones.

3. Tome aproximadamente 2 cm de cinta de magnesio, sujétela por un extremo con una pinza para crisol y caliente el otro extremo directamente. Recoja el producto de la combustión en una cápsula de porcelana y tápela. Anote sus observaciones.
4. Coloque 1 ml de  $\text{HNO}_3$  en un vaso de precipitado de 50 ml, colóquelo dentro de la campana de gases, introduzca dentro del vaso un pedacito de cobre metálico. Anote sus observaciones.
5. En un tubo de ensayo coloque 2 ml de solución de sulfato cúprico, introduzca un clavo de hierro que esté lijado, espere unos minutos.
6. Introduce un clip en un tubo de ensayo, añada sulfato cúprico hasta que sobrepase la altura del clip. Agite un poco el tubo y caliéntelo sobre la flama del mechero. ¿Observas algún cambio?

## Parte II. Reacciones de Óxidos Metálicos con Agua

1. Al producto de la experiencia 3 de la Parte I, contenido en la cápsula de porcelana; agréguele una pocas gotas de agua y ensaye el pH con el papel de tornasol rojo o con solución de fenolftaleína. Si no ocurre ningún cambio, caliente la cápsula y vuelva a ensayar. Anote sus observaciones.
2. Coloque en un tubo de ensayo 2 ml de agua y agregue una pequeña porción de óxido de calcio. Ensaye el pH con el papel de tornasol rojo o con solución de fenolftaleína. Anote sus observaciones.

## Parte III. Reacciones entre Sales

1. Coloque en un tubo de ensayo 2 ml de  $\text{KI}$  0,1 mol/l; agregue 2 ml de una solución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  0,1 mol/l. Anote sus observaciones.
2. Coloque en un vaso de precipitado 10 ml de  $\text{NaCl}$  al 5% m/v; agregue de 5 a 8 gotas de una solución de  $\text{AgNO}_3$  0,1 mol/l. Anote sus observaciones.
3. Coloque en un tubo de ensayo 1 ml de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0,1 mol/l; agregue de 20 a 30 gotas de una solución de  $\text{AgNO}_3$  0,1 mol/l. Anote sus observaciones.
4. Coloque en un tubo de ensayo 5 ml de  $\text{FeSO}_4$  0,1 mol/l; acidule con 2 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado y añada 10 gotas de  $\text{KMnO}_4$  0,1 mol/l (gota a gota), moviendo el tubo después de cada adición. Anote sus observaciones.
5. Coloque 2 ml de  $\text{FeCl}_3$  0,1 mol/l en un tubo de ensayo, añada gotas de  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  0,1 mol/l. Anote sus observaciones.

## Parte IV. Obtención de Oxígeno

1. Coloque un gramo de clorato de potasio en un tubo de ensayo; sujete con las pinzas para tubo de ensayo **iNo dirija la boca del tubo hacia la cara de su compañero!** y caliente directamente; cuando el clorato se funda y desprenda burbujas, acerque a la boca del tubo un fósforo encendido. Anote las observaciones.

## Parte V. Reacciones de Desplazamiento

1. En un tubo de ensayo que contiene una pequeña cantidad de cloruro de sodio sólido añada 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Caliente suavemente y observe la naturaleza ácida del gas que se desprende acercando un trocito de papel indicador humedecido a la boca del tubo de ensayo. Coloque a la salida del tubo un algodón humedecido en una solución acuosa de

- amoníaco. Observe la aparición de unos humos blancos de cloruro amónico y escriba todas las reacciones.
2. En un tubo de ensayo coloque 2 ml de solución de cloruro amonio. Añada 1 ml de solución de hidróxido de sodio 10 mol/l y caliente la mezcla suavemente. Note, con precaución, el olor del gas desprendido y compruebe su naturaleza básica acercando a la boca del tubo una tira de papel indicador. Interprete los resultados teniendo en cuenta las características de los compuestos.

## Parte VI. Reacciones de Acuerdo a Diversos Criterios

1. En un tubo de ensayo coloque 3 ml de peróxido de hidrógeno, suministre al tubo de ensayo incidencia de luz solar o en su defecto agregue limaduras de hierro. Observe.
2. En un tubo de ensayo coloque 1 ml de etanol (tubo 1) y en otro, agregue 1 ml de ácido acético (tubo 2). Con cuidado y por las paredes internas del tubo 1, vierta el ácido acético, use el gotero y con precaución agregue a la mezcla 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado, agite y observe. Caliente suavemente el tubo, perciba el olor en la boca del tubo.
3. En dos (2) vidrios de reloj coloque 1 gramo de carbonato de sodio, en uno agregue una gota de ácido clorhídrico al otro gota de ácido sulfúrico concentrado, observe. Después de transcurrido cierto tiempo, ¿qué sucede? Explique esta observación.
4. En un tubo de ensayo coloque 1 ml al 0,1 mol/l de nitrato cobaltoso, agregue 7 gotas de tiocianato de potasio 0,1 mol/l y 2 gotas de ácido clorhídrico 6mol/l. Observe y anote. Luego adicione 1 ml de butanol, observe y anote lo ocurrido.
5. En un tubo de ensayo coloque 10 ml de agua destilada, agregue 3 gotas de cloruro férrico, agite hasta homogenizar. Adicione una gota de tiocianato de potasio 0,1 mol/l. Observe, describa los cambios ocurridos.
6. En un tubo de ensayo coloque 2 ml de solución 0,1 mol/l de cloruro de bario y añada 2 ml de disolución 0,1 mol/l de ácido sulfúrico.
7. En un tubo de ensayo coloque una pequeña cantidad de cloruro de amonio sólido, añada poco a poco, 1ml de solución concentrada de hidróxido de sodio, en caso de no generarse gas, caliente suavemente. Observe y escriba la ecuación química.
8. En una cápsula de porcelana coloque una pequeña cantidad de dicromato de amonio, formando una pirámide. Queme el sólido con una astilla de fósforo, hasta que inicie la reacción. Para iniciar más fácilmente la reacción, añada al sólido unas gotas de etanol y acerque la astilla encendido.
9. En un tubo de ensayo coloque 4 gotas de solución de permanganato de potasio al 0,1 mol/l, añada 2 gotas de ácido sulfúrico a 6mol/l. Caliente y agregue gota a gota una solución concentrada de nitrito de sodio recientemente preparada, hasta observar cambios en la coloración.
10. En un tubo de ensayo coloque 2 gotas de ácido sulfúrico a 6mol/l y agregue 4 gotas de solución de permanganato de potasio al 0,1 mol/l, agite y añada 5 ml de solución de solución de sulfato ferroso al 4%.
11. Clasifique cada una de las reacciones realizadas, según los criterios al número y tipo, de reactivos y productos. Escriba las ecuaciones de las reacciones efectuadas.

## Parte VII. Reacciones endotérmica y exotérmica

1. En un matraz erlenmeyer coloque 16 g de hidróxido de bario y 5,5 g de cloruro de amonio, agite suavemente para mezclar los reactivos. Tome la temperatura inicial y regístrela \_\_\_\_\_. En unos 30 segundos el olor a amoníaco puede ser detectado, mantenga tapado el matraz con un tapón, con la reacción se forma una apreciable cantidad de líquido. ¿Qué cambios se observa respecto a la temperatura en la parte exterior del matraz? Tome la temperatura final y registre \_\_\_\_\_.
2. Moje un trozo de madera con unas gotas de agua y coloque el matraz de la reacción sobre él. ¿A qué se debe el fenómeno que se observa?
3. En un vaso de precipitado coloque 20 ml de agua destilada y mide su temperatura \_\_\_\_\_, añada 1 gramo de cloruro de amonio y agite hasta disolución total, mida su temperatura \_\_\_\_\_.

## Postlaboratorio

1. Con base a las observaciones y resultados de cada una de las reacciones ensayadas, realice las siguientes actividades:
  - a. Escriba la ecuación química balanceada de cada reacción, incluyendo nombre de los reactivos y productos.
  - b. Clasifique las reacciones químicas ocurridas como endotérmicas o exotérmicas. Justifique su respuesta.
  - c. Clasifique las reacciones químicas ocurridas como combinación, descomposición, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento. Justifique su respuesta.
2. Establezca algunas diferencias entre:
  - a. Mezcla y Reacción química
  - b. Cambio físico y Cambio químico.
3. Balancee y clasifique las siguientes reacciones como de combinación, descomposición, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento. Indique el nombre de los reactivos y productos.
  - a.  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
  - b.  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
  - c.  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$
  - d.  $\text{NH}_4\text{I} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{I}_2$
  - e.  $\text{C} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$
  - f.  $\text{CrCl}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{AgCl}$
  - g.  $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
  - h.  $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3 \xrightarrow{\Delta} \text{AlCl}_3 + \text{O}_2$
  - i.  $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \xrightarrow{\Delta} \text{BaCl}_2 + \text{O}_2$
  - j.  $\text{Al} + \text{C} \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_4\text{C}_3$
4. Complete, balancee y clasifique las siguientes reacciones como de combinación, descomposición, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento. Indique el nombre de los productos.
  - a. Óxido de mercurio (II) sometido a calentamiento.
  - b. Níquel metálico más ácido clorhídrico.
  - c. Fosfato de sodio con cloruro de bario.
  - d. Nitrógeno gaseoso más oxígeno gaseoso.

- e. Estaño metálico más cloruro de aluminio.
  - f. Hierro metálico más cloruro de magnesio acuoso.
  - g. Bicarbonato de sodio sometido a calentamiento.
  - h. Azufre sólido más oxígeno gaseoso.
5. ¿Cuáles de las siguientes propuestas son correctas? Vuelva a escribir las incorrectas para que sean verdaderas.
- a. Los coeficientes ubicados frente a las fórmulas de una ecuación química balanceada indican el número relativo de moles de los reactantes y productos de la reacción.
  - b. Una ecuación química balanceada es aquella que tiene el mismo número de moles a cada lado.
  - c. En una ecuación química, el símbolo  $\triangle$  significa que en la reacción se desprende calor.
  - d. Un cambio químico que absorbe energía calorífica se dice que es endotérmico.
  - e. En la reacción  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ , por cada 50 moléculas de  $\text{H}_2$  que reaccionan se producen 100 moléculas de  $\text{HCl}$ .
  - f. El símbolo **(ac)** después de una sustancia significa que la sustancia está en solución acuosa.
  - g. En la ecuación  $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$  hay menos moles de producto que de reactivos.
  - h. En las reacciones químicas balanceadas cada lado contiene el mismo número de átomos de cada elemento.
  - i. En una reacción química, cuando se forma un precipitado, éste se indica con un símbolo  $\downarrow$  o con **(s)** antes de la fórmula del compuesto.
  - j. En una reacción química, cuando se libera gas, éste se indica con un símbolo  $\uparrow$  o con **(g)** después de la fórmula del compuesto.
  - k. La ecuación  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$  se puede interpretar diciendo que 1 g de  $\text{N}_2$  reacciona con 3 g de  $\text{H}_2$  para formar 2 g de  $\text{NH}_3$ .
  - l. Cuando los ácidos reaccionan con los carbonatos o bicarbonatos, uno de los productos es monóxido de carbono.
  - m. La combustión de los hidrocarburos en una reacción exotérmica.

# Práctica N° 6

## Ecuaciones Químicas Balanceadas y Estequiometría

### Objetivos:

- ✓ Examinar la relación cuantitativa entre reactantes y productos en una reacción química.
- ✓ Verificar la Ley de conservación de la masa.
- ✓ Mostrar como en una reacción química balanceada existe una relación entre moles de reactantes y moles de productos.

### Contenido:

- ✓ Estequiometría de las reacciones.

### Parte Teórica:

#### Estequiometria de las Reacciones

La estequiometría, es el estudio de las proporciones ponderales o volumétricas en una reacción química. La palabra estequiometría fue establecida en 1792 por el químico alemán Jeremías B. Richter para designar la ciencia que mide las proporciones según las cuales se deben combinar los elementos químicos. Richter fue uno de los primeros químicos que descubrió que las masas de los elementos y las cantidades en que se combinan se hallan en una relación constante. En la actualidad, el término estequiometría se utiliza relativo al estudio de la información cuantitativa que se deduce a partir de los símbolos y las fórmulas en las ecuaciones químicas.

La estequiometria es el estudio cuantitativo de los productos y reactivos en una reacción química. Para poder realizar los cálculos estequiometricos las reacciones deben estar debidamente expresadas y balanceadas. Los cálculos estequiometricos se realizan de manera óptima expresando, tanto las cantidades conocidas como las desconocidas en términos de moles, para posteriormente expresarlos con ayuda de conversiones en otras unidades según se requiera tomando en consideración las ecuaciones de las reacciones químicas.

Las reacciones químicas se representan por ecuaciones que identifican los reactivos en un lado y los productos en el otro, separados por una flecha que indica la transformación. Las ecuaciones deben estar ajustadas, de forma que exista el mismo número de átomos de un determinado elemento en ambos lados de la ecuación, ya que los átomos se conservan.

Las relaciones molares entre los distintos reactivos y productos en una reacción química representan la estequiometria de la reacción. Haciendo uso de ella, se puede calcular la cantidad de producto que se obtiene a partir de los mencionados reactivos, ya que siempre reaccionarán de la misma manera en las mismas condiciones. Así, cuando los reactivos utilizados no están en proporciones estequiometricas, el reactivo que se consume primero se llama reactivo limitante, dado que la cantidad de producto formado depende de este reactivo y no del que se encuentra en exceso.

Una ecuación química es esencialmente una relación que muestra las cantidades relativas de reactivos y productos involucrados en una reacción química. Los cálculos estequiométricos son aquellos que se realizan para conocer con precisión la cantidad que se va a obtener de un determinado producto, conocidas las cantidades de los reactivos o, por el contrario, las cantidades de reactivo que se han de utilizar para obtener una determinada cantidad de producto. La expresión “cantidad estequiométrica” indica la cantidad exacta que se necesita de una sustancia de acuerdo con una ecuación química.

Para efectuar los cálculos estequiométricos se siguen una serie de etapas. Primero se escribe la ecuación química balanceada. Puesto que lo más fácil es utilizar relaciones de moles como base de cálculo, la segunda etapa consiste en transformar en moles la información suministrada. En la tercera etapa se examinan las relaciones molares en la ecuación química para obtener la respuesta a la pregunta que haya sido formulada. En esta etapa hay que tener en cuenta si alguno de los reactivos es un reactivo limitante, que es aquel reactivo que está presente en la cantidad estequiométrica más pequeña de manera que determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiales y Reactivos:

<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cilindro graduado de 25 ml</li> <li>• Vasos de precipitado de 100 y 250 ml</li> <li>• Balanza</li> <li>• Plancha calefactora</li> <li>• Embudo de vidrio</li> <li>• Crisol</li> </ul> <p><b>Nota:</b> lo resaltado con * debe traerlo el estudiante para el desarrollo de la práctica.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Embudo de Buchner</li> <li>• Vidrio de reloj</li> <li>• Bomba de extracción al vacío</li> <li>• Papel de filtro</li> <li>• Agitador de vidrio</li> <li>• Goteros</li> <li>• Espátulas</li> <li>• HCl conc.</li> <li>• <math>H_2SO_4</math> 6mol/l y conc.</li> <li>• <math>HNO_3</math> 1, 6mol/l y conc.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <math>FeCl_3</math></li> <li>• <math>K_4Fe(CN)_6</math></li> <li>• <math>BaCl_2</math></li> <li>• <math>K_2SO_4</math> (anhidro)</li> <li>• <math>NiCO_3</math> o <math>Pb(NO_3)_2</math></li> <li>• <math>CuSO_4 \cdot 5H_2O</math></li> <li>• <math>NaHCO_3</math></li> <li>• Zn en polvo</li> <li>• *Alambre de cobre comercial (cable)</li> </ul>
---	---	--

### Laboratorio:

Para cada una de las siguientes experiencias, anote en su cuaderno los siguientes datos:

- Descripción de los reactivos que intervienen en cada reacción.
- Observación detallada de cada reacción.
- Descripción de los productos de cada reacción.

### Parte I. Reacción del Cloruro de Bario y Sulfato de Potasio

- Determine la masa de un vaso de precipitado de 250 ml limpio y seco.
- Mida 2,60g de Cloruro de Bario  $BaCl_2$ , dentro del vaso de precipitado, añada 100 ml de agua destilada y 4 ó 5 gotas de  $HNO_3$  diluido. Luego agite.

3. Caliente la solución hasta cerca de la ebullición; agitando mientras calienta. Deje reposar la solución sin dejar enfriar.
4. Determine el número de moles de  $\text{BaCl}_2$  presentes en la cantidad de utilizada:
  - ☒ Masa del  $\text{BaCl}_2$ : \_\_\_\_\_ g
  - ☒ Masa molecular del  $\text{BaCl}_2$ : \_\_\_\_\_ g/mol.
  - ☒ Moles de  $\text{BaCl}_2$ : \_\_\_\_\_ mol.
5. Calcule la cantidad en gramos de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  necesarios para reaccionar con el  $\text{BaCl}_2$  utilizado. Tenga en cuenta que el  $\text{BaCl}_2$  y el  $\text{K}_2\text{SO}_4$  reaccionan en una relación 1 : 1.
  - ☒ Moles de  $\text{BaCl}_2$  en solución: \_\_\_\_\_ mol.
  - ☒ Moles de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  requeridos: \_\_\_\_\_ mol.
  - ☒ Masa mol molecular de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ : \_\_\_\_\_ g/mol.
  - ☒ Masa necesaria de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ : \_\_\_\_\_ g.
6. Determine la masa de otro vaso de precipitado de 100 ml y agregue la cantidad de Sulfato de Potasio,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  calculado. Añada 50 ml de agua destilada caliente y agite hasta disolver completamente.
7. Transfiera lentamente la solución caliente de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  al vaso que contiene la solución caliente de  $\text{BaCl}_2$  y agite.
8. Arrastre el residuo de las paredes del vaso con pequeñas porciones de agua destilada, haciendo uso de la piceta, y vierta estas porciones a la mezcla del paso anterior.
9. Cubra el vaso de precipitado que contiene la mezcla con un vidrio de reloj y sométalo a calentamiento en baño de María por 20 a 30 minutos hasta que se forme un precipitado.
10. Retire el vaso de precipitado y déjelo enfriar a temperatura ambiente.
11. Determine la masa de un papel de filtro y monte un aparato para filtración al vacío, siguiendo las instrucciones de su profesor.
12. Filtre la solución y si queda algún residuo del precipitado en el vaso remuévalo con pequeñas cantidades de agua destilada.
13. Lave el precipitado sobre el papel con dos porciones de agua destilada de 15 ml cada una.
14. Seque el precipitado en la estufa.
15. Determine la masa del papel de filtro con el precipitado completamente seco.
16. Calcule la masa del precipitado obtenido:
  - ☒ Masa obtenida de  $\text{BaSO}_4$ : \_\_\_\_\_ g.

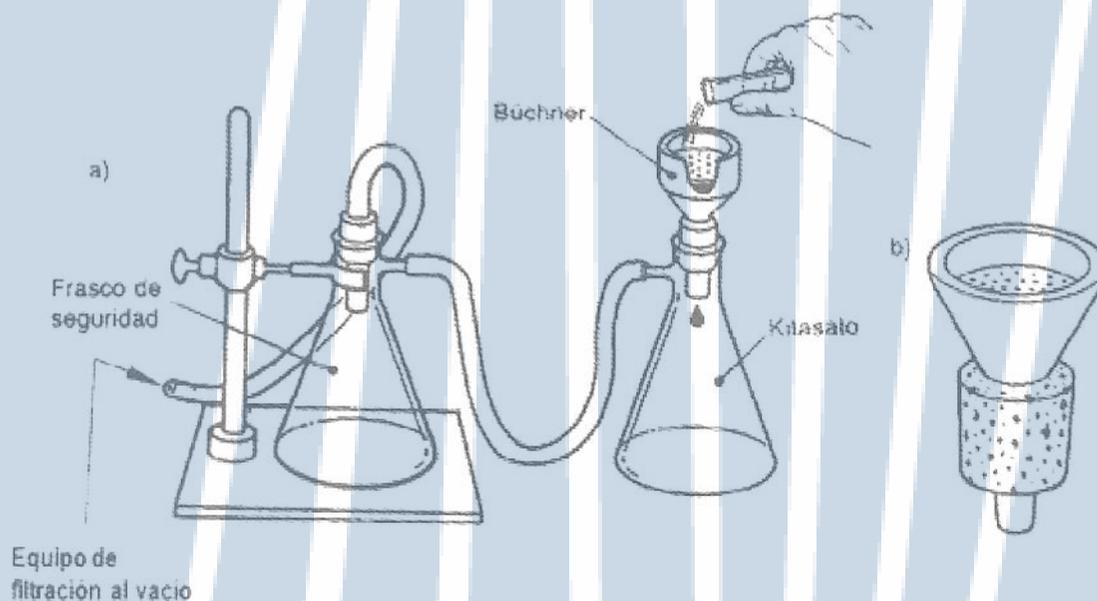
### Parte II. Obtención del Azul de Prusia ( $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ )

1. Determine la masa de un vaso de precipitado de 250 ml limpio y seco.
2. Añada 0,50g de Ferrocianuro de Potasio,  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ , dentro del vaso de precipitado y 50 ml de agua destilada agitando hasta disolver completamente.
3. Determine el número de moles presentes en la cantidad de  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  utilizada:
  - ☒ Moles de  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  \_\_\_\_\_ mol.
4. Calcule la cantidad de gramos de  $\text{FeCl}_3$  necesarios para reaccionar con el  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  utilizado.

Tenga en cuenta que el  $K_4Fe(CN)_6$  y el  $FeCl_3$  reaccionan en una relación 3:4.

☞ Masa necesaria de  $FeCl_3$ : \_\_\_\_\_ g.

- Determine la masa de otro vaso de precipitado de 100 ml; en el mismo mida la cantidad de Cloruro Férrico,  $FeCl_3$ , calculado. Añada 50 ml de agua destilada y agite hasta disolver completamente.
- Transfiera la solución de  $FeCl_3$  al vaso que contiene el  $K_4Fe(CN)_6$ .
- Arrastre el residuo de las paredes del vaso con pequeñas porciones de agua destilada, haciendo uso de la piceta, y vierta estas porciones a la mezcla.
- Agite y luego deje reposar mientras se forma un precipitado azul oscuro.
- Determine la masa de un papel de filtro y monte un aparato para filtración al vacío, siguiendo las instrucciones de su profesor (vea montaje para filtración).



Montaje para filtración: a) Filtración al vacío ; b) Embudo de buchner

- Filtre la solución y si queda algún residuo del precipitado en el vaso remuévalo con pequeñas cantidades de agua destilada.
- Lave el precipitado sobre el papel con dos porciones de agua destilada de 15 ml cada una.
- Seque el precipitado en la estufa.
- Determine la masa del papel de filtro con el precipitado completamente seco.
- Calcule la masa obtenida del precipitado de  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ :  
☞ Masa obtenida de  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ : \_\_\_\_\_ g.

### Parte III. Obtención del Carbonato Cúprico $\text{CuCO}_3$ a partir de Alambre de Cobre Comercial

1. En un vaso de precipitado, coloque 1 g de alambre de Cu comercial, lleve a la campana extractora de gases, y adicione 1 ml de  $\text{HNO}_3$  6mol/l. Deje actuar hasta la desaparición de los gases pardos-rojizo del monóxido de nitrógeno ( $\text{NO}$ )<sub>(g)</sub>. Ubique cuál es el producto principal en esta reacción.
2. Después de que termine la reacción del Cu con el  $\text{HNO}_3$ , adicione los g de  $\text{NaHCO}_3$  necesarios (g teóricos) para que ocurra la reacción y formación del carbonato cúprico (mezcle bien y deje reposar 15 minutos. Haga uso de la siguiente reacción:



3. Para realizar la separación del carbonato cúprico y el nitrato de sodio. Debe:
  - a) Filtrar por decantación
  - b) Lavar el precipitado con agua destilada
  - c) Trasvasar el precipitado
  - d) Dejar secar en la estufa, el carbonato cúprico.
4. Adicione al  $\text{CuCO}_3$ , 0,9 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6mol/l.
5. Con cuidado, coloque el vaso de precipitado en la campana extractora en un baño de agua caliente (baño maría) hasta la evaporación del líquido.

### Parte IV. Descomposición del Carbonato Niqueloso o Nitrato Plumboso

1. Determine la masa de un crisol limpio y seco.
2. Añada 1 gramo de carbonato niqueloso o nitrato plumboso en el mismo crisol.
3. Caliente fuertemente hasta descomposición total.
4. Continúe el calentamiento hasta la formación del óxido respectivo.
5. Retire el crisol y deje enfriar.
6. Determine la masa del crisol con el producto formado.
7. Calcule la masa del producto formado.
8. Calcule el número de gramos del gas desprendido.

### Parte V. Reacción del Sulfato Cúprico Pentahidratado con Zinc

1. En un vaso de precipitado previamente pesado, añadir 2 g de sulfato cúprico pentahidratado.
2. Añadir 25 ml de agua destilada y agitar hasta disolución completa.
3. Agregar una pequeña cantidad de zinc en polvo y dejar reaccionar hasta que la disolución pierda el color azul. En caso contrario, agregue más zinc.
4. Elimine el exceso de zinc utilizando añadiendo de 2 a 5 ml de HCl concentrado. Agite fuertemente.
5. Cuando todo el zinc esté disuelto, filtre el producto. Recuerde pesar el papel de filtro a utilizar.
6. Extienda el papel de filtro hasta que el sólido seque.
7. Determine la masa del papel de filtro con el producto formado.
8. Calcule la masa del producto formado.
9. Deje reposar y pese nuevamente el residuo con el vaso de precipitado

## Postlaboratorio

Con base a las observaciones y resultados de cada una de las reacciones ensayadas, realice las siguientes actividades:

- Ecuación química balanceada de cada reacción, incluyendo nombre de los reactivos y productos.
- Cálculo de la cantidad de precipitado que teóricamente debió formarse en cada reacción.
- Calcule el rendimiento porcentual para cada reacción:

$$R \% = \frac{\text{g obtenidos de precipitado}}{\text{g teóricos de precipitado}} \times 100$$

- Calcule el error relativo para el precipitado obtenido en cada experiencia.
- De acuerdo a los valores de R % y Error relativo obtenidos, establezca las posibles causas de error.

# Práctica N° 7

## Fórmula Empírica

### Objetivos:

☞ Determinar experimentalmente la fórmula empírica de un compuesto.

### Contenido:

☞ Estequiometría de las sustancias: fórmula empírica, composición centesimal, masa molecular.

### Parte Teórica

La fórmula química es la representación escrita de la composición de una sustancia. Está formada por los símbolos de los elementos que forman el compuesto por subíndices que indican la cantidad de átomos de cada elemento presentes en el mismo, así:

$H_2S$ : en esta sustancia compuesta hay dos (2) átomos de hidrógeno y un (1) átomo de azufre.

$H_2SO_4$ : dos (2) átomos de hidrógeno, un (1) átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno.

Hay diferentes maneras de representar la composición química de un compuesto y suministrar, además, otro tipo de información. De acuerdo a esto, las fórmulas se clasifican en: estructurales empíricas, moleculares.

La fórmula empírica de un compuesto nos da la proporción más sencilla, en números enteros, que existe entre los números de átomos de los diferentes elementos que forman un compuesto. También se puede decir, que la fórmula más simple, es la relación de números enteros más simple de los átomos de los elementos en un compuesto. Esta fórmula da el número relativo de átomos de cada elemento en el compuesto. Esta fórmula puede ser obtenida a partir de la composición porcentual como sigue: primero, suponer una cantidad definida como base del compuesto (generalmente 100 g). En el caso del agua, se tendría 11,19 g de H, y 88,81 g de O.

La fórmula empírica  $A_xB_y$  representa la fórmula de un compuesto que tiene (x) átomo del elemento A por cada (y) átomo del elemento B, donde x e y son los números enteros más pequeños que pueden ser usados para empezar la relación atómica. Esta fórmula, que es la más simple, expresa solamente la relación numérica de los átomos gramos de los elementos en el compuesto, pero no siempre el número real de átomos de A y B en el mismo. Dicha fórmula, es una fórmula simplificada que indica la relación mínima, en números enteros, de los átomos de cada elemento en el compuesto. No representa el número real de átomos en la mayoría de los casos.

Si el compuesto es una sustancia molecular, la fórmula empírica no da información acerca del número de átomos contenidos en la molécula. Es necesario conocer la masa molecular (M) del compuesto. En algunos casos, la fórmula empírica puede ser igual a la fórmula molecular. Como alternativa, la fórmula molecular puede ser múltiplo integral (entero) de la fórmula más sencilla.

Si el compuesto es iónico, solamente la fórmula empírica puede usarse para expresar su composición.

La fórmula empírica de un compuesto puede obtenerse siempre por técnicas de análisis cuantitativo, en el cual se determinan las proporciones, por masa, de los elementos que constituyen el compuesto. Asimismo, dicha fórmula empírica de un compuesto puede ser determinada por análisis

químico o por síntesis. En el análisis químico, una masa conocida del compuesto es descompuesta para obtener las masas de los elementos mismos o algunos de sus derivados conocidos (para el carbón, el derivado es  $\text{CO}_2$ , y para el hidrógeno es el agua). A partir de estas masas puede ser determinada la composición porcentual del compuesto. En una síntesis, se toman en cuenta las masas conocidas de los elementos para formar un compuesto y se determina la masa del compuesto. A partir de estos datos, es posible derivar la fórmula empírica del compuesto.

En el experimento a realizar, se determinará la fórmula empírica del ioduro de plomo y el óxido de magnesio, la actividad se realizará en dos (2) partes, en la parte:

1) cierta cantidad de plomo se hará reaccionar con ioduro de sodio o potasio para formar el ioduro de plomo insoluble. El proceso requiere de filtración, secado y finalmente pesada. A partir de los datos experimentales, se calcula la composición centesimal y la relación átomos-gramos de elemento en el compuesto y finalmente, se escribe la fórmula empírica.

2) una masa conocida de un metal (Mg) reaccionará con exceso de oxígeno y se determinará la masa del producto (un óxido metálico), dicha masa consiste en la masa del metal (conocido) y el oxígeno que reacciona con él, la masa del oxígeno puede ser calculada fácilmente. Las masas del metal y el oxígeno dan la composición porcentual. Finalmente se determina la fórmula empírica del producto.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiales y Reactivos:

<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cilindro graduado de 25 y 50 ml</li> <li>• Vasos de precipitado de 100 y 250 ml</li> <li>• Agitador de vidrio</li> <li>• Balanza</li> <li>• Crisol de porcelana con tapa</li> <li>• Soporte universal</li> <li>• Aro metálico</li> <li>• Rejilla metálica con centro</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Triangulo de porcelana</li> <li>• Pinza para crisoles</li> <li>• Plancha calefactora</li> <li>• Espátulas</li> <li>• Pipetas 10 ml</li> <li>• Vidrio de reloj grande</li> <li>• Papel de filtro</li> <li>• Embudo de Buchner</li> <li>• Bomba de extracción al vacío</li> <li>• Estufa</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Plomo Pb granulado</li> <li>• Cinta de Magnesio Mg</li> <li>• NaI sólido o KI</li> <li>• <math>\text{HNO}_3</math> concentrado</li> </ul>
--	--	--

### Laboratorio

#### Parte I.- Determinar la fórmula empírica del ioduro de plomo

1. En un vaso de precipitados de 250 ml, pese 0,15 gramos de plomo granulado o en polvo.
2. Mida 7 ml de agua destilada en un cilindro graduado y añada 3 ml de  $\text{HNO}_3$  concentrado. ¿Cuál es la concentración de la solución?
3. Vierta el  $\text{HNO}_3$  diluido en la muestra de Pb y deje reposar varios minutos.
4. Tape el vaso de precipitados con un vidrio de reloj limpio caliente suavemente hasta que se produzca vapor. **PROCURE NO HERVIR.**

- Después que todo el Pb haya reaccionado, añada 20 ml de agua destilada y caliente la solución otra vez hasta que se produzca el vapor, pero sin hervir.
- Retire el vaso de precipitado y déjelo reposar por algunos minutos.
- Pese aproximadamente 0,2 gramos de NaI o KI en un vaso de precipitados de 100 ml, añada 20 ml de agua destilada, caliente la solución hasta que se vea el vapor.
- Añada al vaso la solución de NaI o KI, deje enfriar a temperatura ambiente.
- Filtre el precipitado asegurándose de transferirlo totalmente.
- Retire el papel de filtro con su contenido del embudo y proceda a secarlo; luego deje enfriar a temperatura ambiente y obtenga su masa.
- Repita el proceso de secado por 5 minutos y pese de nuevo.

## REPORTE DE RESULTADOS

Masa de papel de filtro: \_\_\_\_\_

Masa de papel de filtro + Pb: \_\_\_\_\_

Masa de Pb usado: \_\_\_\_\_

Masa del papel de filtro: \_\_\_\_\_

Masa de papel de filtro y PbI después de secado: \_\_\_\_\_

Masa de PI formado: \_\_\_\_\_

## CÁLCULOS

- Composición centesimal del compuesto
  - Porcentaje de plomo en el ioduro de plomo \_\_\_\_\_
  - Porcentaje de yodo en el ioduro de plomo \_\_\_\_\_
- Fórmula empírica del compuesto.

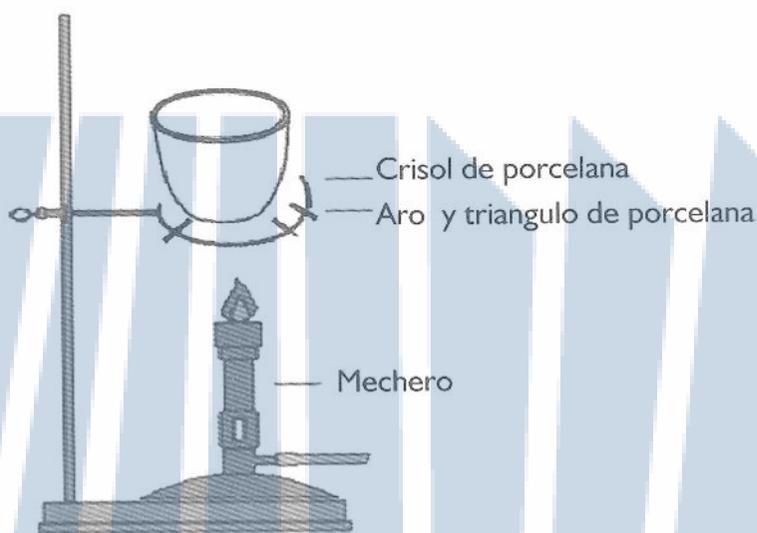
El número de átomos-gramos de I por átomos-gramos de Pb establecerá la relación de átomos de I con respecto al Pb en el compuesto. Al escribir estos números enteros como subíndices para los símbolos de Pb y I, se obtendrá la fórmula empírica.

- Números de átomos-gramos de Pb en 100 gramos del compuesto \_\_\_\_\_
- Números de átomos-gramos de I en 100 gramos del compuesto \_\_\_\_\_
- Números de átomos-gramos de I que se combinan con un átomo de Pb \_\_\_\_\_
- Fórmula empírica del ioduro de plomo \_\_\_\_\_

## Parte II.- Determinar la fórmula empírica del óxido de magnesio

- Determine la masa de tres (3) crisoles y regístrelas en la hoja de datos.
- Con un lápiz numera la base de los crisoles para identificarlos.
- Monte un aparato para llevar a cabo la reacción. Ajuste la altura del anillo metálico de modo que

la punta de la flama no luminosa del mechero bunsen toque la base del crisol, (los crisoles siempre los debe manejar con las pinzas para crisoles), observa y siga la imagen aquí mostrada.



4. Enrolle tres (3) cintas de magnesio de 3 cm aproximadamente (sin traslapar las vueltas) y coloque cada una dentro de cada crisol. Determine la masa cada uno de los crisoles con el metal. Registre las masas.
5. Coloque los crisoles (con las cintas metálicas adentro) sobre los triángulos de asbesto o rejillas metálicas con centro de porcelana. Calienta suavemente para prevenir que el metal (Mg) arda con una flama brillante (si esto sucede, use la tapa para cubrir el crisol). Cuando todo el metal haya reaccionado con el oxígeno adquiere un color gris claro y aspecto de cenizas (en 6-8 minutos). Caliente los crisoles por un tiempo adicional de 4 minutos con la flama más caliente.
6. Apague el mechero y deje enfriar los crisoles a temperatura ambiente.
7. Cuando los crisoles se enfríen, añada 2 gotas de agua a la ceniza metálica (óxido metálico) en cada crisol para descomponer cualquier nitruro metálico. El agua reacciona con el nitruro metálico para formar amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y el hidróxido metálico. Con el calentamiento, los hidróxidos metálicos pierden una molécula de agua, generando el óxido metálico correspondiente.
8. Elimine el exceso de agua y amoníaco calentando los crisoles sobre una flama baja. Sostén cuidadosamente un trozo de papel indicador húmedo que indicará si se produce amoníaco. Cuando la ceniza metálica se ha secado completamente, caliente fuertemente los crisoles por 2 minutos adicionales.
9. Finalmente, deje enfriar los crisoles en el desecador y posteriormente determine la masa de cada uno. Registre las masas.

## REGISTRO DE DATOS

	Crisol 1	Crisol 2	Crisol 3
1. Masa del crisol vacío	_____	_____	_____
2. Masa del crisol más el metal	_____	_____	_____
3. Masa del crisol más el óxido metálico	_____	_____	_____

## REPORTE DE RESULTADOS

	Crisol 1	Crisol 2	Crisol 3
1. Masa del metal	_____	_____	_____
2. Masa del óxido metálico	_____	_____	_____
3. Masa de oxígeno combinado Con el metal	_____	_____	_____
4. Porcentaje de metal (%)	_____	_____	_____
5. Porcentaje de oxígeno (% O)	_____	_____	_____
6. Nombre del metal	_____	_____	_____
7. Número de moles de oxígeno	_____	_____	_____
8. Número de moles del metal	_____	_____	_____
9. Relación de moles entre metal y oxígeno	_____	_____	_____
10. Fórmula empírica	_____	_____	_____

## Postlaboratorio

1. ¿Cuáles leyes de la combinación química se han comprobado en este experimento? Escriba las ecuaciones balanceadas de todos los cambios químicos producidos en este experimento.
2. Suponiendo que utilizara 2,5 gramos de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . ¿Cuántos gramos de yodo o potasio se requerirán para completar la reacción?
3. ¿Cuántos átomos de Pb habrían reaccionado?, ¿Cuántos átomos se tendrían en el producto final?
4. Un compuesto contiene 21,6% de sodio, 33,3% de cloro y 45,17% de oxígeno. Deducir su fórmula empírica.
5. ¿Cuál es la fórmula simplificada de un compuesto formado por 7,0 gramos de nitrógeno, por cada gramo de hidrógeno?
6. Halle el porcentaje de arsénico en un polímero que tiene la fórmula empírica  $\text{C}_2\text{H}_{12}\text{O}$ .
7. Calcule el porcentaje de nitrógeno en la nicotina  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ .
8. Determine la composición porcentual de la nicotina,  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ .
9. Una muestra de 3,245 gramos de cloruro de titanio metálico, se redujo con sodio a titanio metálico, después de haber lavado el cloruro de sodio resultante, se secó el titanio metálico que

- quedó como residuo y que tenía una masa de 0,819 gramos. ¿Cuál es la fórmula empírica del cloruro de titanio?
10. El arseniuro de galio es uno de los más recientes materiales que se emplean para fabricar chips (microcircuitos) semiconductores para computadoras. Su composición es 48,2% de galio y 51,8% de arsénico. ¿Cuál es su fórmula empírica?
  11. La hidroquinona es un compuesto orgánico que sirve como revelador en fotografía. Tiene una masa molar de 110 g/mol y una composición de 65,45% de carbono, 5,45% de hidrógeno y 29,09% de oxígeno. Determine la fórmula molecular de la hidroquinona.
  12. En una botella hay solamente un compuesto puro en el que existen: 0,90 átomos gramos de carbono, más  $1,445 \times 10^{24}$  átomos de hidrógeno más 4,8 gramos de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
  13. Determina la fórmula empírica y molecular de este compuesto, sabiendo que la masa molar es de 98,96.
  14. Se analizó una muestra de 12,569 de un nuevo compuesto y se encontró que contenía las siguientes masas de los elementos: carbono 0,7238 g; de hidrógeno 0,07088 g; nitrógeno 0,1407 g; oxígeno 0,3214 g. Calcule la fórmula empírica del compuesto.
  15. Se encontró que un compuesto de fórmula empírica  $\text{CH}_2$  tenía masa molar de 84 g, aproximadamente. Indica su fórmula molecular.
  16. Se ha observado que 14 g de hierro se combinan químicamente con 8 g de azufre. Calcule la fórmula empírica del compuesto formado.
  17. Determine los porcentajes de oxígeno e hidrógeno en el agua.

# Práctica N° 8

## Reacciones Redox

### Objetivos:

- ☞ Demostrar el proceso de oxidación-reducción.
- ☞ Identificar en reacciones redox el agente oxidante y el agente reductor.
- ☞ Comprobar experimentalmente si una reacción redox transcurre de forma espontánea.

### Contenido:

- ☞ Definición de reacciones redox.
- ☞ Definición de oxidación y reducción.

### Parte Teórica:

Un tipo de reacción importante es la reacción con transferencia de electrones, también conocida como reacción de oxidación-reducción o redox, en esta uno o más electrones se transfieren de un átomo a otro. La palabra se emplea porque la asignación de electrones a átomos individuales a menudo implica la técnica contable un poco arbitraria de usar números de oxidación.

### **Reducción y oxidación**

La **Oxidación** es una palabra que originalmente significó combinación con el gas oxígeno, pero muchas otras reacciones se consideraron parecidas a las reacciones con el oxígeno de modo que el término finalmente se amplió para referirse a cualquier reacción en la que una sustancia o especie pierde electrones.



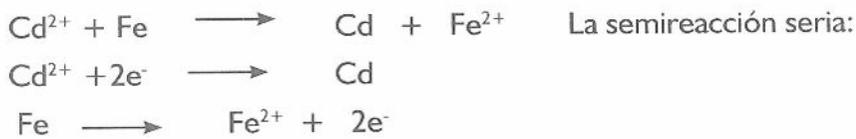
En el ejemplo es evidente que un átomo de sodio pierde un electrón, y por ello se dice que el sodio se oxida. Es decir, la oxidación es una pérdida de electrones.

La **Reducción** es una ganancia de electrones, (el término parece tener su origen en la terminología metalurgia un mineral a su metal). La reducción es lo opuesto a la oxidación, y por ello si cada uno de los ejemplos dados anteriormente se invirtiese, se tendría una reducción.



Siempre que una molécula, elemento, ión gane un electrón (reducción) existe otro que lo pierde (oxidación).

A menudo, es útil desglosar una ecuación de oxidación-reducción en dos semireacciones, una de las cuales describe el proceso de oxidación y la otra el proceso de reducción. Por ejemplo, en una reacción:



Para saber si un elemento ha ganado o perdido electrones, basta con conocer su número de oxidación, como reaccionante y como producto resultante del cambio químico que se ha operado. De acuerdo a ello ocurre una oxidación cuando un elemento disminuye su número de oxidación negativo o aumenta su número de oxidación positivo, y ocurre una reducción cuando un elemento disminuye su número de oxidación positivo o aumenta su número de oxidación negativo.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiales y Sustancias:

- Cilindro graduado de 10 ml
- Vaso de precipitado de 50 ml
- Pinza de metal para tubos de ensayos
- Tubos de ensayo grandes.
- Gradillas
- Mechero bunsen
- Soporte universal
- Tapón monohoradado para tubos de ensayos
- Tubo con dobles de 45°

- HCl concentrado
- $\text{AgNO}_3$  0,02 mol/l
- $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  0,02 mol/l
- $\text{FeCl}_3$  0,1 mol/l
- $\text{CuSO}_4$  sólido
- Zn granos
- CuO sólido
- Cinta de magnesio
- \*Alambre de cobre tipo escobilla
- \*Clavo de hierro sin oxidar
- Agua de cal

**Nota:** lo resaltado \* debe traerlo el estudiante.

## Laboratorio

### Parte I: Oxidación de Magnesio con Oxígeno

- Con una pinza de metal tome un trozo de unos 2 cm de cinta de magnesio y colóquela en la llama del mechero.
- Observe y anote el aspecto de la cinta, explique lo ocurrido.

### Parte II: Oxidación y Reducción de Fe, Zn, y Cu

- En un vaso de precipitado coloque 0,5 gramos de sulfato cúprico y añada 25 ml de agua destilada, introduzca el clavo de hierro durante cinco minutos. Observe y anote el aspecto del clavo, explique lo ocurrido.
- En un vaso de precipitados de 50 ml coloca 0,1 gramos de sulfato cúprico y agrega 5 ml de agua destilada, agita e introduce una cinta de magnesio aproximadamente 1 cm. Observe y anote el aspecto de la cinta, explique lo ocurrido.

- En un vaso de precipitado coloque 0,5 gramos de sulfato cúprico y añada 25 ml de agua destilada, introduzca un trozo de cinc durante cinco minutos. Observe y anote el aspecto de la lámina de cinc, explique lo ocurrido.
- En un vaso de precipitados de 50 ml coloque 5 ml de solución de cloruro férrico 0,1 mol/l y agregue 1 ml de ácido clorhídrico concentrado y algunos granos de cinc. Observe, anote explique lo ocurrido.
- En un vidrio de reloj mezcle bien 0,5 gramos de óxido cúprico y 1 gramo de carbón en polvo, coloque la mezcla en un tubo de ensayo limpio resistente a altas temperaturas, agregue 10 ml de agua de cal en otro tubo de ensayo y colóquelo en un vaso de precipitados de 150 ml, monte un equipo como se muestra en la **figura 1**, con el tubo de ensayo que contiene el óxido cúprico ligeramente inclinado hacia abajo de forma que el tubo de vidrio de salida se introduzca en el agua de cal.
- Caliente la mezcla del tubo de ensayo, primero ligeramente y después fuertemente, tan pronto observe un cambio en el agua de cal quite con cuidado, del tubo de ensayo de la reacción, el tapón con el tubo de salida. **Nota:** no detenga el calentamiento mientras el tubo de salida esté en el agua de cal.
- Continúe calentando el tubo de ensayo hasta que aparezca un resplandor en la mezcla de reacción. Apague el mechero.
- Deje enfriar el tubo a temperatura ambiente y vacíe su contenido en un vaso de precipitados de 50 ml que contenga agua hasta la mitad de su capacidad, en el lavadero agite lentamente la mezcla mientras deje correr agua en el vaso de precipitados hasta que se haya lavado todo el carbón que no reaccionó. Observe el producto que permanece en el vaso de precipitados, anote y explique sus observaciones.

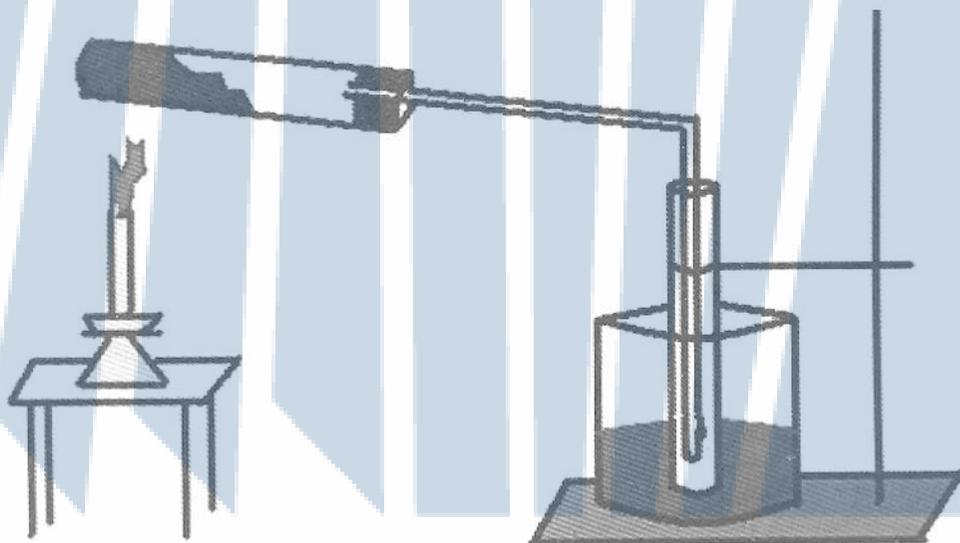


Figura 1. Montaje para descomposición térmica

### Parte III: Comprobar si se disuelve el alambre de cobre Cu(s) en una solución de plata (Ag<sup>+</sup>(ac))

- Mida en un cilindro graduado 10 ml de la solución de nitrato de plata y colóquela en un tubo de ensayo e introduzca varios hilos de alambre de cobre separados como una escobilla (déjelos colgando del borde del tubo, doblando un trozo hacia fuera).
- Observe durante 30 minutos y anote el aspecto del hilo de cobre a intervalos de tiempo de 5 minutos.

### Parte IV: Comprobar si se disuelve el hilo de cobre Cu(s) en una solución de cinc (Zn<sup>2+</sup> (ac))

- Mida en un cilindro graduado 10 ml de la solución de acetato de cinc y colóquela en un tubo de ensayo e introduzca varios hilos de cobre separados como una escobilla (déjelos colgando del borde del tubo, doblando un trozo hacia fuera).
- Observe durante 30 minutos y anote el aspecto del hilo de cobre a intervalos de tiempo de 5 minutos.

### *Postlaboratorio*

1. Escriba y balancee las ecuaciones químicas de las reacciones efectuadas e indique el agente oxidante y el reductor.
2. La masa del cobre que se produce en la reacción de óxido cúprico con carbón, es menor que la masa del óxido de cobre (II) que reaccionó. Explique ¿por qué la ganancia de electrones se conoce como reducción?
3. Explique el proceso de dismutación y de un ejemplo, señalando los elementos que están sufriendo variación en su estado de oxidación.
4. ¿Puede existir una reacción en donde 2 compuestos químicos se oxiden y ninguno se reduzca? ¿Explique?
5. ¿Es factible almacenar una disolución de sulfato de cobre en un recipiente metálico de zinc? ¿Y en un recipiente de plata metálica?

# Práctica N° 9

## Soluciones

### Objetivos:

- Utilizar correctamente técnicas de laboratorio para preparar soluciones.
- Expresar en unidades físicas y químicas, la concentración de las soluciones empleando las unidades correctas.
- Efectuar cálculos para preparar soluciones por pesada y por dilución respectivamente.
- Practicar cálculos que involucren cantidades de soluto, solvente y solución, relacionando entre sí dichas magnitudes.
- Al terminar la práctica el estudiante tendrá la capacidad de preparar soluciones ácidas y básicas utilizando métodos porcentuales.

### Contenido:

Soluciones: unidades de concentración, físicas y químicas.

### Parte Teórica

Una **solución** es una mezcla homogénea de dos (2) o más componentes en proporciones variables dentro de ciertos límites, las cuales se pueden separar mediante procedimientos físicos (evaporación, destilación, etc.). El término homogéneo significa que en la solución se distingue una sola fase. Por ejemplo, cuando se disuelve azúcar en agua, aún bajo el microscopio no se observan las partículas de azúcar. Únicamente es observable la fase líquida. De acuerdo con la definición dada anteriormente, podemos resumir las características de una solución de la manera siguiente:

1. Son sistemas ópticamente homogéneos (monofásicos).
2. Sus componentes son separables mediante procedimientos físicos (cambios de fase).
3. Sus componentes entran en proporciones variables dentro de ciertos límites.
4. Sus propiedades dependen de los componentes que la forman y de la proporción en que éstos se encuentran. No se observan evidencias de sedimentación o separación (si no ocurre la evaporación).

### **Componentes de una Solución**

Componentes de una solución son las diferentes sustancias que intervienen en la misma. Por razones de conveniencia, a uno de los componentes se lo denomina solvente o disolvente y al otro soluto. El soluto es la materia dispersa, el solvente el medio de dispersión.

## Concentración de las Soluciones – Concepto

La relación que existe entre la cantidad de soluto por masa o volumen de solución o disolvente se denomina concentración.

### Clasificación cualitativa de las soluciones según su concentración

Con las mismas sustancias se pueden preparar se pueden preparar varios tipos de soluciones simplemente variando la relación entre el soluto y el disolvente, por ejemplo, la solución de café que toma una persona añadiendo una cucharillita de azúcar es diferente a la que toma otra añadiendo dos cucharillitas de azúcar.

Tomando en cuenta la concentración cualitativa de las soluciones éstas pueden ser: diluidas, concentradas, saturadas, sobresaturadas.

### Métodos de expresar la concentración cuantitativa de una solución

Para expresar con exactitud la concentración de las soluciones, se utilizan unidades físicas como por ejemplo el tanto por ciento, las partes por millón y unidades químicas como la molaridad, la normalidad, la fracción molar.

#### Unidades físicas

Expresan la cantidad de soluto en gramos o mililitros por cada 100 partes de solución.

En porcentaje

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de solución}} \times 100$$

Se pueden presentar los siguientes casos: %m/m, %m/v, v/v y %v/m

a) Concentración masa sobre masa (m/m): es aquella que contiene una cierta cantidad de soluto en 100 gramos de solución.

$$\% \text{ en masa de sto} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa solución}} \times 100$$

b) Concentración masa sobre volumen (m/v): es aquella que contiene una cierta cantidad de masa de soluto en 100 ml de solución.

$$\% \text{ en masa de sto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$$

c) Concentración volumen sobre volumen (v/v): es aquella que contiene un determinado volumen de soluto en 100 ml de solución.

$$\% \text{ en volumen de sto} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen (ml) de solución}} \times 100$$

## Concentración en Partes por Millón (ppm)

Cuando la cantidad de soluto presente en una solución es muy pequeña, o sea, cuando una solución está muy diluida, es posible expresar la concentración en partes por millón (ppm), la cual expresa la cantidad de partes de soluto que hay por cada millón de partes de solución:

Esto se expresa así:

$$\text{Partes por millón (ppm)} = \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Masa de solución (g)}} \times 10^6 \text{ partes de solución}$$

Esta unidad se recomienda para expresar a concentración de cantidades químicas muy diluidas (concentraciones de medicamentos, análisis de aguas, trazas de elementos en seres vivos, etc.)

En estas soluciones muy diluidas su densidad es muy cercana a la del agua destilada y se supone que la densidad de la solución es de 1 g/ml. **Es decir:** La concentración en partes por millón (ppm) representa el número de partes de soluto (en g) contenido en un millón ( $10^6$ ) de parte de solución (en g o ml).

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de A}}{\text{masa de (A+B)}} \times 10^6 = \frac{\text{volumen de A}}{\text{volumen de (A+B)}} \times 10^6$$

## Concentraciones de las Soluciones Expresadas en Unidades Químicas

Cuando la cantidad de soluto presente en una solución se expresa en unidades de masa fórmula-gramo mol o masa equivalente, la concentración se expresa en unidades químicas, esta forma de expresar la concentración de las soluciones es muy útil cuando se estudian las propiedades químicas del soluto.

Las unidades químicas para expresar la concentración de una solución son: molaridad, normalidad, molalidad, fracción molar, formalidad

### PARTE EXPERIMENTAL

A continuación se recomiendan algunas técnicas a seguir en la preparación de las soluciones:

- Cálculo de las cantidades de sustancia que se deben tomar para preparar la cantidad de solución requerida. Leer muy bien la etiqueta del frasco que contiene el soluto para conocer su fórmula exacta y su pureza.
- Ubicación de los instrumentos y recipientes necesarios para la preparación de las soluciones: balanza, morteros, espátulas, balones, envases para guardar soluciones, etc.
- Pesada o medición volumétrica del soluto, según sea este sólido o líquido. Para ello deberá usarse una balanza o un instrumento volumétrico apropiado.

- Medición volumétrica del solvente y disolución del soluto en un recipiente adecuado.
- Disolución y enrase. La disolución consiste en hacer menos concentrado un sistema determinado por añadido del solvente apropiado. El enrase consiste en llevar el nivel de un líquido contenido en un matraz volumétrico hasta la marca de aforo del mismo.
- Lavar el envase, frasco o botella donde se va a guardar la solución y secarlo por escurrimiento y tomar en consideración la naturaleza del estado del soluto a utilizar, según sea el caso:

✓ En caso de ***solutos sólidos***:

1. Realizar los cálculos necesarios de acuerdo a la solución a preparar.
2. Determinar la cantidad de sustancia calculada para preparar el volumen de solución correspondiente, en un soporte adecuado (papel, vidrio de reloj), cuidando no dañar la balanza con sustancias cáusticas. Transvasar cuantitativamente el soluto a un vaso de precipitados.
3. Agregar la mitad del agua destilada necesaria y agitar con la varilla. Si aun así no se logra disolver, agregar pequeñas porciones de solvente hasta disolución total.

✓ Para ***solutos líquidos***:

1. Realizar los cálculos necesarios de acuerdo a la solución a preparar.
2. Agregar la mitad del agua destilada necesaria en un vaso de precipitados.
3. Medir el volumen necesario de soluto con el material volumétrico adecuado y colocar su contenido lentamente en el vaso.

✓ ***Para ambos casos***:

1. En caso de trabajar con ácidos, algunas sales o soluciones de NaOH, el proceso de solubilización desprende calor y el vaso de precipitados suele calentarse. Por esta razón, antes de pasar la solución al matraz, debe colocarse el vaso de precipitados en un baño de agua hasta que alcance la temperatura ambiente.
2. Una vez fría la solución, se debe pasar a un matraz aforado de capacidad adecuada, lavar el vaso con el solvente (agua destilada), vertiendo el agua de lavados en el matraz hasta dos (2) centímetros antes del aforo.
3. Completar el volumen hasta el aforo (enrasar) con ayuda de una piseta. Tapar e invertir para homogeneizar la mezcla.
4. Confeccionar la etiqueta, pegarla en el envase, frasco o botella y si es posible cubrirla con cinta de embalar transparente.
5. Transvasar el contenido del matraz al frasco definitivo y taparlo cuidadosamente.

## Materiales y Sustancias:

- Cilindro graduado de 25 ml
- Vaso de precipitado de 50 ml
- Pipetas graduadas 1, 5, 10 ml
- Balones aforados 50, 100, 250, 500 y 1000 ml
- Balanza
- Espátulas
- Agitador de vidrio
- Etiquetas
- Envases o frascos para guardar sustancias

- \*NaCl comercial (sal)
- Hidróxido de sodio sólido
- Ácido clorhídrico concentrado (botellón)

**Nota:** lo resaltado \* debe traerlo el estudiante.

### NOTAS QUE DEBEN TENERSE EN CUENTA AL MOMENTO DE PREPARAR SOLUCIONES:

1. Debe confeccionar y colocar etiqueta a envase, frasco o botella utilizada para el guardado de la solución.
2. La etiqueta que se confecciona debe incluir en letra grande:
  - ✓ SOLUTO (fórmula química).
  - ✓ SOLVENTE, en el caso de que no sea agua.
  - ✓ CONCENTRACIÓN.
  - ✓ APELLIDO Y NOMBRE del autor del trabajo.
  - ✓ FECHA.

Si lo considera necesario, puede consignarse, además, el número de la práctica en que será usada.
3. El matraz aforado **no debe calentarse** bajo ningún concepto, pues ello deterioraría su calibración.
4. Los frascos de plástico de alcohol medicinal son apropiados para guardar soluciones de hidróxido de sodio y no hace falta enjuagarlos, sino que basta dejarlos secar por escurrimiento.
5. El nitrato de plata necesita, para su conservación, botella oscura. Úsese frasco color caramelo o bien fórrase el frasco con papel oscuro.
6. En soluciones preparadas a partir de otras más concentradas, por dilución, es menos engorroso medir el volumen de la solución inicial que pesarla. El ácido acético 0,5 mol/l puede prepararse a partir de ácido acético glacial (99% m/v) y densidad 1,051 g/ml o bien a partir de vinagre (5% m/v).

## Laboratorio

### Primera Parte: unidades físicas

#### a) Parte I: Preparación de una solución a partir de una cantidad pesada de una sustancia sólida y agua.

**Nota:** prepare 50, 100, 250 y 500 ml de solución de NaCl a diferentes concentraciones 2, 5, 8, 10 y 20 %m/m.

- En vaso de precipitados pese la cantidad de cloruro de sodio (sal común) obtenida de sus cálculos, utilizando una balanza de apreciación 0,01 gramos, añada agua destilada hasta completar un volumen aproximadamente la mitad de la capacidad del balón, agite minuciosamente la solución formada, invirtiendo repetidamente el balón. Con una pisseta de agua destilada lave las paredes interna del balón recogiendo cualquier partícula de sólido que haya permanecido sin disolver y enrase cuidadosamente hasta la marca de aforo de balón. Homogenice la solución formada por inversión reiterada de su contenido, trasvase la solución a un envase etiquete y guarde.

#### b) Parte II: Preparación de una solución a partir de una cantidad medida de una sustancia líquida y agua.

**Nota:** prepare 50, 100, 250 y 500 ml de solución de NaCl a diferentes concentraciones 1, 3, 5, 8 y 120%v/v.

- Con una pipeta volumétrica mida la cantidad solución de cloruro de sodio (sal común) obtenida de sus cálculos y colóquela en un matraz aforado, añada agua destilada hasta completar un volumen aproximadamente la mitad de la capacidad del balón, agite minuciosamente la solución formada, invirtiendo repetidamente el balón. Con una pisseta de agua destilada lave las paredes interna del balón y enrase cuidadosamente hasta la marca de aforo de balón. Homogenice la solución formada por inversión reiterada de su contenido, trasvase la solución a un envase etiquete y guarde.

### Segunda Parte: unidades químicas

#### Parte I: preparación de solución en mol/l de cloruro de sodio

**Nota:** prepare 50, 100, 250 y 500 ml de solución de NaCl a diferentes concentraciones molares.

- En vaso de precipitados pese la cantidad de cloruro de sodio (sal común) obtenida de sus cálculos, utilizando una balanza de apreciación 0,01 gramos, añada agua destilada hasta completar un volumen aproximadamente la mitad de la capacidad del balón, agite minuciosamente la solución formada, invirtiendo repetidamente el balón. Con una pisseta de agua destilada lave las paredes interna del balón recogiendo cualquier partícula de sólido que haya permanecido sin disolver y enrase cuidadosamente hasta la marca de aforo de balón. Homogenice la solución formada por inversión reiterada de su contenido, trasvase la solución a un envase etiquete y guarde.

#### Parte II: preparación de 500 ml de solución de hidróxido de sodio 0,1 normal.

- En vaso de precipitados pese la cantidad de cloruro de sodio (sal común) obtenida de sus cálculos, utilizando una balanza de apreciación 0,01 gramos, añada agua destilada hasta completar un volumen aproximadamente la mitad de la capacidad del balón, agite minuciosamente la solución formada, invirtiendo repetidamente el balón. Con una pisseta de agua destilada lave las paredes interna del balón recogiendo cualquier partícula de sólido que haya permanecido sin disolver y

enrase cuidadosamente hasta la marca de aforo de balón. Homogenice la solución formada por inversión reiterada de su contenido, trasvase la solución a un envase de polietileno, etiquete (coloque nombre, concentración y fecha de preparación) y guarde para la próxima clase.

### **Parte III: preparación de 500 ml de solución de ácido clorhídrico 0,1 normal.**

- Coloque cierta cantidad del ácido del botellón en un vaso de precipitados y con una pipeta volumétrica o cilindro graduado mida la cantidad de ácido obtenida de sus cálculos y colóquela en un matraz aforado de 500 ml que contiene 100 ml aproximadamente de agua destilada, vuelva agregar agua destilada hasta completar un volumen aproximadamente la mitad de la capacidad del balón, agite minuciosamente la solución formada, invirtiendo repetidamente el balón. Con una piseta de agua destilada lave las paredes interna del balón y enrase cuidadosamente hasta la marca de aforo de balón. Homogenice la solución formada por inversión reiterada de su contenido, trasvase la solución a un envase, etiquete (coloque nombre, concentración y fecha de preparación) y guarde para la próxima clase.

### ***Postlaboratorio***

1. Explique las diferencias entre solución, mezcla y compuesto.
2. ¿Puede una solución saturada ser diluida al mismo tiempo? ¿Puede una solución concentrada no ser saturada? Explique.
3. ¿Es posible que una misma sustancia sea soluto en una solución y solvente en otra solución? ¿Cómo establece usted, la condición anterior?
4. ¿Para qué tipos de sustancias coinciden los valores de concentraciones molar y normal.
5. Explique como se preparan las soluciones en concentración molar.
6. Calcule la molaridad, molalidad y fracción molar de una solución preparada disolviendo 90 gramos de amoníaco en 210 gramos de agua. la densidad de la solución es de 0,982 g/ml.

# Práctica N° 10

## Valoración Cuantitativa

### Ácido - Base

#### Objetivos

- Utilizar correctamente técnicas de laboratorio para la valoración volumétrica de soluciones.
- Determinar, por valoración volumétrica la concentración en mol/l y eq/l de un determinado volumen de una base, a partir de la concentración en mol/l y el volumen de un ácido conocido.
- Determinar, por valoración volumétrica la concentración en mol/l de un determinado volumen, de un ácido, a partir de la concentración en mol/l y el volumen de una base conocida.
- Determinar el punto de neutralización ácido-base mediante el uso de indicadores coloridos.

#### Contenido

- Titulaciones de neutralización ácido-base.
- Cálculos sencillos de titulación.

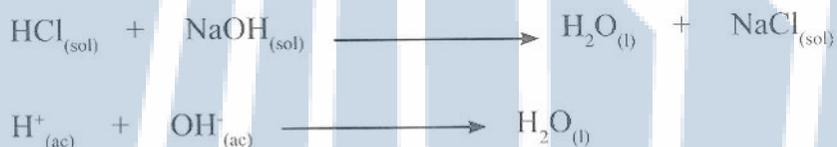
#### Parte Teórica:

Las cantidades relativas de reaccionantes y productos de una reacción, son ordinariamente investigadas en el laboratorio de dos (2) formas: gravimétricamente por pesadas y volumétricamente (medidas volumen y concentración). Valoración es el nombre que se da al proceso de determinación del volumen necesario de una solución, para reaccionar con una masa o volumen determinado de una muestra. El análisis volumétrico es una técnica basada en mediciones de volumen para calcular la cantidad de una sustancia en solución, y consiste en una valoración (titulación), que es el proceso de determinación del volumen necesario de solución (solución patrón) que reacciona con una masa o volumen determinado de una muestra.

Dada una solución ácida, puede determinarse su concentración conociendo el volumen requerido para neutralizarla con una solución básica de concentración conocida (titulación ácido-base). Para reconocer o determinar el punto final en la titulación, se usan compuestos que tienen la propiedad de cambiar de color en el momento que finaliza la reacción entre la solución patrón y la solución que se valora, estos compuestos se denominan indicadores, estos cambian de color al pasar de una solución básica a una ácida o a la inversa. Un ejemplo es la fenolftaleína, que pasa de color rosa en medio básico a incolora en medio ácido. En el punto de viraje, llamado punto final, se considera que el número de moles de ácido monoprótico y de base monohidroxílica que han reaccionado es el mismo. Midiendo los volúmenes de ambas y conociendo la concentración de una de ellas, se puede conocer la concentración de la otra. La elección del indicador y el conocimiento de su zona de viraje son aspectos esenciales en la valoración. Para la siguiente práctica se usará la fenolftaleína como indicador.

Indicador	Intervalo pH	Ácido	Neutro	Alcalino
Fenolftaleína	8,3 – 10,0	Incoloro	Incoloro	Rosa

En esta práctica la concentración de ácido en una solución, se precisará al medir la cantidad conocida de base. El ácido será el clorhídrico, componente importante de los jugos gástricos digestivos y la base será hidróxido de sodio que se conoce comúnmente como sosa cáustica. La ecuación general para la reacción es:



Para precisar la cantidad de ácido clorhídrico en una solución deben resolverse dos (2) problemas, en primer lugar habrá de obtener una cantidad conocida de base, en segundo lugar debe saberse cuando se ha añadido suficiente ácido para reaccionar de manera completa (neutralizar) la cantidad conocida de base. La cantidad conocida de base se obtiene al medir cuidadosamente determinado volumen de base de concentración conocida previamente estandarizada de hidróxido de sodio.

Cuando se ha adicionado solución suficiente de hidróxido de sodio de concentración conocida para neutralizar por completo la cantidad de ácido, un indicador visual cambiará de color, lo cual indica que toda la base ha reaccionado. En el presente experimento, el indicador es la fenolftaleína, en consecuencia cuando la solución tenga un color rosa muy pálido se habrá añadido hidróxido de sodio suficiente a la solución de ácido clorhídrico para neutralizar el ácido y tener un residuo muy pequeño de NaOH. En este punto de la reacción se habrá alcanzado el punto final, la adición de solución patrón se continúa hasta alcanzar el punto llamado punto final, momento cuando el número de equivalentes de una sustancia es igual al número equivalentes de la otra. En el caso de un ácido y una base en concentraciones de normalidad:

$$\text{Equivalente gramo de ácido} = \text{Equivalente gramo de base}$$

En la práctica, la operación se reduce a averiguar qué cantidad de ácido de concentración conocida es necesario para neutralizar una cantidad fija de base de concentración desconocida. En este caso el proceso se llama alcalimetría. El caso inverso, o sea, hallar la concentración del ácido se denomina acidimetría.

### Uno de los Éxitos de la Actividades Experimentales Depende del Uso Correcto de la Bureta

Para ello debe tomar en consideración las siguientes orientaciones:

1. Las buretas deben estar perfectamente limpias para que las mediciones de volúmenes sean reproducibles en todas las titulaciones. Si es necesario engrasar la llave, deberá usarse la menor cantidad posible de grasa o glicerina para lubricarla. Si la llave es de teflón debe extraerse y limpiarse perfectamente, tanto la llave como la superficie de vidrio, eliminando las partículas de polvo que podrían rayar la superficie de teflón al girar la llave. Al insertar la llave debe obtenerse un ajuste correcto, ya que si queda demasiado floja puede haber pérdidas.

2. La bureta debe estar limpia. Lavarla con pequeñas porciones de solución titulante antes de llenarla, descartando cada vez la solución en un vaso. Utilizar un embudo apropiado y verificar antes de los lavados o el llenado que la llave esté cerrada.
3. Finalmente, llenar la bureta con solución titulante hasta sobrepasar el enrase.
4. Colocar un recipiente bajo la bureta y abrir la llave por completo permitiendo que el líquido fluya rápidamente. Con esto se logra que la porción debajo de la llave se llene completamente, sin que queden burbujas de aire atrapadas. Cuando esto se logra, cerrar rápidamente la llave y enrasar en cero ml para dar inicio a la actividad experimental.
5. Al terminar de usarla, la bureta debe lavarse y enjuagarse con agua corriente y luego con agua destilada. En el caso de emplear soluciones alcalinas, quite la llave para asegurar su limpieza.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiales y Sustancias:

- Cilindro graduado de 10 y 25 ml
- Vaso de precipitado de 50 ml
- Pipetas volumétricas (10 y 25 ml)
- Buretas 50 ml
- Matraz erlenmeyer 125 ml
- Goteros
- Soporte universal
- Pinzas para buretas

- \* Hidróxido de sodio 0,1 mol/l
- \* Ácido clorhídrico 0,1 mol/l
- Ácido acético 0,1 mol/l
- Fenolftaleína

**Nota:** lo resaltado \* fue preparado la clase anterior

### Laboratorio

El procedimiento general de las titulaciones consiste en: lavar una bureta, curarla, llenarla y enrasarla con el **titulante**.

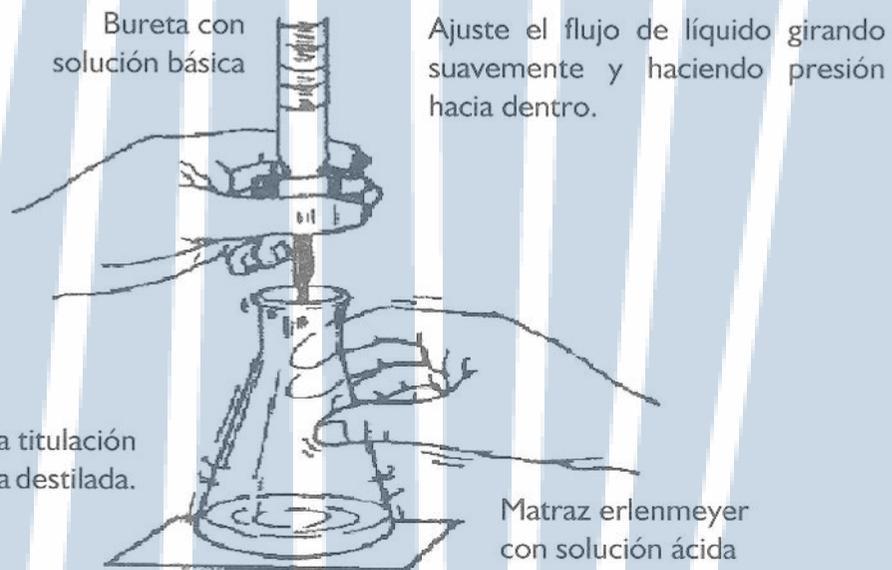
#### PARTE I.- Estandarización o Titulación de una Solución de Ácido Clorhídrico

1. Lavar una bureta de 50 ml con agua destilada, compruebe que no gotea y que al abrir la llave el líquido fluye adecuadamente. Elimine el aire vaciando la bureta. Seguidamente, lave la bureta con una pequeña cantidad de la disolución de NaOH a valorar.
2. Llena la bureta con la solución de NaOH de concentración conocida 0,1 mol/l y enrase a cero.
3. En un matraz erlenmeyer adicione 10 ml de ácido clorhídrico de concentración desconocida y añada 15 ml de agua destilada.
4. Adicione tres (3) gotas de fenolftaleína.
5. Sujete el cuello del matraz erlenmeyer con una mano y maneje la llave de la bureta con la otra, (ver imagen con técnica para titulación).
6. Abra la llave de la bureta y deje caer gota a gota la solución de NaOH, simultáneamente a la adición de NaOH agite suavemente el matraz erlenmeyer en forma de círculo de manera que se mezclen las soluciones.

7. Continúe adicionando hidróxido de sodio hasta que aparezca la primera coloración rosa débil.
8. Si el color desaparece al mezclar la solución, añada más dióxido de sodio gota a gota hasta obtener un color rojo persistente.
9. Anote el volumen gastado, registrado por la bureta. Leyendo el fondo del menisco con una precisión de 0,1 ml.
10. Realice el mismo procedimiento una o dos (2) veces más dependiendo de la cantidad de hidróxido disponible.

Titulante	Volumen gastado	Color del indicador		Volumen utilizado del titulante o analito
		Ácido	Alcalino	
Hidróxido de sodio				

11. Calcule la concentración del ácido en mol/l y eq/l.



*Técnica para estandarización, titulación o valoración*

## PARTE II.- Estandarización o Titulación de una Solución de Ácido Acético

1. Llena la bureta con la solución de NaOH de concentración conocida 0,1 mol/l y enrase a cero.
2. Coloque en un matraz erlenmeyer una alícuota de 20 ml de la solución ácida (agregue 10 ml de agua destilada).
3. Adicione tres (3) gotas de fenolftaleína.
4. Coloque el matraz erlenmeyer bajo la bureta y añada con agitación constante, la solución básica (añadir lentamente).

- En el momento del cambio de color a rosado pálido, suspenda la adicción de base y mida la cantidad de NaOH usado para la titulación.
- Realice el mismo procedimiento una o dos (2) veces más dependiendo de la cantidad de hidróxido disponible.

Titulante	Volumen gastado	Color del indicador		Volumen utilizado del titulable o analito
		Ácido	Alcalino	
Hidróxido de sodio				

- Calcule la concentración del ácido en mol/l y eq/l.

**Nota:** si se sobrepasa el punto final, deben añadirse unas gotas de ácido y entonces completar la valoración con unas gotas de hidróxido de sodio.

## CÁLCULOS Y RESULTADOS

- Determine las concentraciones (Normalidad y Molaridad) de la solución de ácido acético y de ácido clorhídrico.
- ¿Qué errores puede usted haber cometido en la valoración de las soluciones? Enumérelos.
- Cuando se gastan volúmenes iguales de ácido y de base en la neutralización; ¿Qué deduce de sus respectivas concentraciones?
- Establezca la ecuación de la neutralización del hidróxido de sodio con los siguientes ácidos: Ácido Acético y Ácido Clorhídrico.
- Determine el error absoluto y el error relativo.

## Postlaboratorio

- ¿Cómo influye en el resultado final el hecho de que queden burbujas de aire en el pico de la bureta?
- ¿Por qué no influyen los 25 ml de agua añadidos a los 10 ml de ácido?
- El ácido del problema podría haber sido  $H_2SO_4$  o  $H_3PO_4$ . ¿Cómo influiría esto sobre la normalidad hallada?
- ¿Qué es un indicador ácido-base? ¿Existen otros tipos de indicadores además de los ácidos-bases?
- ¿Qué otro tipo de indicador además de fenolftaleína podría usar usted como indicador ácido-base?
- ¿Podría usted utilizar anaranjado de metilo como indicador ácido-base en vez de fenolftaleína?
- ¿Qué se entiende por punto final y punto de equivalencia de una titulación?

8. ¿Cree usted que en la titulación que usted realizó, el punto de equivalencia coincide con el punto final?
9. ¿Qué se entiende por estandarización de una solución? ¿Qué es un patrón primario?
10. En una titulación 200 ml de solución de HCl son neutralizados por 10 gramos de NaOH. ¿Cuál es la normalidad de la solución de HCl?
11. Se tituló una solución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  frente a otra de HCl 0,15 normal, se necesitaron 25,8 ml de base para neutralizar 46 ml de ácido. ¿Cuál es la normalidad de la solución de HCl?
12. En una titulación 0,32 gramos de un ácido desconocido consumen para su neutralización 40 ml de NaOH 0,15 normal. Se quiere saber: a) ¿Cuál es la masa equivalente?, b) Si se supiera que dicho ácido contiene dos hidrógenos ionizables, ¿Cuál será su fórmula molecular?

# Referencias

- Aziz, I. (2011) Manual de Laboratorio Química General. Barinas. Venezuela: Ediciones de la Universidad Ezequiel Zamora. Fondo editorial UNELLEZ.
- Briceño, M. (2005) Manual de Laboratorio Química Orgánica. Técnicas Básicas. Caracas. Venezuela: Ediciones del Vicerrectorado de Investigación y Postgrado Universidad Pedagógica Experimental Libertador.
- Brown, T. (2004) Química. La Ciencia Central. 9<sup>na</sup> edición. México. Editorial Pearson.
- Cazzoli, A. y otros (2001) Practicas Seguras en el Laboratorio Químico. Universidad Tecnológica Nacional. Facultad Regional Rosario. [Documento en línea]. [http://www.frro.utn.edu.ar/quimigeral/SEGURIDAD\\_en\\_el\\_Lab3.pdf](http://www.frro.utn.edu.ar/quimigeral/SEGURIDAD_en_el_Lab3.pdf) [Consulta: 2013, abril 10].
- Chang, R. (2002) Química General. 7<sup>ma</sup> edición. México. Editorial. McGraw Hill.
- Henao, F. (2009) Riesgos Químicos. Bogotá. Colombia: Ediciones ECOE.
- Martínez, J. y otros (2006) Experimentación en Química General. Madrid. España: Editorial THOMSON.
- Naciones Unidas. Sistema Globalmente Armonizado de Clasificación y Etiquetado de Productos Químicos. [Documento en línea]. Disponible: <http://www.unece.org/fileadmin/trans/danger/Spanish/Rev4sp.pdf> [Consulta: 2013, mayo 05].
- Norma Venezolana COVENIN 2165-84. Guantes de Goma Natural y Materiales Sintéticos para Uso Industrial. Comisión venezolana de normas industriales. Ministerio de fomento. FONDONORMA.
- Norma Venezolana COVENIN 2340-1:2001. Medidas de Seguridad e Higiene Ocupacional en Laboratorios. Parte I: General. Comisión venezolana de normas industriales. Ministerio de fomento. FONDONORMA.
- Universidad de Santiago de Compostela. Manual de Laboratorio de Química General. [Documento en línea]. Disponible: <http://www.sisman.utn.edu.ec/libros/QUIMICAManual/laboratorio.pdf> [Consulta: 2013, julio 20].
- Osorio, R. (2009) Manual de Técnicas de Laboratorio Químico. 1<sup>ra</sup> edición. Medellín. Colombia: Editorial Universidad de Antioquia.
- Petrucci, W. y otros (2003). Química General. 8<sup>va</sup> edición. Madrid. España. Editorial Prentice Hall.
- Phillips, J. (2007) Química Conceptos y Aplicaciones. 2<sup>da</sup> edición. México. Editorial McGraw Hill.
- Siegert, G. (1998) Laboratorio Básico de Química. Caracas. Venezuela: Ediciones del Vicerrectorado Académico Universidad Central de Venezuela.
- Silberberg, M. (2002) Química General. México. Editorial McGraw Hill.
- Villa, M. y otros. (2007) Manual de Prácticas Química General. 2<sup>da</sup> edición. Medellín. Colombia: Editorial Sello Editorial Universidad de Medellín.
- Whitten, K. (1998) Química General. 3<sup>ra</sup> edición. Madrid. España. Editorial McGraw Hill.



# ANEXO I

## EQUIPOS DE PROTECCIÓN INDIVIDUAL

### USO OBLIGATORIO DE LA MÁSCARA FACIAL

Sustancia	Filtro	Sustancia	Filtro
Acetato de cromo	A	Dietilamina	K
Ácido cianhídrico	B	Dimetilhidracina	K
Ácido fluorhídrico	B+P2	Disulfuro de carbono	AX
Ácido fosfórico	B+P2	Etilendiamina	K
Ácido sulfúrico	B+P3	Hidrógeno de arsénico	B
Acrilonitrilo	A	Hidruro de arsénico	B
Anhídrido crómico	B+P3	Níquel	P2
Anilina	A	Óxido de cadmio	P3
Benceno	A	Óxido de etileno	A
Benzaldehído	A	Pentafluoruro de azufre	B
Benzonitrilo	B	Plomo tetraetilo	A
Benzoquinona	B+P2	Sulfuro de carbono	A
Cloruro de bencilo	B	Toluidina	A
Cromato de amonio	A+P3	Tricloruro de fósforo	B+P2
Cromato de tributilo	A+P3	Tricloruro de cloro	B

### CLASES DE FILTROS QUÍMICOS

CLASE	COLOR	CAMPO DE UTILIDAD
A	MARRON	Para uso contra ciertos gases y vapores orgánicos con un punto de ebullición superior a 65°C, según indicación del fabricante
B	GRIS	Para uso contra ciertos gases y vapores inorgánicos, ej. cloro, sulfuro de hidrógeno, cianuro de hidrógeno y otros según indicación del fabricante (excepto el monóxido de carbono)
E	AMARILLO	Anhídrido sulfuroso, cloruro de hidrógeno y otros gases y vapores ácidos, según indicación del fabricante
K	VERDE	Vapores de amoníaco y derivador orgánicos del amoníaco, según indicación del fabricante
AX	MARRON ROJO	Gases y vapores orgánicos con puntos de ebullición inferiores a 65°C y buenas propiedades de aviso
Hg	BLANCO	Vapores de mercurio
NO	AZUL BLANCO	Gases nitrosos, incluyendo el monóxido de nitrógeno
CO	NEGRO	Monóxido de carbono

\*Los filtros químicos retienen vapores y gases

# ANEXO 2

## Características de Resistencia Química de los Guantes de Goma Natural y Materiales Sintéticos para Uso Industrial

Sustancia Química	Tipo de Guante					Sustancia Química	Tipo de Guante				
	1	2	3	4	5		1	2	3	4	5
<u>Ácidos Minerales</u>						<u>Aminas</u>					
Clorhídrico 37%	B	B	E	E	NR	Anilina	B	R	B	R	R
Crómico	B	P	R	R	NR	Dietilamina	R	B	E	B	R
Fosfórico	B	B	E	E	NR	Hidracina	E	B	B	R	NR
Fluorhídrico 48%	B	B	E	E	NR	Metilamina	R	R	B	R	R
Nítrico 70%	R	R	P	B	NR	Monoetanolamina	B	B	E	E	R
Nítrico 10%	B	B	R	E	NR	Morfolina	B	E	NR	NR	R
Nítrico humo blanco	P	P	P	P	NR	Trietanolamina	B	B	E	E	R
Nítrico humo rojo	P	P	P	P	NR						
Perclórico	P	R	B	E	NR	<u>Cáusticos</u>					
Sulfúrico 95%	R	B	R	B	NR	Hidróxido de amonio	E	E	E	E	NR
Sulfúrico 10%	B	E	B	E	NR	Hidróxido de potasio 50%	B	E	E	E	NR
						Hidróxido de sodio 50%	B	E	E	E	NR
<u>Ácidos Orgánicos</u>						<u>Disolventes Aromáticos</u>					
Acético	B	E	B	E	NR	Benceno	P	NR	B	P	S
Cítrico	E	E	E	E	R	Benzol	P	NR	B	P	S
Esteárico	B	E	E	E	E	Estireno	P	P	B	R	E
Fenílico	B	R	B	E	R	Tolueno	P	NR	B	P	S
Fórmico	E	E	R	E	P	Xileno	P	NR	B	P	S
Láctico	B	E	B	E	P	Xilol	P	NR	B	P	S
Laúrico	B	R	E	E	E						
Linoleico	B	P	E	E	E	<u>Disolventes Cetónicos</u>					
Maleico	B	E	E	E	E	Acetona	P	E	P	B	R
Oleico	R	R	E	E	E	Diisobutilcetona	P	R	R	P	B
Oxálico	B	E	E	E	E	Hidroquinona	R	B	B	B	P
Palmitico	B	E	E	E	E	Metiletilcetona	NR	E	R	B	R
Pírico	R	B	E	E	R	Metilisobutilcetona	R	E	R	B	B
Tánico	E	E	E	E	R	<u>Disolventes Clorados</u>					
<u>Alcoholes</u>						Cloroetano	P	NR	R	P	S
Butanol	B	E	E	E	R	Clorobenceno	P	P	R	R	S
Etanol	B	E	B	E	R	Cloroformo	P	P	B	B	S
Isobutilico	B	E	E	E	R	Cloronaftalina	R	P	R	R	S
Isopropilico	B	E	E	E	R	Cloruro de metileno	P	R	B	B	S
Metanol	B	E	B	E	R	Dicloroetano	P	NR	R	P	S
Octanol	R	E	E	E	B	Dicloruro de etileno	P	P	R	R	S
Propanol	B	E	E	E	R	Percloroetileno	NR	NR	B	P	S
<u>Aldehidos</u>						Tetracloruro de carbono	R	P	B	R	S
Acetaldehído	B	B	B	E	R	Tricloroetileno	NR	P	B	B	S
Benzaldehído	R	R	R	R	B						
Formaldehído	E	E	E	E	P						

Continuación.....

Sustancia Química	Tipo de Guante				
	1	2	3	4	5
<b>Disolventes</b>					
<b><u>Petróleo</u></b>					
Butileno	R	R	E	E	S
Gasolina	R	R	E	B	S
Hexano	R	P	E	R	S
Isooctano	P	P	E	R	S
Kerosene	R	R	S	E	S
Nafta	R	R	S	E	S
Pentano	P		E	E	S
<b>Disolventes</b>					
<b><u>Varios</u></b>					
Acetato de amilo	P	P	R	R	B
Acetato de butilo	P	P	R	R	B
Acetato de etilo	P	R	B	B	P
Acetato de propilo	R	R	B	B	B
Acrilonitrilo	R	B	R	B	E
Bromuro de metileno	P	B	B	B	B
Bromuro de metilo	P	R	B	B	E
Ciclohexanol	R	R	B	B	E
Dioxano	P	B	B	E	P
Éter etílico	P	B	E	E	B
Formiato de etilo	P	R	B	B	E
Freón 11-12-21-22	R	P	R	B	E
Furfuralo	R	B	R	B	R
Metacilato de metilo	R	B	B	B	B
Nitrobenceno	P	P	R	R	E
Nitrometano	P	P	R	R	E
Nitropropano	P	P	R	R	E
Tetrahidrofurano	P	R	P	P	B
Triptano	P	P	E	E	E
<b>Productos Químicos</b>					
<b><u>Varios</u></b>					
Aceite de algodón	B	P	E	B	E
Aceite de linaza	R	P	E	B	E
Aceite de pino	B	P	E	E	E
Aceite de ricino	B	P	E	B	E
Diisocianato	R	P	B	B	R
Disulfuro de carbono	R	P	B	R	E
Ftalato de dibutilo	NR	P	B	B	E
Ftalato de dioctilo	NR	P	B	B	E
Glicerina	E	E	E	E	R
Peróxido de hidrógeno 30%	R	B	B	B	P
Trementina	B	R	E	B	E
Trinitrotolueno	B	P	E	B	E

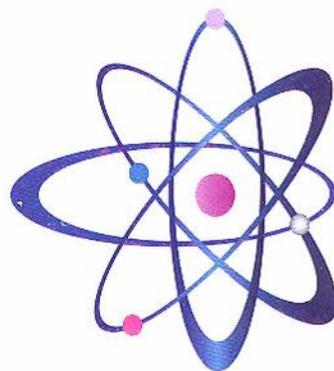
Donde:

S = el líquido no lo afecta (superior)  
 E = el líquido tiene un efecto muy débil (excelente)  
 B = el líquido tiene un efecto débil (bueno)  
 R = el líquido tiene un efecto moderado (regular)  
 P = el líquido tiene un efecto importante (pobre)  
 NR = no se debe utilizar en este líquido (no recomendable)

Tipo de Guante

1 = PVC  
 2 = GOMA  
 3 = BUTADIENO  
 4 = LATEX DE CLOROPRENO  
 5 = ALCOHOL POLIVINILICO

# Manual de Prácticas de Laboratorio para Química Básica



Universidad Pedagógica  
Experimental Libertador



978-980-281-212-7