

# La teoría y la práctica en el laboratorio de química general para Ciencias Biológicas y de la Salud

---

• Elisa Vega Ávila • Mina Konigsberg Fainstein





Mina Konigsberg Fainstein es licenciada y maestra en Biología Experimental por la Universidad Autónoma Metropolitana. Actualmente está adscrita al Doctorado en Ciencias Biológicas de la UAM. Labora en la UAM-I desde 1989 y actualmente es profesora titular "B". Imparte cursos de Química General y Temas Selectos de Biofísica, y ha publicado artículos de investigación en revistas nacionales e internacionales.

---





**La teoría y la práctica en el  
laboratorio de química general  
para Ciencias Biológicas  
y de la Salud**



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA

Dr. José Luis Gázquez Mateos  
*Rector General*

Lic. Edmundo Jacobo Molina  
*Secretario General*

UNIDAD IZTAPALAPA  
Dr. Luis Mier y Terán Casanueva  
*Rector*

Dr. Eduardo Carrillo Hoyo  
*Secretario*

Dr. Jesús Gerardo Saucedo Castañeda  
*Director de la División de Ciencias Biológicas y de la Salud*

Dra. Alda Rocío Ortíz M.  
*Jefa del Departamento de Ciencias de la Salud*

Ma. del Rosario Hoyos Alea  
*Jefa de la Sección de Producción Editorial*

# **La teoría y la práctica en el laboratorio de química general para Ciencias Biológicas y de la Salud**

Elisa Vega Ávila

Mina Konigsberg Fainstein



*Cuidado de la edición y corrección:*  
Ma. Guadalupe Olvera Arellano

Primera impresión: 2001

© UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA  
UNIDAD IZTAPALAPA  
Av. San Rafael Atlixco No. 186, Col. Vicentina  
Iztapalapa, 09340, México, D.F.

ISBN: 970-654-909-9  
Impreso y hecho en México / *Printed in Mexico*

*A Iván*

*A Ariela, Liora y*

*Samy*

Por compartir nuestras alegrías, triunfos y fracasos,  
y por el amor que nos han dado.

Elisa y Mina



# AGRADECIMIENTOS

Este trabajo comenzó siendo un encargo de la doctora Rosaura Grether G., en ese tiempo directora de la División de Ciencias Biológicas y de la Salud, para diseñar un conjunto de prácticas de laboratorio para la materia Química General. Han pasado ya varios años desde que iniciamos ese esfuerzo, que ahora cristaliza en el libro *La Teoría y la Práctica en el Laboratorio de Química General para Ciencias Biológicas y de la Salud*, sin embargo, queremos agradecer a la doctora Grether por haber confiado en nosotras y por habernos invitado a participar en esta aventura.

De manera muy especial y afectuosa, queremos también agradecer a los doctores Salvador Tello Solís y Rodolfo Esquivel Olea, por sus valiosas sugerencias y atinadas críticas, que ayudaron a mejorar el trabajo y sin las cuales este libro no estaría completo.

Gracias  
*Elisa y Mina*



# ÍNDICE

Prólogo.....	15
--------------	----

## I

<b>Capítulo 1. Seguridad en el laboratorio .....</b>	<b>19</b>
--	-----------

1.1 Reglas de seguridad .....	19
1.2 Sustancias químicas tóxicas .....	22
1.3 Almacén para guardar disolventes, reactivos y equipo de laboratorio .....	23
1.4 Reglas para disminuir la exposición a sustancias tóxicas .....	24
1.5 Desecho de las sustancias químicas .....	25
1.6 Cómo disponer de los desechos químicos.....	26
1.7 Qué hacer cuando se derrama algún reactivo químico .....	26
1.8 Etiquetado de seguridad .....	29
1.9 Nota para los profesores .....	31
1.10 Bibliografía recomendada .....	32

<b>Capítulo 2. Material de uso común en el laboratorio .....</b>	<b>33</b>
--	-----------

2.1 Cuidados de la balanza y cómo pesar sólidos .....	33
2.2 Mediciones de volumen .....	34
<i>Probetas, buretas y pipetas graduadas .....</i>	<i>34</i>
<i>Uso de la propipeta .....</i>	<i>38</i>
<i>Vasos de precipitados y matraces graduados .....</i>	<i>40</i>
2.3 Uso del desecador .....	41
2.4 El mechero de Bunsen .....	42
2.5 Otros materiales usados en el laboratorio .....	43
2.6 Bibliografía recomendada .....	49

<b>Capítulo 3. Matemáticas básicas en el laboratorio</b> .....	51
3.1 Sistema Internacional de Unidades .....	51
3.2 Análisis dimensional .....	52
3.3 Cifras significativas .....	53
<i>Determinación del número de cifras significativas</i> .....	54
<i>Cifras significativas con logaritmos y antilogaritmos</i> .....	57
3.4 Notación científica .....	59
<i>Adición y sustracción</i> .....	59
<i>Multipliación y división</i> .....	60
3.5 Cuestionario .....	60
3.6 Bibliografía recomendada .....	61
<b>Capítulo 4. Estadística en el laboratorio</b> .....	63
4.1 Introducción .....	63
4.2 Media y desviación estándar .....	65
4.3 Otros términos .....	66
4.4 Distribución de errores al azar .....	69
<i>Curva normal de error</i> .....	73
4.5 Desviación estándar y probabilidad .....	75
<i>La t de Student</i> .....	75
<i>Intervalos de confianza</i> .....	76
<i>Comparación de medias</i> .....	80
4.6 Manejo de datos dudosos .....	84
<i>La prueba de Q y la de t de Student</i> .....	86
4.7 Cómo encontrar la “mejor” recta .....	86
<i>Método de mínimos cuadrados</i> .....	87
<i>Ejemplo práctico de aplicación del método de mínimos cuadrados</i> .....	89
4.8 Glosario .....	94
4.9 Problemas .....	97
4.10 Bibliografía recomendada .....	98

## II

<b>Práctica 1.</b> Enlaces químicos: Propiedades que derivan del enlace químico .....	101
<b>Práctica 2.</b> Óxido-reducción: La reacción entre el nitrato de plata y el sulfato ferroso .....	121
<b>Práctica 3.</b> Ácidos y bases I: Introducción al comportamiento ácido-base .....	131
<b>Práctica 4.</b> Preparación de disoluciones .....	145
<b>Práctica 5.</b> Equilibrio químico: Equilibrio homogéneo .....	167
<b>Práctica 6.</b> Ácidos y bases II: Reacciones ácido-base .....	179
<b>Práctica 7.</b> Amortiguadores: Disoluciones amortiguadoras .....	197

### Apéndice

Tabla A: Ordenadas y áreas bajo la curva de error .....	215
Tabla B: Valores de la t de Student .....	216
Tabla C: Valores críticos de Q para rechazo de datos .....	217
Índice de figuras .....	219



# PRÓLOGO

El libro *La Teoría y la Práctica en el Laboratorio de Química General para Ciencias biológicas y de la Salud*, fue elaborado para complementar las adecuaciones y cambios que se realizaron a las u.u.e.e.a.s. que componen el Tronco General de Asignaturas de la División de Ciencias Biológicas y de la Salud, específicamente para la materia de Química General, la cual –según estos cambios– requería de la parte práctica del laboratorio. En un principio se pensó elaborar un manual de prácticas, sin embargo, a lo largo del tiempo nos dimos cuenta que era necesario actualizar y ampliar los conceptos teóricos relacionados con las prácticas. Asimismo, surgió la necesidad de incluir capítulos específicos, en donde se trataran temas relacionados con el laboratorio, a los cuales difícilmente tienen acceso los alumnos de los primeros trimestres. Por ello el libro inicia con una gran parte teórica en los primeros capítulos, que abarcan las reglas de seguridad en el laboratorio, una parte de estadística y matemáticas sencillas (directamente relacionadas con las prácticas) y una revisión amplia de los materiales que se utilizan en el laboratorio.

La segunda parte del libro consta de siete prácticas y un apéndice, que van de la mano con lo que se estudia en la materia de Química General, y cuyo objetivo es apoyar la comprensión de los conceptos químicos. Las prácticas están diseñadas con una introducción muy amplia que complementa los temas vistos en clase; también cuentan con una descripción de los objetivos que se persiguen y del material que se utilizará. La metodología viene descrita en la parte de desarrollo y en un diagrama de flujo, para que sea fácil de seguir y los alumnos no se distraigan del objetivo primordial de la práctica. Para enriquecer el trabajo que los estudiantes deben realizar, se ha incluido una serie de actividades en el desarrollo de los experimentos, y un cuestionario que después deben investigar y complementar para integrar el conocimiento adquirido.

Por todo lo anterior, el libro *La Teoría y la Práctica en el Laboratorio de Química General para Ciencias Biológicas y de la Salud* será un

excelente complemento para el estudio de la química general, en donde el alumno podrá resolver algunas de las dudas que se le presenten tanto en la parte teórica como dentro del laboratorio, y donde podrá encontrar nuevas inquietudes científicas.

**I**



# Capítulo 1

## SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

### 1.1 REGLAS DE SEGURIDAD

Todas las personas que se encuentren en un laboratorio químico deben conocer y observar las siguientes reglas:

1. *Nunca realice un experimento sin conocer las reglas de seguridad y procedimientos que se aplican al trabajo de laboratorio.* Es conveniente investigar el potencial dañino de los materiales químicos a utilizar en los experimentos, esto se puede hacer en los manuales apropiados sobre productos químicos, equipo y procedimientos.
2. *Nunca realice un experimento sin conocer el equipo necesario para seguridad personal.*
  - a) *Uso de ropa apropiada en el laboratorio.* La ropa de protección varía desde mandiles de caucho hasta batas de tela. En el caso del laboratorio de química se utilizarán batas blancas, preferentemente de algodón. No es recomendable usar zapatillas, zapatos de lona con suela de caucho ni zapatos abiertos.
  - b) *Uso de protección apropiada en los ojos.* El uso de lentes prescritos por el médico no es una protección adecuada para los ojos. Se recomienda el uso de lentes equipados con vidrio templado o lentes de plástico con resguardo lateral. En caso de existir riesgo de salpicaduras, no se considera adecuado el uso de lentes de seguridad planos o equipados con protectores laterales, sino el de gafas protectoras o lentes con careta. En caso de trabajar con luz ultravioleta, rayos láser, soldadura,

soplado de vidrio, etc., se aconseja el uso de lentes especiales. Cuando se trabaja en un ambiente donde hay vapores concentrados, no es aconsejable el uso de lentes de contacto, ya que dichos gases pueden concentrarse bajo los lentes y causar daño a los ojos.

- c) *Uso de guantes de protección adecuados.* El contacto de algunos compuestos con la piel es fuente potencial de quemaduras, intoxicación o exposición corrosiva; el uso de guantes, así como el vestir adecuadamente, puede minimizar este riesgo. Se pueden utilizar los guantes comerciales que son resistentes a los productos químicos, siempre y cuando sean de los siguientes materiales: goma natural, neopreno, nitrilo o vinilo. Los guantes aislantes hechos de materiales sintéticos se deben utilizar cuando las temperaturas son extremas, sin embargo, los guantes aislantes hechos de asbesto no se recomiendan ya que este material es carcinogénico. Los guantes se deben inspeccionar antes de ser usados, para ver si no están rotos o sucios.
3. *Nunca trabaje sin conocer la localización y operación de todos los equipos de emergencia de los laboratorios.* Los equipos de emergencia son: disolución para lavar los ojos, depósito de agua, extinguidores, alarmas de incendio, salida de emergencia, respiraderos, aparato para administrar respiración artificial, etc. Es importante conocer cuál es la forma de obtener ayuda durante las emergencias, los procedimientos de evacuación y sistemas de alarma. El ejercicio de la seguridad deberá ser una práctica de rutina en todos los laboratorios.
4. *No consuma alimentos o bebidas, ni fume en áreas donde se usen o almacenen sustancias químicas.* En resumen, no se debe comer en el laboratorio ni usar el material o equipo para almacenar alimentos.
5. *No pipetee las soluciones con la boca.* Lo correcto es usar una pipeta o un aspirador que proporcione el vacío, como una jeringa de plástico conectada a la pipeta por una manguera de plástico.
6. *No se permiten juegos o bromas.* Nunca se debe distraer a otras personas que estén trabajando en el laboratorio o hacer bromas con los compresores de aire, reactivos químicos, etc.

7. *Nunca utilice los reactivos químicos que se encuentren almacenados en contenedores que no tengan etiqueta.* De igual manera, no se deben almacenar reactivos químicos sin la etiqueta en la que se describan sus características.
8. *No salga del laboratorio sin lavarse las manos en forma minuciosa.*
9. *Nunca disponga de productos químicos o reactivos sin consultar al profesor del laboratorio.*
10. *No use directamente la flama para calentar los materiales inflamables.*
11. *Nunca apunte con la parte abierta de un tubo de ensayo hacia usted o hacia otras personas, mientras el tubo esté siendo calentado o durante una reacción química.*
12. *Nunca agregue agua a los ácidos concentrados, especialmente al ácido sulfúrico.* Los ácidos fuertes pueden reaccionar con el agua y romper el recipiente de vidrio por la cantidad tan grande de calor que generan.
13. *No transporte los reactivos químicos en forma tal que estén en contacto con la piel.* Use para ello una espátula u otro instrumento para tomar la muestra.
14. *Nunca realice experimentos o reacciones químicas que puedan producir gases desagradables o desconocidos, sin utilizar una campana de extracción de gases.* Estos gases pueden ser tóxicos.
15. *Cuando pese o utilice un reactivo químico, nunca regrese el exceso del reactivo a su envase original.* El problema de tomar reactivo químico en exceso se puede disminuir tomando solamente la cantidad de material necesario para la reacción.
16. *Nunca huela directamente los productos químicos.* En caso de ser necesario, abanique o dirija con cuidado los vapores hacia su nariz y aspire lentamente.
17. *No caliente los contenedores de vidrio blando (la mayoría de botellas, embudos, probetas, etc.) con la flama directa.* El material de vidrio que no sea Pyrex o Kimax, no está diseñado para resistir altas temperaturas o choques térmicos.
18. *Nunca inserte un tubo de vidrio o un termómetro dentro de corcho o tapón de hule sin poner un poco de lubricante (agua, agua jabonosa o glicerina).* Los tubos de vidrio se pueden pulir en el fuego y

después tomarlos con una tela o un aparato de inserción especial, a fin de disminuir el peligro ocasionado por el rompimiento de este tipo de materiales.

19. *Señalice si considera que hay algún motivo de riesgo o peligro.* Para que sus compañeros se enteren del riesgo, utilice señales, barreras de impedimento, avisos, etc.
20. *Nunca trabaje en el laboratorio solo o sin la supervisión de su profesor.* En caso de ocurrir un accidente necesitará el auxilio de alguna persona.

## 1.2 SUSTANCIAS QUÍMICAS TÓXICAS

Una sustancia *química tóxica* es cualquier sustancia que tenga la capacidad de dañar, alterar o interferir con el sistema metabólico humano. Las palabras *tóxico* y *veneno* son sinónimos. Los toxicólogos tienen datos relacionados con animales del laboratorio como dosis letales por masa corporal y exposición media. Una toxina se puede recibir ya sea por ingestión, inyección o a través del contacto con la piel. Una forma de expresar la toxicidad es  $DL_{50}$ , lo que representa la cantidad de material tóxico que se necesita para producir la muerte en un 50% de los animales usados en la prueba. Este término normalmente incluye el peso corporal del animal. Por ejemplo, la toxicidad  $DL_{50}$  del mercurio se expresa como 50 mg/kg. La *concentración letal (CL)* de una toxina es similar a la  $DL$ , pero se refiere a las concentraciones de ésta en el aire. Se define como cualquier sustancia altamente tóxica si la  $DL_{50}$  es de 50 mg/kg o menos, cuando se administra en forma oral, o cuando la  $CL_{50}$  es de 200 ppm (partes por millón) o menos, cuando se administra en forma de gas.

### 1.3 ALMACÉN PARA GUARDAR DISOLVENTES, REACTIVOS Y EQUIPO DE LABORATORIO

Es importante adecuar un cuarto de manera eficiente y *segura*, para que sirva de bodega o almacén de los reactivos, el material y especialmente los disolventes. Para acondicionar el almacén de manera segura se sugiere tomar en cuenta las siguientes indicaciones:

1. Debe contar con amplitud de espacio, pasillos anchos para caminar y suficiente iluminación.
2. No debe tener “*callejones sin salida*”, ni recovecos escondidos de difícil acceso.
3. Todo el equipo de seguridad personal del que se disponga, debe estar en un lugar visible y a la mano.
4. Toda la información sobre sustancias, disolventes o reactivos tóxicos, debe estar disponible en un lugar determinado.
5. Las salidas deben estar señalizadas.
6. Debe estar ordenado y limpio.
7. Debe estar apropiadamente ventilado.
8. Debe contar con un equipo de seguridad contra incendios.
9. Los objetos o recipientes pesados deben ponerse en el suelo y no sobre repisas o muebles.
10. Todos los aparatos o recipientes de vidrio deben estar apropiadamente guardados en las gavetas.
11. El equipo frágil se debe guardar en forma separada y en gavetas de seguridad.
12. Las repisas donde se depositen las botellas de vidrio deben tener bordes, para evitar que éstas caigan al suelo.
13. Se deben guardar de manera separada las sustancias y líquidos tóxicos que pudieran reaccionar de manera violenta, para que en alguna situación extrema en que llegaran a derramarse, nunca estén en contacto.
14. Abajo de algunas llaves de agua, se deben instalar tambos de seguridad que contengan arena o algún material absorbente.

15. Todos los tambos deben estar directamente sobre el suelo y libres de electricidad estática.
16. Los cilindros de gas comprimido deben sujetarse de manera firme y segura, para que no puedan moverse o caerse.
17. Deben existir y utilizarse escaleras de mano o banquillos para llegar al material que se encuentra en las gavetas o repisas superiores, y nunca subirse directamente en las mesas o anaqueles.
18. El almacén o bodega debe mantenerse a temperatura ambiente y con ventilación adecuada.
19. No debe haber acumulación de basura de ningún tipo. Los desechos no deben guardarse en este almacén.
20. Debe haber constante vigilancia y mantenimiento de los equipos y el material.
21. Debe haber una persona responsable del almacén, y la entrada quedará restringida a su consideración.

#### **1.4 REGLAS PARA DISMINUIR LA EXPOSICIÓN A SUSTANCIAS TÓXICAS**

Es posible disminuir la exposición a las sustancias tóxicas en el laboratorio siguiendo algunos lineamientos generales:

1. Conocer las propiedades químicas y tóxicas de todos los materiales involucrados, antes de iniciar el trabajo del laboratorio.
2. Siempre que sea posible, sustituir las sustancias tóxicas por sustancias no tóxicas. Por ejemplo, lavar el material de vidrio con hexano en lugar de utilizar benceno. Consultar la tabla 2.4 que se encuentra en Shugar y Ballinger (2).
3. Siempre usar una campana de extracción y probar periódicamente la eficiencia de ésta.
4. Al trabajar con tóxicos siempre se debe usar un equipo de protección personal (bata, guantes, máscaras, espátulas, etc.).
5. Evitar la exposición excesiva a los reactivos químicos.
6. No ingerir bebidas alcohólicas en el trabajo por razones obvias.

Además el etanol tiene un efecto sinérgico con algunos otros solventes y deberá ser evitado.

7. Monitorear rutinariamente la atmósfera del laboratorio, para determinar contaminantes específicos y sus concentraciones. Esto se puede hacer rápidamente con un analizador de gases, guiando el aire manualmente a través de algunos reactivos colorimétricos específicos, que se encuentran en un tubo de vidrio calibrado, o simplemente usando una señal de monitoreo para vapores.

## 1.5 DESECHO DE LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS

Ningún tema relacionado con la seguridad del laboratorio ha generado tanta confusión en años recientes, como el de la eliminación de los desechos químicos, ya que no es posible seguir eliminando estos desechos a través del drenaje. Cada vez más, en todos los países, las agencias federales introducen nuevas regulaciones para el desecho de sustancias, ya sea por aire, por descargas de agua, por incineración, etc. Es posible convertir los desechos peligrosos en sustancias menos dañinas, por medio de procesos químicos como la óxido-reducción, la neutralización, etc. (3).

Es importante mencionar que solamente las sustancias solubles en agua, similares a los ácidos y bases, pueden ser desechadas a través del alcantarillado, pero éstas deberán diluirse de manera que el pH se encuentre en un intervalo de 3-11, por lo que es necesario regular la velocidad con la que estas sustancias se desechan, a fin de evitar que el pH quede fuera de los límites anteriormente mencionados. Antes de desechar alguna sustancia por el drenaje habrá que investigar hacia dónde se dirigen los desechos, ya que el drenaje usualmente está interconectado y se pueden producir reacciones sinérgicas que resulten peligrosas.

En general, los desechos sólidos son menos voluminosos y más fáciles de ser eliminados que los desechos líquidos, para ello deben ser identificados y separados en forma adecuada, como se explicará más adelante.

Los disolventes orgánicos que se pueden desechar en contenedores comunes de vidrio o de metal, son sólo aquellos que no sean corrosivos o reactivos y que no contengan sólidos. Cuando es necesario desechar los

disolventes, éstos deben separarse e identificarse según el tipo de compuesto del que se trate (ejemplo, los disolventes clorados, hidrocarburos, etc.).

Evite desechar las sustancias indiscriminadamente. Considere siempre la posibilidad de que puedan ocurrir reacciones espontáneas, explosiones o reacciones que conduzcan a incendios. Marque siempre los recipientes indicando las características de su contenido.

## 1.6 CÓMO DISPONER DE LOS DESECHOS QUÍMICOS

Antes de desechar las sustancias, se debe consultar la bibliografía correspondiente y pedir la asesoría del profesor para saber cómo hacerlo.

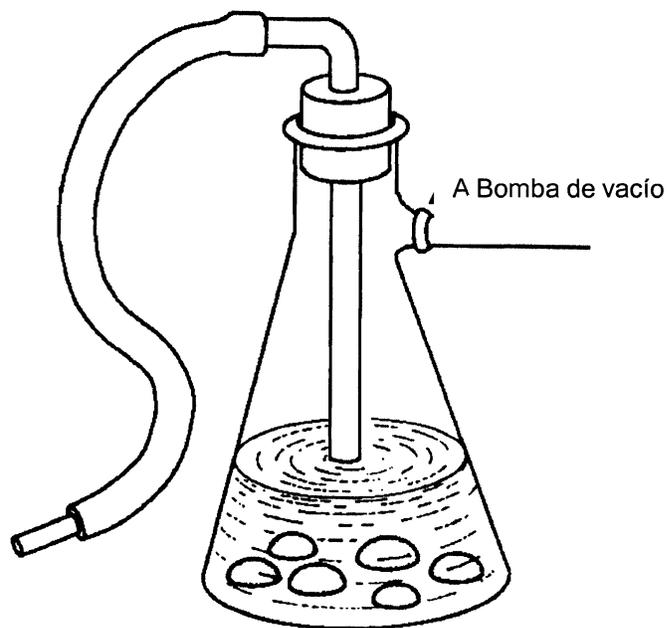
1. *Disoluciones ácidas o básicas:* Se deben depositar los desechos en la tarja, mientras se mantiene abierta la llave del agua para que éstos se diluyan. Cuando se haya terminado de desechar todo el material, vuelva a enjuagar con grandes cantidades de agua para eliminar los efectos corrosivos.
2. *Desechos orgánicos:* Éstos son compuestos no solubles en agua, por lo que deberán guardarse en un recipiente especial. Hay que separar los solventes que sean volátiles en recipientes especiales no inflamables y almacenarlos a bajas temperaturas.
3. *Desechos de sodio y potasio.* Éstos se deben eliminar adicionándoles lentamente alcohol absoluto.

## 1.7 QUÉ HACER CUANDO SE DERRAMA ALGÚN REACTIVO QUÍMICO

Derramar cualquier sustancia química es peligroso, sin embargo, es un riesgo que existe al trabajar en el laboratorio. El peligro de un derrame se puede minimizar si se conoce la manera de limpiarlo, evitando así condiciones que conduzcan a incendios, accidentes, etc.

1. *Sólidos y sustancias secas.* Estas sustancias se pueden limpiar juntas recogéndolas en un papel. Posteriormente se depositan en un recipiente adecuado para el tipo de desechos de que se trate (2).
2. *Disoluciones ácidas.* Estas soluciones se deben diluir con agua y desecharse en el sistema de drenaje, como se especificó más arriba. También se puede usar bicarbonato de sodio (carbonato ácido de sodio), ya sea sólido o en disolución, para neutralizar cualquier residuo ácido y posteriormente enjuagar con suficiente agua.  
**Precaución:** Cuando el agua cae sobre *ácido sulfúrico concentrado* existe el problema de una generación excesiva de calor y salpicaduras de ácido. Adicione con cuidado una cantidad abundante de agua para diluir el ácido, disminuir la generación de calor y las salpicaduras.
3. *Disoluciones alcalinas.* Éstas deben ser enjuagadas con agua y eliminadas en el drenaje. Se puede usar una jerga y una cubeta para limpiarlas, siempre y cuando se eviten las salpicaduras al exprimir la jerga. Enjuague la jerga y la cubeta reemplazando frecuentemente el agua.  
**Advertencia:** Las disoluciones alcalinas hacen que el suelo quede resbaloso, por lo que se debe esparcir arena limpia sobre la salpicadura antes de limpiarlo.
4. *Disolventes volátiles.* Cuando se derraman disolventes volátiles, éstos se evaporan muy rápidamente debido a que existe un área de contacto grande. Este tipo de derrames puede crear un incendio, si el disolvente es inflamable, y al mismo tiempo puede causar una concentración alta de vapores o gases peligrosos en el laboratorio. Estos vapores pueden tener serios efectos fisiológicos cuando se inhalan. También se pueden formar mezclas explosivas con el aire, por lo que se deben limpiar de la siguiente manera:
  - a) Si las cantidades derramadas de disolventes son pequeñas, limpie el líquido con papel absorbente y deséchelo en el contenedor correspondiente.
  - b) Si las cantidades derramadas de disolventes son grandes, use una jerga y una cubeta. Exprima la jerga en la cubeta y continúe limpiando.

5. *Sustancias aceitosas.* Estas sustancias se pueden trapear para remover el exceso de líquido, y la sustancia así recogida se deberá depositar en el contenedor correspondiente. Seleccione un disolvente volátil no inflamable para retirar la sustancia; ponga un poco de éste en un papel absorbente y limpie donde se derramó la sustancia. Repita esta operación hasta que el área se vea limpia. No obstante, el piso puede quedar resbaloso, por lo que se debe limpiar con un detergente común.
6. *Mercurio.* Las gotas de mercurio son una de las fuentes más comunes de vapor de mercurio en el laboratorio. Cuando se derrama el mercurio se puede distribuir en un área grande y las gotas pequeñas pueden quedar atrapadas en las ranuras del piso. Después de limpiar, se debe ventilar el lugar. El procedimiento de limpieza es:
  - a) Empuje las gotas a fin de unir las en una gota grande.
  - b) Para recoger el mercurio, use el dispositivo de succión señalado en la figura 1.1.



**Figura 1.1** Dispositivo de succión.

- c) Si existen algunas ranuras en el piso donde puedan quedar atrapadas gotas de mercurio y no puedan ser recogidas por este equipo de succión, selle las grietas con cera para piso o con aerosol para el pelo. Esto reducirá la evaporación. El azufre en polvo también se puede utilizar para fijar el mercurio.

**Precaución:** Las superficies que aparentemente están libres de mercurio, pueden contener gotas microscópicas, la vibración favorece la formación de microgotas. Fumar en áreas contaminadas puede ser muy dañino. La adhesión del mercurio al tabaco favorece su inhalación, por lo que conviene ventilar el área y abstenerse de fumar.

## 1.8 ETIQUETADO DE SEGURIDAD

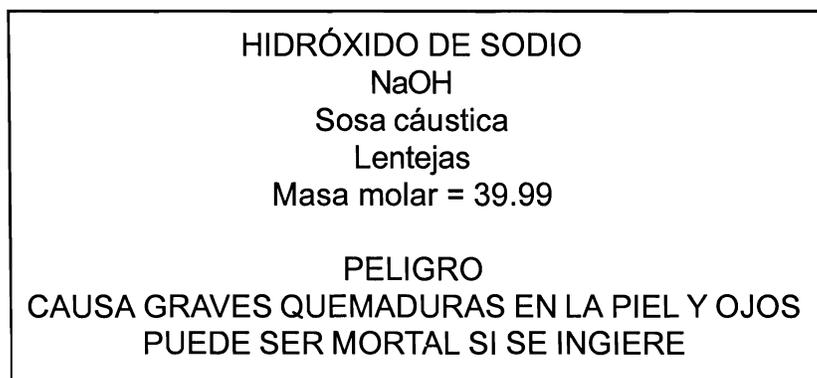
La adecuada organización, acomodo y rotulado de los compuestos que se utilicen en el laboratorio, es de gran importancia, pues permite reconocer la naturaleza química de una disolución o reactivo de una manera rápida y eficiente. Sirve también para las personas que aún no manejan bien la nomenclatura química, e inclusive para distinguir un tipo de sustancia desde una distancia alejada, desde la cual un nombre o fórmula serían difíciles de apreciar.

El sistema más usado es aquel donde se utiliza *rojo* para compuestos *inflamables*, *amarillo* para agentes *oxidantes*, *azul* para *tóxicos*, *blanco* para *corrosivos* y *naranja* para materiales relativamente *no peligrosos*. Además, se utilizan pictogramas o dibujos para indicar las sustancias que reaccionan con el agua así como materiales carcinogénicos (1).

Para marcar los materiales o sustancias, cada etiqueta debe contener la siguiente información:

1. Nombre IUPAC.
2. Nombres comunes.
3. Punto de ebullición.
4. Toxicidad.
5. Datos sobre irritabilidad.

6. Carácter mutagénico o carcinogénico.
7. Pictograma sobre el peligro mayor que pueda representar.
8. Frases de alerta sobre el riesgo que representa. Ejemplos: Precaución: forma peróxidos; Precaución: causa quemaduras severas; Precaución: se absorbe por la piel.



*Ejemplo de una etiqueta*

Es posible que un compuesto presente dos o más riesgos, por lo que tendrán que pintarse las etiquetas con más de un color.

Es pertinente recordar que la etiqueta debe ir en un lugar visible y ser de un tamaño lo suficientemente grande para que pueda verse desde lejos, pero además se debe tener cuidado de no tapar la etiqueta del fabricante.

Las sustancias etiquetadas se pueden acomodar por reactividad y en orden alfabético. Además, es conveniente hacer un catálogo con todos sus datos.

También es importante mencionar que en los laboratorios de nuestra Universidad existe otro tipo de señalización por colores, y ésta se refiere a las tuberías de la siguiente manera:

<b>Color de las Instalaciones</b>	<b>Significado</b>
Verde oscuro	Aire comprimido
Verde claro	Red de cómputo
Café	Telefonía
Azul	Agua
Amarillo	Gas
Blanco	Vacío
Rojo	Eléctrico

## 1.9 NOTA PARA LOS PROFESORES

Ya que esta es la primera vez que los alumnos trabajarán en un laboratorio, se sugiere que antes de iniciar con las prácticas se realice un ejercicio, donde se analicen y etiqueten todas las disoluciones que se utilizarán durante el curso. Asimismo se propone que además de leer lo referente a las reglas de seguridad, se verifique que existan, o en su defecto que se implementen, los dispositivos de seguridad necesarios, como pudieran ser solución acuosa para lavarse los ojos, trapos, jergas, cubetas, etc.

Sería también de mucha utilidad el practicar un desalojo sorpresivo o evacuación del laboratorio, para estar preparados en caso de algún accidente, incendio o temblor.

**Nota:** Si desea conocer acerca de los primeros auxilios que usted podría proporcionar, ver el apéndice A, de la referencia 2.

### 1.10 BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Munchausen, L. L. y W. H. Corkem. 1991. “The Color of Safety”. *J. Chem. Educ.* 68(4): 101A.
2. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. ‘*Chemical Technicians’ Ready Reference Handbook*. 3ª edición, McGraw-Hill, Inc. E.U.A. Cap. 2.
3. Walton, W. A. 1987. “Chemical Wastes in Academic Labs”. *J. Chem. Educ.* 64(3): A69-71.

## Capítulo 2

# MATERIAL DE USO COMÚN EN EL LABORATORIO

### 2.1 CUIDADOS DE LA BALANZA Y CÓMO PESAR SÓLIDOS

Una balanza analítica es un instrumento de pesada. Éstas se clasifican como balanza *microanalítica*, *semimicroanalítica* y *analítica*. La balanza *microanalítica* tiene una capacidad de 1 a 3 g y una precisión de  $\pm 0.001$  mg. La balanza *semimicroanalítica* permite una carga de 10 a 30 g y tiene una precisión de  $\pm 0.01$  mg. La carga de la mayoría de las balanzas analíticas se encuentra entre 160 a 200 g, y las medidas se pueden realizar con una desviación estándar de  $\pm 10^{-4}$  g ( $\pm 0.1$  mg). En el laboratorio se utilizará una *balanza analítica electrónica*, cuyo uso es fácil y rápido. Las balanzas electrónicas se controlan accionando un panel con varios botones de control. Una posición apaga o enciende el instrumento, otro automáticamente calibra el instrumento frente a un peso patrón y una tercera ajusta el cero en la pantalla con o sin objeto en el platillo.

Los reactivos sólidos nunca deben colocarse directamente sobre el platillo de la balanza, ya que éste puede corroerse o contaminarse. Lo más conveniente es utilizar un recipiente de vidrio lavado y secado, como un vaso de precipitado o un vidrio de reloj. También se puede usar un pedazo de papel doblado o formando una cajita. Muchas balanzas analíticas de tipo electrónico ajustan o descuentan automáticamente el peso del recipiente. Si no es así, recuerde pesar el recipiente o el papel que esté utilizando antes de agregar el reactivo, con el fin de descontar el peso del recipiente. A este proceso de pesar con anterioridad el recipiente se le llama **tarar**. Asegúrese de realizar todas las mediciones en la misma

balanza, ya que dos balanzas diferentes pueden tener ajustes distintos a cero.

Existen algunos sólidos que no se deben pesar en papel, como el hidróxido de sodio y otras bases que rápidamente absorben la humedad del medio y pueden ser cáusticas, o sustancias que ataquen de manera violenta al papel, como el cloruro de potasio. Para este tipo de sustancias se utilizan recipientes de vidrio. Procure consultar con su profesor antes de pesar algún reactivo.

A fin de evitar daños o disminuir los desajustes de la balanza, es necesario seguir las siguientes reglas:

1. Comprobar que la balanza se encuentre bloqueada cuando la carga se va a cambiar o cuando no se utiliza.
2. Centrar la carga en el platillo siempre que sea posible.
3. Proteger la balanza de la corrosión. Sólo se colocarán directamente sobre los platillos objetos de vidrio, metales, inertes o de plástico.
4. Tomar precauciones especiales cuando se pesan muestras volátiles o corrosivas.
5. No intentar ajustar la balanza sin el consentimiento previo del profesor.
6. Mantener la balanza y su caja limpias. Para eliminar las salpicaduras o el polvo usar un pincel de pelo blando.

Para obtener datos confiables en la pesada:

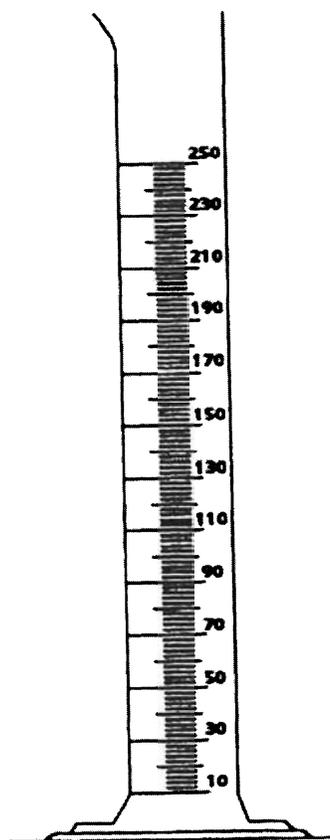
1. No intentar pesar un objeto que haya sido calentado, debemos esperar a que alcance la temperatura ambiente.
2. No tocar un objeto seco con las manos húmedas, usar pinzas o dedos para evitar el depósito de humedad.

## 2.2 MEDICIONES DE VOLUMEN

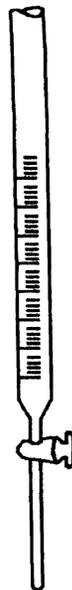
### **Probetas, buretas y pipetas graduadas**

Cuando se miden líquidos es importante tomar en cuenta que la superficie de éstos generalmente forma una curva cóncava cuando hace contacto con

las paredes del recipiente, y toma una forma semilunar llamada **menisco**. Las probetas (figura 2.1), buretas (figura 2.2) y pipetas (figura 2.3) tienen una marca sobre la cual se debe observar la parte inferior del menisco, como se indica en la figura 2.4 (en los pocos casos en que el menisco es convexo, la lectura se hace en la parte superior del mismo). A este proceso de poner la superficie del menisco sobre la línea de la lectura se le conoce como **aforar** y a la marca se le denomina **línea o marca de aforo**.



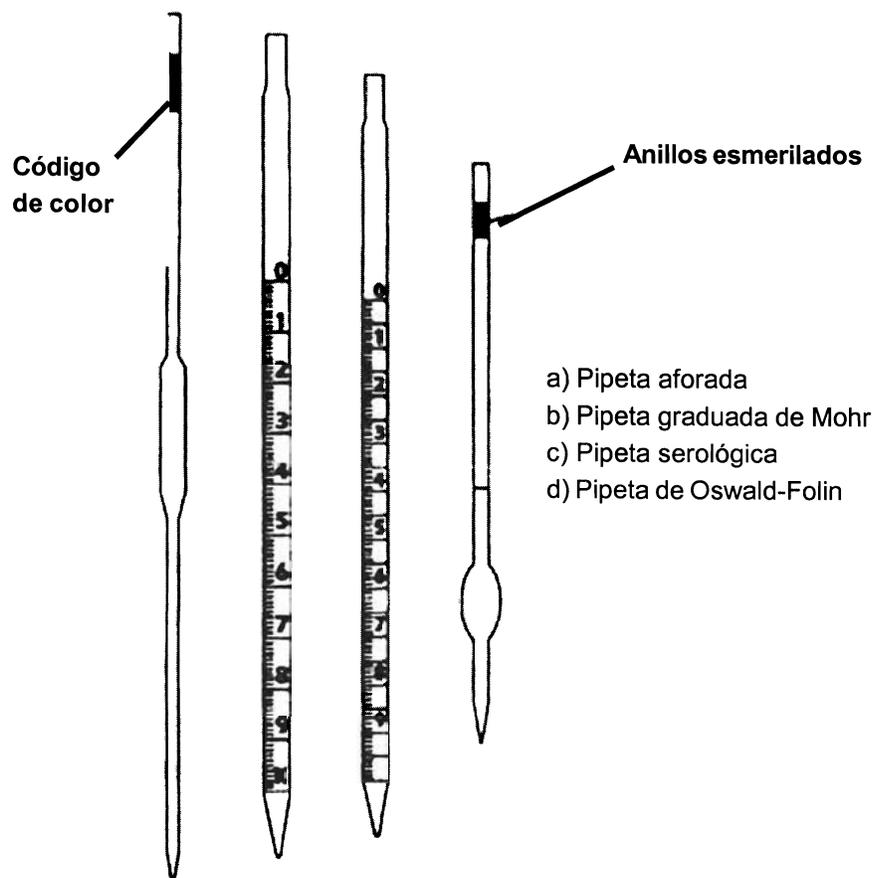
**Figura 2.1** *Probeta graduada.*



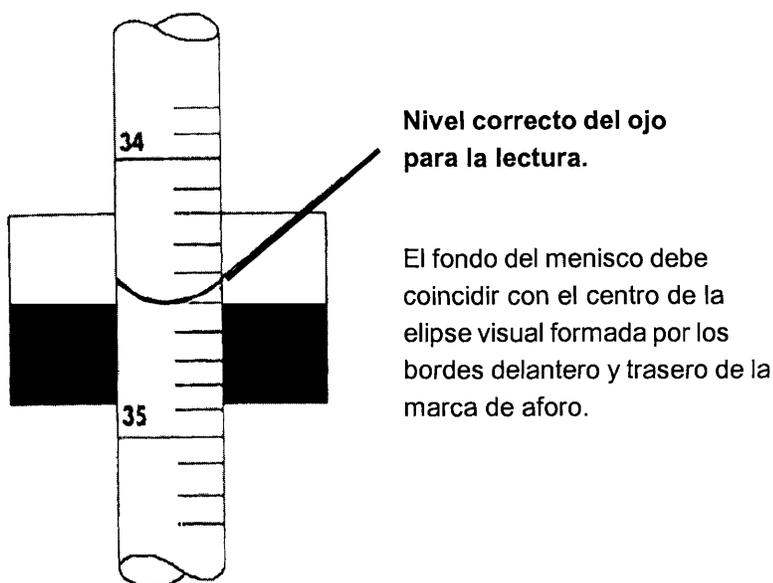
**Figura 2.2** Bureta.

Existen diversos tipos de **pipetas**, como se muestra en la figura 2.3, y aunque es común llenar las pipetas succionando con la boca (cuando no se trata de algún reactivo tóxico), aquí se sugiere el uso de **propipetas**, para evitar al máximo el riesgo de tragar accidentalmente algún reactivo. Las pipetas de uso común en el laboratorio se pueden clasificar como: volumétrica o aforada (a), graduada –también se le conoce como pipeta de Mohr– (b), de Oswald-Folin (c) y serológica (d). En las pipetas de *Oswald-Folin* y *serológicas* la **última gota se expulsa soplando**, mientras que en las pipetas volumétricas y graduadas la última gota del líquido debe quedarse dentro de las mismas.

Cuando se utiliza la bureta, se deben tomar en cuenta las especificaciones anteriores con respecto al aforo, sin embargo, el uso correcto de la misma y el manejo de la llave se explican con detalle en la práctica número 6 (ver figuras 6.1 y 6.2).



**Figura 2.3** *Pipetas de vidrio.*



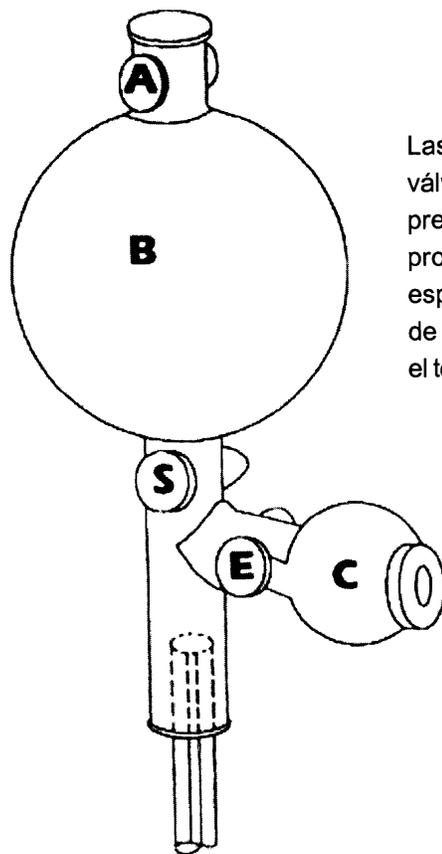
**Figura 2.4** Posición correcta del menisco.

## Uso de la propipeta

La propipeta o perilla de seguridad consta de tres válvulas representadas en la figura 2.5 como A, S y E, que funcionan gracias a un balón y controlan tanto la entrada como la salida del líquido contenido en la pipeta. Para usarla se recomienda seguir los cuatro pasos siguientes:

1. Usando los dedos pulgar e índice presionar sobre la válvula A, y apretar el bulbo B con los demás dedos para expulsar el aire y producir un vacío que posteriormente permita la entrada del líquido en la pipeta. Soltar la válvula A y el bulbo B permanecerá comprimido.
2. Sumergir la punta de la pipeta en el líquido. Presionar sobre la válvula S para que el líquido empiece a subir por la pipeta hasta el nivel o marca deseada.

3. Para expulsar el líquido, presionar sobre la válvula E y mantenerla presionada hasta dejar salir la cantidad deseada de líquido.
4. Para permitir que caiga la última gota, mantener la presión sobre la válvula E y cubrir la entrada con el dedo medio y apretar el bulbillo pequeño C.



Las letras representan las válvulas y bulbos que se deben presionar al emplear la propipeta. Las indicaciones específicas para el uso correcto de la propipeta se encuentran en el texto.

**Figura 2.5 Propipeta.**

## Vasos de precipitados y matraces graduados

Aunque es posible medir volúmenes en vasos y matraces graduados, las medidas en ellos no son exactas, y sólo se utilizarán en los casos cuando se necesiten cantidades aproximadas.

El caso de los matraces aforados (figura 2.6) es diferente, puesto que están especialmente diseñados para contener volúmenes específicos. Los matraces aforados son de volúmenes fijos y, como su nombre lo indica, cuentan con una marca de aforo que se debe respetar si se desea obtener el volumen exacto. La mayoría de los matraces aforados están contemplados para medir un volumen a 20 °C, esto es importante debido a que tanto el líquido como el vidrio se dilatan cuando se calientan.

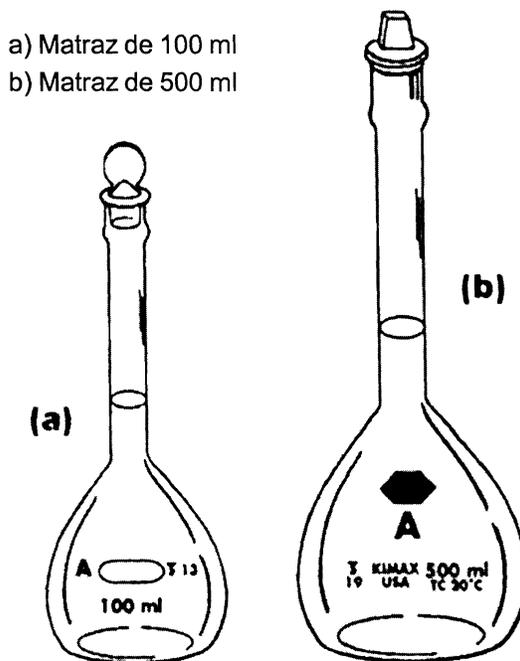
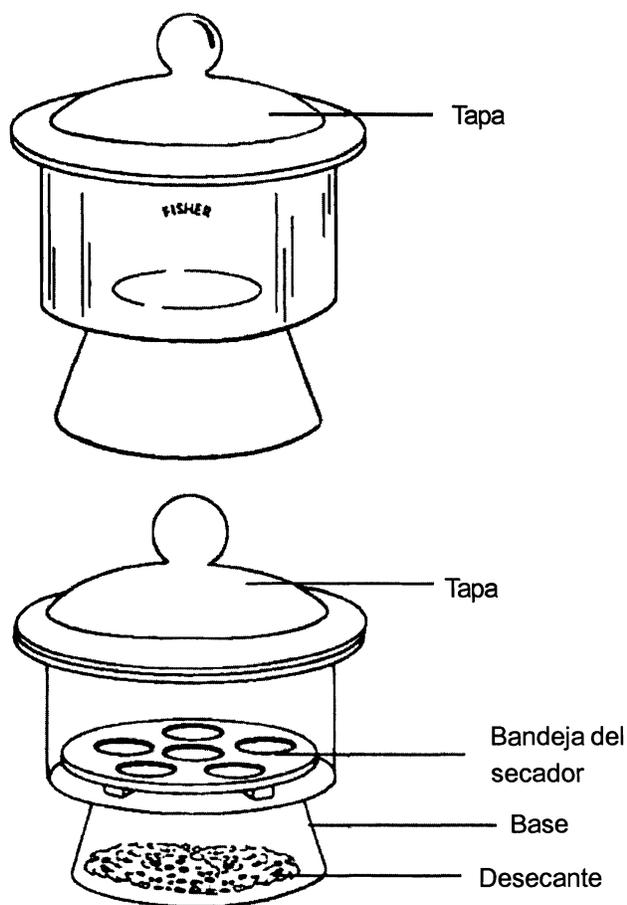


Figura 2.6 Matraces aforados.

### 2.3 USO DEL DESECADOR

Muchas veces es necesario secar reactivos o material de vidrio, lo cual puede hacerse en una estufa u horno eléctrico de temperatura constante (aproximadamente 110 °C). Sin embargo, cuando un reactivo o un crisol se han secado a temperatura elevada, se deben dejar enfriar hasta la temperatura ambiente en un desecador (figura 2.7).



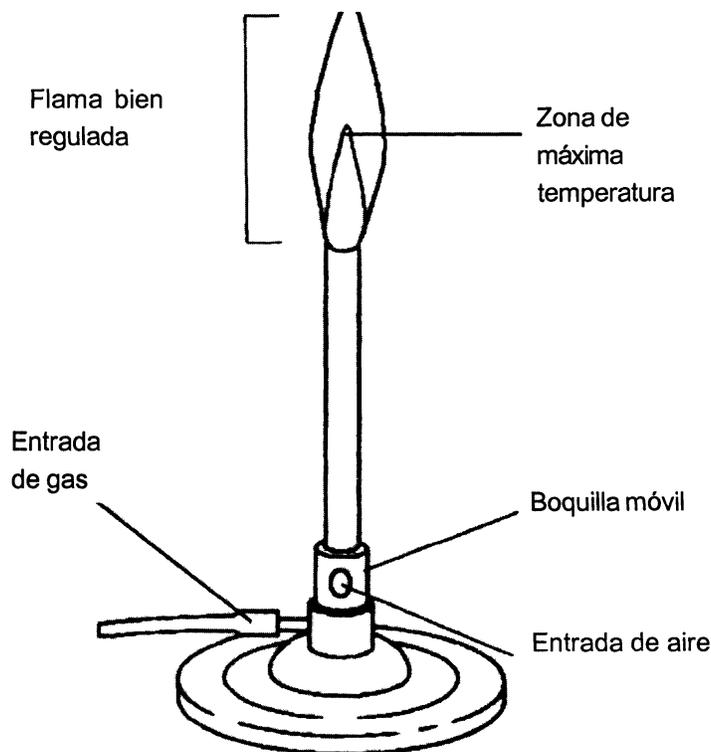
**Figura 2.7** Componentes de un desecador.

El desecador es una cámara cerrada que contiene una sustancia llamada desecante, la cual absorbe la humedad del aire. La superficie de contacto entre la tapa y el cuerpo del desecador se engrasa, con el fin de tener un sellado hermético. La manera correcta de abrir un desecador consiste en deslizar la tapa sobre la superficie que separa las dos partes hasta que la tapa pueda retirarse. El cierre con grasa impide que ésta pueda quitarse tirando de ella. Después de colocar un objeto caliente en un desecador, se deja la tapa entreabierta por uno o dos minutos hasta que el objeto se haya enfriado un poco. Esto evita que la tapa «salte» cuando el aire interior se dilata debido al calor del objeto.

Antes de pesar un objeto que ha sido calentado, éste debe permanecer en el desecador por lo menos 30 minutos. Es importante mencionar que el desecador se usa para *eliminar la humedad* y no para enfriar los objetos. Recuerde que los materiales se pesan cuando éstos adquieren la temperatura del ambiente.

## 2.4 EL MECHERO DE BUNSEN

El mechero de Bunsen (figura 2.8) es el que se utiliza con mayor frecuencia en los laboratorios de química, este tipo de mechero tiene una válvula para regular el gas, por lo que se debe abrir totalmente la llave de la toma general y regular el flujo de gas con la llave del mechero. Un mechero funciona de manera correcta si el gas y el aire se mezclan en proporciones adecuadas, para ello el mechero cuenta con unas entradas de aire. Si las entradas se encuentran cerradas la flama será **dispersa o arborescente**, tendrá color amarillo-anaranjado y despedirá mucho humo. Si la entrada de aire está muy abierta y la presión del gas es alta, la flama se separará de la base del mechero y se puede apagar. Para obtener una flama intensa y un mejor calentamiento, hay que ajustar simultáneamente la válvula del gas y la entrada del aire hasta que la flama tenga un color azul y haya perdido la punta amarilla-naranja. Al mismo tiempo debe escucharse un sonido grave y la flama debe alcanzar de 12 a 15 *cm* de alto. Una vez logrado esto se puede reducir la intensidad de la flama, cerrando al mismo tiempo la válvula del gas y la entrada de aire con cuidado.

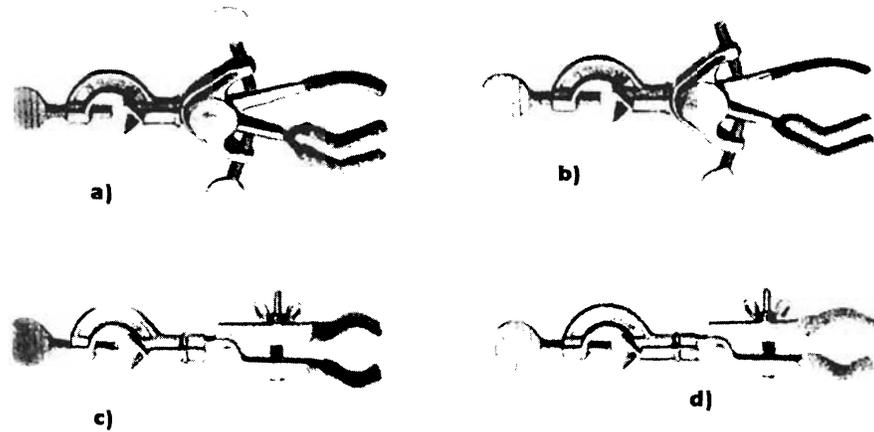


**Figura 2.8** *Mechero de Bunsen.*

## 2.5 OTROS MATERIALES USADOS EN EL LABORATORIO

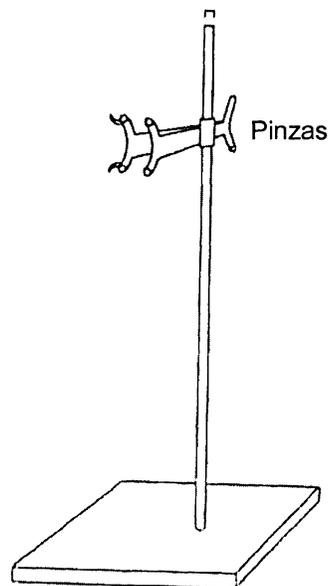
**Pinzas:** Son de metal niquelado o cromado de diferentes formas y tamaños (figura 2.9). Sirven para presionar o sujetar a otro tipo de material y como auxiliares en dispositivos experimentales (ver figura 6.3).

**Soporte universal:** Está constituido por una base de hierro en forma de placa, a la cual se atornilla en posición vertical una varilla del mismo material (figura 2.10). Por lo general no se emplea solo, sino con una serie de accesorios tales como pinzas, anillo de hierro con triángulo de porcelana, tela de alambre, etc., según sea la operación, técnica o aparato que se quiera armar. En este manual se emplea en una titulación volumétrica, como se observa en la figura 6.3.



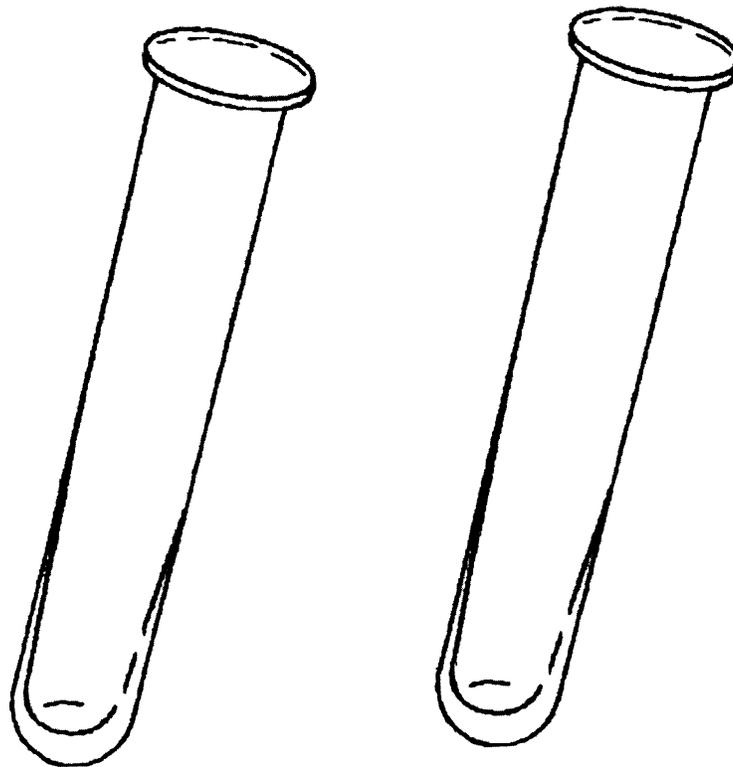
- a) Pinza de doble quijada con pinzas cubiertas de asbesto.
- b) Pinza de doble quijada con pinzas cubiertas de vinil.
- c) Pinza de posición fija con quijadas recubiertas de vinil.
- d) Pinza de posición fija con quijadas cubiertas de asbesto.

**Figura 2.9** *Pinzas.*



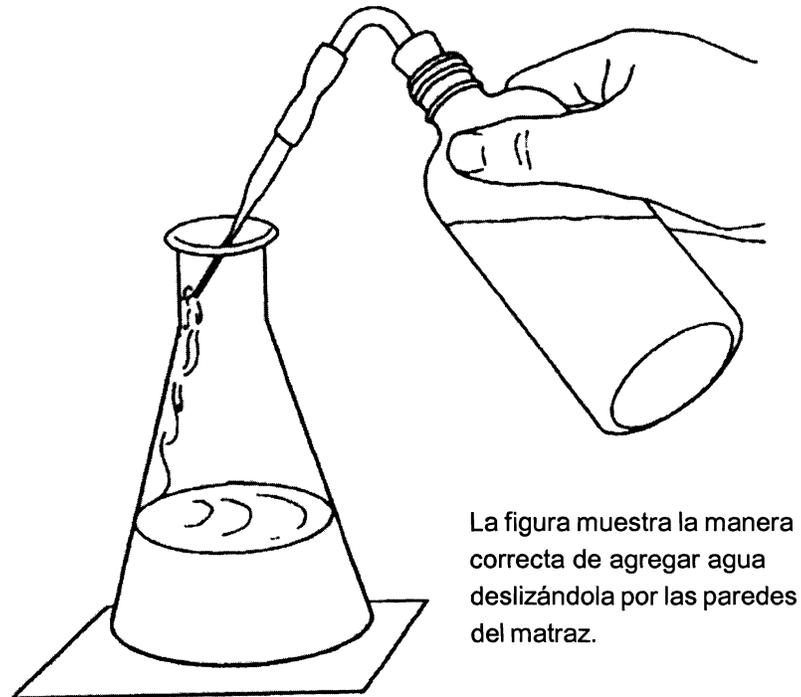
**Figura 2.10** *Soporte universal.*

**Tubos de ensaye:** Son de forma cilíndrica y tamaño variable, uno de sus extremos está abierto y el otro cerrado en forma semiesférica (figura 2.11). Pueden tener bordes rectos o con labio, y tener tapón o sin tapón. Se emplean para realizar pruebas o ensayos químicos, calentar líquidos, disolver sólidos, etc. Los tubos de ensaye se colocan sobre una gradilla.



**Figura 2.11** *Tubos de ensaye de vidrio.*

**Matraz Erlenmeyer:** Son recipientes cónicos y de boca estrecha, con diferentes capacidades de volumen, con o sin tapón. Se utilizan para realizar titulaciones, cristalizaciones, calentar líquidos, recibir destilados y como accesorios en múltiples experimentos (figura 2.12).

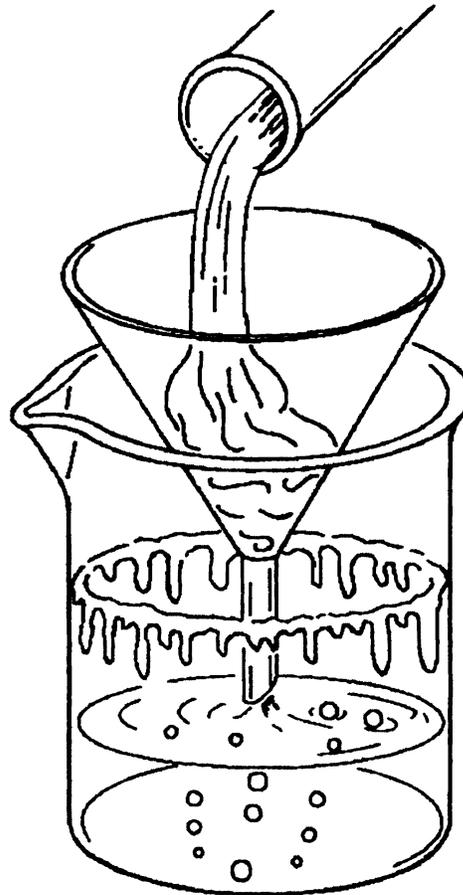


**Figura 2.12** *Piseta y matraz Erlenmeyer.*

**Piseta:** Son recipientes de plástico (figura 2.12), con diferentes capacidades y se usan en lugar de los frascos lavadores.

**Embudo:** Son recipientes en forma cónica, prolongada por un tallo o vástago tubular que termina en pico romo. El ángulo interno es de 58 o 60 grados de abertura y pueden ser de vidrio refractario, blando o plástico, con tallo largo o corto. Cuando se desea usarlos para separar filtrados es conveniente verificar el ángulo interno, ya que de éste depende la forma en que se deberá doblar el papel filtro (figura 2.13).

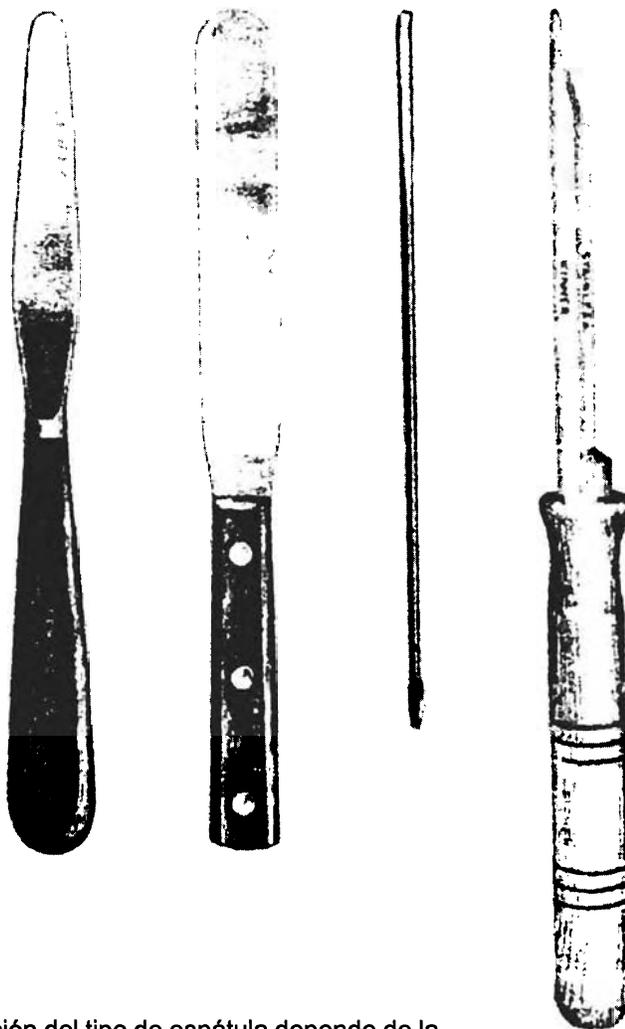
**Vasos de precipitado:** Tienen diferentes capacidades (10 a 4000 ml) y formas (con labio de vertido o sin él). Los vasos de precipitados tienen una gran variedad de usos. Pueden servir como recipientes para baño María, para calentar líquidos, realizar diluciones, efectuar reacciones químicas o



**Figura 2.13** Embudo y vaso de precipitado.

procesos físicos, como son la maduración de un precipitado, filtración, etc. (figura 2.13).

**Espátulas:** Tienen forma de cuchilla o paleta, son de acero inoxidable, porcelana o plástico. Algunas combinan una paleta con una cucharilla, otras tienen paletas en ambos extremos. Se usan para adicionar o sacar una sustancia cuando ésta se pesa, para trasvasar sólidos y para otras operaciones con sólidos. Las espátulas no se deben usar para agitar las disoluciones, ya que además de contaminarlas éstas se pueden deteriorar (figura 2.14).



La elección del tipo de espátula depende de la cantidad de reactivo que se desee tomar, del reactivo específico de que se trate y del frasco o recipiente donde se encuentre guardado.

**Figura 2.14** *Espátulas.*

## 2.6 BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Harris, D. C. 1992. *Análisis químico cuantitativo*. Grupo Editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México. Cap. 2.
2. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. '*Chemical Technicians' Ready Reference Handbook*. 3ª edición, McGraw-Hill, Inc. E.U.A., pp. 179-185; 283-285; 329-431; 604-617.
3. Skoog, A. D., D. M. West y F. J. Holler. 1995. *Química analítica*. 6ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V. México. Cap. 28.



# Capítulo 3

## MATEMÁTICAS BÁSICAS EN EL LABORATORIO

### 3.1 SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

Todas las medidas que se utilizan en el laboratorio están formadas por un “número” y una “unidad de medida”. El número se refiere a la cantidad cuantificada, y la unidad de medida indica “*qué*” es lo que se está midiendo. Con el fin de estandarizar el sistema de unidades, en 1960 los científicos de todo el mundo desarrollaron lo que se conoce como Sistema Internacional de Unidades (se abrevia con las siglas **SI**), el cual se compone de siete unidades básicas:

Cantidad	Nombre	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Corriente eléctrica	Ampere	A
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad luminosa	Candela	cd
Temperatura termodinámica	Kelvin	K

Las unidades básicas son la unidad principal, pero para adecuarlas a las necesidades reales se usan prefijos de múltiplos y submúltiplos de 10. Los prefijos que se usan son:

Prefijo	Símbolo	Significado	Múltiplo (numérico)	Múltiplo (exponencial)
			<b>mayor que 1</b>	
Tera	T	Trillón	1 000 000 000 000	$10^{12}$
Giga	G	Billón	1 000 000 000	$10^9$
Mega	M	Millón	1 000 000	$10^6$
Kilo	k	Mil	1 000	$10^3$
Hecta	H	Cien	100	$10^2$
Deca	da	Diez	10	$10^1$
			<b>menor que 1</b>	
Deci	d	Décimo	0.1	$10^{-1}$
Centi	c	Centésimo	0.01	$10^{-2}$
Mili	m	Milésimo	0.001	$10^{-3}$
Micro	μ	Millonésimo	0.000 001	$10^{-6}$
Nano	n	Billonésimo	0.000 000 001	$10^{-9}$
Pico	p	Trillonésimo	0.000 000 000 001	$10^{-12}$

### 3.2 ANÁLISIS DIMENSIONAL

Aunque la mayor parte de los científicos del mundo utilizan el SI, en algunos países se usan otros sistemas como el Sistema Inglés. Por lo que en algunas ocasiones es necesario convertir las unidades de un sistema a otro, por ejemplo del Sistema Inglés al SI, o bien expresarlas en otra forma dentro de las unidades SI. Esto se conoce como *análisis dimensional*.

La clave para utilizar el análisis dimensional es el empleo correcto de los *factores de conversión* para cambiar una unidad en otra. Un factor de conversión es una fracción cuyo numerador y denominador son unidades diferentes de la misma magnitud. Considere la afirmación: “Hay 453.59 gramos en una libra”, o la ecuación equivalente  $1 \text{ lb} = 453.59 \text{ gramos}$ .

Esta relación nos permite escribir dos factores de conversión.

$$\frac{453.59 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \qquad \frac{1 \text{ lb}}{453.9 \text{ g}}$$

El primero de estos factores se utiliza cuando deseamos convertir libras en gramos. Por ejemplo: Una barra de chocolate tiene una masa de 0.147 lb. ¿Cuál es su masa en gramos?

Solución:

$$\frac{0.147 \text{ lb}}{1 \text{ lb}} \times \frac{453.59 \text{ g}}{1 \text{ lb}} = 66.670 \text{ g}$$

**Nota:** Observe cómo se “*eliminan*” las unidades libras (*lb*). Es importante mencionar que esta respuesta técnicamente es incorrecta, porque viola las reglas relacionadas con la *cifras significativas*, las cuales se verán dentro de este mismo tema.

En general las unidades se multiplican y dividen en la forma siguiente:

$$\text{Unidad dada} \times (\text{unidad deseada/unidad dada}) = \text{unidad deseada}$$

### 3.3 CIFRAS SIGNIFICATIVAS

El manejo adecuado de los datos de laboratorio es un prerrequisito para cualquier análisis estadístico del laboratorio, cuyo objetivo final es el informe de los resultados. En el laboratorio se encuentran diferentes tipos de balanzas (granataria, analítica, etc.), las cuales proporcionan diferente grado de seguridad. Por ejemplo, la balanza analítica tiene la capacidad de medir seis cifras (por ejemplo, 13.0253 g), mientras que la balanza granataria reportará el mismo dato con sólo cuatro cifras (13.02 g).

El número de **cifras significativas** en una medida en el laboratorio es el **número de dígitos** que se conocen con **seguridad**, más uno que es **incierto** o dudoso. Por ejemplo, en la balanza analítica esta masa se puede reportar

como  $13.0253 \pm 0.0001$  g. La notación  $\pm$  (se lee “más o menos 0.0001”) es una forma útil de expresar la incertidumbre de una medición. En gran parte del trabajo científico se quita la notación  $\pm$ , entendiéndose que al menos la última cifra es dudosa.

El número de cifras significativas en una medida se cuenta comenzando con el primer dígito *no cero* y se termina después de incluir el *último* número dudoso. O sea que el término cifras significativas contempla todos los dígitos, incluyendo el dígito incierto. Las medidas en una balanza analítica tienen seis cifras significativas, mientras que una balanza granataria muestra solamente cuatro. En ambos casos ( $13.0253$  y  $13.02$ ), el cero es una cifra significativa.

En una respuesta no se deben improvisar los cálculos para obtener la precisión o número de cifras significativas correctas. O sea que el informe de laboratorio no debe contener ninguna cifra significativa de más en la respuesta final, que la encontrada en el último dígito incierto.

### **Determinación del número de cifras significativas**

1. El número de cifras significativas en una cantidad medida es el número de dígitos que se conocen con seguridad, más uno que es dudoso.
2. El concepto de cifras significativas sólo se aplica a las cantidades medidas y a las cantidades obtenidas a partir de cálculos. Este concepto nunca se aplica a números exactos o definiciones (por ejemplo, una pulgada siempre será equivalente a  $2.54$  cm, 1 mol siempre tendrá  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas).
3. Todas las cifras significativas se cuentan a partir del primer dígito que no sea cero:  $254$  cm (tres cifras significativas),  $0.49$  g (dos cifras significativas).
4. Todas las cifras significativas incluirán al final el primer dígito dudoso encontrado, incluyendo al cero.
5. La localización del punto decimal o las unidades de medida usadas no tendrán efecto sobre el número de cifras significativas utilizadas:  $0.0234$  g (contiene sólo tres cifras significativas, ya que los dos ceros sólo sirven para colocar el punto decimal).
6. La respuesta en un problema de división o multiplicación se redondeará de tal manera que tenga el mismo número de cifras

significativas que el número menor de cifras significativas utilizadas en la operación.

**Nota:** Se marcarán con negritas los dígitos inciertos.

Ejemplo: ¿Cuál es el área de un rectángulo de 1.15 *cm* de ancho y 13.14 *cm* de largo?

Datos:

$$\text{base} = w = 1.15 \text{ cm}$$

$$\text{altura} = l = 13.14 \text{ cm}$$

$$\text{Área} = A = ?$$

Solución:

$$A = w \times l = (13.14 \text{ cm}) (1.15 \text{ cm}) = 15.1100 \text{ cm}^2$$

El resultado que se obtiene en la calculadora (15.1110) no es significativo, ya que en este caso el número menor de cifras significativas es de tres (1.15), así que el resultado correcto debe contener sólo tres cifras significativas y la respuesta correcta es 15.1 *cm*<sup>2</sup>.

7. En el caso de la respuesta en un problema de adición y sustracción, el último dígito que se retiene en la suma o en la resta se determina por la posición del primer dígito dudoso.

Ejemplo: Realice las operaciones indicadas y redondee el resultado a un número adecuado de cifras significativas.

a)  $1.8 \text{ ml} + 12.35 \text{ ml}$

b)  $8.649 \text{ g} - 2.8964 \text{ g}$

Solución:

$$\begin{array}{r} \text{a) } \quad 12.35 \text{ ml} \\ + \quad 1.8 \text{ ml} \\ \hline 14.15 \text{ ml} \end{array}$$

Este resultado muestra dos números dudosos, la respuesta sólo debe retener el primer dígito dudoso, así que la respuesta correcta es 14.2 *ml*.

$$\begin{array}{r}
 \text{b)} \quad 8.649 \text{ g} \\
 \quad -2.8964 \text{ g} \\
 \hline
 \quad 5.7526 \text{ g}
 \end{array}$$

Esta respuesta tiene **dos** dígitos dudosos y sólo debe conservar la primera cifra incierta. El resultado correcto es **5.753 g**.

En las operaciones aritméticas que se han realizado, la respuesta que proporciona la calculadora no es significativa; sin embargo, se puede obtener el resultado significativo mediante el “*redondeo*”. Las reglas de las cifras significativas nos muestran dónde se debe redondear. Las convenciones para ello son:

1. Cuando el número que se va a eliminar es **menor de 5**, el número que le precede no se cambia (por ejemplo, 14.14 se redondea a 14.1).
2. Cuando el número que se va a eliminar es **mayor que 5**, el número que le precede se **incrementa en 1** (por ejemplo, 14.16 se redondea a 14.2).
3. Cuando el número que se va a eliminar es **5**, el número que le precede **no** se cambia si es **par** (por ejemplo, 14.45 se redondea a 14.4).
4. Cuando el número que se va a eliminar es **5**, el número que le precede se **incrementa en 1** si es impar (ejemplo, 14.15 se redondea a 14.2).

El procedimiento de redondeo que se ha explicado anteriormente se utiliza para cálculos de un solo paso. Para *cálculos en cadena* (cálculos con más de un paso), se utiliza el procedimiento en dos pasos que se describe a continuación:

1.  $A \times B = C$
2.  $C \times D = E$

Suponiendo que se conocen los valores numéricos de A, B y D, depende únicamente de si C se redondea a tres o cuatro cifras significativas, que se obtenga un valor distinto para E.

Ejemplo: Con tres cifras significativas

$$3.66 \times 8.45 = 30.9$$

$$30.9 \times 2.11 = 65.2$$

Con cuatro cifras significativas:

$$3.66 \times 8.45 = 30.93$$

$$30.93 \times 2.11 = 65.3$$

Como puede verse en estos ejemplos el resultado es diferente en cada caso. El procedimiento más aceptado es el de llevar la respuesta para todos los cálculos intermedios a *una cifra significativa más, y sólo* redondear la respuesta final al número correcto de cifras significativas.

## Cifras significativas con logaritmos y antilogaritmos

En algunas operaciones químicas es necesario redondear los resultados de los cálculos que involucran logaritmos. Se aplican las siguientes reglas a la mayoría de los casos.

1. Cuando se desea obtener el logaritmo de un número, el número de cifras significativas que se usan en la **mantisa** (son los números que se encuentran a la derecha del punto decimal), es igual al número de cifras significativas que tiene el número de que se trate.

Ejemplos: Obtenga los logaritmos de los números siguientes:

a) 10.4                      b)  $6.022 \times 10^{23}$                       c) 0.0300

Respuestas:

- a) En el número 10.4 existen tres cifras significativas, por lo que la mantisa (escrita en negritas) deberá contener tres cifras significativas.  
 $y = \log 10.4 = 1.017033339$  (dato obtenido en la calculadora)  
 $y = \log 10.4 = 1.017$  (respuesta significativa)
- b) El número  $6.022 \times 10^{23}$  presenta cuatro cifras significativas (recuerde que la potencia no representa cifras significativas),

así que la mantisa se escribirá con cuatro cifras significativas.  
 $y = \log 6.022 \times 10^{23} = 22.77974075$  (dato obtenido con la calculadora)

$y = 22.7797$  (respuesta significativa)

- c) El número 0.0300 presenta tres cifras significativas (en este caso se omiten los ceros iniciales y la mantisa de este número se escribirá con sólo tres cifras significativas.

$y = \log 0.0300 = \log 3.00 \times 10^{-2} = -1.522878745$  (dato obtenido al usar la calculadora)

$y = -1.523$  (respuesta significativa)

2. Para obtener el antilogaritmo de un número, el número total de cifras significativas será igual al número de cifras que se encuentran en la mantisa.

Ejemplos: Obtenga el antilogaritmo de:

- a) 0.043      b) 5.3

Respuestas:

- a) La mantisa (escrita con negritas) del número **0.043** tiene tres cifras significativas (observe que en este caso, el cero de la mantisa también se cuenta), y la respuesta correcta se debe escribir con tres cifras significativas.

$y = \text{antilog } 0.043 = 1.10407862$  (dato obtenido con la calculadora)

$y = 1.04$  (respuesta significativa)

- b) La mantisa de **5.3** presenta una cifra significativa, por lo que la respuesta correcta sólo retendrá un dígito.

$y = \text{antilog } 5.3 = 199526.2315$  (dato obtenido en la calculadora)

$y = 1.99526 \times 10^5$  (dato escrito con la notación científica)

$y = 2 \times 10^5$  (respuesta significativa)

### 3.4 NOTACIÓN CIENTÍFICA

Es frecuente que en química se utilicen números muy pequeños o números muy grandes. En estos casos se emplea la **notación científica** (*exponencial*), para indicar el número de cifras significativas.

En la notación científica se expresa el número como el producto de otros dos. Por convención el primer número, llamado **término dígito**, se encuentra del 1 a cualquier número menor de 10. El segundo se conoce como **término exponencial**, y es una potencia entera de 10. Por ejemplo:

$$\begin{array}{ll}
 10000 = 1 \times 10^4 & 24587 = 2.4587 \times 10^4 \\
 1000 = 1 \times 10^3 & 7745 = 7.745 \times 10^3 \\
 100 = 1 \times 10^2 & 735 = 7.35 \times 10^2 \\
 10 = 1 \times 10^1 & 42 = 4.2 \times 10^1 \\
 1 = 1 \times 10^0 & \\
 0.1 = 1 \times 10^{-1} & 0.33 = 3.3 \times 10^{-1} \\
 0.0001 = 1 \times 10^{-4} & 0.00077 = 7.7 \times 10^{-4}
 \end{array}$$

En la notación científica, el término dígito indica cuántas cifras significativas hay en el número. El término exponencial sirve para indicar la localización del punto decimal y no representa cifras significativas.

#### Adición y sustracción

Para sumar o restar usando la notación científica, primero se escribe cada una de las cantidades con el mismo exponente  $n$ , después se suman o se restan los valores del número, dejando la parte exponencial  $n$  sin cambio. Ejemplo:

$$\begin{array}{l}
 \text{a)} \quad (5.6 \times 10^3) + (8.1 \times 10^3) = 13.7 \times 10^3 \\
 \text{b)} \quad (4.2 \times 10^4) + (3.9 \times 10^3) = (4.2 \times 10^4) + (0.39 \times 10^4) = 4.59 \times 10^4
 \end{array}$$

**Nota:** Asegúrese de que todas las cantidades que se van a sumar o restar tengan el mismo exponente  $n$ , de lo contrario no es posible realizar la operación de esta manera.

## Multiplicación y división

Para multiplicar números expresados en notación científica, se multiplican los números como se acostumbra pero los exponentes  $n$  se *suman*. Para dividir se sigue un procedimiento similar, se dividen los números de manera normal y los exponentes  $n$  se *restan*. Ejemplo:

- a)  $(5.0 \times 10^3) \times (4.0 \times 10^5) = 20 \times 10^8 = 2.0 \times 10^9$   
 $5.0 \times 4.0 = 20.0$   
 $10^{3+5} = 10^8$
- b)  $(8.5 \times 10^4) \div (5.0 \times 10^9) = 1.7 \times 10^{-5}$   
 $8.5 \div 5.0 = 1.7$   
 $10^{4-9} = 10^{-5}$

### 3.5 CUESTIONARIO

1. Qué unidades básicas son las apropiadas para expresar las siguientes cantidades. Revise la práctica 1 y diga:
  - a) En qué unidades debe reportar la masa de  $\text{KNO}_3$  que se necesita para preparar 100.0 ml de solución al 5.00 % m/v.
  - b) El volumen que se utilizará para que todo el grupo pueda realizar el experimento.
2. ¿Qué potencia decimal representan las abreviaturas siguientes?
  - a) d
  - b) m
  - c) m
  - d) k
3. ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las magnitudes medidas que a continuación se indican?
  - a) 101.3 g
  - b) 0.00005 l
  - c)  $6.54 \times 10^{-12}$

4. Redondee cada uno de los números siguientes a tres cifras significativas:
- a) 12,345,670      b) 2.35500      c) 23,000      d) 98457.56
5. Realice las operaciones que se indican y redondee el resultado a un número adecuado de cifras significativas. Considere que todos los números se obtuvieron de mediciones.
- a)  $1.234 \times 0.247$     b)  $8.74 / 4.3$     c)  $18.5575 + 14.49$     d)  $88.75 - 42.5795$
6. Redondee cada uno de los siguientes resultados y sólo incluya las cifras significativas.
- a)  $y = \log 1.97 = 0.294466$   
 b)  $y = \log (1.07 \times 10^{-5}) = -4.97061$   
 c)  $y = \text{antilog} (-23.042) = 9.0782 \times 10^{-24}$   
 d)  $y = \text{antilog} 101.49 = 3.09029 \times 10^{100}$

**Sugerencia:** Antes de realizar las prácticas, verifique si las cantidades a preparar son suficientes para las necesidades del grupo, así como que éstas no sean excesivas y se desperdicien reactivos.

### 3.6 BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Brown, T. L. E., H. E. Lemay y B. E. Bursten. 1993. *Química. La ciencia central*. 5ª edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, S. A. México. Cap. 1.
2. Chang, R. 1995. *Química*. 4ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V. México. Cap. 1.
3. Jones, D. E. 1972. "Significant Digits in Logarithm. Antilogarithm Interconversions". *J. Chem. Educ.* 49(11): 753-754.

4. Schwartz, L. M. 1985. "Propagation of Significant Figures". *J. Chem. Educ.* 62(8): 693-697.
5. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. '*Chemical Technicians' Ready Reference Handbook*. 3ª edición, McGraw-Hill, Inc. E.U.A. Cap. 6.
6. Whitten, K. W., K. D. Gailey y R. E. Davis. 1992. *Química general*. 3ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S.A de C.V. México. Cap. 1.

## Capítulo 4

# ESTADÍSTICA EN EL LABORATORIO

### 4.1 INTRODUCCIÓN

La estadística es necesaria en el laboratorio para determinar la calidad de los datos cuantitativos. Los datos experimentales obtenidos en el laboratorio conllevan siempre errores o incertidumbres, que, al combinarse, producen una dispersión de los resultados. Esto conduce a desconocer el verdadero valor para una cantidad determinada. No obstante, es posible evaluar la magnitud del error de una determinada medición, dentro de un cierto **nivel de probabilidad**, si se definen los límites entre los cuales está el verdadero valor de la cantidad medida. Para ello se debe estimar la **exactitud** y la **precisión** de los datos experimentales, ya que los datos cuya precisión y exactitud se desconocen son inútiles.

Definimos **exactitud** como el grado de aproximación que tiene la medida en un determinado análisis con su verdadero valor, la exactitud se expresa en términos de **error absoluto** y **error relativo**. La **precisión** indica la reproducibilidad de un dato en un procedimiento analítico. Para describir la precisión de una serie de datos repetidos, se utilizan tres términos: la **desviación estándar**, la **varianza** y el **coeficiente de variación**. Estos términos son función de la desviación de los datos respecto de la **media**. En resumen, la exactitud mide la concordancia que existe entre un resultado y su “*verdadero*” valor, en tanto que la precisión indica la reproducibilidad entre varios resultados que se han medido de la misma manera. Sin embargo, es posible aprovechar los resultados que no son particularmente exactos, si se conocen los **límites de incertidumbre** (de los cuales se hablará más adelante).

A fin de ejemplificar los términos exactitud y precisión, supóngase que se pide a tres estudiantes que determinen la masa de una moneda de plata cuya masa real es de 5.000 g. Los resultados de las dos pesadas hechas en forma sucesiva por cada estudiante, son:

	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
Lectura 1	4.897 g	4.987 g	5.002 g
Lectura 2	4.885 g	4.975 g	5.004 g
Valor promedio	4.891 g	4.981 g	5.003 g

Si los datos anteriores se acomodan alrededor del valor promedio, y se obtiene la desviación de las lecturas con respecto a la media, se tiene que:

	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
Valor menor	4.885 g	4.975 g	5.002 g
Valor promedio	4.891 g	4.981 g	5.003 g
Valor mayor	4.897 g	4.987 g	5.004 g
Desviación	0.006	0.006	0.001

Observe que la desviación del valor con respecto a la media es la misma para los estudiantes A y B, por lo que ambos tienen la misma precisión, sin embargo, ninguno de los valores de este subconjunto de resultados es muy exacto (masa real de 5.000 g), ya que todos se alejan del valor real. En cambio, los resultados del estudiante C son más precisos (ya que sus datos se desvían menos que los obtenidos por sus compañeros,  $0.001 < 0.006$ ).

Con respecto a la exactitud se puede decir que los resultados menos exactos son los del estudiante A, en tanto que los del estudiante C son los más exactos (5.003 está más cerca de 5.000 que 4.891).

Las mediciones muy precisas no siempre son garantía de exactitud, por ejemplo, una bureta o una balanza que no estén bien calibradas producirán lecturas erróneas, aunque los valores sean muy precisos.

Una fuente de errores en los resultados de laboratorio puede ser el procedimiento para obtener una muestra representativa. En este caso la pregunta que se plantea es la siguiente: ¿La muestra con la que se está

trabajando en el laboratorio, representa verdaderamente al material que se desea analizar? En efecto, la calidad y utilidad de los datos analíticos dependen en forma crítica de la validez de la muestra y de la adecuación del programa de muestreo; en algunas ocasiones se puede requerir de un experto en estadística para determinarlo (5). El propósito del muestreo es obtener una muestra que represente al conjunto que va a ser estudiado. Algunas sociedades de profesionales y agencias de gobierno proporcionan instrucciones específicas de la forma adecuada para obtener, preparar y almacenar muestras representativas.

Hay que tomar en cuenta que otra fuente de error es la falta de información sobre el uso correcto de las cifras significativas, que se tratará en un apartado independiente (4).

## 4.2 MEDIA Y DESVIACIÓN ESTÁNDAR

La media aritmética,  $\bar{x}$ , se define como:

$$\text{Media} = \bar{x} = \frac{\sum_i x_i}{n} \quad (4.1)$$

donde  $x_i$  se refiere a cada uno de los datos. El símbolo  $\sum$  significa suma. Por lo tanto  $\sum_i x_i = x_1 + x_2 + x_3 + \dots + x_n$ . El número  $n$  se relaciona con el número total de valores. A la media también se le conoce como **promedio**, y es la suma de los valores medidos dividida entre el número total de valores,  $n$ .

La **desviación estándar**,  $s$ , expresa qué tanto se agrupan los datos alrededor de la media.

$$\text{Desviación estándar} = s = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{n - 1}} \quad (4.2)$$

El significado de  $s$  es que cuanto más pequeña sea la desviación estándar, tanto más agrupados están los datos alrededor de la media. Para un conjunto *infinito* de datos, la media se representa por  $\mu$  (media de la población o poblacional), y la desviación estándar por  $\sigma$  (desviación estándar de la

población). Como los datos son infinitos, nunca se pueden medir  $\mu$  y  $\sigma$ , sin embargo, los valores de  $\bar{x}$  y  $s$  tienden a  $\mu$  y  $\sigma$  conforme el número de mediciones aumenta. En la ecuación 4.2, los **grados de libertad** del sistema se expresan por la cantidad  $n - 1$ . El cuadrado de la desviación estándar se llama **varianza** o **variación**. La media indica el centro de la distribución, en tanto que el valor estándar mide la extensión de la distribución.

Ejemplos: **media y desviación estándar.**

Considere los números 116.0, 97.9, 114.2, 106.8 y 108.3. Calcule la media y la desviación estándar.

Solución:

$$\text{Media} = \bar{x} = \frac{(116.0 + 97.9 + 114.2 + 106.8 + 108.3)}{5} = 108.6_4$$

Para evitar el redondeo de la media y la desviación estándar, es común conservar una cifra significativa adicional a las que se encuentran en los datos iniciales (en este caso, el dato que obtuvo la calculadora es 108.64 y el 4 es la cifra significativa adicional, la cual escribimos como subíndice). Desviación estándar,  $s$ , es:

$$s = 7.1_4$$

El promedio y la desviación estándar deben terminar en el *mismo decimal*. Para  $\bar{x} = 108.6$  el valor de  $s = 7.1$  es satisfactorio, en tanto que 7.14 no lo es (108.6 y 7.1 tienen un decimal, en tanto que 7.14 tiene 2).

### 4.3 OTROS TÉRMINOS

Existen algunas cantidades que no se relacionan directamente con la curva normal de error, pero que conviene conocer. Si acomodamos una serie de datos en orden creciente, la **mediana** es el valor por encima y por debajo del cual se encuentra un número igual de datos. Para una cantidad *impar* de puntos o datos, la mediana es el valor situado en el centro, en tanto que

si la cantidad de puntos es un número *par*, la mediana es el promedio de los dos valores centrales. La **dispersión** (también llamada **amplitud y rango de variación**) es la diferencia entre los valores máximo y mínimo. La **media geométrica** de  $n$  números es:

$$\text{Media geométrica} = \sqrt[n]{\prod_i x_i} \quad (4.3)$$

El término  $\Pi$  significa que se efectúa la multiplicación de todos los valores.

Ejemplos de obtención de la **mediana**.

**Caso 1** (número impar de datos): Se cuantificaron las células nucleadas de la médula ósea a una población de 5 ratones normales, los datos que se obtuvieron fueron:

$$40.1 \times 10^6, 31.0 \times 10^6, 20.1 \times 10^6, 61.3 \times 10^6 \text{ y } 67.2 \times 10^6.$$

Encuentre la mediana.

Solución:

Se ordenan los números anteriores en orden ascendente.

$$20.1 \times 10^6, 31.0 \times 10^6, 40.1 \times 10^6, 61.3 \times 10^6, 67.2 \times 10^6.$$

El valor  $40.1 \times 10^6$  es el que se encuentra en el centro, así que para esta serie de datos la mediana es de  $40.1 \times 10^6$ .

**Caso 2** (número par de lecturas): Al señor Pérez se le realizó un examen hematológico en un periodo de 15 días, y la concentración de glóbulos rojos/ml de sangre se reportó como:

Día 0	Día 3	Día 6	Día 9	Día 12	Día 15
$5.1 \times 10^6$	$5.3 \times 10^6$	$4.8 \times 10^6$	$5.4 \times 10^6$	$5.2 \times 10^6$	$5.6 \times 10^6$

¿Cuál es la mediana de este conjunto de datos?

Solución:

1. Se escriben los números anteriores en orden ascendente.

$$4.8 \times 10^6, 5.1 \times 10^6, 5.2 \times 10^6, 5.3 \times 10^6, 5.4 \times 10^6, 5.6 \times 10^6$$

2. Se determinan los datos centrales de la serie.

$$5.2 \times 10^6, 5.3 \times 10^6$$

3. Se obtiene el promedio de estos datos.

$$5.2_5 \times 10^6 \text{ glóbulos rojos}/\mu\text{l de sangre.}$$

Ejemplos de la obtención de la **dispersión y media geométrica**.

Encuentre la dispersión y la media geométrica de la siguiente serie de datos.

$$116.0; \quad 97.9; 114.2; \quad 106.8; \quad 108.3.$$

Solución:

Obtención de la **dispersión** (también se le conoce como **amplitud y rango de variación**):

1. Se encuentra el valor mínimo y el valor máximo de la serie de datos

Valor mínimo	Valor máximo
97.9	116.0

2. Se obtiene la diferencia entre estos datos:

$$116.0 - 97.9 = 18.1$$

La dispersión en esta serie de datos es de 18.1

Solución para la obtención de la media geométrica:

La media geométrica de  $n$  números es:

$$\sqrt[5]{116.0 \times 97.9 \times 114.2 \times 106.8 \times 108.3} = 108.4_5$$

#### 4.4 DISTRIBUCIÓN DE ERRORES AL AZAR

Aunque la desviación estándar proporciona una medida de la dispersión de un conjunto de resultados alrededor de un valor medio, esto no indica la forma en la cual están distribuidos los resultados. Para ejemplificar lo anterior, considere que desea calibrar una pipeta de 10 ml, y para hacerlo primero se pesa un matraz y su tapón, después se agregan al matraz 10 ml de agua, *medidos con la pipeta que desea calibrar*, y nuevamente se pesa el matraz con el agua y su tapón. Enseguida se mide la temperatura del agua para buscar en tablas adecuadas la densidad que le corresponde con dicha temperatura. Finalmente se calcula la masa del agua (masa del matraz con agua y tapón – masa del matraz y tapón) y se divide entre el valor de la densidad de la misma; así se obtiene el volumen que se vertió con la pipeta.

La tabla 4.1 muestra un conjunto de datos típicos, que un químico experimentado obtuvo al realizar este ejercicio de calibración.

**TABLA 4.1**  
**RESULTADOS DE 50 DETERMINACIONES DE LA CALIBRACIÓN**  
**DE UNA PIPETA DE 10 ml**  
 (Sin acomodar, es decir, tal como se obtuvieron)

Ensayo	Volumen <i>ml</i>	Ensayo	Volumen <i>ml</i>	Ensayo	Volumen <i>ml</i>
1	9.988	18	9.975	35	9.976
2	9.973	19	9.980	36	9.990
3	9.986	20	9.994	37	9.988
4	9.980	21	9.992	38	9.971
5	9.975	22	9.984	39	9.986
6	9.982	23	9.981	40	9.978
7	9.986	24	9.987	41	9.987
8	9.982	25	9.978	42	9.982
9	9.981	26	9.983	43	9.977
10	9.990	27	9.982	44	9.977
11	9.980	28	9.991	45	9.986
12	9.989	29	9.981	46	9.978
13	9.978	30	9.969	47	9.983
14	9.971	31	9.985	48	9.980
15	9.982	32	9.977	49	9.983
16	9.983	33	9.976	50	9.979
17	9.988	34	9.983		

Nuestro interés en este punto se centrará en las relaciones que tienen entre sí los valores medidos, y no en el resultado correcto. A fin de poner de manifiesto las relaciones que permitan interpretar mejor a este conjunto de datos, es necesario acomodarlos en orden creciente, tal como se muestra en la tabla 4.2.

**TABLA 4.2**

**RESULTADOS DE 50 DETERMINACIONES DE LA  
 CALIBRACIÓN DE UNA PIPETA DE 10 ml  
 (Acomodados en orden creciente)**

9.969	9.971	9.971	9.973	9.975	9.975	9.976
9.976	9.977	9.977	9.977	9.978	9.978	9.978
9.978	9.979	9.980	9.980	9.980	9.980	9.981
9.981	9.981	9.982	9.982	9.982	9.982	9.982
9.983	9.983	9.983	9.983	9.983	9.984	9.985
9.986	9.986	9.986	9.986	9.987	9.987	9.988
9.988	9.988	9.989	9.990	9.990	9.991	9.992
9.994						

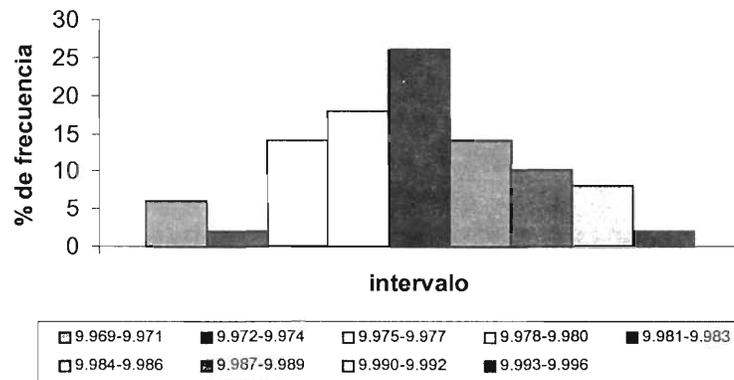
Los datos de la tabla 4.2 se encuentran en un intervalo de 9.969 a 9.994, con una **dispersión** de 0.025 y mediana (valor intermedio) de 9.982. Sin embargo, después de realizar este acomodo de los datos, aún no se tiene una presentación adecuada de los mismos, por lo que es necesario agruparlos en una serie de celdas y después contar los valores que caen dentro de cada celda. Para ello se decide el número de celdas a utilizar así como el límite de éstas. Si el número de datos por agrupar es menor a 250, se recomienda utilizar 10 o menos celdas. En este caso se calculó el volumen en intervalos de 0.003 ml (la primera celda es de 9.969 a 9.971), y se obtuvo así una **tabla de frecuencias** (tabla 4.3).

**TABLA 4.3**  
**FRECUENCIAS EN LAS MEDICIONES DE LA CALIBRACIÓN DE**  
**UNA PIPETA DE 10 ml**

Intervalo de volumen (ml)	Número de valores	% de frecuencia
9.969 a 9.971	3	6
9.972 a 9.974	1	2
9.975 a 9.977	7	14
9.978 a 9.980	9	18
9.981 a 9.983	13	26
9.984 a 9.986	7	14
9.987 a 9.989	5	10
9.990 a 9.992	4	8
9.993 a 9.996	1	2

Si se grafica el número de mediciones (frecuencia) en el eje de la ordenada contra el intervalo de las celdas se obtiene un **histograma** (figura 4.1), que consiste en una serie de columnas contiguas de alturas proporcionales a la frecuencia y levantadas sobre el ancho de las celdas.

Si se marcan las frecuencias a la mitad de las celdas y se conectan estos puntos con líneas rectas, se obtiene lo que se conoce como un **polígono de frecuencia**.



**Figura 4.1** *Histograma de frecuencia para las mediciones de volumen de una misma pipeta.*

Las variaciones en los resultados de las mediciones repetidas, como las de la tabla 4.1, se deben a numerosos errores aleatorios que no se detectan de manera individual, y que se atribuyen a variables que no se pueden controlar en el experimento. En general, estos pequeños errores se cancelan uno a otro, por lo que su efecto es mínimo, pero hay ocasiones en que se presentan en la misma dirección y producen un gran error neto positivo o negativo.

## Curva normal de error

La gran mayoría de los datos experimentales presentan una distribución similar al polígono de frecuencia; cuando se aumenta el número de mediciones repetidas, el polígono de frecuencia se aproxima a una **distribución normal o gaussiana**, como la que se muestra en la figura 4.2. Cuando no existen errores sistemáticos, la media de la población,  $\mu$ , se correlaciona con la media de la muestra,  $\bar{x}$ . De igual manera, la desviación estándar de la muestra,  $s$ , proporciona una estimación de  $\sigma$ .

El modelo matemático que se emplea es la distribución normal o gaussiana, y se describe con la ecuación 4.4.

$$y = \frac{1}{\sigma \sqrt{\pi}} e^{-(x-\mu)^2 / 2\sigma^2} \quad (4.4)$$

La desviación estándar de la población se puede usar para ilustrar en forma gráfica cómo las mediciones se distribuyen en forma casi simétrica alrededor de la media. Las medidas se agrupan alrededor de la media en múltiplos (1, 2, 3, etc.) de la desviación estándar. La desviación estándar es la distancia de la media a cualquier punto de inflexión de la curva de distribución, y se puede pensar que es una medida que indica qué tan dispersos están los valores de la población;  $\sigma$  se relaciona con la precisión.  $\pi$  toma su valor habitual, mientras que  $e$  se refiere a la base del sistema de logaritmos naturales. El término  $(x - \mu)$  representa el grado en que un valor individual de  $x$  se deriva de la media.

El valor que corresponde al término  $\frac{1}{\sigma \sqrt{2\pi}}$  se le conoce como factor de normalización, y garantiza que el área bajo la curva completa sea igual a la unidad, representando así una probabilidad total igual a 1, para toda la población. La probabilidad de medir a  $x$  dentro de un cierto intervalo es proporcional al área correspondiente a ese intervalo. Por ejemplo, en la tabla A del **Apéndice**, la probabilidad de encontrar a  $x$  entre  $-2$  y  $-1$  es  $0.4773 - 0.3413 = 0.1360$ .

El área bajo la curva entre dos valores cualquiera  $(x - \mu)$  da la fracción total de la población que tiene magnitudes entre estos valores. En la figura 4.2 se observa que en una curva de Gauss el 68.26 % de todos los valores que están en una población infinita, caen dentro de los límites de  $\mu \pm \sigma$ , mientras que  $\mu \pm 2\sigma$  incluyen al 95.46 %, y  $\mu \pm 3\sigma$  al 99.74 %. Es decir que es más probable que ocurran los errores pequeños que los grandes.



**Figura 4.2** Curva de distribución normal. Área bajo una curva gaussiana para valores de  $\pm z$  ( $z \equiv \frac{x - \mu}{\sigma}$ ).

En forma general se pueden resumir las propiedades de la curva en:

1. Dado que la curva normal es simétrica, existe la tendencia a tener un error negativo por cada error positivo del mismo valor absoluto.
2. La frecuencia relativa de las medidas que presentan un error pequeño es alta. El 68.26 % de las medidas caen dentro del intervalo de  $\pm 1$  una desviación estándar,  $\sigma$ , de la media,  $\mu$ .
3. La frecuencia relativa de las medidas que tienen un gran error es muy pequeño, ya que el 99.74 % de las medidas caen dentro de  $\pm 3\sigma$  y solamente el 0.26 % de las medidas caerán fuera de estos límites. Se puede decir que el 0.26 % de las medidas tienen un gran error.

## 4.5 DESVIACIÓN ESTÁNDAR Y PROBABILIDAD

### La $t$ de Student

W. S. Gosset, químico inglés que escribía bajo el seudónimo de *Student*, estudió el problema de hacer predicciones con base en una muestra infinita sacada de una población desconocida, y publicó una solución en 1908.

La  $t$  de Student es un valioso auxiliar estadístico que se utiliza para medir la probabilidad. Se usa principalmente para expresar intervalos de

confianza y para comparar los resultados de diferentes experimentos. La cantidad  $t$  (también llamada  $t$  de Student) se define por la siguiente ecuación:

$$\pm t = (\bar{x} - \mu) \frac{\sqrt{n}}{s} \quad (4.5)$$

Las tablas de los valores de  $t$  relacionados con diferentes desviaciones o *niveles de probabilidad*, se pueden encontrar en compilaciones estadísticas. En la tabla B del **Apéndice**, se reproduce una porción de una de estas tablas, tomada de un libro de texto (4). En esta relación, los *grados de libertad* son uno menos que  $n$  (o sea  $n - 1$ ) observaciones. Los valores de  $t$  se calculan tomando el hecho de que en general  $\bar{x}$  no será la misma que  $\mu$ , para compensar el error que se introduce al utilizar  $s$  como un estimado de  $\sigma$ . Los valores de  $t$ , que se muestran en la tabla B, se utilizan en muchos métodos estadísticos, algunos de los cuales se describen más adelante.

## Intervalos de confianza

Como ya se comentó, a partir de un número limitado de mediciones es imposible encontrar la media real de la población  $\mu$ , o la desviación estándar  $\sigma$ . Podemos determinar las cantidades de  $\bar{x}$  y  $s$ , media y desviación estándar *de la muestra* respectivamente. El *intervalo de confianza* expresa que la media real,  $\mu$ , debe probablemente situarse a cierta distancia de la media ( $\bar{x}$ ) medida. El intervalo de confianza de  $m$  está dado por:

$$\mu = \bar{x} \pm \frac{ts}{\sqrt{n}} \quad (4.6)$$

Esto se refiere a:

$s$  = desviación estándar medida

$n$  = cantidad de observaciones

$t$  = número denominado  $t$  de Student.

**Ejemplo 1:** Supongamos que mediante análisis repetidos se encontraron los valores de contenido porcentual de carbohidrato en una glicoproteína (una proteína con azúcares unidos a ella): 12.6, 11.9, 13.0, 12.7 y 12.5.

Encontrar los intervalos de confianza en los niveles de probabilidad de 50 % y 95 % para el contenido de carbohidrato.

Datos:

$$n = 5$$

$$\text{Grados de libertad} = n - 1 = 4$$

Valor de  $t$  obtenido de la tabla B, para un intervalo de confianza del 50 % = 0.741

Valor de  $t$  obtenido de la tabla B, para un intervalo de confianza del 95 % = 2.776

Solución:

1. Calcular la  $\bar{x}$  de los datos:

$$\bar{x} = \frac{12.6 + 11.9 + 13.0 + 12.7 + 12.5}{5} = 12.54$$

2. Calcular la desviación estándar:

$$s = \sqrt{\frac{(12.6 - 12.54)^2 + (11.9 - 12.54)^2 + (13.0 - 12.54)^2 + (12.7 - 12.54)^2 + (12.5 - 12.54)^2}{4}}$$

$$s = 0.40 \%$$

3. A fin de calcular el intervalo de confianza al nivel de 50 %, se busca el valor  $t$  en la tabla B, en la columna del 50 % y en el renglón correspondiente a *cuatro* grados de libertad. El valor de  $t$  es de

$$\mu = \bar{x} \pm \frac{ts}{\sqrt{n}}$$

$$\mu = 12.5_4 \pm \frac{(0.741)(0.4_0)}{\sqrt{5}}$$

$$\mu = 12.5_4 \pm 0.1_3$$

0.741, por lo que el intervalo de confianza al nivel de 50 % es:

4. El intervalo de confianza al nivel de 95 % es:

$$\mu = 12.5_4 \pm \frac{(2.776)(0.4_0)}{\sqrt{5}}$$

$$\mu = 12.5_4 \pm 0.5_0$$

5. Estos cálculos significan que existe un 95 % de probabilidad de que la media real,  $\mu$ , se encuentre en el intervalo que va de 12.0<sub>4</sub> a 13.0<sub>4</sub>.

**Ejemplo 2:** ¿Están los resultados “demasiado alejados” del valor esperado? En un ensayo confiable, usando la técnica tradicional, se encontró que el contenido de ATP (trifosfato de adenosina) de cierto tipo de célula es de 112  $\mu\text{mol}/100 \text{ ml}$ . Supongamos que se ha desarrollado una nueva técnica que da los siguientes resultados en un análisis repetido en  $\mu\text{mol}/100 \text{ ml}$ .

Análisis 1	Análisis 2	Análisis 3	Análisis 4	Análisis 5
117	119	111	115	120

¿Puede tenerse el 90 % de confianza de que el método produce un valor alto? ¿Puede tenerse el 99 % de confianza?

Datos:

$$n = 5$$

$$\text{Grados de libertad} = n - 1 = 4$$

Valor de  $t$  obtenido de la tabla B, para un intervalo de confianza del 90 % y 4 grados de libertad = 2.132

Valor de  $t$  obtenido de la tabla B, para un intervalo de confianza del 99 % y 4 grados de libertad = 4.604

Solución:

A fin de contestar esta pregunta podemos calcular el valor de  $\mu$  para varios intervalos de confianza, en este caso lo haremos para el 90 y 99 % de confianza.

1. Encontrar la  $\bar{x}$  de los datos:

$$\bar{x} = \frac{117 + 119 + 111 + 115 + 120}{5} = 116.4$$

2. Encontrar la desviación estándar,  $s$ :

$$\sqrt{\frac{(117 - 116.4)^2 + (119 - 116.4)^2 + (111 - 116.4)^2 + (115 - 116.4)^2 + (120 - 116.4)^2}{4}}$$

$$s = 3.5_8$$

3. Obtener  $\mu$  para un intervalo de confianza al nivel 90 %.

$$\mu = \bar{x} \pm \frac{ts}{\sqrt{n}}$$

$$\mu = 116.4 \pm \frac{(2.132)(3.58)}{\sqrt{5}}$$

$$\mu = 116.4 \pm 3.41$$

4. Obtener  $\mu$  para un intervalo de confianza al nivel 99 %.

$$\mu = 116.4 \pm \frac{(4.604)(3.58)}{\sqrt{5}}$$

$$\mu = 116.4 \pm 7.3_7$$

5. El valor conocido,  $112\mu/100\text{ ml}$ , se sitúa aproximadamente en el límite inferior del intervalo de confianza en el nivel de 90 % (el cual cubre el intervalo de  $113.0 - 119.4$ ). Por lo tanto, se puede tener 90 % de confianza en que la nueva técnica produce un valor alto. Esto significa que si  $\mu = 112$ , el valor  $x = 116.4$  se observará solamente en el 10 % de los experimentos. La probabilidad es 18 entre 20 de que  $\mu$  sea realmente mayor que 112 para la nueva técnica. Puesto que 112 se encuentra en el intervalo de confianza al nivel de 99 % ( $109.0 - 123.8$ ), no se puede tener la certeza del 99 % de que la nueva técnica produzca un resultado alto.

## Comparación de medias

Algunas veces se necesita comparar los resultados de dos pruebas, a fin de saber si son “iguales” o “diferentes”. Para ello se aplica la **prueba  $t$**  utilizando la  $t$  de Student. En la exposición que sigue se supone que la desviación estándar de la población ( $s$ ) para cada método, es esencialmente la misma.

### *Comparación de mediciones repetidas*

Para los dos conjuntos de datos se calcula un valor de  $t$  mediante la fórmula:

$$t = \frac{\bar{x}_1 - \bar{x}_2}{s} \sqrt{\frac{n_1 n_2}{n_1 + n_2}} \quad (4.7)$$

Donde:

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{conj.1} (x_i - \bar{x})^2 + \sum_{conj.2} (x_j - \bar{x})^2}{n_1 + n_2 - 2}} \quad (4.8)$$

$s$  = desviación estándar *combinada* que se obtiene con las dos series de datos.

El valor de  $t$  obtenido a partir de la ecuación 4.7, se debe comparar con el valor  $t$  de la tabla para  $n_1 + n_2 - 2$  grados de libertad. Si el valor de  $t_{\text{calculado}} > t_{\text{tablas}}$ , las dos series de datos son significativamente diferentes para el nivel de confianza considerado.

**Ejemplo:** ¿Son diferentes dos medias a un nivel de confianza estipulado? Se aplican dos métodos para medir la actividad específica (unidades de actividad enzimática por miligramo de proteína) de una enzima. Una unidad de actividad específica se define como la cantidad de enzima que cataliza la formación de un mmol de producto por minuto, en condiciones específicas:

#### Actividad enzimática

Método 1	148	159	156	164	159
Método 2	139	147	160	158	135

¿Es el valor medio del método 1 significativamente diferente al promedio del método 2 al nivel de confianza de 90 %? ¿Y al nivel de confianza del 80 %?

Datos:

$$n_1 = 5$$

$$n_2 = 5$$

$$\text{Grados de libertad} = 5 + 5 - 2 = 8$$

$$\text{Para un nivel de confianza del 95 \%}, t_{\text{tablas}} = 1.860$$

$$\text{Para un nivel de confianza del 80 \%}, t_{\text{tablas}} = 1.397$$

Solución:

1. Obtener las medias de los dos conjuntos de datos.

a) Media de la actividad enzimática obtenida por el método 1.

$$\bar{x} = \frac{148 + 159 + 156 + 164 + 159}{5} = 157.2$$

b) Media de la actividad enzimática obtenida por el método 2.

$$\bar{x} = \frac{139 + 147 + 160 + 158 + 135}{5} = 147.8$$

2. Obtener el valor de  $s$ , usando la ecuación 4.8.

$$s = 8.89$$

3. Obtener el valor de  $t$  usando la ecuación 4.7.

$$t = \frac{157.2 - 147.8}{8.89} \sqrt{\frac{5 \times 5}{5 + 5}}$$

$$t = 1.67$$

4. Como  $t_{\text{calculada}} (1.67) < t_{\text{tablas}} (1.860)$ , concluimos que el método 1 no es significativamente diferente al método 2 con un nivel de significancia del 90 %.
5. Como  $t_{\text{calculada}} (1.67) > t_{\text{tablas}} (1.397)$ , concluimos que el método 1 es significativamente diferente al método 2 con un nivel de significancia del 80 %.

### ***Comparación de diferencias individuales***

Vamos a suponer que se realiza el análisis de un determinado compuesto, utilizando dos técnicas diferentes, y se desea saber si los resultados obtenidos con estos métodos son diferentes. Para contestar esta pregunta, se realiza una prueba de  $t$  con las diferencias individuales entre los resultados para cada muestra.

$$t = \frac{\bar{d}}{s_d} \sqrt{n} \quad (4.9)$$

$$\text{donde } s_d = \sqrt{\frac{\sum (d_i - \bar{d})^2}{n - 1}} \quad (4.10)$$

La cantidad  $\bar{d}$  es la diferencia promedio entre las técnicas A y B, y  $n$  es el número de pares de datos. El valor de tablas para  $t$  se obtiene usando la tabla B.

**Ejemplo:** Se mide el contenido de colesterol de seis muestras de plasma sanguíneo humano, usando dos técnicas experimentales diferentes. Cada una de las seis muestras de plasma es distinta, con contenidos diferentes de colesterol. Los datos experimentales se dan en la siguiente tabla en g/l de plasma.

No. de muestra	Método A	Método B
1	1.46	1.42
2	2.22	2.38
3	2.84	2.67
4	1.97	1.80
5	1.13	1.09
6	2.35	2.25

Solución:

1. Obtener las diferencias individuales y la media de la diferencia.

Diferencia ( $d_i$ )
0.004
-0.16
0.017
0.17
0.04
0.10
$\bar{d} = +0.06_0$

2. Obtener la desviación estándar de las diferencias,  $s_d$ , usando la ecuación 4.10.

$$s_d = 0.12_2$$

3. Obtener el valor de  $t$  usando la ecuación 4.9.

$$t = \frac{0.060}{0.122} \sqrt{6} = 1.20$$

4. Buscar en la tabla B, el valor de  $t$ , para un nivel de confianza del 50 % y 80 %, con 5 grados de libertad.

$t$  con un intervalo de confianza del 50 % = 0.727

$t$  con un intervalo de confianza del 80 % = 1.476

5. El valor que se obtuvo en 3, valor de 1.20, se encuentra dentro del intervalo (0.727 – 1.476) de los valores de tablas, por lo que existe una probabilidad mayor del 50 %, pero menor del 80 %, de que las dos técnicas sean diferentes.

#### 4.6 MANEJO DE DATOS DUDOSOS

En algunas ocasiones nos puede parecer que un dato no es congruente con el resto de las medidas. Cuando esto ocurre, es necesario decidir si se conserva o descarta el punto sospechoso. La prueba de Q (Q de Dixon) nos ayuda a tomar esta decisión (3).

El valor experimental de Q, (Q(exp)), se define como la diferencia que existe entre el valor sospechoso y su vecino más cercano dividido por el intervalo que existe entre los valores. Si N es el número de observaciones, los valores se arreglan en orden ascendente.

$$x_1 < x_2 < \dots < x_N$$

Cuando deseamos probar el valor más pequeño ( $x_1$ ) y el valor más grande ( $x_N$ ), hacemos uso de las siguientes ecuaciones.

$$Q_{(exp)} = \frac{x_2 - x_1}{x_N - x_1} \quad (4.11)$$

y

$$Q_{(\text{exp})} = \frac{x_N - x_{(N-1)}}{x_N - x_1} \quad (4.12)$$

En caso de que el valor de  $Q_{(\text{exp})}$  exceda ciertos valores críticos de  $Q_{(\text{crit})}$ , entonces el valor sospechoso se puede rechazar con el correspondiente grado de confianza. Los valores de  $Q_{(\text{crit})}$  corresponden a niveles de confianza específica.

**Ejemplo:** Tenemos el siguiente conjunto de datos: 12.53, 12.56, 12.47, 12.67 y 12.48. ¿Es 12.67 un punto defectuoso?

Solución:

1. Ordenar los datos en forma ascendente:

$$12.47 \quad 12.48 \quad 12.53 \quad 12.56 \quad 12.67$$

2. Obtener la diferencia entre el punto a descartar y el valor más cercano.

$$x_N - x_{N-1} = 12.67 - 12.56 = 0.11$$

3. Obtener el **intervalo** que existe en el conjunto de datos:

$$x_N - x_1 = 12.67 - 12.47 = 0.20$$

4. Obtener el valor de Q usando la fórmula 4.12.

$$Q = \frac{0.11}{0.20} = 0.55$$

5. Usar la tabla C del **Apéndice**, para encontrar el valor de  $Q_{(\text{tabulado})}$ , con un nivel de confianza del 90 % y  $n = 5$ . Se obtiene que  $Q_{(\text{tabulado})} = 0.64$ .

6. En caso de que  $Q_{(\text{experimental})}$  sea mayor que  $Q_{(\text{tabulada})}$ , el punto incongruente se debe rechazar.

Ya que 0.55 ( $Q$  experimental) es menor que 0.64 ( $Q$  crítica), el punto "sospechoso" se debe conservar. En este caso, existe una probabilidad mayor al 90 % de que el número 12.67 pertenece a la misma población que los otros cuatro números. La prueba de  $Q$  no es muy útil en los casos en que las series están formadas por un número pequeño de datos ( $n < 5$ ).

## La prueba de $Q$ y la $t$ de Student

¿Qué diferencia existe entre la prueba  $Q$  y un intervalo de confianza? La respuesta es que el intervalo de confianza es relativo a la **media**, mientras que  $Q$  se aplica a los datos individuales.

### 4.7 CÓMO ENCONTRAR LA “MEJOR” RECTA

Frecuentemente se busca trazar la “mejor” línea recta que pase a través de una serie de puntos experimentales. Una solución a este dilema es “a buen ojo” y con ayuda de una regla trazar la mejor línea que tenga en ella el mayor número de datos. Una mejor opción es utilizar la estadística para definir la mejor línea recta. Una línea recta deberá relacionarse con la ecuación de la recta:  $y = mx + b$ , donde  $y$  representa la variable dependiente y  $x$  se refiere a la variable independiente,  $m$  la pendiente de la curva y  $b$  representa la ordenada al origen (eje de las  $y$ ). Se ha determinado matemáticamente que la mejor línea recta que pasa a través de una serie de puntos, es una línea en la cual la suma del cuadrado de las desviaciones de los datos es mínima; esto se conoce como el **método de los mínimos cuadrados** (2).

## Método de mínimos cuadrados

Cuando se usa el método de los mínimos cuadrados para generar una curva de calibración, se supone que los errores en los valores tomados como ordenadas (valores  $y$ ) son mayores que los valores en los errores de las abscisas (valores  $x$ ). Una segunda suposición es que las incertidumbres (desviaciones estándar) de todos los valores de las ordenadas son similares entre sí. En muchos casos sí existe una relación lineal entre la cantidad en ( $x$ ) y la respuesta en ( $y$ ), o sea que la gráfica es una recta y se puede aplicar la función:  $y = mx + b$ , donde  $m$  es la pendiente y  $b$  es la ordenada al origen.

También se considera que los valores de  $x$  (podrían ser las concentraciones de los estándares) están libres de error. Se supone que los datos experimentales que no coincidan exactamente sobre la línea, se deben por completo a errores indeterminados en las lecturas de instrumento  $y$ . La suma de los cuadrados de las desviaciones de las lecturas reales del instrumento y los valores correctos, son minimizados al ajustar los valores de la pendiente,  $m$ , y la ordenada al origen,  $b$ . Para encontrar los valores de  $m$  y de  $b$  que minimizan la suma de los cuadrados de las *desviaciones verticales*, se emplean las siguientes ecuaciones:

$$m = \frac{(\sum x_i y_i)(n) - \sum x_i \sum y_i}{\sum (x_i^2)n - (\sum x_i)^2} \quad (4.13)$$

$$b = \frac{\sum (x_i^2) \sum y_i - \sum x_i y_i \sum x_i}{\sum (x_i^2)n - (\sum x_i)^2} \quad (4.14)$$

$n$  se relaciona con el número de puntos. El problema de saber cuántas cifras significativas se deben asociar con  $m$  y  $b$ , se resolverá después de calcular las incertidumbres en la pendiente y la ordenada al origen.

Para obtener las incertidumbres (expresadas como desviaciones estándar) en la pendiente y ordenada al origen, es necesario efectuar un

análisis de incertidumbres con las ecuaciones 4.13 y 4.14. Para determinar la desviación estándar de las desviaciones verticales, se usa la ecuación:

$$\sigma_y \cong s_y = \sqrt{\frac{\sum(d_i^2)}{n-2}} \quad (4.15)$$

Donde:  $d_i = y_i - y = y_i - (mx_i + b)$  (4.16)

Para obtener la varianza (el cuadrado de la desviación estándar) de la pendiente y la varianza de la ordenada al origen, se usan las ecuaciones:

$$\sigma_m^2 = \frac{\sigma_y^2 n}{D} \quad (4.17)$$

$$\sigma_b^2 = \frac{\sigma_y^2 \sum(x_i^2)}{D} \quad (4.18)$$

$\sigma_m$  = Desviación estándar estimada para la pendiente.

$\sigma_b$  = Desviación estándar estimada para el origen.

$n$  = número de datos.

$$D = \sum(x_i^2) n - \sum(x_i)^2$$

Al combinar las ecuaciones 4.13, 4.14, 4.17 y 4.18, podemos escribir las incertidumbres como una desviación estándar:

Pendiente =  $m \pm \sigma_m$

Ordenada al origen =  $b \pm \sigma_b$

*La elección de la última cifra significativa de la pendiente y la ordenada al origen, depende de la posición decimal del primer dígito de la desviación estándar.*

## Ejemplo práctico de aplicación del método de mínimos cuadrados

¿Para qué sirve todo esto? Un caso de aplicación real del análisis por mínimos cuadrados se presenta al determinar la concentración de proteína, como lo haremos con ayuda del siguiente ejemplo.

Un procedimiento común para establecer la cantidad de proteínas, es utilizar el método colorimétrico de Bradford (1). En este método, un colorante se une a la proteína y su color cambia de castaño a azul. La intensidad del color azul es proporcional a la cantidad de proteína presente. En la siguiente tabla se muestran datos que relacionan la absorbencia de la muestra con el contenido de proteína:

<b>Concentración de proteína (µg)</b>	0.00	9.36	18.72	28.08	37.44
<b>Absorbencia a 595 nm</b>	0.466	0.676	0.883	1.086	1.280

- A. Por el método de mínimos cuadrados, determine la ecuación de la mejor recta que pase por estos puntos. Utilice la desviación estándar de la pendiente y la ordenada al origen, para expresar la ecuación en la forma  $y = [m \pm (\sigma_m)]x + [b \pm (\sigma_b)]$  con una cantidad razonable de cifras significativas.
- B. Represente gráficamente los datos experimentales y la recta definida en el inciso A.
- C. Una muestra problema de proteína tuvo absorbencia de 0.973. Calcule la cantidad de proteína (en µg) presente en la muestra problema y estime la incertidumbre (expresándola como desviación estándar).

Solución:

- A. Construir una tabla que contenga los datos que se incluyen en las ecuaciones 4.13 y 4.14.

$x_i$ ( $\mu\text{g}$ de proteína)	$y_i$ (Absorbencia)	$x_i y_i$	$x_i^2$
0.00	0.466	0.000	0.00
9.36	0.676	6.327	87.610
18.72	0.883	16.530	360.438
28.08	1.086	30.495	788.486
37.44	1.280	47.923	1401.754
$\sum x_i = 93.60$	$\sum y_i = 4.391$	$\sum x_i y_i = 101.275$	$\sum x_i^2 = 2628.288$

1. Aplicar la ecuación 4.13 para obtener el valor de la pendiente.

$$m = \frac{(\sum x_i y_i)(n) - \sum x_i \sum y_i}{\sum (x_i^2)n - (\sum x_i)^2} = \frac{(101.275)(5) - (4.391)(93.60)}{(2628.288)(5) - (93.60)^2} = \frac{95.377}{4380.48}$$

$$= 0.021773$$

$$m = 0.021773 \mu\text{g}^{-1}$$

El término  $\sum (x_i^2)n - (\sum x_i)^2$  lo podemos denominar  $D$ , a fin de facilitar las operaciones aritméticas, ya que éste se incluye en los divisores de las ecuaciones necesarias para obtener la ordenada al origen ( $b$ ), en el cuadrado de la desviación estándar de la pendiente ( $\sigma_m$ ) y en el cuadrado de la desviación estándar de la ordenada al origen ( $\sigma_b$ ).

$$D = 4380.48$$

2. Obtener el valor de la ordenada al origen.

$$b = \frac{\sum (x_i^2) \sum y_i - \sum x_i y_i \sum x_i}{\sum (x_i^2)n - (\sum x_i)^2} = \frac{(2628.288)(4.391) - (93.60)(101.275)}{D}$$

$$= \frac{2061.473}{4380.48}$$

$$b = 0.4706$$

La ecuación de la mejor línea recta que pasa por los puntos es:

$$y = 0.021773x + 0.4706$$

3. Para obtener la desviación estándar de las desviaciones verticales, construir una tabla con los datos necesarios e introducir los valores de  $m = 0.021773$  y  $b = 0.4706$ .

$x_i$	$y_i$	$mx_i$	$d_i = y_i - mx_i - b$	$d_i^2$
0.00	0.466	0.000000	-0.004600	$2.12 \times 10^{-5}$
9.36	0.676	0.203796	0.001604	$2.58 \times 10^{-6}$
18.72	0.883	0.407591	0.004809	$2.31 \times 10^{-5}$
28.08	1.086	0.611386	0.004014	$1.61 \times 10^{-5}$
37.44	1.280	0.815181	-0.005781	$3.34 \times 10^{-5}$
				$\sum d_i^2 = 9.64 \times 10^{-5}$

- a) Obtener las desviaciones estándar de las desviaciones verticales.

$$\sigma_y \cong s_y = \sqrt{\frac{\sum (d_i^2)}{n-2}} = \sqrt{\frac{9.64 \times 10^{-5}}{3}} = 0.00567$$

- b) Obtener la desviación estándar de la pendiente.

$$\sigma_m^2 = \frac{\sigma_y^2 n}{D} = \frac{(0.00567)^2 (5)}{4380.48} = 3.6696 \times 10^{-8}$$

$$\sigma_m = 1.92 \times 10^{-4}$$

4. Obtener la desviación estándar de la ordenada al origen,  $\sigma_b$ .

$$\sigma_b^2 = \frac{\sigma_y^2 \sum (x_i^2)}{D}$$

$$\sigma_b^2 = \frac{(0.00567)^2 (2628.288)}{4380.48} = 1.929 \times 10^{-5}$$

$$\sigma_b = 0.0044$$

Combinando los resultados anteriores podemos escribir lo siguiente: (recuerde que la elección de la última cifra significativa de la pendiente y la ordenada al origen, depende de la posición decimal del primer dígito de la desviación estándar).

$$\text{Pendiente} = m = 0.021773$$

$$\text{Desviación estándar } \sigma_m = 0.000192$$

$$m = 0.0218 \pm 0.0002$$

$$\text{Ordenada al origen} = b = 0.47060$$

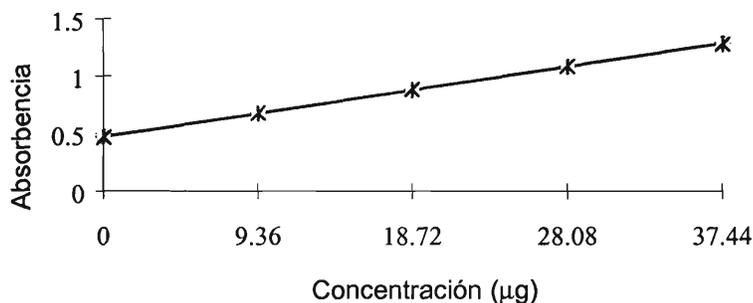
$$\text{Desviación estándar} = \sigma_b = 0.0044$$

$$b = 0.471 \pm 0.004$$

Así que la ecuación se puede expresar como:

$$y = [(0.0218 \pm 0.0002)]x + [0.471 \pm 0.004]$$

- B. Representación gráfica de los datos experimentales y la recta definida en el inciso A.



- C. Los datos con que contamos para obtener la cantidad de proteína ( $x$ ) presente en la muestra y la incertidumbre en el resultado son:

Absorbencia ( $y$ )	$m$	$b$	$\sigma_y$	$\sigma_m$	$\sigma_b$
0.973	0.0218	0.471	0.0057	0.00019	0.0044

Despejando  $x$  de la ecuación de la recta, tenemos que:

$$x = \frac{y(\pm \sigma_y) - b(\pm \sigma_b)}{m(\pm \sigma_m)}$$

$$x = \frac{0.973(\pm 0.0057) - 0.471(\pm 0.0044)}{0.0218(\pm 0.00019)}$$

1. Evaluar la diferencia colocada entre paréntesis, utilizando incertidumbres absolutas.

$$0.973(\pm 0.0057) - 0.471(\pm 0.0044) = 0.502(\pm 0.0072)$$

La incertidumbre en el resultado se obtiene a partir de las incertidumbres absolutas, de la siguiente forma:

$$? = \sqrt{(0.0057)^2 + (0.0044)^2} = 0.0072$$

$$\text{Así que: } 0.973(\pm 0.0057) - 0.471(\pm 0.0044) = 0.502(\pm 0.0072)$$

2. Convertir las incertidumbres absolutas en incertidumbres relativas:  
% incertidumbre relativa = (incertidumbre absoluta / valor medido)  $\times 100$

Puesto que:

$$\% \text{ incertidumbre relativa en el dividendo} = \frac{0.0072}{0.502} \times 100 = 1.43$$

$$\% \text{incertidumbre relativa en el divisor} = \frac{0.00019}{0.0218} \times 100 = 0.87$$

Así que  $x = 23.0_{27} \pm ?$

$$? = \sqrt{(1.43)^2 + (0.87)^2} = 1.67$$

Así que  $x = 23.0_3 \pm 1.67 \%$

La incertidumbre absoluta en el resultado es:  $23.03 \times \frac{1.67}{100} = 0.38$

El resultado con el número de cifras significativas adecuadas es:

$$x = 23.0 \pm 0.4 \mu\text{g}$$

Existen en el comercio muchas calculadoras o programas para calculadoras, que realizan en forma automática el ajuste de curvas por mínimos cuadrados. Recuerde que si no se grafican previamente los datos, no se tiene la oportunidad de excluir los que son claramente defectuosos.

## 4.8 GLOSARIO

Algunos términos de uso común en estadística y muy empleados en el laboratorio, son los que a continuación se definen:

**Desviación promedio ( $d$ ):** Este valor indica la precisión de todas las medidas, y se calcula dividiendo la suma de todas las desviaciones individuales por el número  $n$  de desviaciones calculadas. Se puede calcular con la ecuación:

$$\bar{d} = \frac{\sum (x_i - \bar{x})}{n}$$

**Desviación de la media ( $di$ ):** Se refiere a qué cantidad de la media se encuentra el valor medido. Matemáticamente se calcula con la ecuación:

$$d_i = |x_i - \bar{x}|$$

Las barras verticales  $| \quad |$  ( ) significan “valor absoluto”; de esta manera el signo algebraico siempre será positivo.

**Desviación estándar (s):** Es la medida de la dispersión de datos alrededor del valor de la media. Para un conjunto finito de datos, la desviación estándar, s, se calcula mediante la siguiente fórmula:

$$s = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{n - 1}}$$

donde  $n$  es el número de resultados,  $x_i$  es un resultado inicial y  $\bar{x}$  es el resultado promedio.

**Desviación relativa promedio (% d<sub>R</sub>):**

$$\% d_R = \frac{\bar{d}}{\bar{x}} \times 100 = \frac{\sum (x_i - \bar{x}) / n}{\bar{x}} \times 100$$

**Desviación estándar relativa:** La desviación estándar relativa puede ser calculada al dividir la desviación estándar entre la media.

**Error absoluto (E):** Es la diferencia entre el valor aceptado y un resultado experimental, con el signo algebraico correspondiente se indica si el valor medido es mayor (+) o menor (-) que el valor verdadero, y se expresa con la ecuación.

$$E = x_i - x_t$$

**Error relativo (E<sub>r</sub>):** Por lo general, se expresa como porcentaje y se obtiene usando la ecuación:

$$E_r = \frac{x_i - x_t}{x_t} \times 100 \%$$

**Errores indeterminados (error aleatorio):** Son errores al azar que resultan de variables sin control en un experimento, normalmente no se pueden determinar porque no son originados de una sola fuente. Este tipo de error no se elimina, sino que afecta de manera principal a la precisión (reproducibilidad) de un resultado. Estos errores pueden ser originados

por los instrumentos o equipos utilizados, o pueden ser errores personales al tomar las mediciones.

**Errores determinados (*error sistemático*):** Son errores que se asocian a una causa en particular, y por lo general se pueden determinar y corregir. Un ejemplo de este tipo de errores es un potenciómetro mal calibrado. Los errores sistemáticos afectan principalmente a la exactitud (cercanía al valor real). Y en general, originan que todos los resultados en una serie de mediciones repetidas sean altos o bajos (o sea que la media de una serie de datos resulta distinta a un valor aceptado).

**Grados de libertad:** Son el número de observaciones individuales que se pueden variar bajo condiciones en las cuales  $\bar{x}$  y  $s$ , una vez que han sido determinadas, se mantienen constantes.

**Límites de confianza o intervalos de confianza.** Intervalo de valores entre los que existe una probabilidad definida de que esté incluido el valor real.

**Media ( $\bar{x}$ ):** Promedio aritmético de un conjunto de resultados.

**Mediana:** Es el valor central en una serie de datos que se han ordenado por tamaño.

**Moda:** Es el valor medido que aparece con más frecuencia en la serie.

**Método de mínimos cuadrados:** Es un método estadístico para determinar la “*mejor*” línea recta que pasa a través de una serie de puntos.

**Precisión:** Es una medida de concordancia entre un grupo de resultados.

**Prueba  $Q$ :** Es una prueba estadística que se usa para descartar un resultado experimental con una probabilidad o confianza especificada.

**Prueba  $t$ :** Es una prueba estadística que establece, con una probabilidad específica, si las *medias* de dos determinaciones difieren de manera significativa.

**Intervalo (rango):** Es la diferencia entre el valor más grande y el más pequeño de una serie de mediciones.

**$t$  de Student :** Es un término estadístico que se define como:

$$\pm t = (\bar{x} - \mu) \frac{\sqrt{n}}{s}$$

**Varianza ( $\sigma_2$ ):** Es el cuadrado de la desviación estándar.

## 4.9 PROBLEMAS

1. Como parte de un trabajo sobre las diferencias en los valores publicados del peso atómico del galio, se ha medido la razón del número de átomos de los isótopos  $^{69}\text{Ga}$  y  $^{71}\text{Ga}$  en muestras de diferentes orígenes. Los resultados para ocho muestras fueron los siguientes:

Muestra	$^{69}\text{Ga} / ^{71}\text{Ga}$	Muestra	$^{69}\text{Ga} / ^{71}\text{Ga}$
1	1.52660	5	1.52894
2	1.52974	6	1.52804
3	1.52592	7	1.52685
4	1.52731	8	1.52793

- Encuentre el valor medio de  $^{69}\text{Ga} / ^{71}\text{Ga}$ .
  - Encuentre el valor de la mediana.
  - Calcule la desviación estándar.
  - Encuentre la amplitud del valor de los datos.
2. Problema de mínimos cuadrados. Con los siguientes datos:

y	m	b	$\sigma_y$	$\sigma_m$	$\sigma_b$
2.58	0.6158	1.334615	0.038462	0.05439	0.21415

Determine:

- La ecuación de la mejor recta.
- Utilice la desviación estándar de la pendiente y la ordenada al origen, para expresar la ecuación en la forma  $y = [m (\pm \sigma_m)] + [b (\pm \sigma_b)]$ , con una cantidad razonable de cifras significativas.
- Utilice la ecuación  $y (\pm \sigma_y) = [m (\pm \sigma_m)] x + b (\pm \sigma_b)$ , para calcular el valor de  $x$  (y su incertidumbre), cuando el valor de  $y$  es de 2.58.

#### 4.10 BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Bradford, M. M. 1976. "A Rapid and Sensitive Method for the Quantitation of Microgram Quantities of Protein Utilizing the Principle of Protein-Dye Binding". *Anal. Biochem.* 72: 248-254.
2. Delevie, R. 1986. "When, Why, and How to Use Weighted Least Squares". *J. Chem. Educ.* 63(1): 10-15.
3. Efstathiou, C. E. 1992. "Stochastic Calculation of Critical Q-Test for the Detection of Outliers in Measurements". *J. Chem. Educ.* 69(9): 733-736.
4. Harris, D. C. 1992. *Análisis químico cuantitativo*. Grupo Editorial Iberoamérica. México. Caps. 3 y 4.
5. Kratochvil, B. e I. K. Taylor. 1981. "Sampling for Chemical Analysis". *Anal. Chem.* 53: 924A-938A.
6. Miller, J. C. y J. N. Miller. 1993. *Estadística para química analítica*. 2a edición, Addison-Wesley Iberoamericana, S. A. E.U.A.
7. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. '*Chemical Technicians' Ready Reference Handbook*. 3ª edición, McGraw-Hill, Inc. E.U.A. Cap. 7.
8. Skoog, D. A., D. M. West y F. J. Holler. 1995. *Química analítica*. 6a edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V. México Caps. 4 y 5.

**II**



# Práctica 1

## ENLACES QUÍMICOS: PROPIEDADES QUE DERIVAN DEL ENLACE QUÍMICO

### CONOCIMIENTOS PREVIOS

Enlace iónico, metales, enlace covalente, enlace metálico, dipolo, momento dipolar, electronegatividad, energía de ionización, cationes y aniones.

### INTRODUCCIÓN

Los enlaces entre los átomos se pueden clasificar como:

1. Enlace iónico: Este enlace es causado por la atracción electrostática entre iones que presentan carga opuesta. En el límite del enlace iónico puro, cada ion debe ser una esfera y no deben existir electrones compartidos.
2. Enlace covalente: Por lo general se describe a este enlace en términos de pares de electrones, los cuales son **compartidos** por los átomos enlazados.
3. Enlace de Van der Waals: Se conoce también como fuerzas de dispersión de London, y corresponden a interacciones relativamente débiles, que se dan entre átomos y moléculas, y son causadas por interacciones instantáneas dipolo-dipolo. En algunas especies que no tienen **momentos dipolares** permanentes, los dipolos instantáneos

- se originan en la asimetría transitoria de la distribución de los electrones. En otras palabras, los electrones en especies separadas tienden a sincronizar su movimiento para disminuir la repulsión electrón-electrón y aumentar la atracción electrón-núcleo.
4. **Enlace metálico:** En el caso de los metales el enlace no se da entre átomos, sino más bien entre cationes metálicos y los que fueron sus electrones. Aquí el compartimiento de electrones ocurre entre todos los núcleos metálicos que poseen valores iguales de **electronegatividad**. El hecho de que los electrones estén deslocalizados explica por qué los metales son **conductores** (de electricidad y calor), mientras que los sólidos iónicos y covalentes, donde los pares de electrones están bien localizados, no lo son. Las **energías de ionización** de los átomos metálicos son las más pequeñas entre los elementos. Debido a esto, cuando se forma un metal, los electrones más externos quedan deslocalizados, es decir, dejan de pertenecer únicamente a un átomo metálico, para pasar a formar parte de la red cristalina. Esta nube de electrones mantiene unido al arreglo de iones positivos. Basta una pequeña diferencia de potencial para que los electrones “libres” de los metales se muevan a lo largo del sólido, razón por la cual son muy buenos conductores de electricidad.

## **Enlace iónico y la naturaleza de los sólidos**

Aunque no existe una frontera bien definida entre el enlace iónico y el covalente, es conveniente considerar a cada uno de ellos como entidades separadas. El enlace puramente iónico se puede tratar como un simple modelo electrostático. Aunque este modelo necesita algunas modificaciones, ya que existen ciertos sólidos (desde el *diamante* a los metales), que necesitan teorías alternas de enlace.

## **Propiedades de las sustancias iónicas**

Existen algunas propiedades que distinguen a los compuestos iónicos de los compuestos covalentes. En forma simplista los primeros se relacionan

con la estructura del cristal iónico. En el cristal iónico existen redes ordenadas de iones positivos y negativos, tales que las fuerzas de atracción de los iones con cargas opuestas se incrementan, mientras que disminuyen las fuerzas de repulsión entre iones con el mismo tipo de carga.

1. Los cristales iónicos tienden a presentar conductividades iónicas muy bajas cuando se encuentran como sólidos, pero **conducen la electricidad** cuando sus sales son **fundidas** o se encuentran **disueltas**. Esto se debe a la presencia de **iones** que se encuentran libres para moverse bajo la influencia de un **campo eléctrico**. En el cristal sólido, los iones están unidos en forma compacta en la red cristalina, y no parece haber ningún mecanismo evidente por el cual un ion pueda ser movido bajo la influencia de un campo eléctrico. En el **estado líquido**, la distribución de los iones es más ordenada y menos densa, lo que facilita que los iones se muevan bajo la influencia de un campo eléctrico (5). Sin embargo existen algunos compuestos iónicos, que son sólidos a la temperatura ambiente y tienen conductividades similares a las de sus soluciones acuosas (4, 6).
2. Los compuestos iónicos tienden a presentar puntos de fusión y ebullición altos. Los enlaces iónicos, por lo general, son completamente fuertes y omnidireccionales. Este segundo punto es muy importante, ya que ignorar esto nos podría conducir a pensar que el enlace iónico siempre es mucho más fuerte que el enlace covalente. Debemos recordar que existen fuertes enlaces covalentes multidireccionales, como el que existe en el *diamante*, el cual presenta un punto de fusión muy elevado. El que los cristales iónicos presenten una presión de vapor insignificante a temperatura ambiente, y que se fundan y hiervan a temperaturas relativamente altas, se debe a la fuerte atracción electrostática entre iones y a la estructura de red ordenada presente en el cristal.
3. Los compuestos iónicos tienden a ser duros y quebradizos, y la explicación de esto también se puede encontrar en la naturaleza de las fuerzas coulómbicas entre los iones.
4. Los compuestos iónicos son frecuentemente solubles en solventes polares con constantes dieléctricas altas.

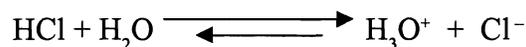
## Conducción electrolítica

Desde un punto de vista químico-físico, los conductores más importantes son los del tipo electrolítico, es decir, los **electrólitos**. Éstos se distinguen de los conductores electrónicos, como los metales, por el hecho de que el paso de la corriente eléctrica va acompañada por el transporte de materia. Hay dos grandes grupos de conductores electrolíticos: el primero está formado por sustancias puras (por ejemplo, sales fundidas) y el segundo por disoluciones.

Los líquidos se pueden clasificar como: (a) aislantes o no conductores, como los aceites de silicones o aceites hidrocarburo; (b) malos conductores como el cloruro de hidrógeno líquido anhidro o agua pura; (c) conductores débiles como el ácido acético o el amoníaco acuoso; y (d) buenos conductores como las soluciones acuosas de sales, ácidos o álcalis fuertes y sales fundidas. La relativa facilidad de la conducción debe compararse con la estructura de la sustancia involucrada, que pasa de los aceites **covalentes no polares** a los **disolventes polares**, y le siguen los sistemas ligeramente **ionizados** (8). Los líquidos que conducen la electricidad se llaman **electrólitos**, la corriente fluye debido a que cuando se aplica un campo eléctrico, los iones del medio migran hacia los **electrodos** de carga opuesta. Los electrodos son los alambres o placas que conducen la corriente al interior del electrólito y fuera del mismo, se denominan **ánodo** y **cátodo** respectivamente. El primero es unido al que, por convención, se denomina polo positivo de la batería, mientras que el otro está conectado al polo negativo. Las partículas que llevan una carga *positiva* y se mueven en dirección de la corriente eléctrica, es decir, hacia el *cátodo*, se conocen como *cationes*, y las que teniendo una carga *negativa* se mueven hacia el *ánodo* se denominan *aniones* (5, 9).

Algunos electrólitos están formados por completo de iones, aunque en el estado puro (no en disolución) y cuando los iones se disuelven, éstos se separan por completo en la disolución. Otros compuestos son **no iónicos** en el estado puro, o sea que son **covalentes**, y de esta forma no conducen la electricidad cuando están en agua pura. Sin embargo, algunos de estos compuestos covalentes se *disocian* en el agua, por lo que al “ionizarse” se

convierten en conductores de la electricidad. Como ejemplo tenemos el ácido clorhídrico:



El ion hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) y el ion cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) conducen la corriente eléctrica.

Los electrólitos pueden ser divididos en dos clases, los que se ionizan por completo, **electrólitos fuertes**, y los que se ionizan en forma parcial, **electrólitos débiles**. La magnitud de la corriente que se transporta en una disolución, depende de la cantidad de iones presentes y del **grado de ionización**.

## Conductividad de los electrólitos

Los electrólitos, al igual que los conductores metálicos, siguen la ley de **Ohm**, excepto en condiciones en que el voltaje es muy elevado o la corriente de frecuencia es muy alta. Según la ley de Ohm, la intensidad de corriente  $I$  que pasa es:

$$I = \frac{E}{R} \text{ o } corriente = \frac{voltaje}{resistencia} \quad (1.1)$$

Las unidades para la corriente, voltaje y resistencia son amperes, voltios y ohms respectivamente.

De acuerdo con la ecuación anterior, la resistencia **R** de un material es proporcional a la longitud de la muestra  $l$  e inversamente proporcional al área de sección transversal **A**:

$$R = \rho l/A \text{ o } \rho = RA/l \quad (1.2)$$

Donde  $\rho$  es una constante de proporcionalidad llamada **resistividad** de la sustancia, y se define como la resistencia de una muestra de material de un metro de longitud y un área de sección transversal de  $1 \text{ m}^2$  (las unidades de

$\rho$  son  $\Omega m$ ). La **conductancia** de una muestra de material es el recíproco de su resistencia  $R^{-1}$ , y la **conductividad** de una sustancia es el recíproco de su resistividad,  $\kappa$ .

$$\kappa = \frac{1}{\rho} = \left( \frac{1}{R} \right) \left( \frac{l}{A} \right) \quad (1.3)$$

La conductividad de una sustancia puede definirse como la conductancia de una muestra de un metro de longitud y un área de sección transversal de  $1 m^2$  (sus unidades son  $\Omega^{-1} m^{-1}$ ). Una celda de conductancia tiene electrodos fijos, de modo que la relación  $l/A$  es una constante y esta relación, la constante de la celda, es una característica de la celda.

$$\kappa = (1/R) (\text{constante de celda}) \quad (1.4)$$

La constante de la celda se obtiene midiendo la conductancia (o resistencia) de una disolución patrón de conductividad conocida, por ejemplo KCl 1.0 M a 25 °C. También se debe realizar una corrección por la conductancia del disolvente, de tal manera que:

$$\kappa = \{(R^{-1} \text{ disolución}) - (R^{-1} \text{ disolvente})\} (\text{constante de la celda}) \quad (1.5)$$

Una vez determinada la constante de la celda, las conductividades de los electrolitos se obtienen a partir de las mediciones de conductancia (o resistencia).

Utilizando la ley de Ohm, donde  $E$  es el potencial de los electrodos e  $I$  el flujo de corriente,

$$\kappa = (1/R) (l/A) = (I/E) (l/A) = (I/A)(E/l) \quad (1.6)$$

Una disolución de concentración  $c = mol/m^3$  se puede colocar entre dos electrodos paralelos de área superficial  $A m^2$  y separados  $l m$ , y el volumen del electrolito es  $Al m^3$  que contiene  $cAl$  moles de soluto,  $cAl = 1$  y  $A = 1/c m^2$ . Cuando se aplica  $1 V$  a través de las placas,  $E/l = 1 V m^{-1}$  y:

$$\kappa = (I/A)(E/l) = Ic \quad \text{o} \quad I = \kappa/c \quad (1.7)$$

En estas condiciones, el flujo de corriente se llama **conductividad molar** de la disolución y se representa por  $\Lambda$  con unidades  $\Omega^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ :

$$\Lambda = \kappa/c \quad (1.8)$$

## OBJETIVOS

Que el alumno clasifique las sustancias en dos grupos: las que conducen la electricidad y las que no la conducen. Que comprenda por qué hay sustancias conductoras y no conductoras de electricidad, y que relacione esto con el tipo de enlace químico involucrado.

## MATERIAL

- 1 frasco de cuello ancho para el aparato de la figura 1.1.
- 1 tapón de goma para el aparato de la figura 1.1.
- 1 tapón de goma para el aparato de la figura 1.2.
- 1 tubo de vidrio con dos tapones de goma para el aparato de la figura 1.3.
- 2 electrodos de carbón (dos barras de carbón).
- 2 casquetes metálicos.
- 2 bornes.
- 1 probeta de 50 ml.
- 1 pipeta graduada de 5 ml.
- 1 pipeta graduada de 10 ml.
- 1 pipeta Pasteur con bulbo.
- 1 circuito para medir conductividad.
- 1 bombilla.
- 1 piseta con agua destilada.
- 1 soporte universal.
- 2 pinzas para bureta.
- 1 crisol de porcelana.
- 1 triángulo de porcelana.

1 anillo.  
1 mechero.  
1 embudo chico.  
1 lima.  
1 propipeta.  
1 pila de 9 volts.  
1 frasco con gotero.

**Para preparar los reactivos:**

1 barra magnética.  
1 parrilla de agitación.  
1 balanza analítica.  
7 matraces volumétricos de 100 *ml*.  
1 vaso de precipitado de 100 *ml*.  
1 vaso de precipitado de 1 litro.  
1 espátula.  
1 agitador de vidrio.

**REACTIVOS**

- Cloruro de sodio (NaCl) 0.100 M.
- Nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) al 5.00 % m/v.
- Sacarosa al 5.00 % m/v.
- Ácido acético ( $\text{CH}_3\text{CO.OH}$ ) glacial.
- Amoníaco al 25.0 % v/v ( $\text{NH}_3$ ).
- Yoduro de potasio (KI) 0.500 M.
- Disolución de almidón.
- Disolución alcohólica de fenolftaleína al 1.00 % m/v.
- Disolución de etanol (alcohol etílico) al 5.0 % v/v.
- Yoduro mercúrico sólido ( $\text{HgI}_{2(s)}$ ).
- Nitrato de potasio sólido ( $\text{KNO}_{3(s)}$ ).

## PREPARACIÓN DE LOS REACTIVOS

1. 100 *ml* de NaCl 0.100 M. En un matraz volumétrico colocar 50 *ml* de agua destilada y añadir lentamente y con agitación constante 0.585 g de NaCl, enseguida aforar a 100 *ml*.
2. Nitrato de potasio al 5.00 % m/v. En un matraz volumétrico de 100 *ml*, colocar 50 *ml* de agua destilada, una barra magnética y ponerlo sobre la parrilla de agitación; adicionar lentamente 5.00 g de KNO<sub>3</sub>. Cuando toda la sal se haya disuelto, quitar el matraz de la parrilla, sacar la barra magnética y aforar con agua destilada hasta la marca.
3. Sacarosa al 5.00 % m/v. En un matraz volumétrico de 100 *ml*, colocar 50 *ml* de agua destilada, una barra magnética y ponerlo sobre una parrilla de agitación; adicionar lentamente 5.00 g de sacarosa. Cuando toda la sacarosa se haya disuelto, quitar el matraz de la parrilla, sacar la barra magnética y aforar con agua destilada hasta la marca.
4. Amoníaco al 25.0 % v/v. En un matraz volumétrico de 100 *ml*, colocar 50 *ml* de agua destilada y agregar lentamente 25.0 *ml* de amoníaco concentrado. Aforar con agua destilada hasta la marca.  
**Nota:** Preparar este reactivo usando la campana de extracción de gases.
5. Yoduro de potasio 0.050 M. En un matraz volumétrico de 100 *ml*, colocar 50 *ml* de agua y agregar lentamente y con agitación constante 0.913 g de KI, enseguida aforar hasta la marca.
6. Disolución de almidón. El indicador de almidón se prepara haciendo un engrudo con 5.00 g de almidón soluble y 5.0 mg de HgI<sub>2</sub> en 50.0 *ml* de agua. El engrudo se vierte en 500 *ml* de agua hirviente y se mantiene en ebullición hasta que esté transparente.  
**Nota para el profesor:** El almidón se biodegrada con facilidad, por lo que se debe utilizar la disolución recién preparada o bien agregarle un conservador, como el HgI<sub>2</sub> o timol.
7. Disolución alcohólica de fenolftaleína al 1.00 m/v. En un matraz volumétrico de 100 *ml*, colocar 50.0 *ml* de etanol, añadir con agitación constante 1.00 g de fenolftaleína y mantener en agitación constante hasta que se disuelva. Después aforar hasta la marca con agua destilada.

**Nota:** Es necesario agitar continuamente esta disolución, para evitar que el indicador precipite.

8. Disolución de etanol al 5.0 % v/v. En un matraz volumétrico de 100 ml, colocar 50 ml de agua destilada y adicionar lentamente y resbalando por la pared 5.0 ml de etanol (alcohol etílico). Después aforar con agua destilada hasta la marca.

## DESARROLLO

### Parte I: Conductividad eléctrica de las disoluciones de los electrólitos

El aparato para determinar la conductividad eléctrica de las disoluciones, se compone de un frasco de cuello ancho y tapón de goma, a través del cual pasa un embudo y dos electrodos de carbón que llevan en sus extremos superiores casquetes metálicos con bornes. En los extremos inferiores de los electrodos, hacer con una lima una raya que sirva de referencia para verter una cantidad determinada de electrólito.

1. Vaciar en el frasco, a través del embudo, agua destilada hasta la marca hecha en los electrodos de carbón.
2. Unir el aparato a la red eléctrica y conectar la corriente. ¿Se enciende la bombilla? Si es así, esto indica la presencia de corriente eléctrica en el circuito cerrado.
3. Repetir el experimento llenando el frasco en forma consecutiva con disoluciones de etanol al 5.0 %, sacarosa al 5.00 %, nitrato de potasio al 5.00 % y cloruro de sodio 0.100 M.
4. Antes de cada experimento lavar meticulosamente los electrodos, el embudo y el frasco, y enjuagar con agua destilada.

### Actividad I

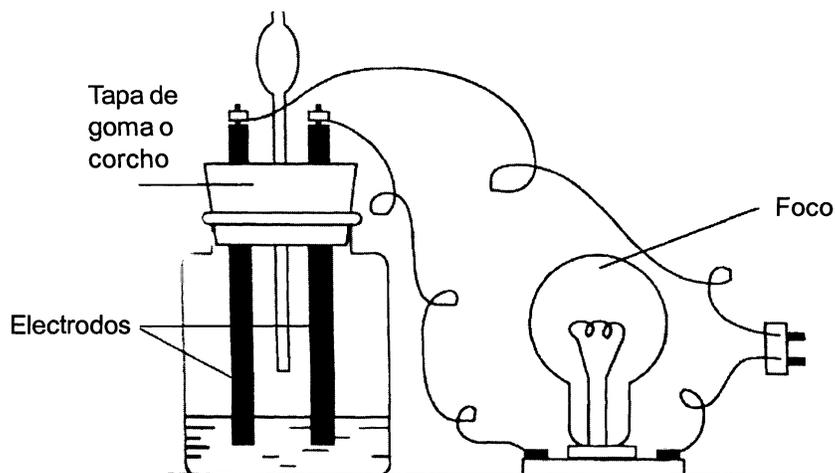
- a) Clasificar las sustancias como conductoras y no conductoras de electricidad.

**Nota:** Si es conductor fuerte, anote dos signos más (++), si es conductor débil (+) y si no es conductor, escriba cero (0).

- b) Escribir las reacciones químicas que indiquen los iones presentes en la disoluciones conductoras de electricidad.

## Parte II: Disociación de los ácidos

1. Vaciar ácido acético concentrado en el frasco seco y limpio (figura 1.1), hasta la marca, y conectar a la corriente **eléctrica**.



**Figura 1.1** *Aparato para determinar la conductividad eléctrica de las disoluciones.*

2. A través del embudo, añadir poco a poco agua destilada, levantando al mismo tiempo los electrodos para que el nivel de la disolución en el frasco no supere la marca (para mantener constante el área de la superficie de trabajo de los electrodos).
3. Observar cómo se pone incandescente el filamento de la bombilla.

## Actividad II

- a) Anotar cuál de las soluciones de ácido acético conduce la electricidad.
- b) Escribir la reacción de disociación que ocurre al adicionar agua al ácido acético concentrado.
- c) ¿Cuáles son las especies químicas que existen en la disolución diluida de ácido acético y cuáles son las responsables de conducir la electricidad?
- d) ¿Cómo explica la variación de la intensidad de la incandescencia?

## Parte III: Grado de disociación de los álcalis y las sales

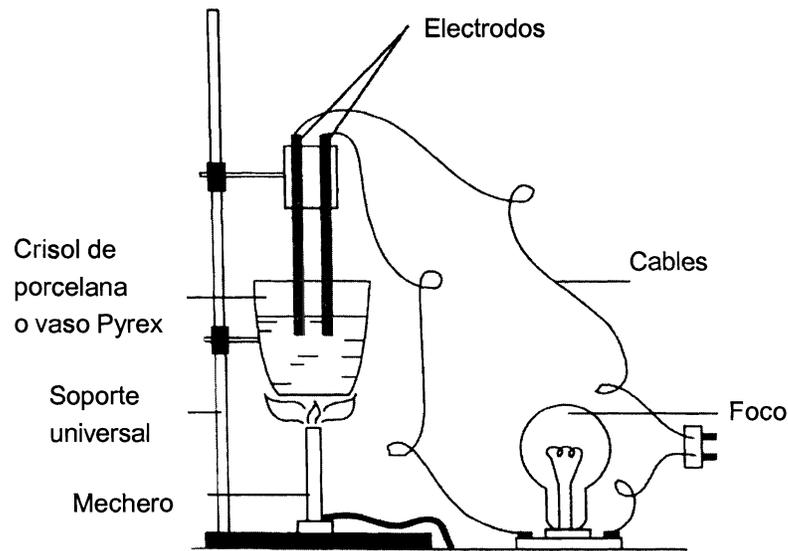
1. Verter 10.0 *ml* de la disolución de amoníaco al 25 % en el frasco del aparato para determinar la conductancia.
2. Conectar a la corriente eléctrica.
3. Añadir con mucho cuidado y en porciones pequeñas 5.0 *ml* de ácido acético glacial.
4. Agitar la disolución, enfriarla y conectar el aparato a la corriente eléctrica.

## Actividad III

- a) Anotar la intensidad de la incandescencia del filamento de la bombilla, antes y después de añadir el ácido acético glacial a la disolución de amoníaco.
- b) Anotar cuáles disoluciones conducen la electricidad.
- c) Explicar el experimento realizado y escribir las ecuaciones necesarias.

## Parte IV: Conductividad eléctrica de los electrolitos fundidos

1. Instalar el aparato para determinar la conductividad eléctrica de las sales fundidas, como se muestra en la figura 1.2.



**Figura 1.2** *Aparato para determinar la conductividad eléctrica de las sales fundidas.*

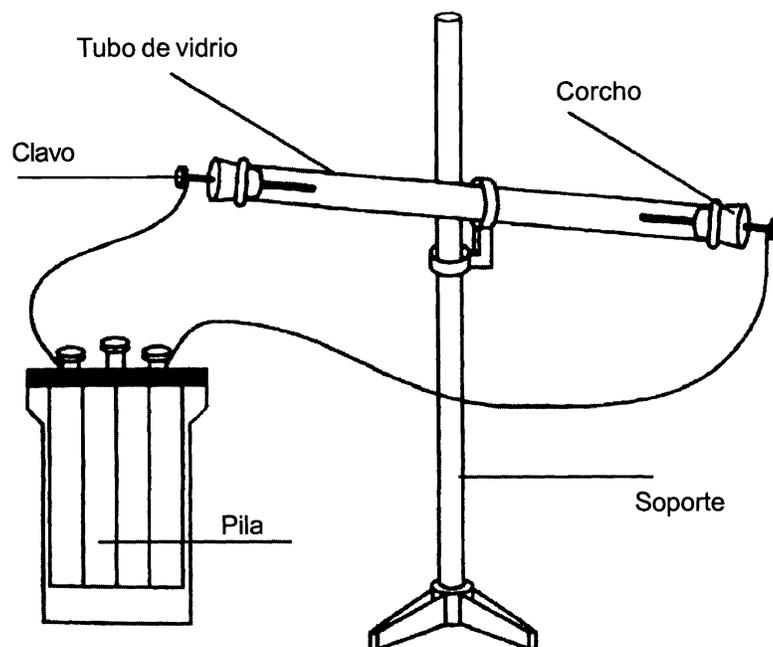
2. Fijar en una pinza del soporte un tapón atravesado por dos electrodos de grafito.
3. Introducir los electrodos en un crisol de porcelana con nitrato de potasio bien triturado y conectar la corriente. ¿Se enciende la bombilla?
4. Calentar el crisol en la llama del mechero, y registrar el paso de la corriente en el circuito al fundirse la sal (pf. 336 °C).  
**Nota:** En lugar de nitrato de potasio, se pueden utilizar otras sales con punto de fusión bajo.

### Actividad IV

- a) Anotar la intensidad de la incandescencia del filamento de la bombilla, antes y después de fundir el nitrato de potasio.
- b) Escribir la reacción química que ocurre e indicar quiénes son los responsables de conducir la corriente eléctrica.

### Parte V: Desplazamiento de los iones

1. Con un tapón de goma, por el cual pasa un electrodo de grafito, cerrar el tubo de vidrio del aparato para observar el movimiento de iones (figura 1.3).



**Figura 1.3** *Aparato para observar el movimiento de los iones.*

2. Sosteniendo el tubo en posición vertical, verter 1.0 *ml* de disolución de KI, 1.0 *ml* de la disolución de almidón, 0.10 *ml* (dos gotas) de disolución alcohólica de fenolftaleína, y añadir una cantidad tal de agua que permita cerrar el tubo por arriba, con un segundo tapón de goma atravesado por otro electrodo.
3. Agitar la disolución volteando el tubo repetidas veces.
4. Fijar el tubo en la pinza y conectar en los extremos de los electrodos de grafito unos alambres delgados que deriven del acumulador u otra fuente de corriente continua.
5. Después de tiempo se observa la aparición de una coloración azul junto al electrodo positivo, y roja en el electrodo negativo.  
**Nota:** El almidón no es un indicador redox, ya que responde específicamente a la presencia del yodo y no a un cambio en el potencial redox. El almidón forma un complejo azul intenso con el yoduro.

### Actividad V

- a) ¿Cuál es la causa de la aparición de una coloración en los electrodos?  
¿Qué iones se desplazaron en la disolución y en qué dirección?
- b) Escribir y asignar el nombre del ion que migró al cátodo.
- c) Escribir y asignar el nombre del ion que migró al ánodo.

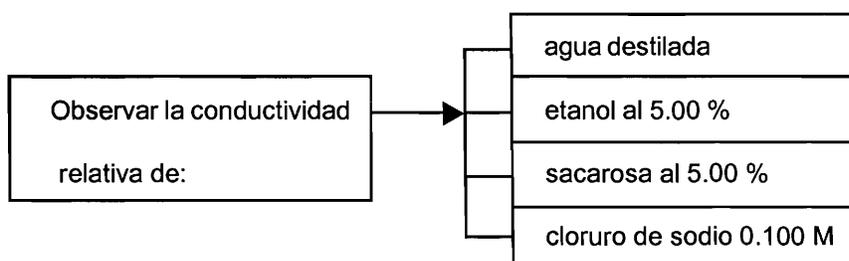
### CUESTIONARIO

1. ¿Qué es un electrólito?
2. ¿A qué clase de electrólitos pertenecen el amoníaco, el ácido acético y el acetato de amonio?
3. ¿Qué entiende usted por catión y anión?
4. ¿Qué signo tiene el electrodo positivo?
5. ¿Qué nombre se asigna a los iones que migran al electrodo negativo?
6. De los compuestos químicos que se utilizaron en esta práctica, ¿cuáles de ellos presentan enlaces de tipo iónico?

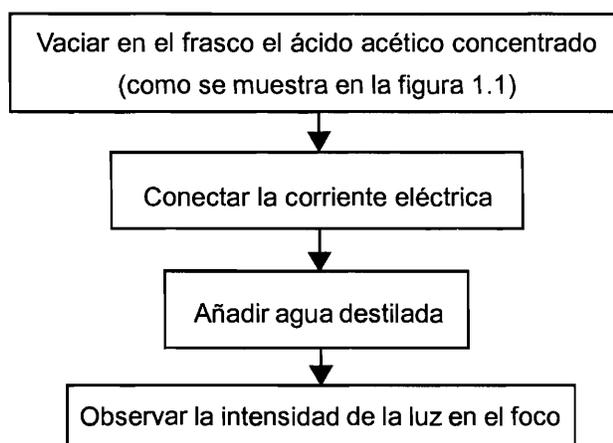
7. ¿Quiénes son los responsables de la conductividad eléctrica de las disoluciones?
8. El grafito y el diamante son alótropos del carbono, ambos presentan enlaces de tipo covalente. Sin embargo, sólo el grafito conduce la corriente eléctrica. Investiga cuál es la causa de esto.

## DIAGRAMAS DE FLUJO

### PARTE I CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA DE LAS DISOLUCIONES DE LOS ELECTRÓLITOS

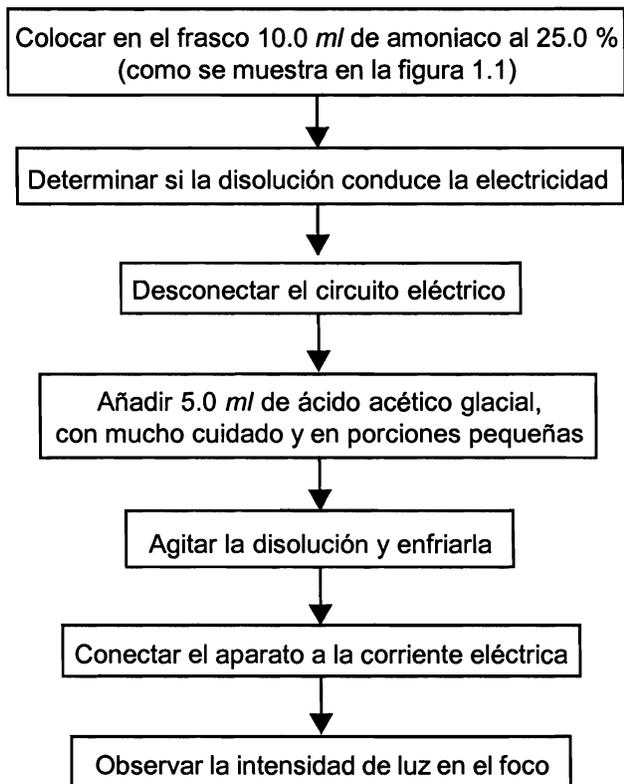


### PARTE II DISOCIACIÓN DE LOS ÁCIDOS

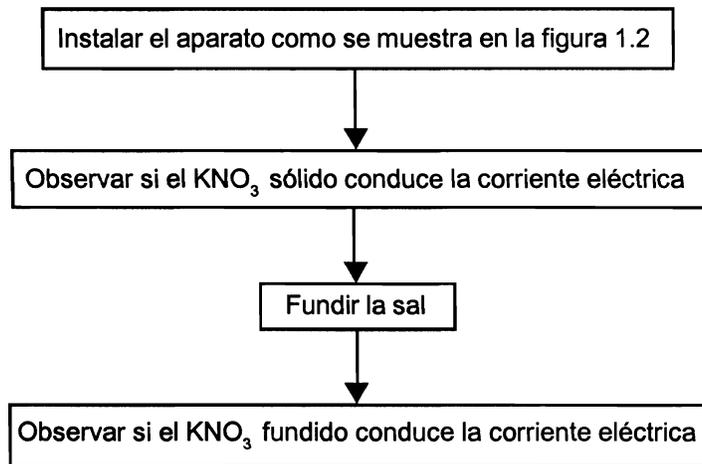


### PARTE III

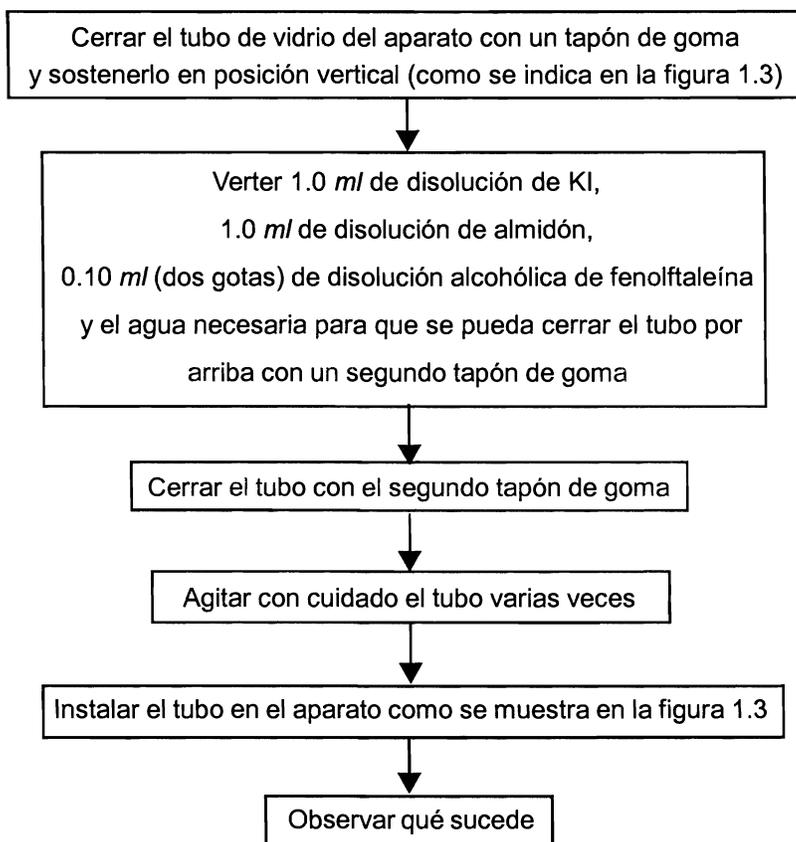
## GRADO DE DISOCIACIÓN DE LOS ÁLCALIS Y LAS SALES



## PARTE IV CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA DE LOS ELECTRÓLITOS FUNDIDOS



## PARTE V DESPLAZAMIENTO DE LOS IONES



## BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Chang, R. 1992. *Química*. 4ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V. México, pp. 464-467.
2. Ebbing, D. D. y M. S. Wrighton. 1984. *General Chemistry*. Houghton Mifflin Company. E.U.A. Cap. 9.
3. Garritz, A. y J. A. Chamizo. 1994. *Química*. Addison-Wesley Iberoamericana. E.U.A. Cap. 6.
4. Geller, S. 1967. "Crystal Structure of the Solid Electrolyte,  $\text{RbAg}_4\text{I}_5$ ". *Science* 157: 310-312.
5. Mahan, B. M. y R. J. Myers. 1990. *Química. Curso universitario*. 4ª edición, Addison-Wesley Iberoamericana, S. A. E.U.A. Caps. 6 y 20.
6. Owens, B. B. y G. R. Argue. 1967. "High-Conductivity Solid Electrolytes:  $\text{MAg}_4\text{I}_5$ ". *Science* 157: 308-309.
7. Robbins, J. 1978. *Iones en disolución: Introducción a la electroquímica*. El Manual Moderno, S. A. México. Cap. 2.
8. Semishin, V. 1967. *Prácticas de química general inorgánica*. Editorial MIR. Moscú.
9. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. '*Chemical Technicians' Ready Reference Handbook*. 3ª edición, McGraw-Hill. E.U.A. pp. 700-704.
10. Williams, H. P. 1985. "Quick Conductivity Cell". *J. Chem. Educ.* 62(9): 799.

## Práctica 2

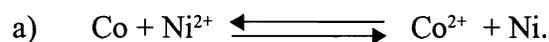
# ÓXIDO-REDUCCIÓN: LA REACCIÓN ENTRE EL NITRATO DE PLATA Y EL SULFATO FERROSO

### CONOCIMIENTOS PREVIOS

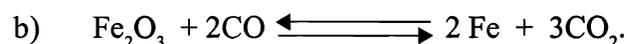
Conceptos de oxidación y reducción, número de oxidación, nomenclatura de compuestos químicos, estructuras de Lewis, balanceo de ecuaciones redox.

### INTRODUCCIÓN

Existe un grupo grande de reacciones que implican la *transferencia de electrones* de forma evidente, y otras de forma sutil. A este grupo se le conoce como reacciones de **oxidación-reducción**. Por ejemplo,



Este es un ejemplo de reacción de óxido-reducción, donde la característica de transferencia electrónica es clara, mientras que:



es también una reacción de óxido-reducción, pero aquí es evidente la transferencia de oxígeno.



Aquí también tenemos una reacción de óxido-reducción, pero en este caso es evidente que la transferencia es de hidrógenos.

Los términos oxidación y reducción se relacionan, en general, con los procesos en donde ocurren transferencias de oxígeno, hidrógeno o electrones. Así que tradicionalmente se ha dicho lo siguiente:

**Oxidación** es la ganancia de oxígenos, la pérdida de hidrógenos o la **pérdida de electrones**.

**Reducción** es la pérdida de oxígenos, la ganancia de hidrógenos o la **ganancia de electrones**.

Es importante notar que si una sustancia gana oxígenos, éstos deben provenir de otra sustancia que los pierde. Y lo mismo ocurre con los hidrógenos o electrones que se transfieren. Siempre que uno gane, otro debe perder. Esto nos dice que **siempre** que exista una oxidación debe haber una reducción. De ahí que se hable del término **oxidación-reducción**.

Puede decirse que el oxígeno al adicionarse a otro elemento lo oxida, puesto que le hace ganar oxígenos y perder electrones. Una sustancia que oxida, a otra se llama **agente oxidante**. Los agentes oxidantes tienen una gran afinidad sobre los electrones y hacen que se oxiden otras sustancias sustrayendo los electrones de ellas. Como los agentes oxidantes ganan electrones, **se reducen**. De igual manera puede decirse que la sustancia que lleva a cabo la reducción (oxidándose a sí misma) es un **agente reductor**. La sustancia que en una reacción queda reducida, siempre será el agente oxidante, en tanto que el agente reductor siempre será la sustancia que sufre la oxidación.

Actualmente existe una nueva definición de óxido-reducción, la cual implica el concepto de **número de oxidación**.

**El número de oxidación** o estado de oxidación, es un número positivo o negativo que se utiliza para describir los cambios causados por las reacciones de óxido-reducción. Estos números se asignan mediante las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de todos los elementos puros en cualquier forma alotrópica es cero.
2. El número de oxidación de cualquier ion atómico es igual a su carga.
3. El número de oxidación del oxígeno es  $-2$  en todos los compuestos, excepto en los peróxidos como el  $\text{H}_2\text{O}_2$  y el  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , donde es  $-1$ . Otra excepción se presenta en los compuestos con F.
4. El número de oxidación del hidrógeno es de  $+1$  en todos los compuestos, excepto en los que forma con los metales, donde es  $-1$ .
5. Los demás estados de oxidación se eligen de forma que la suma algebraica de los estados de oxidación sea igual a la carga neta de la molécula o ion.

También es útil recordar que ciertos elementos muestran casi siempre el mismo estado de oxidación:  $+1$  para los metales alcalinos,  $+2$  para los metales alcalino-térreos y  $-1$  para los halógenos, excepto cuando están combinados con el oxígeno u otro halógeno.

Las definiciones modernas de oxidación y reducción son las siguientes:

**Oxidación** es la mitad del proceso de óxido-reducción que corresponde a un aumento algebraico en el número de oxidación.

**Reducción** es la mitad del proceso de oxidación-reducción que corresponde a la disminución algebraica en el número de oxidación.

**Nota:** Los números de oxidación son una convención de los químicos.

## OBJETIVO

Que el alumno comprenda los conceptos de oxidación y reducción, así como la relación indispensable que hay entre ellos.

## MATERIAL

- 4 tubos de ensaye.
- 4 pipetas graduadas de  $5\text{ ml}$ .

2 pipetas graduadas de 2 *ml*.  
1 gradilla.

**Para preparar los reactivos:**

4 matraces aforados de 100 *ml*.  
1 espátula.  
1 piseta con agua destilada.  
1 pipeta Pasteur con bulbo.  
1 balanza analítica.

**REACTIVOS**

- Disolución de nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) 0.100 M.
- Disolución de sulfato ferroso ( $\text{FeSO}_4$ ) 0.100 M.
- Disolución de ferricianuro,  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ , 0.100 M (debe ser fresca y prepararse el mismo día de la práctica).
- Disolución de tiocianato de potasio (KSCN) 0.100 M (también preparada el mismo día).

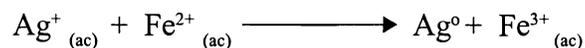
**PREPARACIÓN DE LOS REACTIVOS**

1. 100 *ml* de  $\text{AgNO}_3$  0.100 M. Adicionar 50.0 *ml* de agua destilada a un matraz volumétrico de 100 *ml*. Agregar lentamente y con agitación constante 1.70 g de  $\text{AgNO}_3$ , y enseguida aforar.
2. 100 *ml* de  $\text{FeSO}_4$  0.100 M. Adicionar 50.0 *ml* de agua destilada a un matraz volumétrico de 100 *ml*. Agregar lentamente y con agitación constante 2.78 g de  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , y después aforar.
3. 100 *ml* de  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$  0.100 M. Adicionar 50.0 *ml* de agua destilada a un matraz volumétrico de 100 *ml*. Agregar lentamente y con agitación constante 3.29 g de  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$  y enseguida aforar.
4. 100 *ml* de KSCN 0.100 M. Adicionar 50.0 *ml* de agua destilada a un matraz volumétrico de 100 *ml*. Agregar lentamente y con agitación constante 0.972 g de KSCN y posteriormente aforar.

## DESARROLLO

### Parte I

1. Depositar 5.0 *ml* de nitrato de plata en 2 tubos de ensaye (5.0 *ml* en cada uno). Éstos serán tubo 1 y tubo 2.
2. Agregar 5.0 *ml* de sulfato ferroso al tubo 1.
3. Agregar 5.0 *ml* de agua al tubo 2.
4. Agitar ligeramente ambos tubos y observar lo que sucede. La reacción que se lleva a cabo en el tubo 1 es:



### Actividad I

- a) Describir lo que observó en los tubos 1 y 2 al finalizar el experimento.
- b) Con base en la ecuación anterior, interpretar qué sucedió en el experimento.

### Parte II

Algunas sustancias, como el ferricianuro de potasio y el tiocianato de potasio, sirven como indicadores para diferenciar las especies oxidadas y reducidas de un mismo elemento. En este caso, los iones ferrosos dan una coloración azul con el ferricianuro, mientras que los iones férricos dan una coloración roja con el tiocianato de potasio. Con estos antecedentes realiza el siguiente experimento.

La teoría y la práctica en el laboratorio de química general para Ciencias Biológicas y de la Salud

1. Tomar 5.0 *ml* de disolución del tubo 1 de la sección anterior y depositar en otro tubo que ahora llamaremos tubo 1*a*, puesto que es idéntico al tubo 1.
2. Tomar 5.0 *ml* de disolución del tubo 2 y depositar en otro tubo que ahora llamaremos tubo 2*a*, ya que es idéntico al tubo 2.
3. Agregar 2.0 *ml* de ferricianuro de potasio a los tubos 1 y 2. Observar el efecto.
4. Agregar 2.0 *ml* de tiocianato de potasio a los tubos 1*a* y 2*a*. Observar el efecto.

## Actividad II

- a) Describir y explicar lo que observó en el tubo 1*a*.
- b) Describir y explicar lo que observó en el tubo 2*a*.
- c) Escribir las reacciones que se llevan a cabo en esos tubos.

## CUESTIONARIO

1. ¿Quién es el agente oxidante y quién el agente reductor en el experimento de la parte I?
2. Explicar qué le pasa al hierro en el experimento de la parte I.
3. Explicar qué le pasa al hierro en los tubos 1*a* y 2*a*.
4. ¿Por qué cree que se utilizó el hierro para estos experimentos y no el sodio metálico o algún otro metal alcalino?
5. Asignar los números de oxidación de todas las sustancias que intervienen en los experimentos:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ ,  $\text{KSCN}$ .
6. Algunos vegetales pueden formar compuestos nitrogenados a partir del nitrógeno del aire, los animales no pueden hacerlo pero ciertas bacterias sí. El nitrógeno atmosférico entra en la biosfera mediante las bacterias fijadoras de nitrógeno.

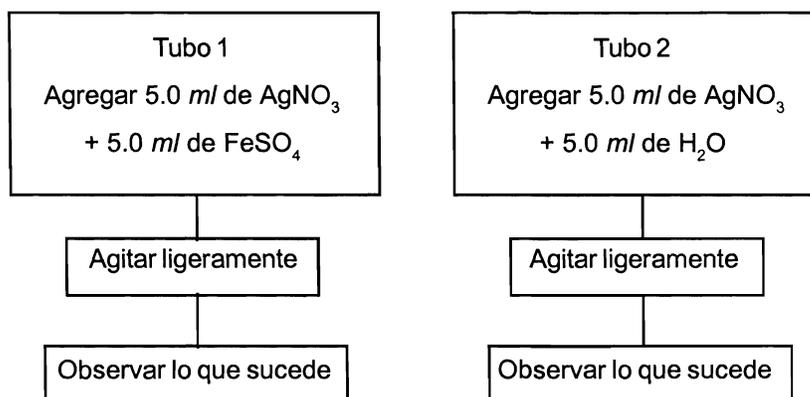
- a) ¿Cuáles son los estados de oxidación del nitrógeno en el  $N_2$  y en el  $NH_3$ ?
- b) ¿Las bacterias fijadoras de nitrógeno son agentes oxidantes o reductores?



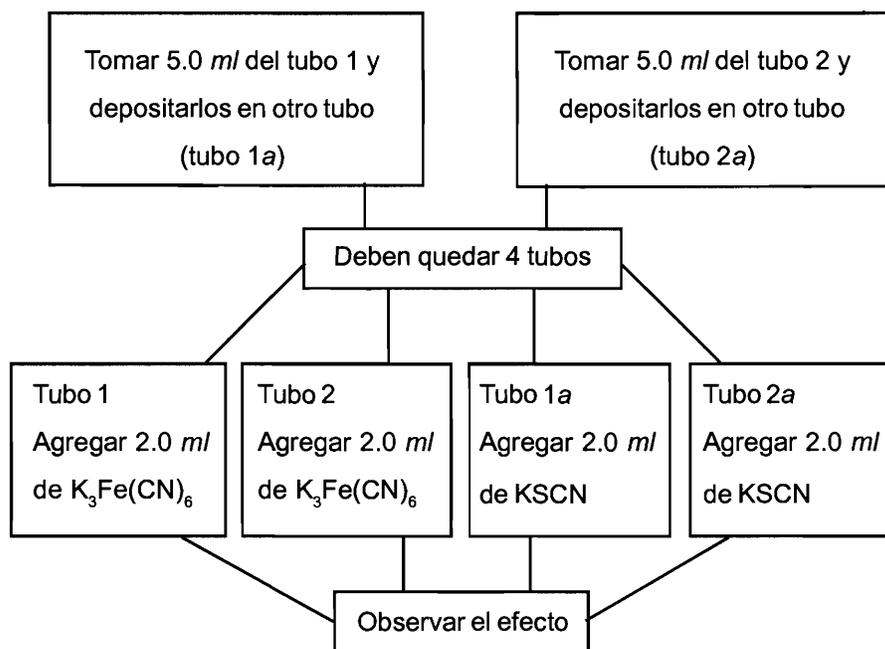
7. Investigar por qué algunos agentes oxidantes como el yodo, el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) y el permanganato de potasio se utilizan como antisépticos.
8. Investigar cuáles son las reacciones de óxido-reducción que más comúnmente se utilizan para convertir algunos desechos químicos en formas no peligrosas antes de eliminarlos.

## DIAGRAMAS DE FLUJO

### PARTE I



## PARTE II



## BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Brown, T. L. E., H. E. Lemay y B. E. Burten. 1993. *Química. La ciencia central*. 5ª edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. México, pp. 307-315; 780-788.
2. Garritz, A. y J. A. Chamizo. 1994. *Química*. Addison-Wesley Iberoamericana, S.A. E.U.A. Cap. 9.
3. Mahan, B. M. y R. J. Myers. 1990. *Química. Curso universitario*. 4ª edición, Addison-Wesley Iberoamericana. E.U.A. Cap. 7.
4. Mortimer, Ch. E. 1985. *Química*. Grupo Editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México. Cap. 11.
5. Nuffield Chemistry. 1968. *Chemistry; Collected Experiments*. The Nuffield Foundation. Penguin Books. E.U.A.
6. Solís Correa, H. E. 1994. *Nomenclatura química*. MacGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V. México. Caps. 4, 5, 6 y 7.



## Práctica 3

# ÁCIDOS Y BASES I: INTRODUCCIÓN AL COMPORTAMIENTO ÁCIDO-BASE

### CONOCIMIENTOS PREVIOS

Concepto de ácido-base según Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis. Pares conjugados. Fuerza de ácidos y bases. Concepto de anfótero. Neutralización. pH.

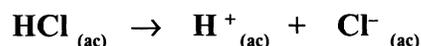
### INTRODUCCIÓN

Las reacciones ácido-base se encuentran entre las más importantes y comunes en los sistemas químicos y biológicos. En los inicios de la química experimental, se observó que ciertas sustancias conocidas como ácidos tenían un sabor característico y eran capaces de disolver metales. Los términos ácido y base se conocen de manera amplia, ya que diariamente estamos en contacto con sustancias de este tipo. Se sabe que un ácido tiene sabor agrio (como el vinagre o el limón), es muy irritante o quema y neutraliza a una base. Por el contrario, una base tiene sabor amargo (como los carbonatos o la sosa), es corrosiva y neutraliza a los ácidos.

En química existen varias definiciones de ácidos y bases. La primera de ellas fue propuesta por Svante Arrhenius en 1884, y se basa en la propiedad que tienen ciertas sustancias, llamadas **electrólitos**, de disociarse al ponerse en contacto con el agua y de formar iones positivos y negativos,

los cuales a su vez tienen la capacidad de conducir la corriente eléctrica. Así pues, puede decirse que:

**Ácido de Arrhenius:** es una sustancia que al ionizarse o disociarse en solución acuosa produce iones,  $H^+$ .



**Base de Arrhenius:** es una sustancia que al ionizarse o disociarse en solución acuosa produce iones hidroxilo,  $OH^-$ .

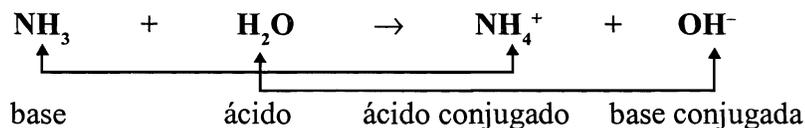


Una definición general de ácidos y bases es la propuesta originalmente por los químicos Johanes Brønsted y Thomas Lowry, quienes en forma independiente reconocieron que el comportamiento ácido-base podía describirse en términos de la capacidad de las sustancias para transferir protones. Esta definición es la siguiente:

**Ácido de Brønsted-Lowry:** es aquella sustancia capaz de donar un protón.

**Base de Brønsted-Lowry:** es aquella sustancia capaz de aceptar un protón.

Esto implica que por cada ácido hay una base relacionada con él, y por cada base un ácido. La base relacionada con un cierto ácido se conoce como “su” **base conjugada**, mientras el ácido relacionado con cierta base se conoce como “su” **ácido conjugado**.



Existe otra clasificación para el comportamiento ácido-base, propuesta por Gilbert Lewis en 1923, y es la siguiente:

**Ácido de Lewis:** es cualquier especie capaz de aceptar un par de electrones.

**Base de Lewis:** es cualquier especie capaz de donar un par de electrones.

Las reacciones entre un ácido y una base de Lewis se conocen como **aductos**, es decir, especies en que la base ha cedido su par de electrones al ácido y se ha formado un enlace covalente coordinado. Todos los cationes son ácidos de Lewis, así como todos los aniones son bases de Lewis. Por otro lado, todas las moléculas donde el átomo central tiene un octeto incompleto pueden comportarse como ácidos ( $\text{BF}_3$ ), en tanto que aquéllas donde el átomo central tiene un par de electrones sin compartir se comportarán como bases ( $\text{SO}_3$ ).

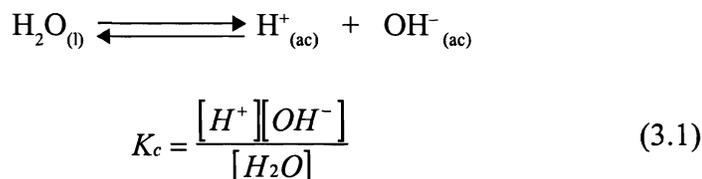
La clasificación de Lewis es la más general porque además de incorporar las clasificaciones anteriores, introduce el concepto de que las reacciones no necesariamente se realizan en un medio acuoso. Puede decirse que todos los ácidos y bases de Brönsted-Lowry y de Arrhenius son ácidos y bases de Lewis. Asimismo, los ácidos y bases de Arrhenius son ácidos y bases de Brönsted-Lowry, de tal modo que cada clasificación incluye a las anteriores. En esta práctica las reacciones se efectuarán en medio acuoso, por lo que manejaremos los conceptos de Brönsted-Lowry.

## La autoionización del agua y la escala de pH

### *Producto iónico del agua*

Al estudiar las reacciones ácido-base en disoluciones acuosas, encontramos que la medida importante es la concentración del ion hidrógeno, misma que se relaciona con la concentración del ion hidróxido. Aunque el agua experimenta autoionización, es un electrólito muy débil.

Si expresamos la concentración del protón hidratado como  $\text{H}^+$ , en lugar de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , podemos escribir la constante de equilibrio de autoionización del agua como:



Pero sólo una pequeña fracción de las moléculas del agua se ionizan, así que podemos considerar que la concentración en equilibrio del agua permanece prácticamente constante. Por lo tanto:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad (3.2)$$

$K_w$  es la constante del **producto iónico** de las concentraciones **molares** de los iones  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$ . A 25 °C el valor de  $K_w$  es de  $1.0 \times 10^{-14}$ .

Así que cuando la  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ , se dice que la disolución es **neutra**.

### ***pH***

La concentración de  $\text{H}^+$  en las disoluciones acuosas se expresa en términos de **pH**. Éste se define como el logaritmo negativo en base 10, de la concentración en equilibrio de iones hidrógeno:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad (3.3)$$

y se refiere a una medida de las concentraciones en equilibrio de los iones hidrógeno (en mol/l). Una disolución neutra será aquella que tenga igual concentración de iones  $\text{H}^+$  e iones  $\text{OH}^-$ . Así, las disoluciones ácidas y básicas se pueden distinguir por sus valores de pH:

pH < 7, disolución ácida  
 pH = 7, disolución neutra  
 pH > 7, disolución alcalina

Una escala similar a la del pH se puede obtener al usar el logaritmo negativo de la concentración del ion hidróxido:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (3.4)$$

Si consideramos la constante del producto iónico del agua,

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

y obtenemos el logaritmo negativo de ambos lados de la ecuación anterior, tenemos que:

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = -\log 1.0 \times 10^{-14} \quad (3.5)$$

Usando las definiciones de pH y pOH se obtiene que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00 \quad (3.6)$$

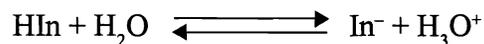
## Medición de pH

El pH de una disolución se mide con un potenciómetro previamente calibrado. Los electrodos conectados al potenciómetro se sumergen en la disolución problema y el pH se lee directamente en la escala. Aunque menos precisos, también se pueden utilizar los *indicadores ácido-base* para estimar el pH.

## Indicadores ácido-base

Muchas sustancias naturales o sintéticas presentan colores que dependen del pH de las disoluciones en que se disuelven. Algunas de estas sustancias, que se han utilizado tiempo atrás para indicar la acidez o alcalinidad, aún se emplean como indicadores ácido-base.

Un indicador ácido-base es un ácido o base orgánicos de tipo débil, cuya forma no disociada tiene un color diferente al de su base o ácido conjugado. Como ejemplo, el siguiente equilibrio describe el comportamiento de un indicador (al que representaremos como HIn) típico.



HIn = color ácido e In<sup>-</sup> = color básico.

La disociación del indicador se acompaña de cambios en su estructura interna y, por lo tanto, de un cambio de color. Se puede conocer el intervalo de pH en el cual cambia el indicador, con ayuda de la siguiente ecuación:

$$pH = pK_{ind} + \log \frac{[In^-]}{[HIn]} \quad (3.7)$$

El ojo humano es poco sensible a las diferencias de color en disoluciones que contienen una mezcla de  $In^-$  y  $HIn$ . Para el observador común, el color que imparte un indicador típico a una disolución parece cambiar rápidamente cuando la relación de concentraciones está entre 10 y 1. Así que si ponemos dichos valores en la ecuación 3.7, podemos decir que:

$$\text{Intervalo de pH del indicador} = pK_{ind} \pm 1 \quad (3.8)$$

Pensemos en un indicador con una constante de disociación de  $1.0 \times 10^{-5}$  ( $pK_{ind} = 5.00$ ), este indicador mostrará un típico cambio de color, cuando el pH de la disolución en la que se disuelve cambie de 4 a 6.

## OBJETIVOS

Que el alumno observe y clasifique las sustancias de uso cotidiano como ácidos y bases. Comprenda la importancia y distribución universal de los ácidos y bases. Que distinga entre los diferentes grados de acidez y alcalinidad.

## MATERIAL

3 pipetas Pasteur con bulbo.  
1 gradilla.  
10 tubos de ensaye de vidrio, con capacidad para 10 ml.  
1 pipeta graduada de 1 ml.

**Para preparar los reactivos:**

1 matraz aforado de 100 *ml*.  
1 matraz Erlenmeyer.  
1 parrilla de agitación.  
1 barra magnética.  
1 espátula.  
1 probeta de 250 *ml*.  
1 piseta con agua destilada.  
1 pipeta Pasteur con bulbo.  
1 balanza analítica.

**Material proporcionado por los alumnos:**

Leche (5.0 *ml*).  
Refresco incoloro (5.0 *ml*).  
Café (5.0 *ml*).  
Sal de uvas (1.0 g).  
Vinagre (5.0 *ml*).  
Detergente (5.0 *ml*).  
Shampoo (5.0 *ml*).  
Polvo para hornear (1.0 g).  
Sal de mesa (1.0 g).

**REACTIVOS**

- Indicador universal.
- Disolución de ácido acético al 1.0 % v/v ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).
- Bicarbonato de sodio en polvo ( $\text{NaHCO}_3$ ).
- Agua destilada.

## PREPARACIÓN DE LOS REACTIVOS

1. 100 *ml* de hidróxido de sodio, NaOH 0.0500 M. En un matraz volumétrico de 100 *ml*, colocar 50 *ml* de agua destilada y añadir lentamente 0.200 g de NaOH. Mantener en agitación constante hasta que se disuelva. Aforar con agua destilada hasta un volumen de 100 *ml*.
2. 200 *ml* de indicador universal o indicador Yamada. En un matraz Erlenmeyer, poner 100 *ml* de etanol y añadir lentamente:  
  
5.00 *mg* de azul de timol,  
12.5 *mg* de rojo de metilo,  
100 *mg* de fenolftaleína y  
50.0 *mg* de azul de bromotimol.

Mantener con agitación constante hasta que se disuelva. Agregar disolución de hidróxido de sodio 0.0500 M de una bureta, hasta obtener un color verde. Transferir a una probeta de 250 *ml* y adicionar agua destilada hasta un volumen final de 200 *ml*.

3. 100 *ml* de ácido acético al 1.0 % v/v. Colocar 90 *ml* de agua destilada en un matraz volumétrico de 100 *ml*, agregar 1.0 *ml* de ácido acético glacial dejándolo resbalar muy lentamente por las paredes del matraz. Agitar con cuidado.

**Nota:** La reacción de un ácido con agua puede ser muy violenta. Para preparar ácidos hay que tener siempre mucho cuidado de poner primero el agua y después añadirle lentamente el ácido. Nunca debe hacerse a la inversa.

## DESARROLLO

### Parte I: Clasificar las sustancias en función del pH

1. En diferentes tubos de ensaye, poner 5.0 *ml* de cada una de las siguientes sustancias y marcar los tubos del 1 al 10, como se indica:

- Tubo 1: Leche.
- Tubo 2: Agua destilada.
- Tubo 3: Refresco incoloro.
- Tubo 4: Shampoo.
- Tubo 5: Detergente líquido o detergente sólido disuelto en agua.
- Tubo 6: Polvo para hornear (1.0 g).
- Tubo 7: Vinagre.
- Tubo 8: Café.
- Tubo 9: Sal de uvas (1.0 g).
- Tubo 10: Sal de mesa (1.0 g).

2. Agregar 5.0 ml de agua destilada en cada tubo.
3. Agitar ligeramente.
4. Agregar 5 gotas de indicador universal en cada tubo.
5. Agitar ligeramente y observar el cambio de color.

**Nota 1:** No tire estas disoluciones ya que se utilizarán en la parte II.

**Nota 2:** El indicador universal es un indicador de pH que cambia de color de la siguiente manera:

pH:	< de 4	5	6	7	8	9	> de 10
Color:	rojo	naranja	amarillo	verde	azul	índigo	violeta

### Actividad I

- a) Anotar lo que ocurrió en cada uno de los tubos.
- b) Acomodar las sustancias en orden creciente de alcalinidad.

### Parte II: Cambios en el pH de las sustancias

1. Agregar 1.0 ml de ácido acético al 1.0 % v/v a cada uno de los tubos anteriores.
2. Agitar ligeramente y observar el color que presenta cada tubo.

## Actividad II

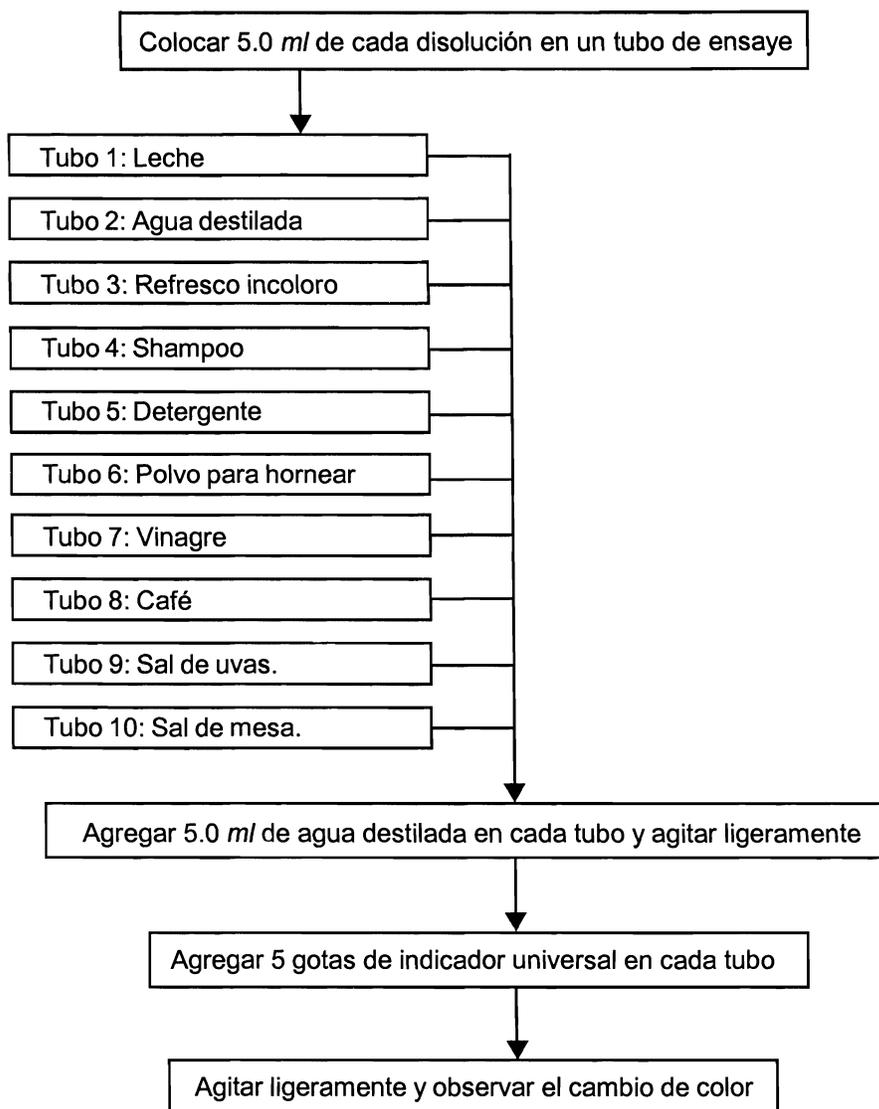
- a) Anotar el cambio de color en cada uno de los tubos y asignar el nuevo valor de pH.
- b) Explicar cuál es la causa de que las disoluciones presenten un valor diferente de pH.

## CUESTIONARIO

1. Investigar cuál es el intervalo de pH en que actúa cada uno de los indicadores que forman parte del indicador universal utilizado en esta práctica.
2. Investigar los nombres químicos y fórmulas de las siguientes sustancias:
  - a) Vinagre comestible.
  - b) Ácido muriático.
  - c) Sosa cáustica.
  - d) Vitamina C.
  - e) Ingrediente activo de la aspirina.
  - f) Ingrediente activo del polvo de hornear.
3. Describir la reacción que se lleva a cabo entre el ácido muriático y la sosa cáustica.
4. Usando la teoría de Lewis, identifique tres ácidos que no se puedan clasificar como tales según las teorías de Brønsted-Lowry ni de Arrhenius.
5. Usando la teoría de Brønsted-Lowry, identifique tres ácidos que no se puedan clasificar como tales según la teoría de Arrhenius.
6. Escriba 5 bases de Arrhenius.

## DIAGRAMAS DE FLUJO

### PARTE I CLASIFICAR LAS SUSTANCIAS EN FUNCIÓN DEL pH





## BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Brown, T. L., H. E. Lemay y B. E. Bursten. 1993. *Química. La ciencia central*. 5ª edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. México. Cap. 16.
2. Chang, R. 1992. *Química*. 4ª edición. McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C.V. México. Cap. 15.
3. Garritz, A. y J. A. Chamizo. 1994. *Química*. Addison-Wesley Iberoamericana, S.A. E.U.A. Cap. 8.
4. Mortimer, Ch. E. 1985. *Química*. Grupo Editorial Interamericana, S.A. de C.V. México. Caps. 14 y 15.
5. Nuffield Chemistry. 1968. *Chemistry; Collected Experiments*. The Nuffield Foundation. Penguin Books. E.U.A.
6. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. *'Chemical Technicians' Ready Reference Handbook*. 3ª edición, McGraw-Hill, Inc. E.U.A. Cap. 26.
7. Whitten, K. W., K. D. Gailey y R. E. Davis. 1992. *Química general*. 3ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V. Caps. 13 y 18.



## Práctica 4

# PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

### CONOCIMIENTOS PREVIOS

Concepto de soluto y disolvente, disoluciones porcentuales, porcentaje en masa y porcentaje en masa/volumen, concepto de mol, concepto y fórmulas de molaridad, normalidad, peso equivalente, número de equivalentes/mol.

### INTRODUCCIÓN

Los compuestos o elementos que conocemos pocas veces se encuentran puros en la naturaleza, en la mayoría de los casos se encuentran formando mezclas que pueden estar en los diferentes estados de la materia. Cuando las mezclas son homogéneas se llaman **soluciones o disoluciones**. Tradicionalmente se dice que las disoluciones están compuestas por dos partes: el **soluto** y el **disolvente**. El solvente o **fase dispersora** es el componente que se encuentra en mayor proporción y contiene o dispersa al otro componente, el soluto o **fase dispersa**, que se encuentra en menor proporción. Para que una disolución sea homogénea, las partículas del soluto deben ser tan pequeñas que al estar contenidas en el solvente no se distingan de él y se observe una sola fase. El estado de la materia en que se encuentre la disolución dependerá, entonces, del estado de la materia del solvente. Así pues, tenemos disoluciones sólidas, líquidas y gaseosas, que contienen solutos en cualquiera de los tres estados de la materia.

Cuando las partículas de una mezcla homogénea tienen un tamaño de 10 a 10,000 veces mayor que los átomos, la mezcla ya no es una solución sino un **sistema coloidal o coloide**, y si las partículas son todavía mayores, entonces se conoce como **suspensión**.

El término de **concentración** se utiliza para designar la cantidad de soluto disuelta en una cierta cantidad de disolvente o de disolución. Es común escuchar que tal o cual cosa están muy concentradas o poco concentradas, sin embargo, cuantitativamente esto no nos dice nada, de manera que existen otras formas de expresar la concentración como son la **molaridad** y la **normalidad** entre otras.

Antes de abordar los temas de molaridad y normalidad, es conveniente entender el término de **mol**. Este concepto se refiere a la unidad para medir la cantidad de sustancia, ya sean átomos, moléculas o partículas, y se expresa como  $n$ . Un mol equivale a  $6.02 \times 10^{23}$  **partículas** (que es el **número de Avogadro**). Es como decir que un mol es un paquete de átomos que siempre trae la misma cantidad de ellos. Por ejemplo, se dice que una docena de huevos son 12 huevos, una gruesa de naranjas son 144 naranjas y un mol de átomos son  $6.02 \times 10^{23}$  átomos.

Asimismo se puede decir que un mol de agua pesa 18.02 gramos (1.008 gramos de cada hidrógeno y 16.00 gramos del oxígeno) y contiene  $6.02 \times 10^{23}$  átomos de agua; mientras que un mol de sal de cocina (NaCl) pesa 58.43 gramos (22.98 gramos del sodio y 35.45 gramos del cloro), pero también contiene  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas de cloruro de sodio. De manera que un mol de cualquier sustancia siempre equivaldrá a  $6.02 \times 10^{23}$  átomos, moléculas o iones, sin considerar la masa o el compuesto de que se trate.

El número de moles que se encuentran en una cantidad determinada de sustancia, se puede conocer mediante la siguiente fórmula:

$$n = w/M \quad (4.1)$$

donde  $w$  es la masa en gramos de la sustancia y  $M$  es su **masa molar** (en algunos libros de texto lo llaman peso molecular y lo abrevian como PM).

**Molaridad:** Se expresa con la letra  $M$  e indica el número de moles de soluto por litro de disolución. Es importante notar que esta forma de expresar la concentración indica cantidad de soluto por cantidad de disolución total y no de solvente.

**M = moles de soluto/litro de disolución**

$$M = n/l \quad (4.2)$$

**Normalidad:** Se expresa con la letra **N** e indica el número de equivalentes (**eq**) de soluto por litro de disolución.

**N = equivalentes de soluto/ litro de disolución**

$$N = eq/l \quad (4.3)$$

Los equivalentes de soluto se calculan con ayuda de:

$$eq = w/P. eq \quad (4.4)$$

**w** = masa en gramos de la sustancia

**P. eq** = Peso equivalente

El peso equivalente se relaciona con la masa molar a través de la fórmula siguiente:

$$\text{Peso equivalente} = \text{masa molar}/a \quad (4.5)$$

Y ¿qué es *a*?

*a* es el **número de equivalentes/mol** del soluto. Se basa en la reacción en la cual participa el soluto, y está definida ya sea por el concepto de **ácido-base** o por el concepto de **oxidación-reducción**, lo cual depende del uso final de la disolución.

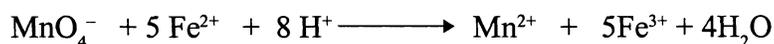
Un equivalente de cualquier **ácido** es igual a la masa en gramos de ácido capaz de proporcionar 1 mol de protones ( $H^+$ ). Un equivalente de cualquier **base** es igual a la masa en gramos de la base que puede combinarse con 1 mol de  $H^+$ , o bien liberar un mol de iones hidróxido ( $OH^-$ ). Para un ácido, el valor de *a* será el número en moles de protones que se liberan; en tanto que para una base, *a* es igual al número en moles de  $OH^-$  que se liberan en una determinada reacción.

Un equivalente de una sal se define por medio de la reacción en la que participa la sal, y es igual a la masa en gramos de la sal capaz de liberar

1 mol ( $6.02 \times 10^{23}$ ) de cargas positivas o negativas. Por lo tanto, el valor de  $a$  es la cantidad en moles de cargas positivas o negativas por mol de sal *utilizadas en la reacción*.

Para las reacciones de *óxido-reducción*, los equivalentes se basan en los cambios en el número de oxidación del elemento que se oxida o se reduce. De modo que el valor de  $a$  será el cambio en el número de oxidación que experimenten los átomos en el transcurso de una reacción. Por ejemplo:

¿Cuál es el valor de  $a$  para el  $\text{KMnO}_4$  y el  $\text{Fe}^{2+}$  cuando participan en la siguiente reacción?



Respuesta:

El valor de  $a$  para el permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) es de 5, porque el número de oxidación del Mn en el ion permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ) es de +7, y cuando éste se reduce al ion manganeso ( $\text{Mn}^{2+}$ ), que tiene un número de oxidación de +2, el cambio en el número de oxidación es de 5 unidades.

El valor de  $a$  para el  $\text{Fe}^{2+}$  es de 1, ya que este elemento presenta un número de oxidación de +2 en la forma reducida ( $\text{Fe}^{2+}$ ) y un número de oxidación de +3 en la forma oxidada ( $\text{Fe}^{3+}$ ), por lo que el cambio en el número de oxidación es 1.

Otra forma sería decir que  $a$ , en una reacción de *óxido-reducción*, se relaciona con el número de electrones transferidos (ganados o perdidos).

La normalidad de una disolución y su molaridad se relacionan precisamente con  $a$  de la siguiente manera:

$$N = aM \quad (4.6)$$

Otra manera de expresar la concentración es utilizando su **porcentaje en masa** (también llamada *porcentaje en peso o peso porcentual*) o **en volumen**. El porcentaje en masa se define como:

% en masa del soluto =  $(\text{masa del soluto} / \text{masa del soluto} + \text{masa del disolvente}) \times 100$ , donde:  $\text{masa del soluto} + \text{masa del disolvente} = \text{masa de la disolución}$ .

$$\% \text{ en masa del soluto} = (\text{masa del soluto} / \text{masa de la disolución}) \times 100 \quad (4.7)$$

Esto es, tomando 100.0 gramos como la masa de la disolución total (100.0 % de la disolución), cuántos gramos dentro de esos 100.0 son de soluto. Así pues, en una disolución de NaCl al 5.0 % en masa (también llamada peso/peso), 5.00 gramos de cloruro de sodio se disuelven en 95.0 gramos de agua. En este caso, no importa el volumen final que tenga la disolución, pero sí la masa.

**Nota:** El porcentaje en masa no tiene unidades porque es una relación de dos cantidades similares.

La expresión de las disoluciones porcentuales en volumen (volumen/volumen o masa/volumen), se obtiene como el volumen (o masa) del soluto dividido entre el volumen total de la disolución y multiplicado por cien. En este caso se toma como volumen total 100.0 ml (100.0 % de la disolución), y se analiza cuánto soluto (ya sea en volumen o en masa) se encuentra disuelto en él. Por ejemplo, para una disolución masa/volumen de NaOH al 10.00 %, se disolverán 10.00 gramos de hidróxido de sodio en el volumen de agua necesario para llegar a 100.0 ml. Como se observa, aquí no se toma en cuenta la masa de la disolución total, pero sí el volumen final de la misma.

Los porcentos en masa y en masa/volumen se relacionan con la densidad ( $\rho$ ) de la siguiente manera:

$$\% \text{ masa/volumen} = (\% \text{ en masa}) (\rho) \quad (4.8)$$

Hasta este momento sólo hemos mencionado las disoluciones en que se parte de una sustancia sólida para preparar una disolución nueva. Pero, ¿qué pasa cuando ya se tiene una disolución con una cierta concentración (disolución madre), y se desea obtener, a partir de ésta, una nueva disolución con una menor concentración? A este proceso se le conoce como **dilución**, y para realizarlo se utiliza la siguiente fórmula:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \quad (4.9)$$

En donde  $V_1$  se refiere al volumen que se deberá tomar de la disolución madre para obtener la nueva disolución,  $C_1$  se refiere a la concentración de la disolución madre,  $V_2$  es el volumen que se desea obtener de la nueva disolución y  $C_2$  es la concentración que tendrá la disolución nueva. Las

concentraciones pueden estar expresadas en términos de molaridad, normalidad, porcentuales, molales u otros.

Cuando se hacen diluciones a partir de un reactivo líquido muy concentrado, podemos encontrar en la etiqueta del frasco del reactivo los datos del porcentaje en masa del compuesto (este dato se relaciona con la pureza) y de su **densidad** (la cantidad de masa por unidad de volumen, *g/ml*). Para relacionar estos datos con la molaridad y normalidad se utilizan las siguientes fórmulas:

$$M = (\% \text{ en masa})(\rho)(10)/M \quad (4.10)$$

$$N = (\% \text{ en masa})(\rho)(10)(a)/M \quad (4.11)$$

Donde  $\rho$  es la densidad,  $a$  es el número de equivalentes/mol y  $M$  es la masa molar.

## OBJETIVOS

Que el alumno: 1) aprenda las diferentes maneras de preparar disoluciones, 2) prepare disoluciones, 3) comprenda las diferencias entre las distintas clases de disoluciones porcentuales y 4) distinga la diferencia entre las disoluciones molares y normales, tomando en cuenta la reacción química que se verifica entre los reactivos.

## MATERIAL

- 1 balanza analítica.
- 1 espátula.
- 2 matraces volumétricos de 100 *ml*.
- 7 matraces aforados de 100 *ml*.
- 3 pipetas graduadas de 10 *ml*.
- 1 propipeta.

- 1 parrilla de agitación.
- 1 barra magnética (agitador magnético).
- 1 piseta.
- 1 probeta de 100 *ml*.
- 1 pipeta Pasteur con bulbo.

## REACTIVOS

- Sulfato cúprico ( $\text{CuSO}_4$ ) directo del frasco.
- Cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) directo del frasco.
- Ácido clorhídrico concentrado,  $\text{HCl}$  ( $r = 1.18 \text{ g/ml}$ , 37.0 % de pureza).
- Ácido sulfúrico concentrado,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $r = 1.84 \text{ g/ml}$ , 98.0 % de pureza).
- Agua destilada.

## DESARROLLO

### Parte I: Preparación de disoluciones a partir de sólidos y líquidos

**Nota 1:** Realizar previamente los cálculos necesarios, a fin de obtener la masa o el volumen del soluto requerido para preparar las siguientes disoluciones:

- A. Preparar 100 *ml* de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0.100 M, a partir de  $\text{CuSO}_4$  sólido:**
1. Pesar los gramos de  $\text{CuSO}_4$  necesarios para preparar 100 *ml* de una disolución 0.100 M, lo que corresponde a \_\_\_\_\_ gramos.
  2. Poner 50.0 *ml* de agua destilada en un matraz aforado.
  3. Agregar lentamente el sulfato cúprico, cuidando de no tirar la sustancia fuera del matraz.

4. Mantener en agitación constante hasta que el soluto esté completamente disuelto.
5. Agregar agua destilada hasta que se forme un menisco sobre la marca del matraz. Este proceso se llama **aforar**.
6. Se tapa el matraz y se agita ligeramente.  
**Nota 2:** Es recomendable realizar la última parte del aforo con una pipeta Pasteur, para asegurarse de que el agua no se vaya a pasar de la marca.

**B. Preparar 100 ml de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0.0100 M a partir de  $\text{CuSO}_4$  0.100 M (dilución).**

1. Usar una pipeta graduada para tomar el volumen necesario de sulfato de cobre 0.100 M para realizar la dilución, lo que corresponde a \_\_\_\_\_ *ml*.
2. Depositarlo en un matraz aforado de 100 *ml*.
3. Agregar el agua destilada necesaria para aforar.
4. Tapar y agitar ligeramente la disolución.

**Parte II: Preparación de disoluciones porcentuales masa/masa y masa/volumen**

**A. Preparar 100 gramos de una disolución de NaCl al 3.00 % en masa.**

1. Pesar los gramos necesarios de NaCl para preparar la disolución requerida, lo que corresponde a \_\_\_\_\_ gramos.
2. La cantidad de agua destilada necesaria para preparar la disolución requerida es \_\_\_\_\_ g. Si la densidad del agua destilada es de 1.0 *g/ml*, los gramos de agua necesarios corresponden a \_\_\_\_\_ *ml*.
3. Colocar \_\_\_\_\_ *ml* de agua destilada, en un matraz volumétrico.

4. Agregar el cloruro de sodio y agitar hasta que se disuelva totalmente.
5. Pesar la disolución resultante.
6. Medir el volumen de la misma.

**B. Preparar 100 ml de disolución de NaCl al 3.00 % masa/volumen.**

1. Pesar los gramos necesarios de NaCl para preparar la disolución requerida, lo que corresponde a \_\_\_\_\_ gramos.
2. Poner 50.0 ml de agua destilada en un matraz aforado de 100 ml.
3. Agregar el cloruro de sodio y agitar hasta que se disuelva totalmente.
4. Agregar el agua destilada necesaria para aforar el matraz.
5. Tapar y agitar ligeramente.
6. Pesar la disolución resultante.

### Actividad I

- a) Comparar la masa de las disoluciones que se prepararon.
- b) Comparar el volumen de estas mismas disoluciones.

### Parte III: Disoluciones molares y normales

**A. Preparar 100 ml de HCl 0.100 M, a partir de HCl concentrado (37.0 % en masa y densidad de 1.18 g/ml).**

1. Colocar 50.0 ml de agua destilada en un matraz aforado de 100 ml.
2. **Con una propipeta** tomar el volumen necesario de ácido concentrado, para preparar la disolución requerida, esto es \_\_\_\_\_ ml.

3. Agregar el ácido lentamente al matraz con agua, **deslizándolo gota a gota** por las paredes del recipiente.
4. Agitar ligeramente la disolución.
5. Agregar agua destilada hasta aforar.
6. Tapar y agitar ligeramente.

**Nota:** Nunca se pipetea el ácido con la boca, ni tampoco se adiciona agua al ácido. Recuerda no dar de beber agua al ácido.

**B. Preparar 100 ml de  $H_2SO_4$  0.100 M, a partir de  $H_2SO_4$  concentrado (98 % en masa, densidad de 1.87).**

1. Colocar 50.0 ml de agua destilada en un matraz aforado.
2. Con una **propipeta** tomar el volumen necesario de ácido sulfúrico concentrado, para preparar la disolución requerida, esto es \_\_\_\_\_ ml.
3. Agregar el ácido lentamente al matraz con agua, **deslizándolo gota a gota** por las paredes del recipiente.
4. Agitar ligeramente.
5. Agregar agua destilada hasta aforar.
6. Tapar y agitar ligeramente.

**C. Preparar 100 ml de HCl 0.100 N, a partir de HCl concentrado (37 % de pureza y densidad de 1.18 g/ml).**

1. Colocar 50.0 ml de agua destilada en un matraz aforado.
2. **Usar una propipeta** para tomar el volumen necesario de ácido concentrado, a fin de preparar la disolución requerida, esto es \_\_\_\_\_ ml.
3. Agregar el ácido lentamente al matraz con agua, **deslizándolo gota a gota** por las paredes del recipiente.
4. Agitar ligeramente.
5. Agregar agua destilada hasta aforar.
6. Tapar y agitar ligeramente.

**D. Preparar 100 ml de  $H_2SO_4$  0.100 N a partir de  $H_2SO_4$  concentrado (98 % en masa, densidad de 1.87 g/ml). Suponer que el  $H_2SO_4$  participará en una reacción en la que se neutralizarán los dos protones.**

1. Colocar 50.0 *ml* de agua destilada en un matraz aforado.
2. **Con una propipeta** tomar el volumen necesario de ácido concentrado para preparar la disolución, esto es \_\_\_\_\_ *ml*.
3. Agregar el ácido lentamente al matraz con agua, **deslizándolo gota a gota** por las paredes del recipiente.
4. Agitar cuidadosamente.
5. Agregar agua destilada hasta aforar.
6. Tapar y agitar ligeramente.

## Actividad II

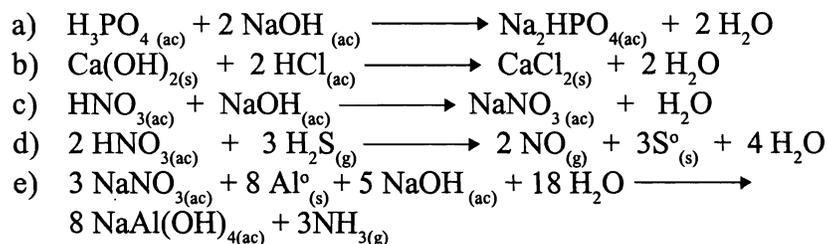
- a) Anotar la diferencia entre las cantidades (en *ml*) de ácido clorhídrico usadas al preparar las disoluciones 0.100 M y 0.100 N de HCl.
- b) Anotar la diferencia entre las cantidades (en *ml*) de ácido sulfúrico usadas al preparar las disoluciones 0.100 M y 0.100 N de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- c) Explicar estas diferencias en función del número de equivalentes que existen en un mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

## CUESTIONARIO

1. Completar la siguiente tabla con los ejemplos que se piden para las distintas disoluciones que pueden existir, dependiendo del estado del soluto y el solvente en cada caso.

Fase dispersora (solvente)	Fase dispersa (soluto)	Ejemplo
	Sólido	
Sólido	Líquido	
	Gaseoso	
	Sólido	
Líquido	Líquido	
	Gaseoso	
	Sólido	
Gaseoso	Líquido	
	Gaseoso	

2. Si la fórmula de molaridad es  $M = n/l$ , ¿por qué se pesa la masa del soluto para preparar la disolución y no se usan directamente los moles?
3. ¿Por qué en la disolución porcentual en masa se considera la masa del agua, mientras que en la disolución porcentual masa/volumen no se toma en cuenta?
4. ¿Existen diferencias entre una disolución 0.100 M y una disolución 0.100 N de ácido clorhídrico? Explicar por qué.
5. Al preparar una disolución 0.100 N de ácido sulfúrico ¿se debe establecer la reacción química que se dará al utilizar este reactivo? ¿Y si se prepara la disolución 0.100 M, se debe tomar en cuenta el mismo criterio? Justifique su respuesta.
6. Clasifica las reacciones señaladas en el punto 7, con base en el tipo de reacción (neutralización ácido-base o redox).
7. Indica el número de equivalentes para los compuestos (que se indican al final), en los que ocurren las siguientes reacciones:



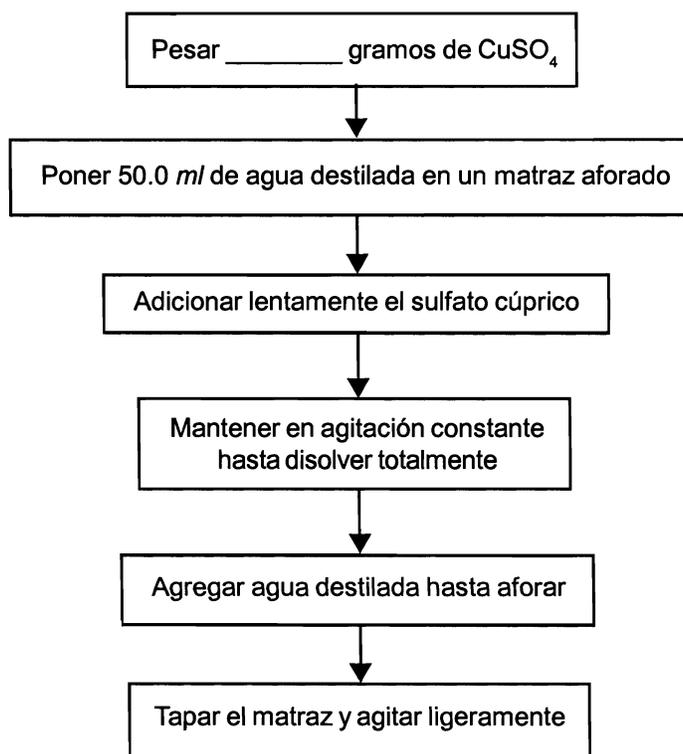
### Compuestos

- a) Ácido fosfórico, hidróxido de sodio.
  - b) Hidróxido de calcio, ácido clorhídrico.
  - c) Ácido nítrico, hidróxido de sodio.
  - d) Ácido nítrico, ácido sulfhídrico.
  - e) Nitrato de sodio, aluminio.
8. El frasco de donde se obtuvo el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tiene las siguientes especificaciones: masa molar = 98.09 g/mol, densidad = 1.87 g/ml, % de pureza = 98.0. Reportar la concentración del  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en:
- a) % masa.
  - b) % masa/volumen.
  - c) Molaridad.
  - d) Normalidad (considere que será utilizado para titular una disolución de NaOH).

## DIAGRAMAS DE FLUJO

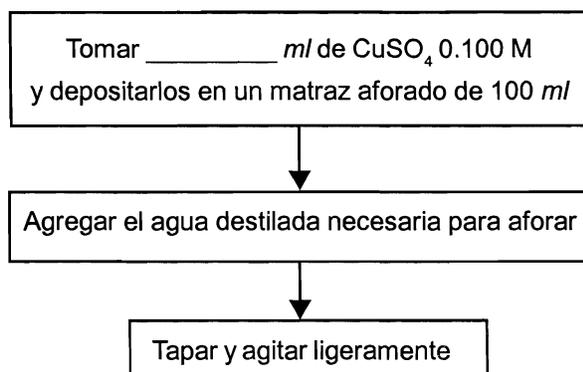
### PARTE I PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES A PARTIR DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

- A. Preparar 100 ml de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0.100 M a partir de  $\text{CuSO}_4$  sólido:



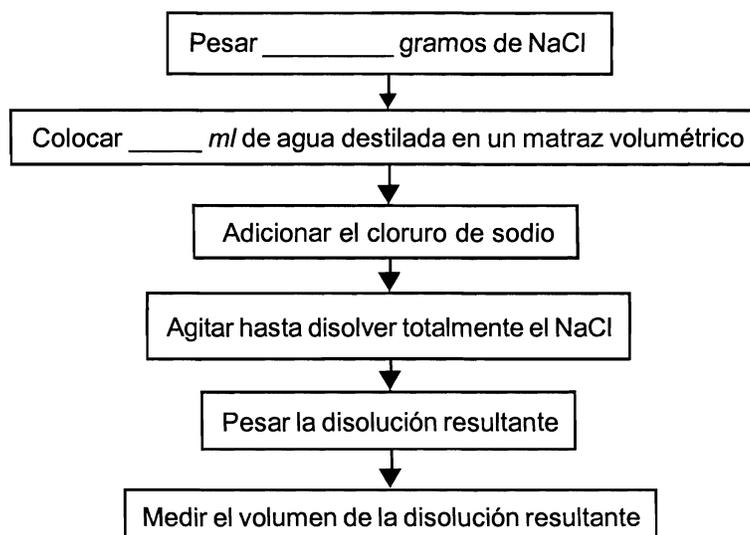
**Nota:** Es recomendable realizar la última parte del aforo con una pipeta Pasteur, para asegurar que el agua no sobrepase la marca.

- B. Preparar 100 ml de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0.0100 M, a partir de  $\text{CuSO}_4$  0.100 M (dilución).**

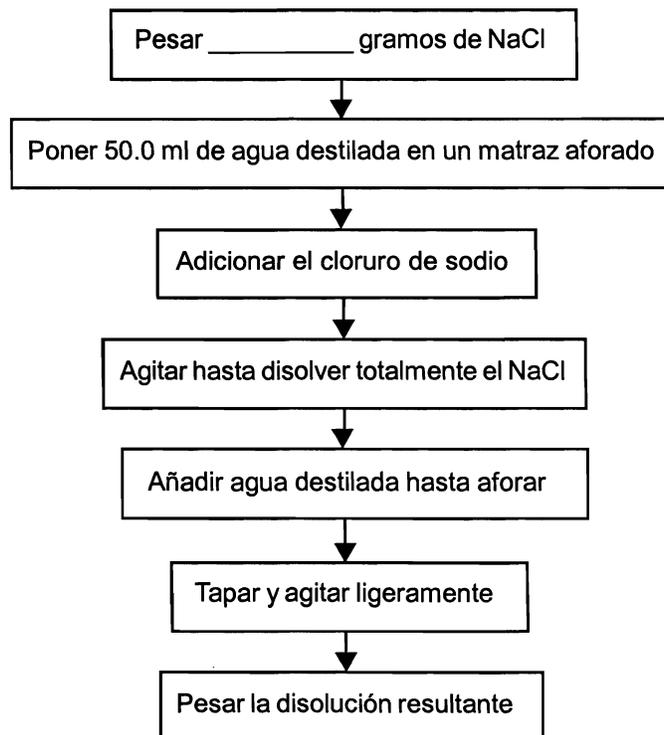


**PARTE II**  
**PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES PORCENTUALES**  
**MASA/MASA Y MASA/VOLUMEN**

- A. Preparar 100.0 gramos de una disolución de NaCl al 3.00 % masa/masa**



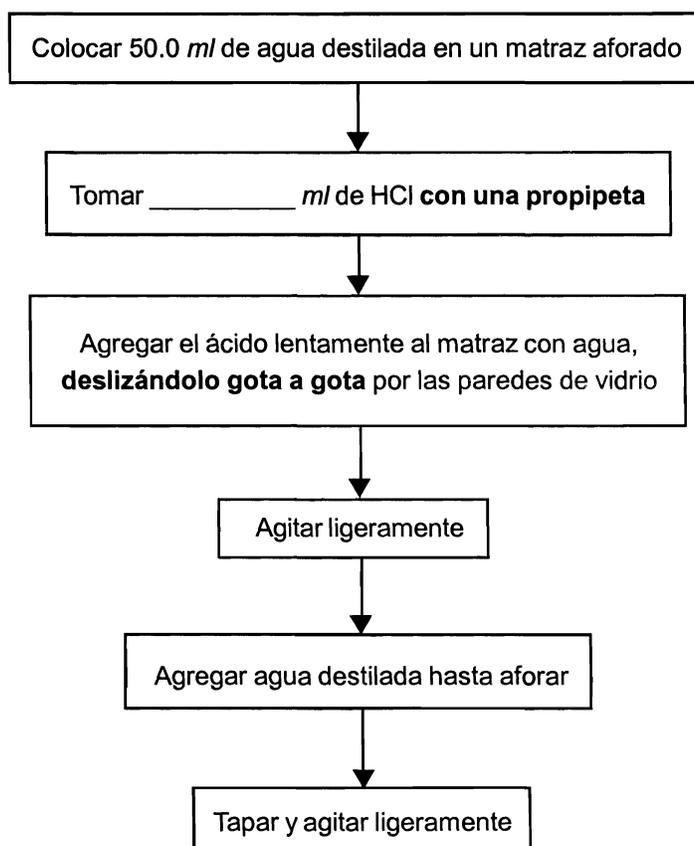
**B. Preparar 100 ml de disolución de NaCl al 3.00 % masa/volumen.**



### PARTE III

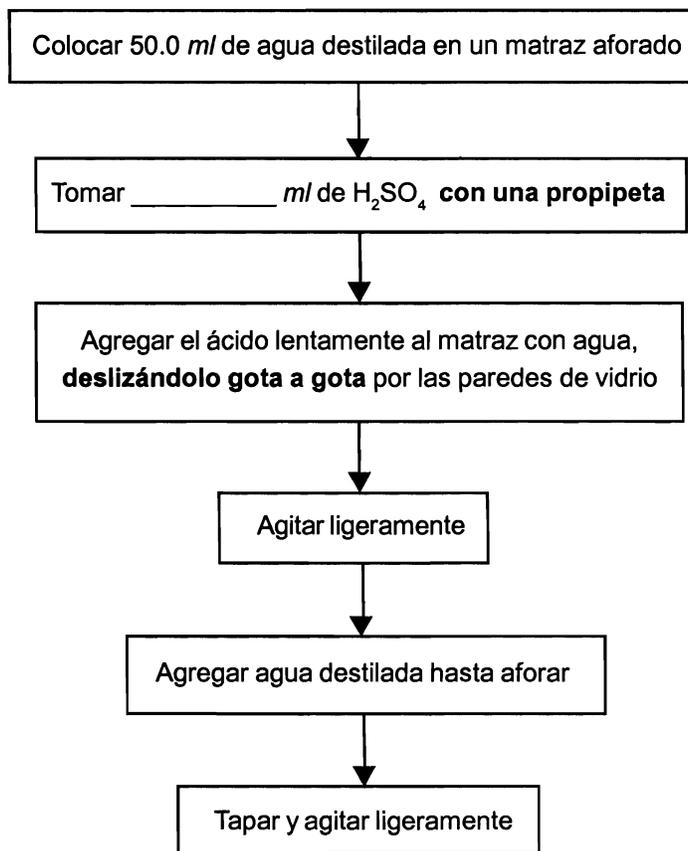
#### DISOLUCIONES MOLARES Y NORMALES

- A. Preparar 100 ml de HCl 0.100 M, a partir de HCl concentrado (35 % de pureza y densidad de 1.18 g/ml)

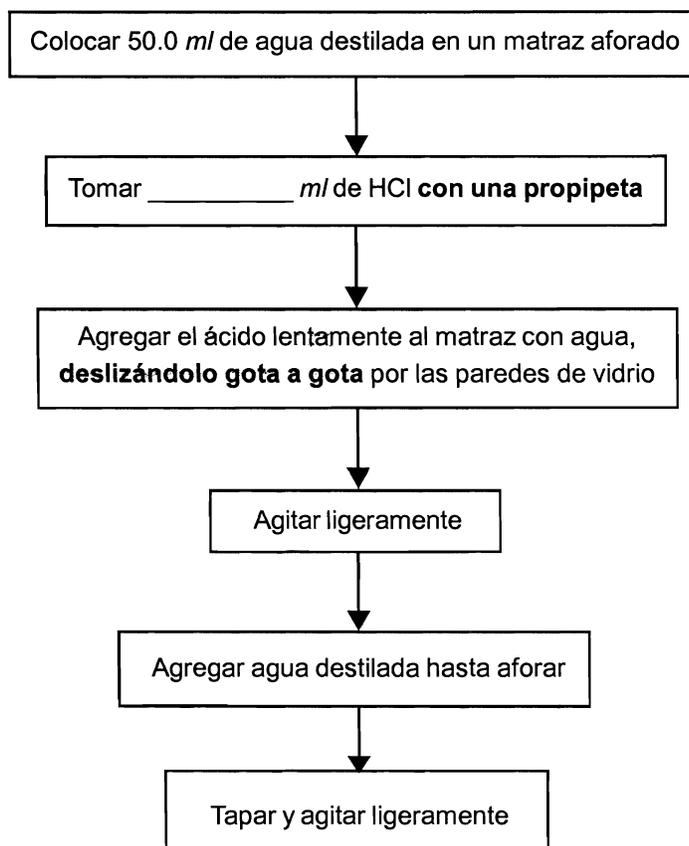


**Nota:** Nunca se pipetea el ácido directamente con la boca. Nunca se debe agregar agua al ácido.

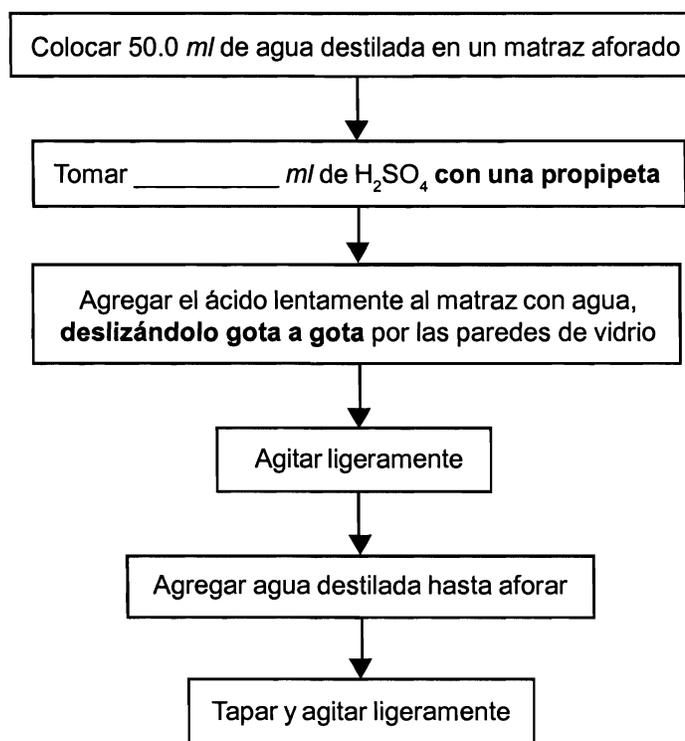
**B. Preparar 100 ml de  $H_2SO_4$  0.100 M, a partir de  $H_2SO_4$  concentrado (98 % en masa y densidad de 1.87 g/ml).**



**C. Preparar 100 ml de HCl 0.100 N, a partir de HCl concentrado (37 % en masa y densidad de 1.18 g/ml)**



**D. Preparar 100 ml de  $H_2SO_4$  0.100 N, a partir de  $H_2SO_4$  concentrado (98 % en masa y densidad de 1.87 g/ml).**



## BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Brown, T. L. E., H. E. Lemay y B. E. Bursten. 1993. *Química. La ciencia central*. 5ª edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. México, pp. 91; 114-117; 494-500.
2. Chang, R. 1992. *Química*. 4ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A de C.V. México. Caps. 4 y 12.
3. Garritz, A. y J. A. Chamizo. 1994. *Química*. Addison Wesley Iberoamericana, S.A. E.U.A. Cap. 2.
4. Mortimer, C. E. 1986. *Química*. Grupo Editorial Iberoamérica, S. A. de C. V. México. Cap. 10.
5. Whitten, K. L., K. D. Gailey y R. E. Davis. 1992. *Química general*. 3ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México, pp. 41-48; 400-404.



## Práctica 5

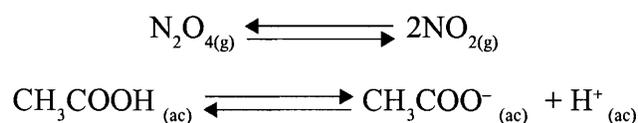
# EQUILIBRIO QUÍMICO: EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

### CONOCIMIENTOS PREVIOS

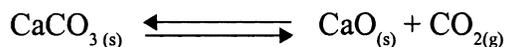
Reacciones reversibles e irreversibles. Equilibrio homogéneo, equilibrio heterogéneo. Ley de acción de masas. Constante de equilibrio químico. Principio de LeChatelier. Catálisis homogénea, heterogénea y enzimática.

### INTRODUCCIÓN

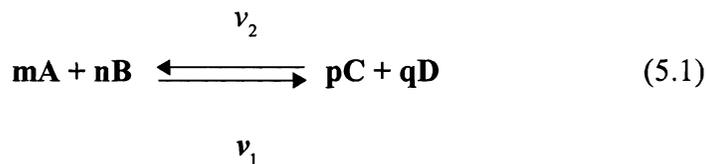
Son pocas las reacciones químicas que se llevan a cabo en una dirección, la mayor parte son al menos hasta cierto punto reversibles. Al inicio de una **reacción reversible**, ésta se desplaza hacia la formación de productos. Tan pronto como se forman algunas moléculas de producto, comienza a efectuarse el proceso inverso: la formación de moléculas de reactivo a partir de moléculas de producto. Cuando se igualan las velocidades de las reacciones directa e inversa, se establece un estado de **equilibrio químico**. El equilibrio es un estado en el cual no se observan cambios a medida que transcurre el tiempo. Existen **equilibrios homogéneos**, en donde todas las especies reactantes están en la misma fase. Ejemplos de estos equilibrios son:



En los **equilibrios heterogéneos** los reactivos y productos están en fases diferentes, por ejemplo:



**Ley de acción de masas.** El aspecto general de una reacción reversible es:



Las velocidades del proceso directo ( $v_1$ ) e inverso ( $v_2$ ) se expresan por las ecuaciones:

$$v_1 = k_1 [A]^m [B]^n \quad (5.2)$$

$$v_2 = k_2 [C]^p [D]^q \quad (5.3)$$

donde [A], [B], [C], [D] son las concentraciones molares de las sustancias, en tanto que **m**, **n**, **p** y **q** son los coeficientes que tiene la reacción en la ecuación estequiométrica.

En el momento en que se establece el equilibrio, las reacciones directa e inversa no cesan, sino que continúan en direcciones opuestas con velocidades iguales.

Si  $v_1 = v_2$ , los términos de la derecha de las ecuaciones mencionadas son también iguales, o sea:

$$k_1 [A]^m [B]^n = k_2 [C]^p [D]^q \quad (5.4)$$

De la ecuación anterior se deduce que:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n} \quad (5.5)$$

La relación de dos constantes es una magnitud también constante, por lo tanto:

$$K = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n} \quad (5.6)$$

**La ley de acción de masas** señala que cuando se alcanza el equilibrio, el producto de las masas reaccionantes de las sustancias iniciales por la constante de la velocidad de reacción directa, es igual al producto de las masas reaccionantes de las sustancias que se forman por la constante de velocidad de la reacción inversa.

Las leyes generales que determinan el curso de las reacciones homogéneas no son válidas por completo para los sistemas heterogéneos.

## Factores que afectan al equilibrio químico

El equilibrio químico representa un balance entre las reacciones directa e inversa. Los cambios en las condiciones experimentales pueden perturbar el balance y desplazar la posición del equilibrio, de modo que se puede formar una mayor o menor cantidad del producto deseado. Las variables que se pueden controlar experimentalmente son: **concentración, presión, volumen y temperatura**. La regla que ayuda a predecir la dirección en que se desplazará el equilibrio químico, cuando sucede un cambio en la concentración, presión, volumen o temperatura, es el **principio de LeChatelier**. Este principio establece que **si se aplica un esfuerzo externo a un sistema en equilibrio, el sistema se ajusta por sí mismo de tal modo que el “esfuerzo” se contrarresta parcialmente**. La palabra **esfuerzo** se refiere a las variables concentración, presión, volumen, temperatura.

## Catalizadores

Un **catalizador** es una sustancia que cambia (aumenta) la velocidad de una reacción química sin ser consumida ella misma. Independientemente de la

naturaleza del catalizador, éste acelera la reacción al proporcionar una serie de etapas elementales con **cinéticas** más favorables que no se dan en su ausencia. En muchos casos un catalizador aumenta la velocidad disminuyendo la **energía de activación** de la reacción. ***Un catalizador cambia la velocidad a la que se logra el equilibrio, pero no altera el valor de la constante de equilibrio.*** Existen tres tipos de catálisis, dependiendo de la naturaleza de la sustancia que aumenta la velocidad: **catálisis heterogénea** –los reactivos y el catalizador están en fases distintas–, **catálisis homogénea** –los reactivos, productos y catalizadores están todos dispersos en una sola fase– y **catálisis enzimática**. En esta última, el catalizador es una **enzima** que además de aumentar la velocidad de las reacciones bioquímicas, es altamente específica. Las enzimas actúan sólo en determinadas moléculas, llamadas **sustratos** (esto es reactivos), mientras que dejan el resto del sistema sin afectar. La catálisis enzimática es al mismo tiempo un ejemplo de catálisis homogénea, ya que tanto el sustrato como la enzima y el producto están presentes en disolución acuosa (**ac**).

## OBJETIVO

Que el alumno observe cuál es el efecto que tiene sobre el equilibrio químico, la concentración de productos y reactivos, así como también el efecto de los catalizadores.

## MATERIAL

1 gradilla.  
8 tubos de ensayo.  
1 pipeta graduada de 5 ml.  
3 pipetas graduadas de 1 ml.  
1 pipeta graduada de 10 ml.  
1 propipeta.  
1 vaso de precipitado de 50 ml.  
1 cronómetro.

### Para preparar los reactivos:

- 4 vasos de precipitado de 50 *ml*.
- 1 espátula.
- 1 matraz volumétrico de 10 *ml*.
- 1 matraz volumétrico de 25 *ml*.
- 1 probeta de 10 *ml*.
- 1 piseta con agua destilada.
- 1 pipeta Pasteur con bulbo.
- 1 balanza analítica.
- 1 parrilla de agitación.
- 1 barra magnética.

### REACTIVOS

- Disolución saturada de cloruro de hierro (III),  $\text{FeCl}_3$  (también se le conoce como cloruro férrico).
- Disolución saturada de tiocianato de potasio,  $\text{KSCN}$ .
- Disolución de tiosulfato de sodio con 75.0 g de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  por litro de disolución.
- Sulfato de cobre (II) 0.250 M  $\text{CuSO}_4$  (también se le llama sulfato cúprico).
- Cloruro de potasio sólido,  $\text{KCl}_{(s)}$

### PREPARACIÓN DE LOS REACTIVOS

1. Disolución saturada de  $\text{FeCl}_3$  (cloruro férrico). En un vaso de precipitado de 50 *ml*, colocar 10.0 *ml* de agua destilada y la barra magnética. Poner el vaso sobre la parrilla de agitación y adicionar lentamente y con agitación constante  $\text{FeCl}_3$  hasta saturar la disolución.
2. Disolución saturada de  $\text{KSCN}$ . En un vaso de precipitado de 50 *ml*, colocar 10.0 *ml* de agua destilada y la barra magnética. Poner el

- vaso sobre la parrilla de agitación y adicionar lentamente y con agitación constante KSCN hasta saturar la disolución.
3. Disolución de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . En un vaso de precipitado de 50 ml, colocar 10.0 ml de agua destilada y la barra magnética. Poner el vaso sobre la parrilla de agitación y adicionar lentamente y con agitación constante 1.88 g de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Cuando se haya disuelto por completo retirar la barra magnética, enjuagarla con un poco de agua destilada y transferir la disolución a un matraz volumétrico de 25 ml. Aforar con agua destilada.
  4. Disolución 0.250 M de  $\text{CuSO}_4$  (sulfato cúprico). En un vaso de precipitado de 50 ml, colocar 7.0 ml de agua destilada y la barra magnética. Poner el vaso en la parrilla de agitación y adicionar lentamente y con agitación constante 0.620 g de sulfato cúprico pentahidratado. Retirar la barra magnética, enjuagarla con 1.0 ml de agua destilada y transferir la disolución a un matraz volumétrico de 10 ml. Posteriormente aforar con agua destilada hasta la marca.

## DESARROLLO

### Parte I: Equilibrio químico

Una clásica reacción reversible es la reacción entre el cloruro de hierro (III),  $\text{FeCl}_3$ , y el tiocianato de potasio, KSCN, o tiocianato de amonio,  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . La disolución formada de tiocianato de hierro,  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ , es de color rojo y su intensidad depende de la concentración de la disolución.

1. Colocar en un vaso de precipitado 20 ml de agua y añadir 0.10 ml de las disoluciones saturadas de  $\text{FeCl}_3$  y KSCN.
2. Colocar en 4 tubos de ensayo 5.0 ml de la disolución anterior, la cual presenta un color rojo.

**Tubo 1.** Este tubo de ensayo se deja como testigo para comparar el color desarrollado en cada uno de los siguientes experimentos.

**Tubo 2.** Añadir al tubo de ensayo 0.20 *ml* de la disolución saturada de  $\text{FeCl}_3$ .

**Tubo 3.** Añadir al tubo 0.20 *ml* de disolución saturada de KSCN.

**Tubo 4.** Añadir un poco de KCl sólido y agitar vigorosamente. Comparar el color de las disoluciones de los tubos 3 y 4.

## Actividad I

- Escribir la ecuación de la reacción reversible.
- Escribir la ecuación de la constante de equilibrio.
- ¿Qué observó en el tubo 2? ¿Hacia dónde se desplazó el equilibrio en el tubo 2?
- ¿Qué observó en el tubo 3? ¿Hacia dónde se desplazó el equilibrio en el tubo 3?
- ¿Hacia dónde se desplazó el equilibrio en el tubo 4?
- ¿Cómo hay que cambiar la concentración de la sustancia, para desplazar el equilibrio de la derecha a la izquierda?

## Parte II: Catálisis homogénea

Diluir con un volumen doble de agua la disolución de tiocianato de hierro que quedó del experimento de la **Parte I (tubo 1)**, y vaciarlo en tres partes iguales en tres tubos de ensayo (5.0 *ml* en cada tubo).

**Tubo 1.1.** Adicionar 5.0 *ml* de la disolución de tiosulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , poniendo en marcha el segundero en el instante de empezar a vaciar hasta la decoloración de la disolución.

**Tubo 1.2.** Adicionar 5.0 *ml* de la disolución de tiosulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , y 0.30 *ml* de la disolución de sulfato cúprico,  $\text{CuSO}_4$ . Determinar por medio del segundero el tiempo transcurrido desde el momento de mezclar las disoluciones hasta su decoloración.

**Tubo 1.3.** Adicionar 5.0 *ml* de la disolución de tiosulfato de sodio y 1.5 *ml* de la disolución de sulfato cúprico. Determinar mediante del segundero

el tiempo transcurrido desde el momento de mezclar las disoluciones hasta su decoloración.

## Actividad II

- Escribir la reacción que se lleva a cabo.
- Anotar el tiempo en que se decoloraron los tubos 1.1, 1.2 y 1.3.
- ¿En cuál de ellos fue más rápida la decoloración?
- ¿Qué papel juegan los iones  $\text{Cu}^{2+}$ ?
- ¿Cómo influye la cantidad de catalizador en la velocidad de la reacción catalítica homogénea?

## CUESTIONARIO

- La combinación del oxígeno con la hemoglobina (HHb), molécula encargada de transportar el oxígeno en la sangre, da origen a una reacción compleja que en forma simplificada se puede expresar así:



$\text{HHbO}_2$  es la oxihemoglobina que es el compuesto que en realidad conduce el oxígeno a los tejidos.

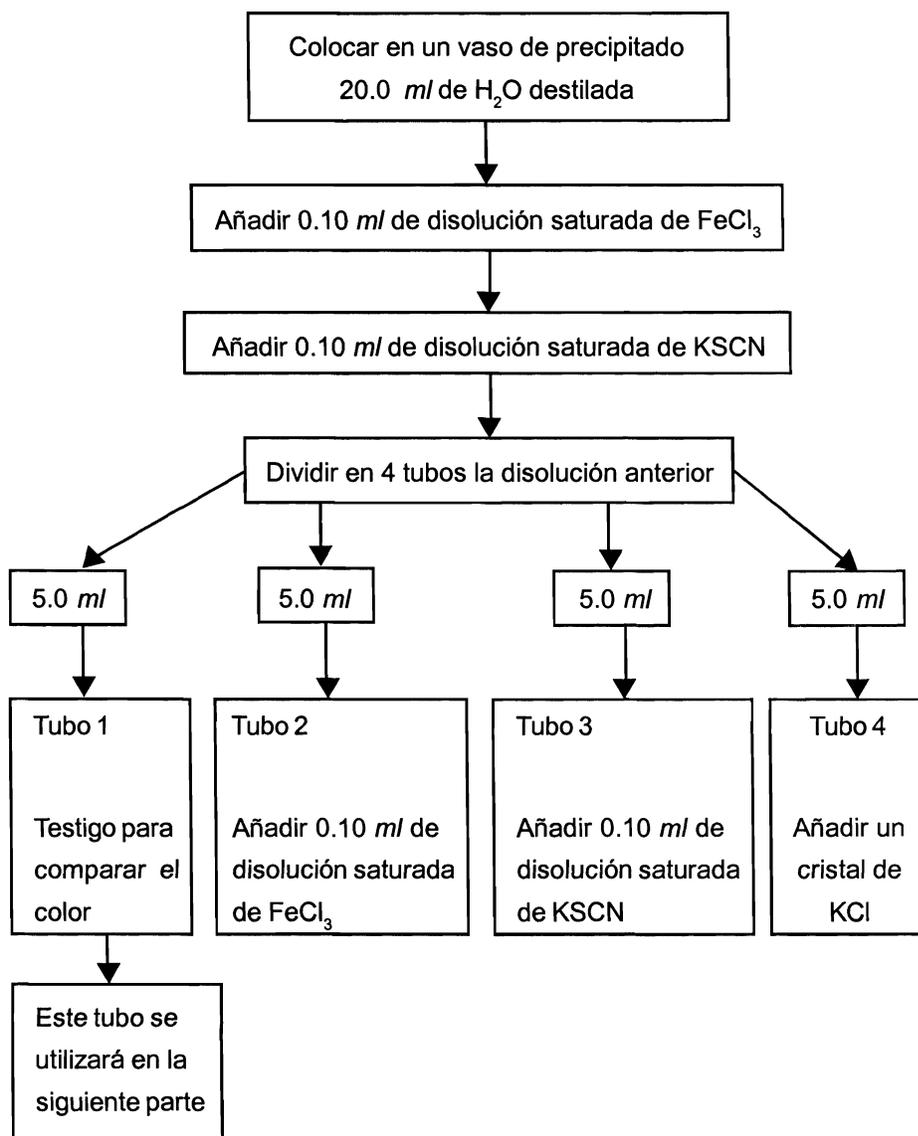
- ¿Cuántas fases hay en este equilibrio?
- ¿Es un sistema homogéneo o heterogéneo?
- Escriba la expresión de la constante de equilibrio.
- A una altura de 3.0 km, la presión parcial del oxígeno es de 0.14 atmósferas, en tanto que en el nivel del mar el valor es de 0.20 atm. Esto es, hay una menor cantidad de oxígeno en la montaña con respecto al nivel del mar. Si una persona que vive en Acapulco sube a una montaña que tiene tres km de altura, ¿su nueva concentración de  $\text{HHbO}_{2(ac)}$  será mayor o menor a la que

tenía antes de subir a la montaña? ¿En qué forma responde el organismo para restablecer el equilibrio? ¿Cómo esperaría que fuese la [HHb]] en los habitantes del Himalaya con respecto a los que viven en Acapulco?

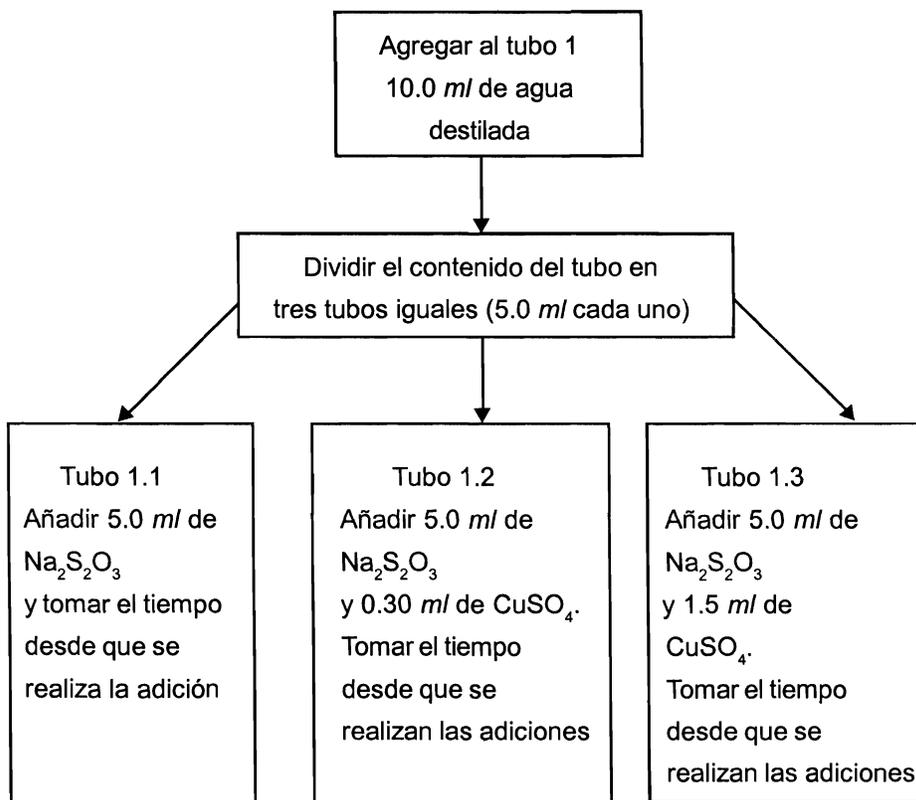
2. ¿Cuáles son las características de un catalizador?
3. En nuestro organismo las reacciones bioquímicas son catalizadas por enzimas. ¿Son estas reacciones ejemplos de catálisis homogénea o heterogénea? Explique.

## DIAGRAMAS DE FLUJO

### PARTE I EQUILIBRIO QUÍMICO



**PARTE II**  
**INFLUENCIA DE LOS CATALIZADORES EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN**



## BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Brown, T. L. E., H. E. Lemay y B. E. Bursten. 1993. *Química. La ciencia central*. 5ª edición, Prentice Hall Hispanoamericana, S. A. México. Caps. 14 y 15.
2. Chang, R. 1992. *Química*. 4ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México. Cap. 14.
3. Garritz, A. y J. A. Chamizo. 1994. *Química*. Addison Wesley Iberoamericana, S. A. E.U.A. Cap. 7.
4. Semishin, V. 1967. *Prácticas de química general inorgánica*. Editorial MIR. Moscú.
5. White, A., P. Hander, E. L. Smith *et al.* 1983. *Principios de bioquímica*. 2ª edición en español, McGraw-Hill de México, S. A. de C. V. México. Cap. 2.
6. Whitten, K. W., K. D. Gailey y R. E. Davies 1992. *Química general*. 3ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México. Caps. 16 y 17.

## Práctica 6

# ÁCIDOS Y BASES II: REACCIONES ÁCIDO-BASE

### CONOCIMIENTOS PREVIOS

Diferencias entre un ácido fuerte y uno débil. Diferencias entre una base fuerte y una débil. Diferencias entre sales ácidas, básicas y neutras. Conceptos de: hidrólisis, pH,  $pK_a$ ,  $pK_b$ ,  $pK_w$ , neutralización, titulación.

### INTRODUCCIÓN

Las sustancias se pueden clasificar como *ácidos*, *bases* y *sales*. Los ácidos y bases pueden ser *fuertes* o *débiles*, en tanto que las sales se clasifican en *neutras*, *ácidas* o *básicas*.

### Ácidos y bases

Los *ácidos fuertes* son aquéllos que se disocian completamente, mientras que los *ácidos débiles* se disocian en forma parcial, es decir, se separa el protón del anión:  $HA \rightarrow H^+ + A^-$ .

A una temperatura dada, la fuerza de los ácidos se puede medir mediante la magnitud de su constante de acidez,  $K_a$ ; mientras más grande sea  $K_a$ , el ácido será más fuerte, es decir que será mayor la concentración de iones hidrógeno producidos por la ionización en equilibrio.

La constante de disociación de un ácido ( $K_a$ ) expresa el grado en el cual un ácido transfiere un protón al disolvente (agua).

Como la ionización de los ácidos débiles nunca es total, todas las especies (el ácido no ionizado HA, los iones  $H^+$  y la base conjugada  $A^-$ ) están presentes en el equilibrio.

Si de manera general escribimos la fórmula de un ácido monoprótico como HA, la reacción de disociación en el agua será:



y la expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Las bases fuertes, tales como los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos (excepción del berilio), están totalmente ionizados en agua:

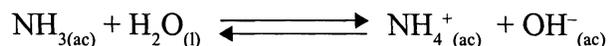


Recuerde que el  $OH^-$  es la base más fuerte que puede existir en las disoluciones acuosas.

Las bases débiles se tratan como los ácidos débiles.

La constante de disociación de una base,  $K_b$ , expresa el grado en el cual una base reacciona con el disolvente (agua), aceptando un protón y liberando iones oxhidrilo,  $OH^-$ .

Cuando el amoníaco se disuelve en agua, ocurre la reacción:



Como muy pocas moléculas de agua se consumen en esta reacción, se trata la concentración del agua [ $H_2O$ ] como una constante. Entonces, se puede escribir la constante de equilibrio como:

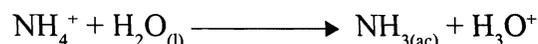
$$K[\text{H}_2\text{O}] \cong K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

## Sales

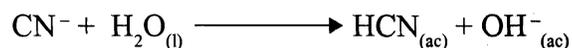
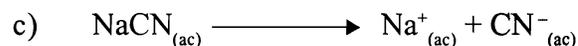
Las sales se pueden clasificar en función de su comportamiento ácido-base. Así que debemos considerar los efectos de *hidrólisis* de *aniones* o *cationes* procedentes de ácidos o bases débiles, como se ejemplifica a continuación:



El cloruro de sodio se disocia completamente en iones sodio y cloruro. Los cationes que se forman con metales del grupo 1 y 2 (antes IA y IIA) y los aniones procedentes de ácidos fuertes no se hidrolizan. En este caso, la concentración de protones que existe en el medio es la que proviene de la ionización del agua, por lo que la  $[\text{H}^+]$  y de  $[\text{OH}^-]$  son iguales, entonces el NaCl es una sal *neutra*.



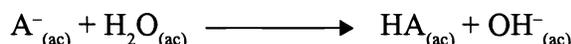
El nitrato de amonio se disocia completamente en iones nitrato (anión procedente del  $\text{HNO}_3$ , un ácido fuerte) y el ion amonio (catión que proviene del amoníaco, base débil). En este caso, el  $\text{NH}_4^+$  reacciona parcialmente con el agua del medio generando iones hidronio, lo que hace que esta sal presente características *ácidas*.



El cianuro de sodio se disocia completamente en iones sodio (catión procedente del grupo 1) y cianuro. En este caso, el  $\text{CN}^-$  reacciona en forma parcial con el agua del medio produciendo iones oxhidrilo, lo que hace que esta sal presente características *básicas*.

### pH de la disolución en el punto de equivalencia

Si se titula un *ácido fuerte* con una *base fuerte* (HCl contra NaOH), se llega a un punto donde la cantidad de base adicionada es igual a la cantidad de ácido, o sea que el ácido se *neutraliza* al 100 % con la base. Este punto de la *titulación* se conoce como **punto de equivalencia**, y se utiliza para conocer la concentración de una disolución, a partir de una solución de concentración conocida. El pH en el punto de equivalencia está dado por la concentración de protones del agua, que es de  $1.0 \times 10^{-7}$ , de manera que el valor de **pH** en este punto es de **7.00** (recuerde que  $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ ). Por otro lado, al titular un *ácido débil* (HA) con una *base fuerte*, el pH en el punto de equivalencia será *alcalino*, debido a que la *base conjugada* del *ácido débil* (por medio de una reacción de *hidrólisis*) genera una cierta cantidad de HA y  $\text{OH}^-$ , lo que ocasiona que el pH de la disolución sea *mayor que 7.00*. Esto se ejemplifica de la siguiente manera:



En este caso, la constante de equilibrio de hidrólisis ( $K_h$ ) se escribe como aparece a continuación:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (6.1)$$

El pH en este punto se puede calcular así:

$$\text{pH} = (\text{pK}_a + \text{pK}_w + \log C_{\text{sal}})/2 \quad (6.2)$$

Donde  $C_{\text{sal}}$  (concentración de la sal) se calcula con ayuda de la siguiente ecuación:

$$C_{\text{sal}} = \frac{(M \times V)_{HA}}{V_{HA} + V_{\text{base}}} \quad (6.3)$$

$M_{HA}$  = Concentración molar del ácido.

$V_{HA}$  = Volumen del ácido.

$V_{\text{base}}$  = Volumen de la base.

Observando con detenimiento la ecuación 6.2, se concluye que el pH para este punto será *mayor* de 7.00 ya que tan sólo  $pK_w/2 = 7.00$ .

## Patrones primarios

Para valorar (estandarizar) las disoluciones, se utilizan compuestos químicos de elevada pureza que se conocen como *patrones primarios*. En una valoración, la exactitud del resultado depende en gran parte del patrón primario utilizado. Los patrones primarios deben presentar las siguientes cualidades:

1. Encontrarse en forma pura o en un estado de pureza conocida.
2. Estabilidad ante los agentes atmosféricos y que se puedan secar con facilidad.
3. Productos de fácil adquisición y precios razonables.
4. Con un peso equivalente lo suficientemente elevado para disminuir los errores asociados a la operación de pesada.

Algunos de los patrones primarios más comunes para valorar ácidos son: el carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , sal que se comporta como una base de tipo débil; la base orgánica tri-hidroximetil-aminometano,  $(\text{CH}_2\text{OH})_3\text{CNH}_2$ ; la sal bórax, tetraborato de sodio decahidratado,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Para estandarizar bases se utilizan como patrones primarios la sal orgánica, ftalato ácido de potasio,  $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$  (ácido débil); el ácido sulfámico,  $\text{HSO}_3\text{NH}_2$  (ácido fuerte); la sal yodato ácido de potasio,  $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$  (ácido fuerte), entre otros.

## OBJETIVOS

Que el alumno encuentre la concentración de la sustancia que utilizará como titulante, y realice una reacción de neutralización. Que aprenda a clasificar las sustancias en función de la ionización y las reacciones de hidrólisis.

## MATERIAL

- 1 potenciómetro.
- 1 parrilla con agitación magnética.
- 1 barra magnética.
- 1 bureta de 50 *ml*.
- 1 vaso de precipitado de 250 *ml*.
- 1 vaso de precipitado de 100 *ml*.
- 2 matraces Erlenmeyer de 500 *ml*.
- 1 soporte universal.
- 1 pinzas para bureta.
- 1 piseta con agua destilada.
- 1 espátula.

### Para preparar los reactivos:

- 1 crisol.
- 1 pinzas para crisol.
- 1 estufa.
- 1 desecador.
- 1 matraz aforado de 100 *ml*.

- 1 matraz aforado de 1 litro.
- 1 botella de polietileno para almacenar la disolución de hidróxido de sodio.
- 1 pipeta graduada de 10 *ml*.
- 1 propipeta.
- 1 piseta con agua destilada.
- 1 pipeta Pasteur con bulbo.
- 1 balanza analítica.

## REACTIVOS

- Fenolftaleína al 1.00 % m/v, en disolución alcohólica.
- Etanol (alcohol etílico).
- Ftalato ácido de potasio (también lo encuentra con el nombre de biftalato de potasio).
- Disolución previamente valorada de NaOH 0.100 M.
- Disolución amortiguadora de pH 7.00.
- Vinagre (puede ser comercial o bien elaborado en casa).

## PREPARACIÓN DE LOS REACTIVOS

1. 100 *ml* de fenolftaleína al 1.00 % m/v. En un matraz volumétrico de 100 *ml*, colocar 50.0 *ml* de etanol y añadir 1.00 gramo de fenolftaleína. Mantener en agitación constante hasta que se disuelva. Después aforar con agua destilada.  
**Nota:** Es necesario agitar continuamente la disolución, para evitar que se precipite el indicador.
2. Un litro de NaOH 0.100 M libre de carbonatos. La mejor forma de preparar NaOH libre de carbonatos, es a partir de una disolución saturada de NaOH al 50.0 % en masa en agua destilada. En disoluciones muy concentradas de NaOH, precipita el carbonato como  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Posteriormente se decanta la disolución y se almacena en botellas de polietileno. De esta disolución se toman con cuidado

6.5 ml y se adicionan a un litro de agua destilada, en un frasco limpio.

**Nota:** Recuerde que las disoluciones de NaOH no se deben almacenar en botellas con tapones de vidrio, ya que las disoluciones alcalinas ocasionan que éstos se peguen tan fuertemente que es difícil quitarlos. Además se recomienda almacenar estas sustancias en botellas de polietileno, ya que son capaces de disolver el silicato de los recipientes de vidrio.

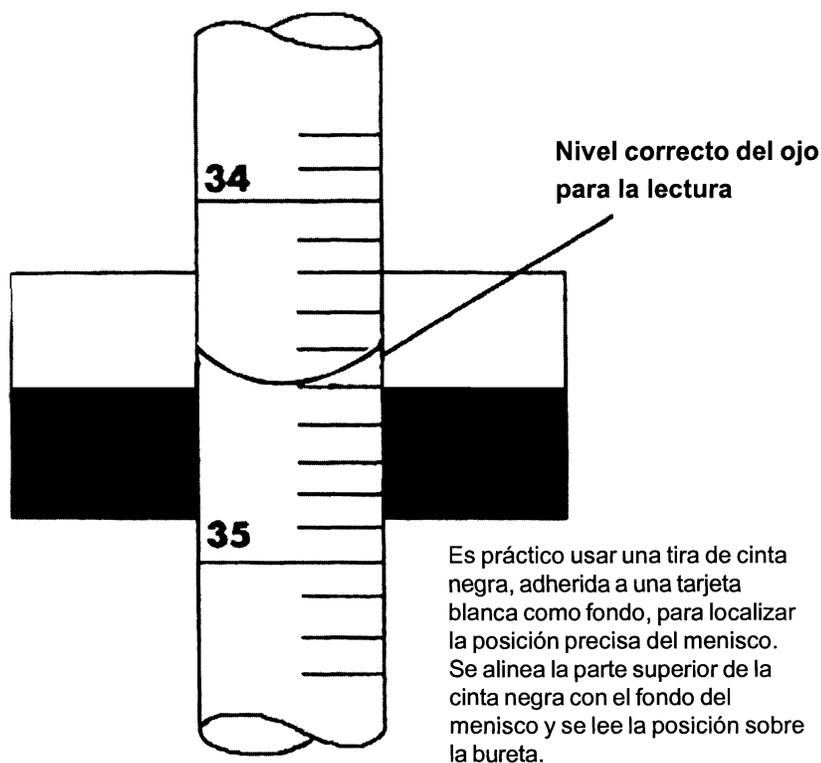
3. Ftalato ácido de potasio (también lo puede encontrar como biftalato de potasio) 5.0 g. Colocar 5.0 g de ftalato ácido de potasio en un crisol, y poner éste en la estufa a 240-250 °C durante media hora. Pasar el recipiente a un desecador y dejarlo durante 30 minutos.  
**Nota:** De preferencia realizar este procedimiento un día antes de la práctica. Esta sal se utilizará como patrón primario en la parte I.

## DESARROLLO

### Especificaciones para el uso de la bureta

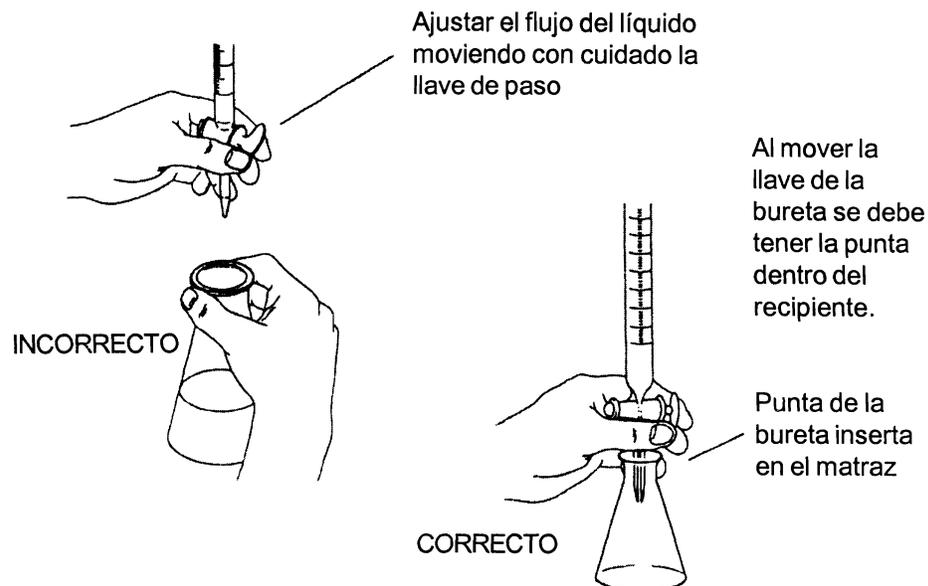
1. Antes de usar este instrumento hay que limpiarlo y cerciorarse de que su llave cierre bien y no presente fugas.
2. La bureta se debe llenar dos o tres veces con pequeñas porciones de la disolución de NaOH 0.100 M. Su llenado se realiza directamente del frasco que contiene la disolución (sin utilizar vasos o embudos intermedios), sosteniendo la bureta en una mano y el frasco con la disolución de NaOH en la otra. Procure colocar un pedazo de tela alrededor del tubo para recoger el líquido que pudiera derramarse.
3. Colocar aproximadamente 5 ml de la disolución de NaOH en la bureta y acomodar ésta en posición casi horizontal, girar de manera que las paredes se mojen por completo con la disolución.
4. Verter la disolución a través del pico (de manera que se lave), y repetir dos veces más este proceso.
5. Llenar la bureta hasta un punto ligeramente superior al trazo del cero.
6. Colocar la bureta en el soporte universal.

7. Se abre la llave para desplazar por completo el aire del pico y después se deja salir lentamente el líquido.
8. Se cierra la llave y se sigue adicionando la disolución valorante, hasta que el menisco quede cerca del cero.
9. Ajustar la bureta al cero.
10. Para leer la altura del líquido de la bureta, es necesario que el ojo se sitúe al mismo nivel que la superficie libre del líquido. La superficie de la mayoría de los líquidos forma un menisco cóncavo. Es práctico utilizar una tira de cinta negra, adherida a una tarjeta blanca como fondo, para localizar la posición exacta del menisco. A fin de utilizar esta tarjeta, se alinea la parte superior de la cinta negra con el fondo del menisco y se lee la posición exacta del líquido (figura 6.1).



**Figura 6.1** Lectura de la bureta.

11. Manejar la llave de la bureta como se observa en la figura 6.2.



**Figura 6.2** Manejo de la llave de la bureta.

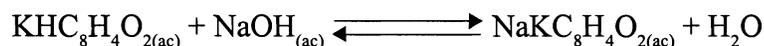
### Parte I: Estandarización de la disolución de NaOH

1. Pesar en la balanza analítica aproximadamente 0.200 gramos de la sal ftalato ácido de potasio, y anotar en un cuaderno la cantidad que pesó.
2. Transferir la sal a un matraz Erlenmeyer que contenga 50 ml de agua destilada, agitar hasta disolver y adicionar 2 gotas de la disolución de fenolftaleína (en este caso, la disolución es incolora).
3. Titular con la disolución de NaOH (que se desea valorar), dejando caer el hidróxido gota a gota sobre la disolución de ftalato ácido de potasio y agitar vigorosamente hasta que presente la disolución el primer color rosa permanente.
4. Repetir el experimento.

## Actividad I

- Anotar la masa del ftalato ácido de sodio que utilizó en cada una de las valoraciones.
- Leer la etiqueta del frasco que contiene el ftalato de potasio, con el fin de anotar los siguientes datos: % de pureza y masa molar.
- Anotar el volumen de NaOH que se consumió en cada una de las titulaciones del ftalato ácido de sodio.
- Usar los datos anteriores (masa, % de pureza y masa molar del ftalato ácido de sodio, y volumen de NaOH) para obtener la concentración del NaOH en términos de molaridad.
- Obtener la media de la concentración del NaOH, usando el número de cifras significativas adecuadas.

**Nota:** Recuerde que la relación estequiométrica entre el ftalato ácido de potasio y el NaOH es 1:1, la que se indica en la siguiente reacción:



## Parte II

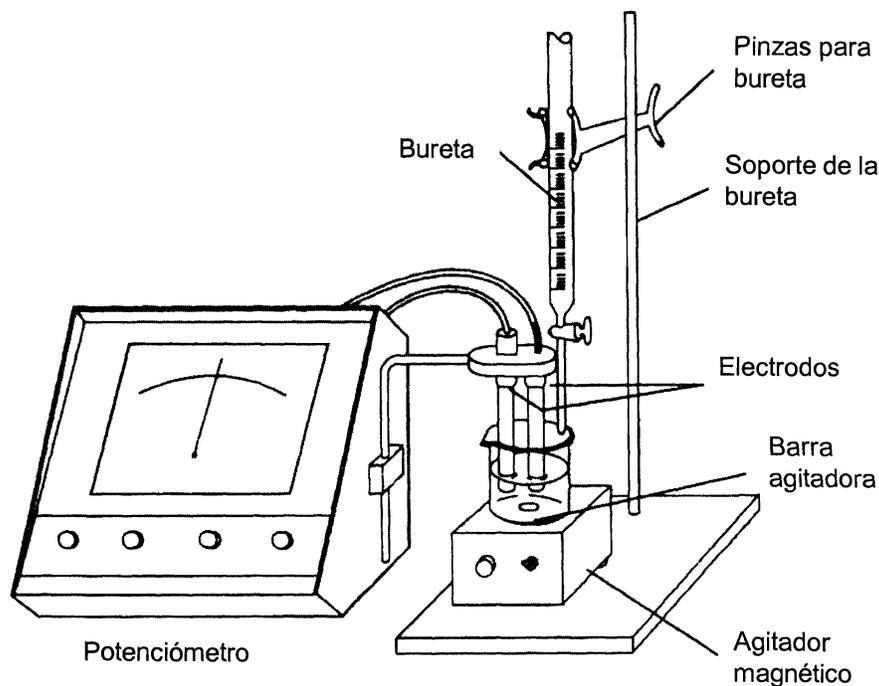
### A. Determinación de la acidez del ácido acético

- Siguiendo las indicaciones del profesor, ajustar el potenciómetro a un pH de 7.00.
- Colocar 25.0 ml de vinagre en un vaso de precipitado de 100 ml, introducir el electrodo y medir el pH.

### B. Determinación de la concentración del ácido acético

- En un vaso de precipitado de 250 ml, colocar 5.0 ml de la disolución de vinagre y 10.0 ml de agua destilada. Introducir la barra magnética y colocar el vaso sobre la parrilla de agitación.

2. Montar la bureta que contiene la disolución de NaOH 0.100 M, y poner el electrodo del potenciómetro dentro del vaso que contiene el vinagre (como se muestra en la figura 6.3).



**Figura 6.3** *Dispositivo para valoraciones potenciométricas.*

3. Abrir con cuidado la llave de la bureta y agregar gota a gota la disolución de NaOH, hasta que el pH de ésta sea de 8.5. Durante todo el proceso la disolución debe estar en agitación constante.
4. Repetir el experimento.

## Actividad II

- a) Anotar los valores que obtuvo inicialmente al medir el pH del vinagre. Con estos datos calcular los valores experimentales de la  $[H^+]$ . Reportar este dato como la media de la  $[H^+]$ .

- b) Reportar el volumen de NaOH que se necesitó en cada una de las titulaciones para llegar al punto de equivalencia.
- c) Considerando que el ácido presente en el vinagre es el ácido acético, escriba la reacción que ocurre entre el ácido acético y el NaOH.
- d) Calcular la concentración del vinagre (en  $g/l$ ) considerando que la acidez proviene exclusivamente del ácido acético (masa molar de  $60.05 g/mol$ ).

**Nota:** Recuerde que en estos cálculos se tiene que utilizar la concentración del NaOH que obtuvo en la **actividad I**, inciso **e**.

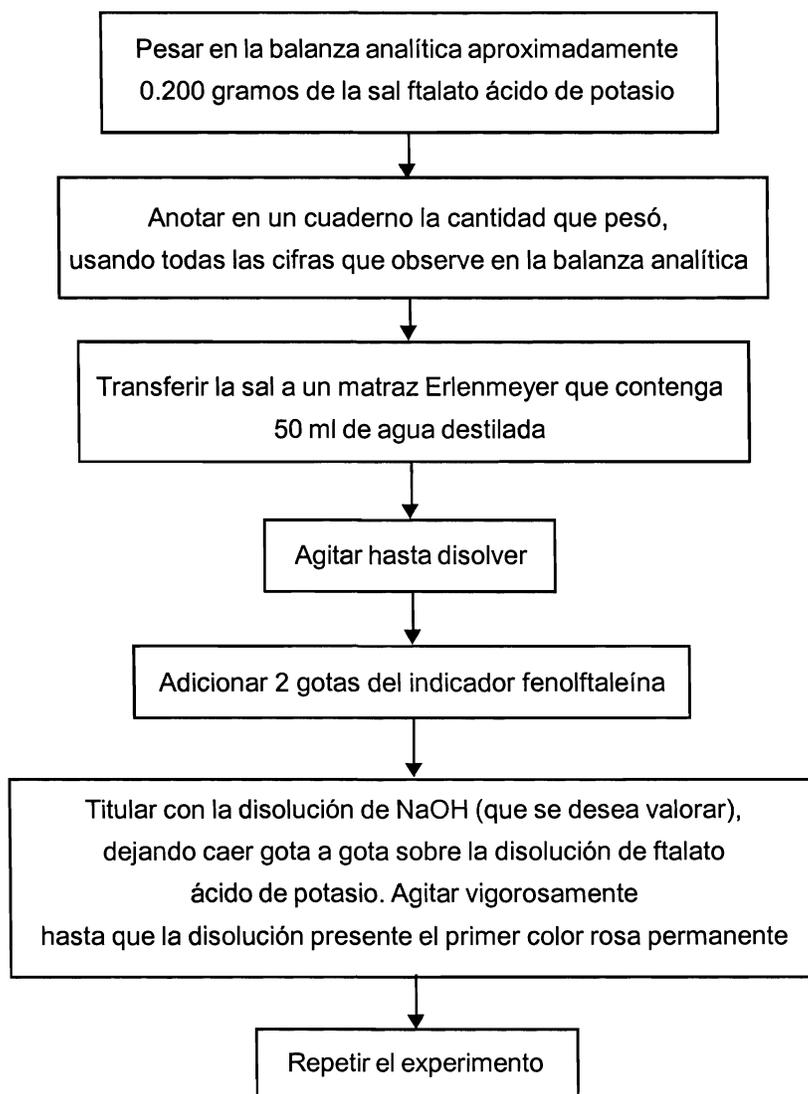
## CUESTIONARIO

1. Clasifique las siguientes sustancias como ácidos fuertes o débiles:  
 $HCl$ ,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HSO_3NH_2$  (ácido sulfámico),  $HBr$ .
2. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como bases fuertes o débiles:  
 $NaOH$ ,  $NH_3$ ,  $KOH$ ,  $NaHCO_3$ ,  $C_{17}H_{19}NO_3$  (morfina),  $C_8H_{10}O_2N_4$  (cafeína).
3. Clasifique cada una de las siguientes sales como sales ácidas, básicas o neutras.  
 $Na_2SO_4$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $NaC_2H_3O_2$  (acetato de sodio), biftalato ácido de potasio.
4. Suponga que se desea encontrar la concentración de una disolución de NaOH y se utiliza el ácido sulfámico como patrón primario. Colocamos en la bureta la disolución de NaOH, y utilizamos un potenciómetro para encontrar el punto estequiométrico.

- a) ¿Hasta qué nivel de pH se debe llevar la titulación? Justifique su respuesta.
- b) Si se realizó la titulación por triplicado y las masas de ácido sulfámico y el volumen de NaOH son los siguientes:

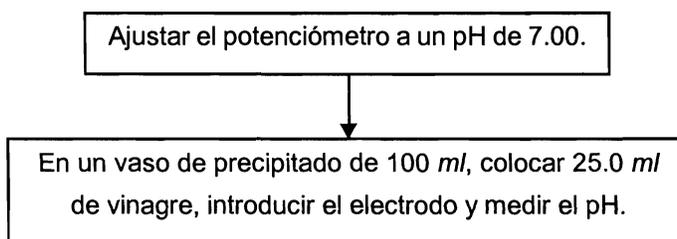
<b>HSO<sub>3</sub>NH<sub>2</sub></b> <b>(% pureza)</b>	<b>HSO<sub>3</sub>NH<sub>2</sub></b> <b>(masa en g)</b>	<b>NaOH</b> <b>(en ml)</b>
100.0	0.150	25.0
100.0	0.145	24.7
100.0	0.185	32.4

Calcule la concentración de la disolución de NaOH en términos de molaridad, y repórtela como la media de este valor  $\pm$  su desviación estándar, usando el número de cifras significativas adecuadas.

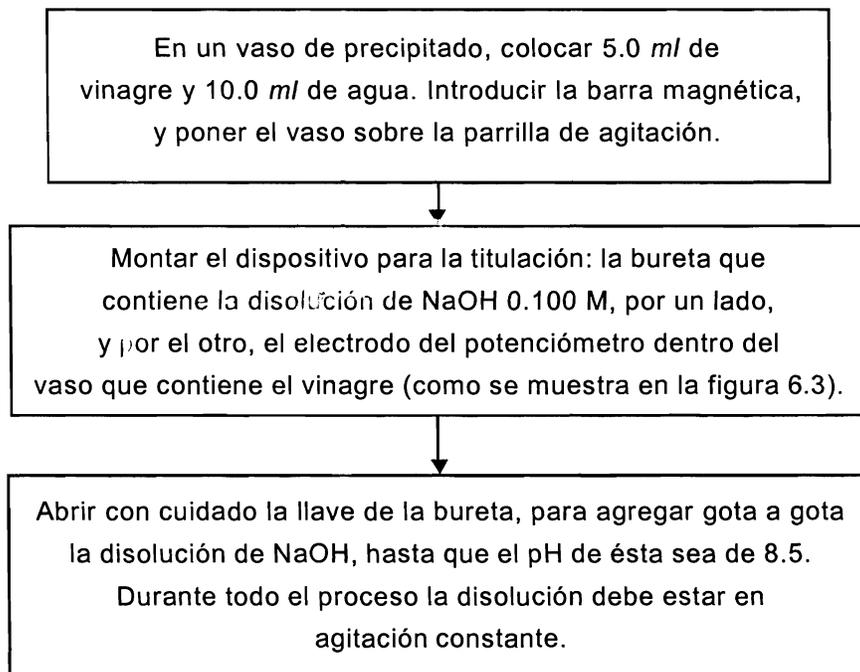
**DIAGRAMAS DE FLUJO****PARTE I**  
**ESTANDARIZACIÓN DE LA DISOLUCIÓN DE NaOH**

## PARTE II

### A. Determinación de la acidez del ácido acético



### B. Determinación de la concentración del ácido acético



## BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Brown, T. L., H. E. Lemay Jr. y B. E. Bursten. 1993. *Química. La ciencia central*. 5ª edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, S. A. México. Caps. 16 y 17.
2. Chang, R. *Química*. 4ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V. México. Cap. 16.
3. Ebbing, D. D. y M. S. Wrighton. 1997. *Química general*. 5ª edición, McGraw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V. México. Cap. 16.
4. Harris, D. C. 1992. *Análisis químico cuantitativo*. Grupo Editorial Iberoamérica. México. Cap. 11.
5. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. *'Chemical Technicians' Ready Reference Handbook*, 3ª edición, McGraw-Hill, Inc. E.U.A. Cap. 25.
6. Skoog, D. A., D. M. West y F. J. Holler. 1995. *Química analítica*. 6ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México. Cap. 10.
7. Whitten, K. L., K. D. Gailey y R. E. Davis. 1992. *Química general*. 3ª edición. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A de C.V. México. Caps. 13 y 19.



## Práctica 7

# AMORTIGÜADORES: DISOLUCIONES AMORTIGÜADORAS

### CONOCIMIENTOS PREVIOS

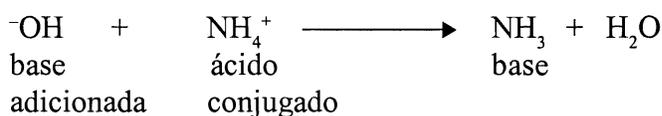
Forma de expresar la concentración de las disoluciones, conceptos de ácidos y bases, fuerza relativa de ácidos y bases, equilibrio químico, función  $p$  (pH,  $pK_a$ ,  $pK_b$ ,  $pK_w$ ), ecuación de Henderson-Hasselbach.

### INTRODUCCIÓN

Una disolución amortiguadora (también llamada disolución reguladora, tampón o *buffer*) es aquella que se opone a grandes cambios de pH, debidos a la dilución o adición de ácidos o bases fuertes. Un **amortiguador, tampón o *buffer*** está formado por un **par ácido-base conjugado**, aunque también son interesantes, desde el punto de vista bioquímico, **las disoluciones reguladoras constituidas por proteínas**. Ejemplos:  $H_2CO_3$ - $NaHCO_3$  (ácido carbónico-bicarbonato de sodio),  $NH_3$ - $NH_4Cl$  (amoníaco-cloruro de amonio). En el primer caso, el  $H_2CO_3$  es el **ácido** y el  $NaHCO_3$  es una **sal** que contiene la **base conjugada**. En el segundo ejemplo, el  $NH_3$  es la **base** y el  $NH_4Cl$  es la **sal** que contiene al **ácido conjugado**. Estos componentes reaccionan con cualquier **ion hidronio** o **hidróxido** que entre en contacto con la disolución. En caso de que el amortiguador esté formado por  $NH_3$ - $NH_4Cl$ , al agregarse iones hidronio –provenientes de un **ácido fuerte**–, tales iones reaccionan con la base ( $NH_3$ ) de la siguiente manera:



En tanto que si se adicionan iones hidróxido (provenientes de una base fuerte), éstos reaccionan con el ácido conjugado ( $\text{NH}_4^+$ ), como se indica en la siguiente reacción:



Para obtener el valor de pH de la disolución anterior se utiliza la ecuación de **Henderson-Hasselbach**:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} \quad (7.1)$$

**Nota:** Los logaritmos que se emplean son de base 10.

En este caso, el **pK<sub>b</sub> para la base** ( $\text{NH}_3$ ) es de 4.74 y el **pK<sub>a</sub> de su conjugado** se obtiene así:

$$\text{pK}_a + \text{pK}_b = \text{pK}_w \quad (7.2)$$

donde  $\text{pK}_w = -\log 1.0 \times 10^{-14} = 14.00$ .

Así que  $\text{pK}_a = 14.00 - 4.74 = 9.26$ .

Y el valor de pH es:

$$\text{pH} = 9.26 + \log (\text{NH}_3) / (\text{NH}_4^+)$$

En la ecuación anterior se requiere un cambio en la proporción base-ácido de **10** ( $\log 10 = 1.00$ ), para cambiar el pH en una unidad. Mientras más grandes sean las concentraciones del ácido ( $\text{NH}_4^+$ ) y de la base ( $\text{NH}_3$ ), mayor será la capacidad del amortiguador. Se define como **capacidad reguladora** el número de **moles** de  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ó  $^-\text{OH}$ ) que se requieren para **cambiar** el pH de un litro de disolución reguladora en una unidad.

Al preparar un amortiguador en un determinado pH, se debe seleccionar un sistema ácido-sal (o base-sal) en el cual el **pK<sub>a</sub> del ácido (o el pK<sub>a</sub> de la base)** esté lo más cerca posible del valor deseado de pH. Con esta selección, la proporción ácido-sal se acerca a la unidad (1.00) y se obtiene la máxima efectividad contra el incremento o la disminución del pH. La concentración real de ácido-sal depende de la resistencia al cambio de pH que se desee obtener.

### Ejemplo:

Se desea preparar 100 ml de un amortiguador de pH 4.00, y se dispone de los ácidos acético (pK<sub>a</sub> = 4.74), bórico (pK<sub>a</sub> = 9.2) y láctico (pK<sub>a</sub> = 3.85), así como de sus sales correspondientes.

- ¿Qué par ácido-sal se debe utilizar para obtener la mayor eficacia contra los cambios de pH?
- ¿Qué proporción ácido-sal se debe utilizar?
- ¿Cuántos gramos de ácido/sal se deben utilizar, si se desea preparar 100 ml de este amortiguador con una concentración 0.10 M?

### Respuestas:

- El pK<sub>a</sub> del ácido láctico (3.85) es el más cercano al pH deseado (4.00), por lo que deben utilizarse el ácido láctico y el lactato de sodio.

$$b) \quad pH = pKa + \log \frac{[base]}{[ácido]}$$

$$4.00 = 3.85 + \log ([\text{lactato de sodio}] / [\text{ácido láctico}])$$

$$[\text{lactato de sodio}] / [\text{ácido láctico}] = \text{antlog} (3.85 - 4.00) = 0.71$$

Esto quiere decir que **0.71 partes (esta es la proporción molar, no la proporción en gramos)** de lactato de sodio se deben combinar con **1.0 partes** de ácido láctico.

- c) Los moles de amortiguador (moles de lactato de sodio + moles de ácido láctico) que se deben adicionar, para preparar 100 *ml* de disolución reguladora con concentración 0.10 M, son:

$$n = (M)(V)$$

$$n = (0.10 \text{ mol/l})(100 \text{ ml})(1 \text{ l}/1000 \text{ ml}) = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Las fracciones molares ( $X$ ) del lactato de sodio y ácido láctico se calculan con los datos obtenidos en b). En este caso son:

Lactato de sodio = 0.71 partes

Ácido láctico = 1.0 partes

Lactato de sodio + ácido láctico = 1.7 partes

$$X_{\text{lactato de sodio}} = \frac{0.71}{1.7} = 0.42$$

$$X_{\text{ácido láctico}} = \frac{1.0}{1.7} = 0.58$$

Los moles de lactato de sodio y ácido láctico que se necesitan para esta disolución, se obtienen al multiplicar la fracción molar por los moles del amortiguador (dato obtenido al inicio de este inciso).

$$\text{Moles de lactato de sodio} = (4.2 \times 10^{-1})(1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}) = 4.2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Moles de ácido láctico} = (5.8 \times 10^{-1})(1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}) = 5.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Los gramos de cada uno de los componentes de la disolución se obtienen al multiplicar los moles por la masa molar.

$$\text{Masa de lactato de sodio} = (4.2 \times 10^{-3} \text{ mol})(112.0 \text{ g/mol}) = 0.47 \text{ g}$$

$$\text{Masa del ácido láctico} = (5.8 \times 10^{-3} \text{ mol})(90.01 \text{ g/mol}) = 0.52 \text{ g}$$

Para preparar 100 *ml* de amortiguador 0.10 M, con pH de 4.00, se necesitan 0.47 g de lactato de sodio y 0.52 g de ácido láctico.

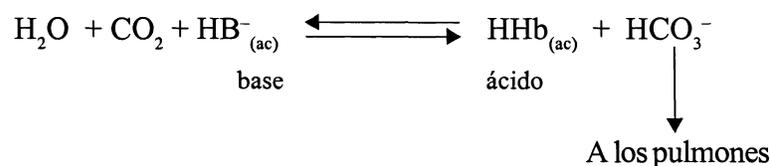
## Importancia de los amortiguadores

Los sistemas amortiguadores tienen gran importancia en las reacciones que se realizan en el laboratorio, en los procesos industriales y en los que se producen en los organismos vivos, en la tierra y en el agua. Aquí se tratarán los sistemas reguladores que existen en el hombre y en el agua.

## Sistemas reguladores que existen en el hombre

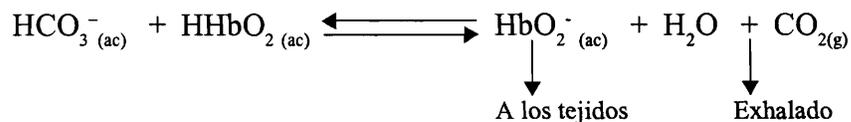
Los tejidos vivos son muy sensibles a los cambios en la composición de los fluidos que los bañan. Es muy importante mantener en la **sangre** y en otros fluidos del cuerpo un pH casi constante. Sustancias que son ácidas o alcalinas se ingieren en los alimentos y se forman continuamente por las reacciones metabólicas, pero en general el pH se mantiene constante en un intervalo de 7.35 a 7.45. Las dos rutas principales para eliminar los ácidos del cuerpo son los **pulmones** y los **riñones**. Se calcula que una persona adulta y normal elimina en un día, por medio de los pulmones, el equivalente a 30 litros de ácido 1.0 M, y por los riñones, alrededor de 100 ml de ácido 1.0 M. Para manejar estas grandes cantidades de ácido, el adulto normal tiene en sus casi cinco litros de sangre, una cantidad de amortiguador suficiente para absorber unos 150 ml de ácido 1.0 M. Además, los aceptores de protones que se encuentran en los tejidos musculares, pueden manejar cinco veces más ácido que los amortiguadores sanguíneos.

Los principales amortiguadores que se encuentran en la sangre son las proteínas, el bicarbonato, los fosfatos, la hemoglobina (HHb) y la oxihemoglobina (HHbO<sub>2</sub>). El dióxido de carbono que se forma en los tejidos durante el metabolismo, es acarreado por la sangre principalmente en forma de ion bicarbonato. Una reacción típica es:



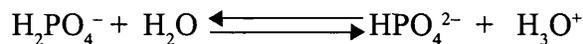
El  $\text{H}_2\text{CO}_3$  es un ácido más fuerte ( $\text{pK}_a = 6.1$ ) en la sangre que la hemoglobina ( $\text{pK}_a = 7.93$ ), por lo que la reacción anterior tiende a desplazarse a la derecha.

En los pulmones se libera el dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , mediante la reacción:



Cuando la sangre se oxigena en los pulmones, la hemoglobina (HHb) se convierte en oxihemoglobina ( $\text{HHbO}_2$ ). Como la oxihemoglobina es un ácido más fuerte ( $\text{pK}_a = 6.68$ ) que la hemoglobina ( $\text{pK}_a = 7.93$ ), se facilita la conversión del  $\text{HCO}_3^-$  a  $\text{CO}_2$ .

El sistema amortiguador de fosfato se encuentra principalmente en las células sanguíneas. Su reacción es:

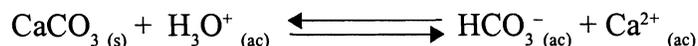


El  $\text{pK}_a$  del  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  es de 7.20, de manera que el sistema presenta su eficiencia máxima muy cerca del pH fisiológico.

## Sistemas reguladores en el agua

Muchos factores contribuyen a los cambios de pH en el agua del subsuelo y en los lagos de una determinada región geográfica. Entre ellos están los vientos y el clima que prevalece, el tipo de suelo, las fuentes de agua, la naturaleza del terreno, las características de la vida vegetal, la actividad humana y las características geológicas de la región. La susceptibilidad del agua a acidificarse está determinada en gran medida por su capacidad amortiguadora. El ion bicarbonato ( $\text{pK}_1 = 6.35$ ,  $\text{pK}_2 = 10.32$ ) es el principal amortiguador del agua natural. Recuerde que la capacidad amortiguadora de una disolución es proporcional a la concentración del agente amortiguador, así que entre mayor sea la concentración del carbonato disuelto, mayor

será la capacidad del agua para neutralizar los ácidos de la lluvia ácida. En el agua, la fuente más importante del ion bicarbonato es la piedra caliza o carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ , que reacciona con los iones hidronio de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los lagos, en cuyo fondo abunda la piedra caliza, presentan concentraciones relativamente elevadas de bicarbonato disuelto, de modo que son menos susceptibles a la acidificación. El granito, la piedra arenosa, la grava y otros tipos de rocas que tienen poco o nada de  $\text{CaCO}_3$  se asocian con lagos que tienen una gran susceptibilidad a la acidificación. La capacidad amortiguadora de los lagos junto con el pH de la precipitación pluvial se correlacionan con la vida acuática.

## Preparación de disoluciones amortiguadoras

En la introducción se indicó cómo calcular la concentración del par ácido-base conjugado que se requiere para preparar un amortiguador con cierto pH. Si se prepara la disolución de esta manera y después se mide el pH en el laboratorio, probablemente se encuentre que el valor medido difiere un poco del valor calculado. Existen por lo menos tres razones para tal diferencia: (1) incertidumbre en los valores de las constantes de disociación de los ácidos y bases débiles; (2) los errores ocasionados por las aproximaciones utilizadas en los cálculos y (3) los efectos de la actividad. Por lo general la fuerza iónica de un amortiguador es lo bastante alta como para causar que los coeficientes de actividad se desvíen de la unidad considerada.

En el laboratorio se miden los valores de pH normalmente con un método potenciométrico, utilizando un electrodo de vidrio y un potenciómetro. Cuando se prepara un amortiguador para utilizarlo en el laboratorio, puede medirse el pH utilizando un potenciómetro calibrado con un amortiguador recomendado por los fabricantes.

## OBJETIVOS

Que el alumno elija la pareja ácido/base conjugada, de acuerdo con el pH del amortiguador que desea preparar. Que conozca cuáles son los cambios que se dan en el pH al diluir o adicionar ácidos o bases fuertes en los amortiguadores, en comparación con lo que sucede en los ácidos y las bases fuertes. Que el alumno comprenda la importancia de los amortiguadores.

## MATERIAL POR EQUIPO

3 matraces volumétricos de 50 *ml*.  
1 parrilla de agitación.  
1 barra magnética.  
2 probetas de 25 *ml*.  
5 vasos de precipitado de 100 *ml*.  
2 pipetas graduadas de 5.0 *ml*.  
1 propipeta.  
1 potenciómetro.  
1 piseta con agua destilada.

### Para preparar los reactivos:

Balanza analítica.  
4 matraces volumétricos de 250 *ml*.  
1 matraz volumétrico de 500 *ml*.  
2 pipetas graduadas de 1.0 *ml*.  
1 propipeta.  
(Los reactivos están contemplados para 8 equipos).

## REACTIVOS

- Disolución 0.010 M de ácido clorhídrico, HCl.
- Disolución 0.010 M de hidróxido de sodio, NaOH.

- Disolución amortiguadora de pH 4.00, 7.00 y 10.00.
- Disolución 0.010 M de ácido fosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- Disolución 0.010 M de dihidrógeno fosfato de sodio,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .
- Disolución 0.010 M de hidrógeno fosfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .
- Disolución 0.010 M de fosfato de sodio,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

## PREPARACIÓN DE LOS REACTIVOS

1. 250 *ml* de HCl (ácido clorhídrico) 0.010 M. En un matraz volumétrico de 250 *ml*, colocar 150 *ml* de agua destilada y añadir lentamente y deslizando por la pared 0.21 *ml* de HCl concentrado ( $\rho = 1.18 \text{ g/ml}$ ; % pureza = 37.0), enseguida aforar con agua destilada a 250 *ml*.
2. 250 *ml* de NaOH (hidróxido de sodio) 0.010 M. En un matraz volumétrico de 250 *ml*, colocar 150 *ml* de agua destilada y disolver 0.10 *g* de NaOH, posteriormente aforar con agua destilada hasta la marca. Esta disolución se debe almacenar en botellas de plástico, ya que el contacto con NaOH hace que los tapones de vidrio queden pegados.
3. Preparar 250 *ml* de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (ácido fosfórico) 0.010 M. En un matraz volumétrico de 250 *ml*, colocar 150 *ml* de agua destilada y añadir lentamente y deslizando por la pared 0.17 *ml* de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  concentrado ( $\rho = 1.70 \text{ g/ml}$ ; % pureza = 85.0), enseguida aforar con agua destilada a 250 *ml*.
4. Preparar 500 *ml* de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  (fosfato de sodio monobásico) 0.010 M. En un matraz volumétrico de 500 *ml*, colocar 350 *ml* de agua destilada y disolver 0.69 *g* de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , enseguida aforar con agua destilada hasta la marca.
5. Preparar 500 *ml* de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (fosfato de sodio dibásico) 0.010 M. En un matraz volumétrico de 500 *ml*, colocar 350 *ml* de agua destilada y disolver 1.7 *g* de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , posteriormente aforar con agua destilada hasta la marca.
6. Preparar 250 *ml* de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  (fosfato de sodio) 0.010 M. En un matraz volumétrico de 250 *ml*, colocar 150 *ml* de agua destilada y disolver 0.41 *g* de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Aforar con agua destilada hasta la marca.

## DESARROLLO

### Parte I: Efecto de la dilución

#### A. Con HCl

1. Siguiendo las instrucciones del profesor, calibrar el potenciómetro con amortiguadores de pH de 4.00, 7.00 y 10.00, según el ámbito de pH a trabajar.
2. Poner en un vaso de precipitado 25.0 ml de HCl 0.010 M y medir el pH, transferir a un matraz volumétrico de 50 ml y aforar usando agua destilada. Nuevamente medir el pH de esta disolución.

#### B. Con amortiguador $\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{NaH}_2\text{PO}_4$

1. En un matraz volumétrico de 50 ml, poner 25.0 ml de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\text{pK}_a = 2.13$ ) 0.010 M con 25.0 ml de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  0.010 M.
2. Mezclar y tomar una alícuota de 25.0 ml y medir el pH de este amortiguador.
3. Al matraz volumétrico que contiene los 25.0 ml del amortiguador, adicione agua destilada hasta la marca. Mezclar bien la disolución y medir el pH de este amortiguador.

### Actividad I

- a) Anotar el pH de la disolución 0.010 M de HCl.
- b) Anotar el valor de pH de la disolución diluida de HCl.
- c) Anotar el valor del pH del amortiguador  $\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{NaH}_2\text{PO}_4$ .
- d) Anotar el valor de pH de la disolución diluida del amortiguador.
- e) ¿En cuál de las dos disoluciones cambió el valor de pH por efectos de la dilución?

## Parte II: Efecto de la constante de acidez sobre el pH del amortiguador formado

1. En un matraz volumétrico de 50 *ml*, colocar 25.0 *ml* de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  ( $\text{pK}_a = 7.20$ ) 0.010 M y 25.0 *ml* de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  0.010 M. Mezclar la disolución y medir el pH.  
**Nota:** No tire esta disolución pues la necesitará posteriormente.
2. En un matraz volumétrico de 50 *ml*, colocar 25.0 *ml* de la disolución de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  0.010 M ( $\text{pK}_a = 12.00$ ) y 25.00 *ml* de la disolución 0.010 M de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Mezclar la disolución y medir el pH.

### Actividad II

- a) Anotar el pH de la disolución amortiguadora formada por la pareja  $\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{NaH}_2\text{PO}_4$  (actividad I, inciso c).
- b) Anotar el valor de pH de la disolución amortiguadora formada por la pareja  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 / \text{Na}_2\text{HPO}_4$ .
- c) Anotar el valor de pH de la disolución amortiguadora formada por la pareja  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 / \text{Na}_3\text{PO}_4$ .
- d) ¿Quién actúa como ácido y quién como base en el amortiguador formado por?
  - $\text{Na}_3\text{PO}_4 / \text{NaH}_2\text{PO}_4$
  - $\text{NaH}_2\text{PO}_4 / \text{Na}_2\text{HPO}_4$
  - $\text{NaH}_2\text{PO}_4 / \text{H}_3\text{PO}_4$

## Parte III: Efecto de la adición de ácidos y bases fuertes sobre el pH del amortiguador

1. Dividir el amortiguador formado por la pareja de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 / \text{Na}_2\text{HPO}_4$ , en dos vasos de precipitado agregando 25.0 *ml* en cada uno de ellos.

2. Adicionar 5.0 *ml* de HCl 0.010 M al vaso 1, agitar y medir el pH de la disolución.
3. Adicionar 5.0 *ml* de NaOH 0.010 M al vaso 2, agitar y medir el pH de esta disolución.
4. Colocar en un vaso de precipitado 25.0 *ml* del HCl 0.010 M y medir el pH.
5. Añadir 5.0 *ml* de NaOH 0.010 M a la disolución anterior, mezclar y medir el pH.
6. Colocar en un vaso de precipitado 25.0 *ml* de la disolución de NaOH 0.010 M, mezclar y medir el pH.
7. Adicionar 5.0 *ml* de HCl 0.010 M a la disolución anterior, agitar y nuevamente medir el pH.

### Actividad III

- a) Anotar el valor del pH de la disolución  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 / \text{Na}_2\text{HPO}_4$  en los siguientes casos:
  - El pH inicial (encontrar este dato en la actividad II, inciso b).
  - Después de adicionar HCl (vaso 1).
  - Después de adicionar NaOH (vaso 2).
- b) Calcular el  $\Delta\text{pH}$  al agregar HCl (pH del vaso 1 - pH del vaso 2).
- c) Calcular el  $\Delta\text{pH}$  al agregar NaOH (pH del vaso 3 - pH del vaso 1).
- d) Anotar el valor inicial de pH de la disolución 0.010 M de HCl [valor reportado en la actividad I, inciso a)].
- e) Anotar el valor de pH de la disolución de HCl después de adicionar el NaOH.
- f) Calcular el  $\Delta\text{pH}$  al agregar NaOH a la disolución de HCl.
- g) Anotar el valor inicial de pH de la disolución 0.010 M de NaOH.
- h) Anotar el valor de pH de la disolución de NaOH, después de adicionar el HCl.
- i) Calcular el  $\Delta\text{pH}$  al agregar HCl a la disolución de NaOH.

**CUESTIONARIO**

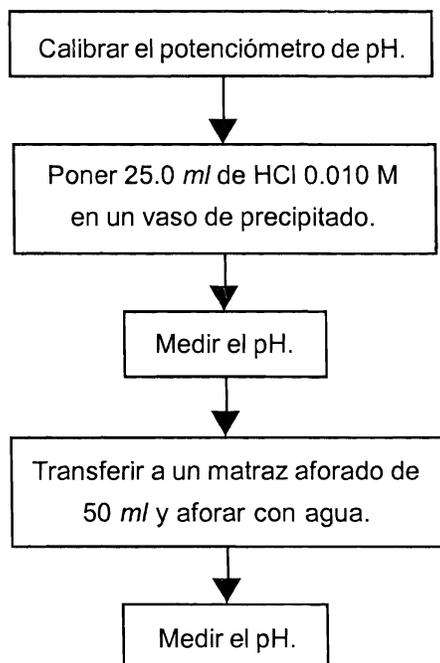
1. Definir lo que es una disolución amortiguadora. ¿Cuáles son los componentes de una disolución amortiguadora?
2. ¿Cuáles de las siguientes disoluciones son sistemas amortiguadores?
  - a)  $\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{KH}_2\text{PO}_4$
  - b)  $\text{HCl} / \text{NaCl}$
  - c)  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N} / \text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}$  (la fórmula  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  corresponde a la piridina y su  $K_b$  es de  $1.7 \times 10^{-9}$ )
  - d)  $\text{NaOH} / \text{NaCl}$Explicar el por qué de su elección.
3. Un ácido diprótico,  $\text{H}_2\text{A}$ , tiene las siguientes constantes de ionización:  $K_{a1} = 1.1 \times 10^{-2}$  y  $K_{a2} = 2.5 \times 10^{-6}$ . Para preparar una disolución amortiguada con un pH de 5.80. ¿Cuál de las siguientes parejas se debe elegir y por qué?
  - a)  $\text{H}_2\text{A} / \text{NaHA}$
  - b)  $\text{NaHA} / \text{Na}_2\text{A}$
4. La sangre tiene un amortiguador constituido fundamentalmente por el sistema  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$  ( $K_a = 4.2 \times 10^{-7}$ ). El pH normal de la sangre es de 7.40.
  - a) ¿Cuál es el valor de la relación  $[\text{H}_2\text{CO}_3] / [\text{HCO}_3^-]$ ?
  - b) ¿Cuál será el valor de pH si el 10 % de los iones  $\text{HCO}_3^-$  se convierten en  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ?
  - c) ¿Cuál será el valor de pH si el 10 % de las moléculas de  $\text{H}_2\text{CO}_3$  se convierten en  $\text{HCO}_3^-$ ?
5. Se prepara una disolución amortiguadora disolviendo 4.60 g de ácido fórmico (masa molar de 46.03 g/mol y  $\text{p}K_a$  de 3.70) y 13.6 g de formiato de sodio (masa molar de 68.01 g/mol) en un litro de agua.

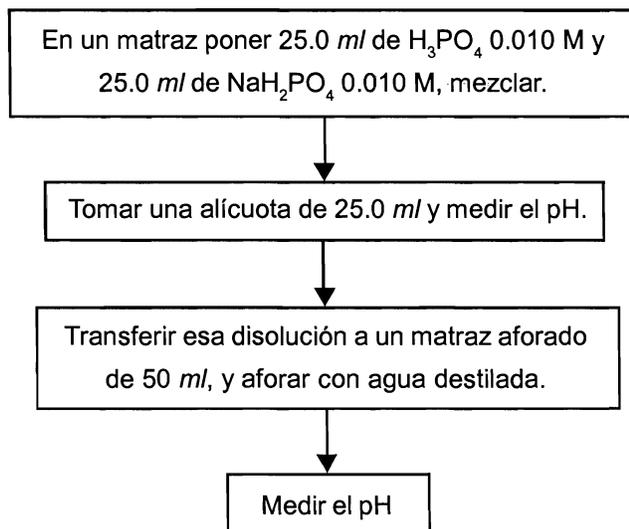
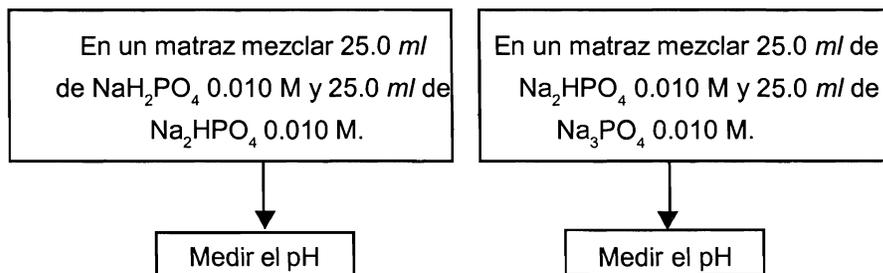
- a) Calcular el pH de la disolución.
- b) Tomar una porción de 100 *ml* de este amortiguador y agregar 730 *mg* de HCl (masa molar de 36.46 *g/mol*). Calcular el pH de la disolución.
- c) Tomar una nueva porción de 100 *ml* del amortiguador y agregar 400 *mg* de NaOH (masa molar de 40.00 *g/mol*). Calcular el pH de la disolución.
- d) ¿Cuál es el cambio en el pH ( $\Delta\text{pH}$ ) para los incisos b) y c)?

## DIAGRAMAS DE FLUJO

### PARTE I EFECTO DE LA DILUCIÓN

#### A. Con HCl

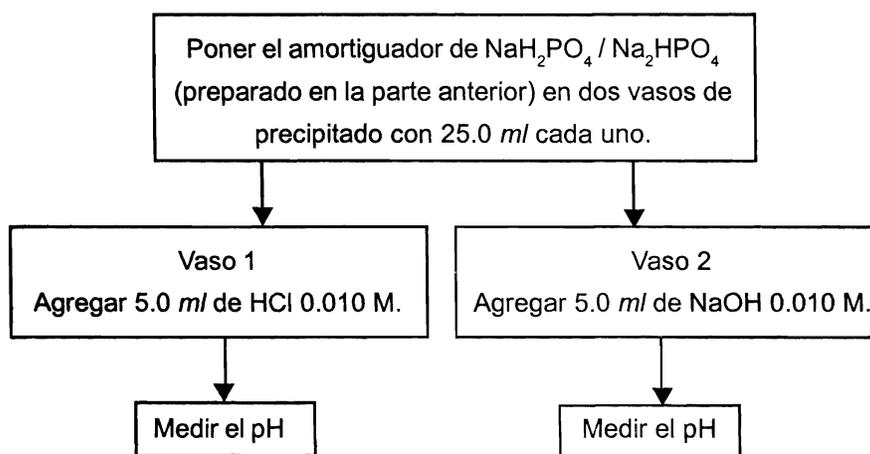


**B. Con  $\text{H}_3\text{PO}_4$  /  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$** **PARTE II****EFECTO DE LA CONSTANTE DE ACIDEZ SOBRE EL pH DEL AMORTIGUADOR FORMADO**

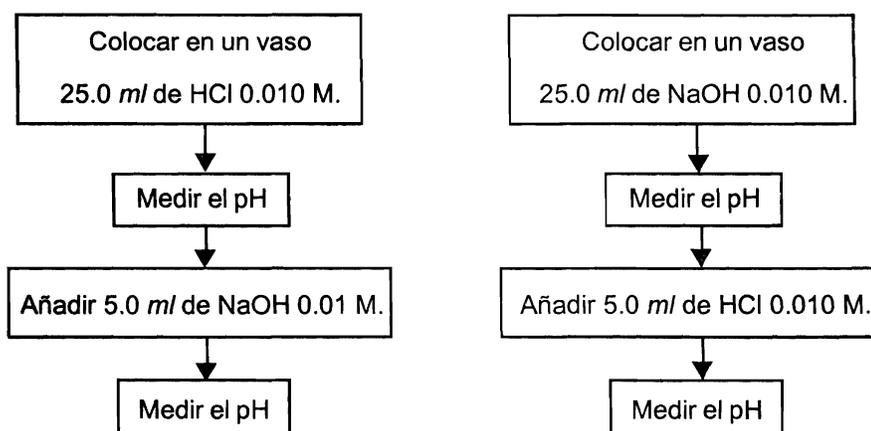
### PARTE III

#### EFECTO DE LA ADICIÓN DE ÁCIDOS Y BASES FUERTES

##### A. Sobre el pH del amortiguador



##### B. Sobre el pH de ácidos y bases fuertes



## BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. Brown, T. L., H. E. Lemay Jr. y B. E. Bursten. 1993. *Química. La ciencia central*. 5ª edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, S. A. México. Cap. 17.
2. Chang, R. 1992. *Química*. 4ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México. Cap. 16.
3. Garrido, P. A. 1991. *Química. Para ciencias de la salud*. McGraw-Hill Interamericana de España. Cap. 12.
4. Masterton, W. L., E. J. Slowiski y C. L. Stanislaski. 1989. *Química general superior*. 6ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México. Cap. 20.
5. Shugar, G. J. y J. T. Ballinger. 1990. *'Chemical Technicians' Ready Reference Handbook*. 3ª edición, McGraw-Hill, Inc. E.U.A. Cap. 26.
6. Skoog, D. A., D. M. West y F. J. Holler. 1995. *Química analítica*. 6ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México. Cap. 10.
7. Whitten, K. L., K. D. Gailey y R. E. Davis. 1992. *Química general*. 3ª edición, McGraw-Hill Interamericana de México, S. A. de C. V. México. Cap. 18.



# APÉNDICE

**TABLA A**  
ORDENADAS Y ÁREAS BAJO LA CURVA DE ERROR

$y = \frac{1}{\sqrt{2\pi}} e^{-z^2/2}$					
$ z $	$y$	Área	$ z $	$y$	Área
0.00	0.3989	0.0000	2.1	0.0440	0.4821
0.1	0.3970	0.0398	2.2	0.0355	0.4861
0.2	0.3910	0.0793	2.3	0.0283	0.4893
0.3	0.3814	0.1179	2.4	0.0224	0.4918
0.4	0.3683	0.1554	2.5	0.0175	0.4938
0.5	0.3521	0.1915	2.6	0.0136	0.4953
0.6	0.3332	0.2258	2.7	0.0104	0.4965
0.7	0.3123	0.2580	2.8	0.0079	0.4974
0.8	0.2897	0.2881	2.9	0.0060	0.4981
0.9	0.2661	0.3159	3.0	0.0044	0.4987
1.0	0.2420	0.3413	3.1	0.0033	0.4990
1.1	0.2179	0.3643	3.2	0.0024	0.4993
1.2	0.1942	0.3849	3.3	0.0017	0.4995
1.3	0.1714	0.4032	3.4	0.0012	0.4997
1.4	0.1497	0.4192	3.5	0.0009	0.4998
1.5	0.1295	0.4332	3.6	0.0006	0.4998
1.6	0.1109	0.4452	3.7	0.0004	0.4999
1.7	0.0941	0.4554	3.8	0.0003	0.4999
1.8	0.0790	0.4641	3.9	0.0002	0.5000
1.9	0.0656	0.4713	4.0	0.0001	0.5000
2.0	0.0540	0.4773			

**Nota:** El término área se refiere a la superficie entre  $z = 0$  y  $z =$  valor en la tabla. Por lo que el área comprendida entre  $z = 0$  y  $z = 2.1$  es de 0.4821.

El área entre  $z = 0$  y  $z = 0.70$  es la misma que  $z = -0.70$  y  $z = 0$ , cuyo valor es de 0.2580.

El área entre  $z = -0.5$  y  $z = +0.30$  es de  $(0.1915 + 0.1179)$ : 0.3094.

El área entre  $z = -\infty$  y  $z = +\infty$  es la unidad.

Bibliografía: Harris, D. C. 1992. *Análisis químico cuantitativo*. Grupo Editorial Iberoamérica. México, p. 51.

**TABLA B**  
**VALORES DE LA t DE STUDENT**  
**Nivel de confianza (%)**

<b>Grados de libertad</b>	<b>50</b>	<b>80</b>	<b>90</b>	<b>95</b>	<b>99</b>
1	1.000	3.078	6.314	12.706	63.657
2	0.816	1.886	2.920	4.303	9.925
3	0.765	1.638	2.353	3.182	5.841
4	0.741	1.533	2.132	2.776	4.604
5	0.727	1.476	2.015	2.571	4.032
6	0.718	1.440	1.943	2.447	3.707
7	0.711	1.415	1.895	2.365	3.500
8	0.706	1.397	1.860	2.306	3.355
9	0.703	1.383	1.833	2.262	3.250
10	0.700	1.372	1.812	2.228	3.169
15	0.691	1.341	1.753	2.131	2.947
20	0.687	1.325	1.725	2.086	2.845
∞	0.674	1.282	1.645	1.960	2.576

Bibliografía: Harris, D. C. 1992. *Análisis químico cuantitativo*. Grupo Editorial Iberoamérica. México, p. 53.

**TABLA C**  
**VALORES CRÍTICOS DE Q PARA RECHAZO DE DATOS**

Número de observaciones	90 % de confianza	95 % de confianza	99 % de confianza
3	0.941	0.970	0.994
4	0.765	0.829	0.926
5	0.642	0.710	0.821
6	0.560	0.625	0.740
7	0.507	0.568	0.680
8	0.468	0.526	0.634
9	0.437	0.493	0.598
10	0.412	0.466	0.568

**Nota:** Si  $Q(\text{exp}) \gg Q(\text{crít})$ , el valor dudoso se puede rechazar con el correspondiente grado de confianza.

Bibliografía: Efstahiou, C. E. 1992. "Stochastic Calculation of Critical Q-Test for the Detection of Outliers in Measurement". *J. Chem. Educ.* 69(9): 733-736.



# ÍNDICE DE FIGURAS

## I

Figura 1.1	Dispositivo de succión .....	28
Figura 2.1	Probeta graduada.....	35
Figura 2.2	Bureta .....	36
Figura 2.3	Pipetas de vidrio .....	37
Figura 2.4	Posición correcta del menisco .....	38
Figura 2.5	Propipeta .....	39
Figura 2.6	Matraces aforados .....	40
Figura 2.7	Componentes de un desecador .....	41
Figura 2.8	Mechero de Bunsen .....	43
Figura 2.9	Pinzas .....	44
Figura 2.10	Soporte universal .....	44
Figura 2.11	Tubos de ensaye de vidrio .....	45
Figura 2.12	Piseta y matraz Erlenmeyer .....	46
Figura 2.13	Embudo y vaso de precipitado .....	47
Figura 2.14	Espátulas .....	48

## II

Figura 1.1	Aparato para determinar la conductividad eléctrica de las disoluciones .....	111
Figura 1.2	Aparato para determinar la conductividad eléctrica de las sales fundidas.....	113
Figura 1.3	Aparato para observar el movimiento de los iones .....	114
Figura 6.1	Lectura de la bureta .....	187
Figura 6.2	Manejo de la llave de la bureta .....	188
Figura 6.3	Dispositivo para valoraciones potenciométricas .....	190

*La teoría y la práctica en el laboratorio de química general  
para Ciencias Biológicas y de la Salud*  
se terminó de imprimir en noviembre de 2001  
en la Sección de Impresiones y Diseño de la UAM-I.  
La edición consta de 1,000 ejemplares.  
Formación Gabriela Cárdenas Mendoza.



Elisa Vega Ávila es licenciada en Química por la Univesidad Autónoma de San Luis Potosí y maestra en Biología Experimental por la Universidad Autónoma Metropolitana. Actualmente está adscrita al Doctorado en Ciencias Biológicas de la UAM. Labora en la UAM-I desde 1975, y actualmente es profesora titular "C". Imparte cursos de Química General y Química Analítica y ha publicado artículos de investigación en revistas nacionales e internacionales.

---

---

Este libro contiene prácticas orientadas a apoyar los temas de la materia de Química General. Los primeros dos capítulos se refieren a las reglas de seguridad y al uso del material en el laboratorio. Así mismo, en esta parte se proponen ejercicios en los cuales los alumnos deben familiarizarse con las sustancias empleadas en las prácticas, a fin de que reconozcan cuáles son tóxicas y las etiqueten correctamente. Los capítulos 3 y 4 tratan sobre matemáticas y estadística en el laboratorio, que también son temas de apoyo para el curso.

Estos dos capítulos están más elaborados y completos de lo que requiere un manual de práctica de Química General de primer trimestre, pero ya que ésta es la primera ocasión en que los alumnos asisten a un laboratorio en la universidad, quisimos darles las herramientas básicas para los siguientes cursos. De esta manera, los capítulos mencionados, con sus ejemplos y ejercicios, servirán como material de consulta para usos futuros.

Existe otra razón importante para la existencia de dichos capítulos, y es que en los reportes de las diferentes materias se incluyen cálculos que demandan el empleo de la estadística, y es por ello que en este tema se presenta un glosario para explicar algunos de los términos que se usan con mayor frecuencia. No pretendemos plantear un curso completo en un par de capítulos, pero sí dar al estudiante las herramientas mínimas necesarias para defenderse hasta que llegue el momento de tomar las materias correspondientes.

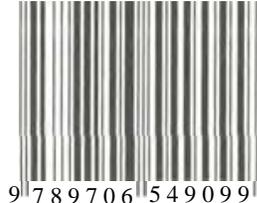
Regresando a las prácticas, las tres primeras son bastantes sencillas y podría decirse que más bien son demostrativas; esto se debe a que están pensadas para reforzar los conocimientos teóricos y pueden ser realizadas por alumnos con poca experiencia en el laboratorio. Es hasta la práctica cuatro que se empieza a pedir un mayor manejo del material del laboratorio, así como la realización de cálculos. Tal vez un manual de prácticas de química debería de empezar por enseñar a preparar disoluciones; sin embargo, hemos ordenado las prácticas de la misma manera en que se estudia la parte teórica del curso. Sin embargo, en todas las prácticas se incluye un apartado donde se explica la forma de preparar las disoluciones.

Las prácticas incluyen el objetivo por lograr, una introducción teórica que refuerza la parte práctica, el material y las disoluciones que se necesitan, además de una descripción de cómo pueden prepararse dichas disoluciones. La metodología o desarrollo está desglosado en puntos fáciles de seguir, y se presenta un diagrama de flujo para que el alumno siga paso a paso la parte experimental. Sin embargo, estos diagramas no son de ninguna manera recetas de cocina, por lo que deben analizarse y consultar el texto antes de realizarse.

Otra parte muy importante de las prácticas son las actividades que los alumnos deben llevar a cabo. Se trata de las observaciones, cálculos o preguntas sobre lo que sucede en el experimento, que se deben registrar, analizar e investigar para reportar al profesor. El objetivo de estas actividades es el de especificar lo que deben hacer y observar los alumnos.



ISBN:970-654-909-9



9 789706 549099