
Manual de prácticas
del

Laboratorio
de química

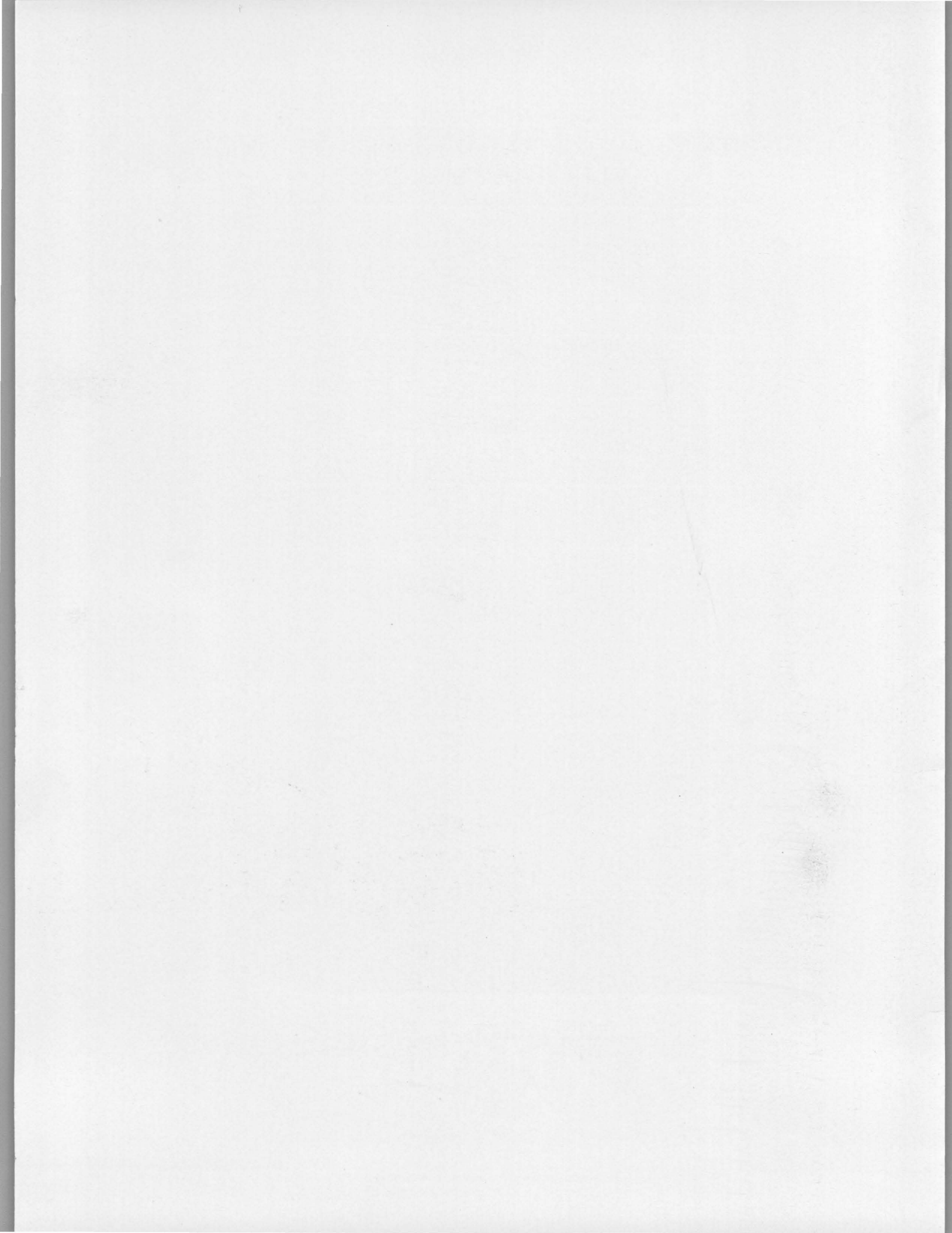
Rogelio
Soto Ayala

Alfredo
Velásquez Márquez

Félix
Núñez Orozco

Violeta Luz María
Bravo Hernández





UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE INGENIERÍA

MANUAL DE PRÁCTICAS DEL
LABORATORIO DE QUÍMICA

ROGELIO SOTO AYALA
ALFREDO VELÁSQUEZ MÁRQUEZ
FÉLIX NÚÑEZ OROZCO
VIOLETA LUZ MARÍA BRAVO HERNÁNDEZ

DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS
DEPARTAMENTO DE FÍSICA GENERAL Y QUÍMICA

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE INGENIERÍA

MANUAL DE PRÁCTICAS DEL
LABORATORIO DE QUÍMICA

ROBERTO SOTO AYALA
ALFREDO VELAZQUEZ MARQUEZ
REYES JUANES ORONDO
VIOLETA LIZMARA BRAVO HERNANDEZ

DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA GENERAL Y QUÍMICA

P R E S E N T A C I Ó N

La Facultad de Ingeniería ha decidido realizar una serie de ediciones provisionales de obras recientemente elaboradas por académicos de la institución, como material de apoyo para sus clases, de manera que puedan ser aprovechadas de inmediato por alumnos y profesores. Tal es el caso del *Manual de prácticas del laboratorio de química*, elaborado por los profesores Rogelio Soto Ayala, Alfredo Velásquez Márquez, Félix Núñez Orozco y Violeta Luz Ma. Bravo Hernández.

Se invita a los estudiantes y profesores a que comuniquen a los autores las observaciones y sugerencias que mejoren el contenido de la obra, con el fin de que se incorporen en una futura edición definitiva.

PRESENTACION

La Facultad de Ingeniería ha querido realizar una serie de acciones provisionales de otras universidades elaboradas por profesores de la institución, como material de apoyo para sus clases, de manera que puedan ser aprovechadas de inmediato por alumnos y profesores. Tal es el caso del Manual de Procedimientos del Laboratorio de Física, elaborado por los profesores Roberto José Ayala, Alfredo Velásquez, Manuel Félix Muñoz, Ochoa y Víctor Luis Méndez Hernández.

Se invita a los estudiantes y profesores a que comparezcan a los cursos de disertaciones y actividades que integran el contenido de la obra, con el fin de que se incorporen sus sugerencias y opiniones.

ÍNDICE

PRÁCTICA 1	EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD	1
PRÁCTICA 2	EXPERIMENTO DE J. J. THOMSON	5
PRÁCTICA 3	EXPERIMENTO DE R. A. MILLIKAN	12
PRÁCTICA 4	CARACTERIZACIÓN MAGNÉTICA DE ALGUNOS ELEMENTOS	19
PRÁCTICA 5	SEPARACIÓN DE MEZCLAS	24
PRÁCTICA 6	TALLER DE GEOMETRÍA MOLECULAR E HIBRIDACIÓN	30
PRÁCTICA 7	LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA	33
PRÁCTICA 8	PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES	37
PRÁCTICA 9	DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE	41
PRÁCTICA 10	CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA	47
PRÁCTICA 11	ENTALPÍA DE DISOLUCIÓN	51
PRÁCTICA 12	EQUILIBRIO QUÍMICO	55
PRÁCTICA 13	ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS	60
PRÁCTICA 14	POLÍMEROS	68
PRÁCTICA COMPLEMENTARIA (EXPERIMENTO DE LA COL MORADA)		72

INDICE

1	PRÁCTICA 1	ESTUDIO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD
2	PRÁCTICA 2	EXPERIMENTO DE LA LEY DE THOMSON
3	PRÁCTICA 3	EXPERIMENTO DE LA MILLERAN
4	PRÁCTICA 4	CARGA Y DESCARGA DE UN CONDENSADOR DE PLACAS PARALELAS
5	PRÁCTICA 5	SEPARACIÓN DE MEZCLAS
6	PRÁCTICA 6	TALLER DE GEOMETRÍA ANALÍTICA Y REPRESENTACIÓN
7	PRÁCTICA 7	LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA
8	PRÁCTICA 8	PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES
9	PRÁCTICA 9	DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ACIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE
10	PRÁCTICA 10	CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA
11	PRÁCTICA 11	ENTALPIA DE DISOLUCIÓN
12	PRÁCTICA 12	EQUILIBRIO QUÍMICO
13	PRÁCTICA 13	ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS
14	PRÁCTICA 14	POLÍMEROS
15	PRÁCTICA 15	QUÍMICA AMBIENTALE (EXPERIMENTO DE LA COT MORADA)

PRÓLOGO

Los cambios recientes en la sociedad, en la ciencia y en la tecnología demandan de la comunidad universitaria un desarrollo continuo. El ingeniero debe dominar las ciencias básicas, ya que son las herramientas que le permitirán un desempeño adecuado para ejercer su profesión en el ámbito laboral.

La Química es una ciencia básica que estudia la transformación de la materia a nivel molecular y atómico, se encuentra presente en todos los momentos de la vida del ser humano, desde la concepción hasta la muerte.

El curso de Química General que se imparte actualmente tiene un nivel universitario adecuado. Las quince prácticas contenidas en este Manual tienen un orden que obedece al indicado en el programa de la asignatura. Este material fue elaborado para los estudiantes de la División de Ciencias Básicas de la Facultad de Ingeniería, en virtud de la necesidad de relacionar la teoría con la práctica.

Este trabajo es una tercera edición del manual de prácticas de Química, el cual cuenta con apéndice en las prácticas que así lo ameritan; ha sido revisado en su totalidad tanto en el contenido de las prácticas como en los cuestionarios previos.

Es importante mencionar que este manual es provisional, como debe serlo toda obra que aspire a evolucionar.

Los autores han dejado varias ideas sin cristalizar, las cuales probablemente se materializarán en las versiones futuras de esta obra.

Es importante reconocer el trabajo de profesores que intervinieron en la revisión de las prácticas. Ellos fueron: Salvador Enrique Villalobos Pérez, Xóchitl Villalobos Rodríguez, Natasha Carime Villaseñor Hernández, María Antonieta Pérez Nova, Esther Flores Cruz, Rosa Estrada Reyes, Mónica Juárez Valladares, Guillermo Ramírez Galicia, Patricia Ponce Peña, Catalina Ferat Toscano y Hermelinda Concepción Sánchez Tlaxqueño.

Se reconoce el excelente trabajo de captura y procesamiento de textos, tablas y figuras que estuvo a cargo del M. en C. Alfredo Velásquez Márquez.

Se agradecerá que todos los comentarios encaminados a mejorar el contenido de las prácticas de este Manual, se envíen al Laboratorio de Química.

Septiembre de 2002

Los años recientes en la sociedad en la ciencia y en la tecnología demandan de la comunidad universitaria un desarrollo continuo. El ingeniero debe dominar las ciencias básicas y que con las herramientas que le permitan un desarrollo adecuado para vivir en armonía con el medio ambiente.

La Química es una ciencia básica que cubre la transformación de la materia a nivel molecular y atómico, se encuentra presente en todos los momentos de la vida del ser humano, desde la concepción hasta la muerte.

El curso de Química General que se imparte actualmente tiene un nivel universitario adecuado. Las únicas prácticas concebidas en este Manual tienen un orden que obedezca al método científico en el aprendizaje de la asignatura. Este manual fue elaborado por los estudiantes de la División de Ciencias Básicas de la Facultad de Ingeniería, en virtud de la necesidad de tener un texto con la práctica.

Este trabajo es una obra colectiva del personal de profesores de Química, el cual cuenta con aportes en las prácticas que así lo ameritan, ha sido revisado en su totalidad tanto en el contenido de las prácticas como en las cuestiones previas.

Es importante mencionar que este manual es provisional, como debe serlo todo, que evoluciona con el tiempo.

Los autores, han hecho varios intentos en cristalizar, las ideas, pero probablemente no se agotaron en las versiones, tal vez de esta obra.

Es importante reconocer el trabajo de profesores que participaron en la revisión de las prácticas. Ellos fueron: Salvador Enrique Villalón Pérez, Gabriel Villalón Rodríguez, Zaira García Salazar Hernández, María Antonia Pérez Vera, María Teresa Pérez, Rosa Estela Reyes, Manuel Torres Valderrama, Guillermo Ramírez Galicia, Patricia Ponce Pérez, Catalina Escalante Lozano y Hermeinda Concepción Sánchez Tapachula.

Se reconoce el excelente trabajo de captura y procesamiento de textos, tablas y figuras que realizó a cargo del M. en C. Alfredo Velásquez Márquez.

Es agradecer que todos los comentarios e sugerencias a mejorar el contenido de las prácticas de este Manual, se envíen al Laboratorio de Química.

PRÁCTICA No. 1 EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Conocerá las reglas básicas de higiene y seguridad que se deben aplicar en un Laboratorio de Química.
2. Se enterará del uso y de las precauciones que hay que considerar al manipular el material y equipo que se empleará en el curso.
3. Identificará algunas de las sustancias químicas empleadas en el curso, sus usos y precauciones.

INTRODUCCIÓN

Para entender mejor los principios básicos de la Química es indispensable la experimentación. El laboratorio de Química es el lugar donde se comprueba la validez de dichos principios; ofrece también la oportunidad de conocer mejor los procesos químicos que ocurren en la naturaleza. Sin embargo, para conseguir dicho objetivo, es imprescindible realizar análisis químicos confiables, y esto sólo puede lograrse, si se conoce el manejo adecuado del equipo y de los reactivos químicos que existen en el laboratorio.

Por otro lado, un aspecto fundamental que se debe considerar en un Laboratorio de Química es la seguridad, pues el trabajo en dicho lugar implica que la persona que lleva al cabo la experimentación se exponga a una gran variedad de sustancias químicas, muchas de las cuales conllevan ciertos riesgos durante su manipulación. Por lo anterior, es indispensable tener un reglamento de higiene y seguridad con el fin de reducir riesgos en el manejo del material, equipo y sustancias químicas.

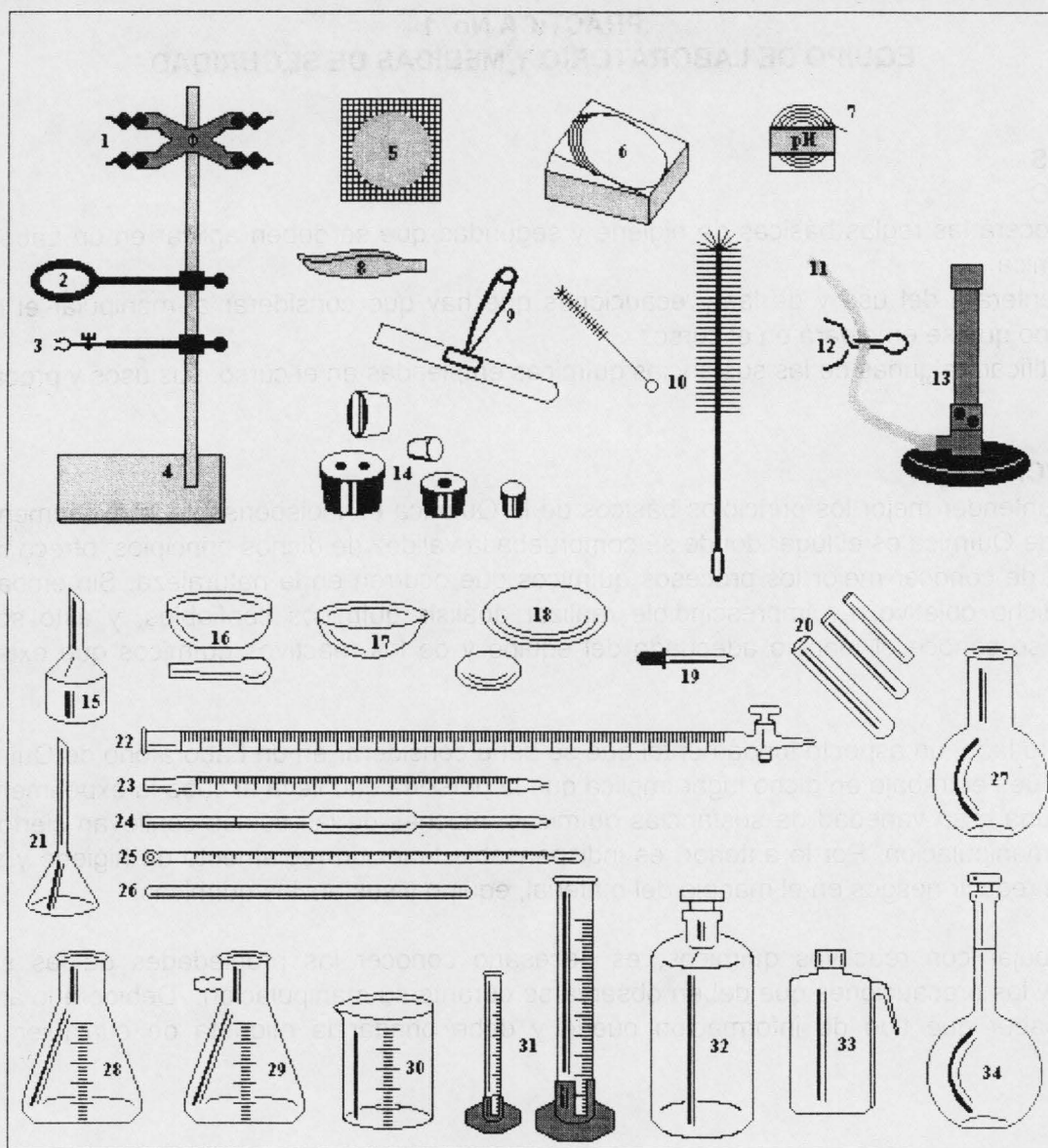
Al trabajar con reactivos químicos, es necesario conocer las propiedades de las sustancias empleadas y las precauciones que deben observarse durante su manipulación. Debido a lo anterior, es necesario saber qué tipo de información puede y debe brindar la etiqueta de cualquier sustancia química.

REACTIVOS

- a) Bicarbonato de sodio.
- b) Bromuro de potasio.
- c) Cloruro de sebacoílo.
- d) Fenolftaleína.
- e) Ácido clorhídrico.
- f) Sulfato de cobre.

MATERIAL Y EQUIPO

Algunos de los materiales que se emplearán en el laboratorio se muestran en las figuras siguientes:



- | | | |
|----------------------------------|---------------------------|----------------------------|
| 1. Pinzas doble para bureta. | 13. Mechero de Bunsen | 25. Termómetro. |
| 2. Anillo metálico. | 14. Tapones de hule. | 26. Varilla de vidrio. |
| 3. Pinza para termómetro. | 15. Embudo de Büchner. | 27. Matraz de fondo plano. |
| 4. Soporte con varilla metálica. | 16. Mortero con pistilo. | 28. Matraz de Erlenmeyer. |
| 5. Tela de alambre con asbesto. | 17. Cápsula de porcelana. | 29. Matraz de filtración. |
| 6. Papel filtro. | 18. Vidrio de reloj. | 30. Vaso de precipitados. |
| 7. Papel indicador. | 19. Gotero. | 31. Probetas. |
| 8. Pinza para cristales. | 20. Tubos de ensayo. | 32. Frasco con tapón. |
| 9. Pinza para tubo de ensayo. | 21. Embudo de vidrio. | 33. Piseta. |
| 10. Escobillones. | 22. Bureta. | 34. Matraz volumétrico. |
| 11. Manguera de hule. | 23. Pipeta graduada. | |
| 12. Pinza de presión. | 24. Pipeta volumétrica. | |

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor dará lectura ante el grupo del reglamento interno de higiene y seguridad para el Laboratorio de Química y discutirá con los alumnos los puntos más importantes del mismo.

ACTIVIDAD 2

El profesor mostrará a los alumnos cada uno de los materiales y equipos más comunes, existentes en el laboratorio, e indicará el procedimiento correcto para su uso.

ACTIVIDAD 3

El profesor mostrará a los alumnos algunos de los reactivos que se tienen en el laboratorio, indicará cuáles son sus características y los cuidados que deben tenerse durante su manipulación, así como la información que debe contener cada etiqueta.

ACTIVIDAD 4

1. Con base en lo aprendido en la clase, indique qué material podría emplearse para:
 - medir volúmenes
 - determinar densidades
 - realizar reacciones químicas
2. Investigue y cite algunas otras reglas básicas de seguridad que usted considere importantes y que no hayan sido mencionadas por el profesor.
3. Haga una inspección del laboratorio y diga si las instalaciones son las adecuadas para trabajar con seguridad.

BIBLIOGRAFÍA

1. Singh, M. M.; Pike, R. M.; Szafran, Z.; "Microscale and Selected Macroscale Experiments for General and Advanced General Chemistry: An Innovative Approach"; First Edition, Edited by John Wiley & Sons, Inc., 1995.
2. Gessner G. Hawley; "Diccionario de Química"; Ediciones Omega, S. A., 1975.
3. "Catálogo de Reactivos. Merck"; 1992-1993.
4. Carrillo, C., Myrna et. al; "Microescala. Química General. Manual de Laboratorio"; Facultad de Química. UNAM; México, 1996.
5. "Improving Safety in the Chemical Laboratory: A Practical Guide"; Second Edition, Edited by Jay A. Young.
6. Green, M. E.; Turk, A; "Safety in Working with Chemicals"; Edited by Macmillan Publishing Co., Inc., 1978.

CUESTIONARIO PREVIO

EQUIPO DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD

1. Cite algunos de los accidentes que pueden presentarse en el Laboratorio de Química y mencione cómo evitarlos.

2. Investigue las propiedades de las sustancias químicas siguientes: ácido sulfúrico, ácido clorhídrico, ácido acético, hidróxido de sodio, hexano, etanol y acetona.

3. Cite al menos cinco sustancias químicas de uso común en la vida diaria.

4. Investigue cuántas clases de fuego existen y qué tipo de extintores se emplean en cada caso.

5. ¿Cuál es la información mínima que debe contener la etiqueta de un reactivo químico?

6. Dibuje los pictogramas alusivos a las características siguientes que puede tener un reactivo químico:

a) Explosivo

e) Irritante

b) Oxidante o comburente

f) Corrosivo

c) Inflamable

g) Peligroso para el medio ambiente

d) Tóxico

BIBLIOGRAFÍA

1. Singh, M. M.; Pike, R. M.; Szafran, Z.; "Microscale and Selected Macroscale Experiments for General and Advanced General Chemistry: An Innovative Approach"; First Edition, Edited by John Wiley & Sons, Inc., 1995.
2. Gessner G. Hawley; "Diccionario de Química"; Ediciones Omega, S. A., 1975
3. "Catálogo de Reactivos. Merck"; 1992-1993.
4. Carrillo, C., Myrna et. al; "Microescala. Química General. Manual de Laboratorio"; Facultad de Química. UNAM; México, 1996.
5. "Improving Safety in the Chemical Laboratory: A Practical Guide"; Second Edition, Edited by Jay A. Young.
6. Green, M. E.; Turk, A; "Safety in Working with Chemicals"; Edited by Macmillan Publishing Co., Inc., 1978.

PRÁCTICA No.2 EXPERIMENTO DE J. J. THOMSON

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Conocerá el principio de funcionamiento del aparato para la determinación de la relación entre la carga y la masa (q/m) de los rayos catódicos, su manejo y las precauciones que deben observarse al utilizarlo.
2. Determinará experimentalmente el valor de la relación q/m de los rayos catódicos.
3. Determinará el error experimental de la relación q/m de los rayos catódicos.

INTRODUCCIÓN

En los tubos de Crookes, que contiene un gas a presiones muy bajas, el haz de rayos catódicos se forma cuando se impone una diferencia de potencial elevada entre los electrodos. Con la aplicación de un campo eléctrico puede establecerse que los rayos catódicos poseen carga eléctrica negativa; a la misma conclusión puede llegarse mediante la aplicación de un campo magnético y puede demostrarse que los rayos catódicos poseen masa mediante la inclusión de obstáculos en la trayectoria del haz.

J. J. Thomson ideó un experimento para el cálculo de la relación entre la carga y la masa de los rayos catódicos. Realizó muchas variantes en el sistema para confirmar finalmente que los rayos catódicos eran los mismos independientemente del gas, del material de los electrodos, de la composición del tubo y de la fuente de energía empleada.

EQUIPO Y MATERIAL

a) Aparato marca **PASCO** para la medición de la relación q/m de los rayos catódicos equipado con:

- Una fuente de poder de bajo voltaje (**PASCO SF-9584**, 0-21 [V] DC).
- Una fuente de poder de alto voltaje (**PASCO SF-9585A**, 0-500 [V] DC).
- 6 Cables de conexión (banana-banana).

b) Aparato marca **DAEDALON** para la medición de la relación q/m de los rayos catódicos

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y dará las recomendaciones necesarias para el manejo del equipo.

ACTIVIDAD 2. .

PROCEDIMIENTO PARA EL USO DEL APARATO MARCA PASCO

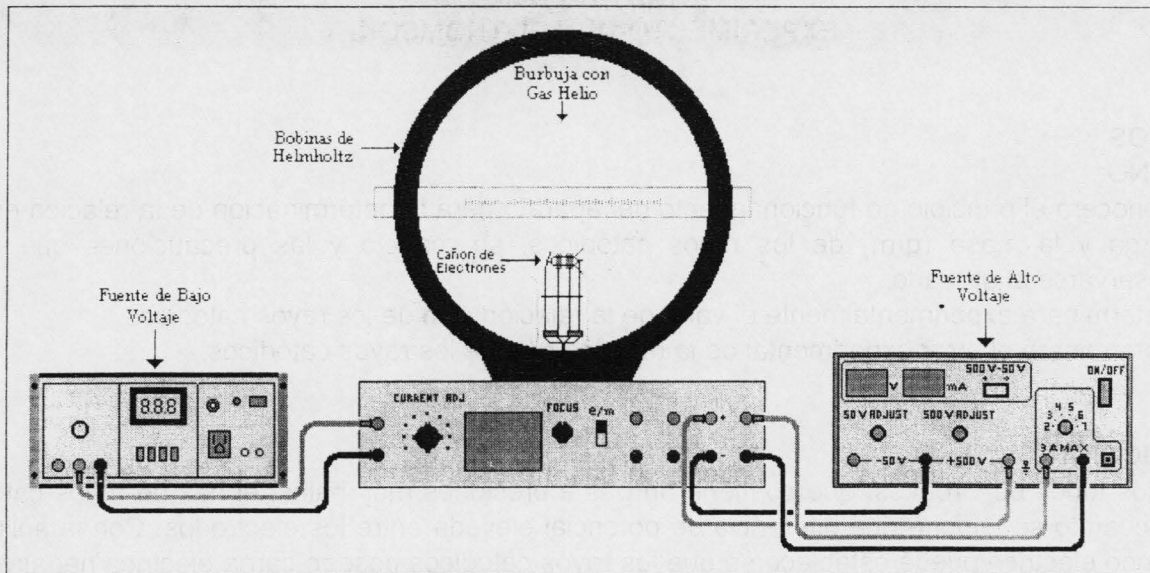
El uso del aparato de Thomson marca **PASCO** comprende los puntos siguientes:

Armado del aparato de Thomson

1. Coloque a la izquierda del aparato de Thomson la fuente para bajo voltaje y a la derecha la fuente de alto voltaje.

2. Conecte los cables banana-banana como se muestra en la figura siguiente:

APARATO MARCA PASCO



3. No mueva las perillas **FOCUS** y **CURRENT ADJ** del aparato de Thomson y asegúrese de que el botón selector se encuentre en **e/m MEASURE**.

4. Revise que ambas fuentes estén apagadas y compruebe que las perillas estén a la mínima lectura (giradas totalmente en sentido contrario a las manecillas del reloj). Conecte ambas fuentes y enciéndalas.

Ajuste de la fuente de alto voltaje

1. Encienda la fuente de alto voltaje y coloque la perilla **AC** en 6 [V].
2. Con el botón selector, seleccione **500 V** y ajuste la fuente con la perilla **500 V ADJUST** en 250 [V] (leyendo en la pantalla izquierda). **No utilice más de 250 [V] ya que se dañará el tubo de descarga en forma irreparable.**
3. Con el botón selector, seleccione **50 V** y con la perilla **50 V ADJUST** ajuste a no más de 5 [V] (leyendo en la pantalla izquierda). **No utilice más de 5 [V] ya que se dañará el tubo de descarga en forma irreparable.**

Ajuste de la fuente de bajo voltaje

1. Encienda la fuente de bajo voltaje y compruebe que el botón selector esté oprimido para medir corriente [A]; además, el botón 0-24[V] DC también debe estar oprimido.
2. Moviendo la perilla **AC/DC VOLTAGE ADJUST** ajuste a no más de 2 [A]. **No utilice más de 2 [A] ya que se dañarán los conductores de las bobinas en forma irreparable.**

Toma de lecturas

1. Mida el radio del haz visible del lado izquierdo y del lado derecho. El valor del radio para los cálculos es el promedio de las dos mediciones.

NOTA: Para evitar el error de paralelaje, se alinea el haz visible con su imagen en el espejo graduado que se encuentra detrás del tubo de descarga.

2. En caso de que el haz visible forme una hélice, debe girarse un poco el tubo de descarga por la base. **No toque el tubo de descarga. Si tiene que girarlo, hágalo por la base, empleando una franela completamente seca o en su caso, con un pedazo de papel.**

3. Disminuya la intensidad de corriente eléctrica en intervalos de 0.1 [A] hasta donde sea posible la lectura del radio del haz visible. Anote sus observaciones y complete la tabla siguiente con los valores obtenidos.

Corriente, I [A]	Radio Izquierdo r_1 [cm]	Radio Derecho r_2 [cm]	Radio Real, $r = (r_1+r_2)/2$ [cm]
2.0			
1.9			
1.8			
...			

Apagado del equipo

1. En ambas fuentes se recorren las perillas a la mínima lectura (se giran en sentido contrario a las manecillas del reloj), se apagan y finalmente se desconectan.

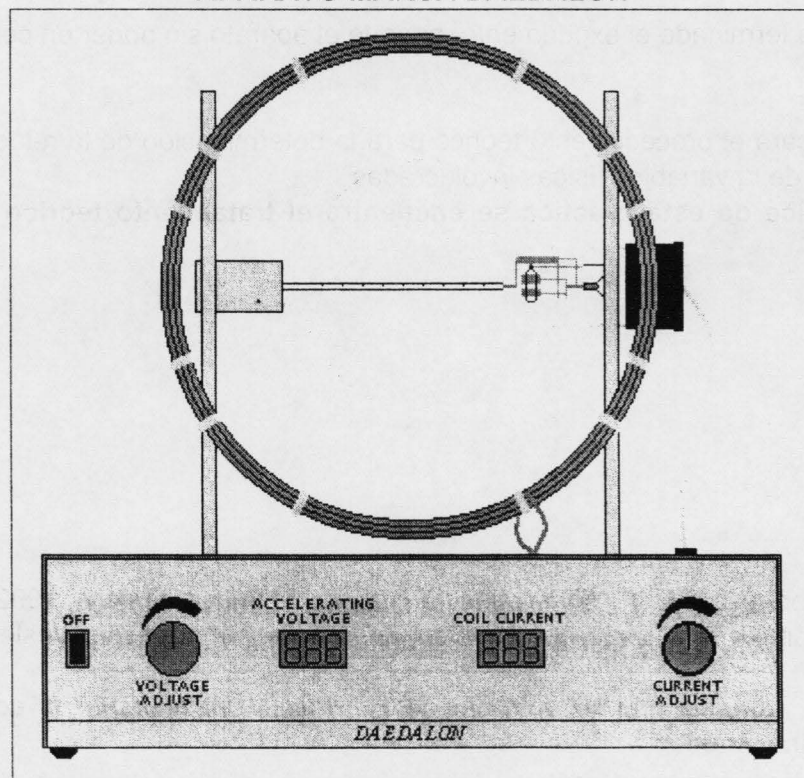
2. Se desconectan todos los cables banana-banana.

PROCEDIMIENTO PARA EL USO DEL APARATO MARCA DAEDALON

El procedimiento para el uso de este aparato es más sencillo que el de la marca PASCO; aun así deben observarse ciertas precauciones en su manejo, con objeto de no dañar el aparato.

1. El aparato que se empleará, se muestra en la figura siguiente:

APARATO MARCA DAEDALON



2. Compruebe que el botón de encendido esté en la posición **OFF** y posteriormente conecte el aparato a la toma de corriente.

3. Encienda el aparato. La unidad realizará un auto-diagnóstico durante 30 segundos. Cuando el auto-diagnóstico se completa, las pantallas se estabilizan a **0**. De esta manera la unidad se encuentra lista para operar; no obstante, **se recomienda esperar 10 minutos antes de iniciar la toma de lecturas**.

4. Gire la perilla **VOLTAGE ADJUST** hasta obtener una lectura de 200 [V] en la pantalla correspondiente.

5. Gire la perilla **CURRENT ADJUST** y observe la deflexión circular del haz de rayos catódicos. Cuando la corriente es lo suficientemente alta, el haz formará un círculo completo. El diámetro del haz se determinará empleando la escala que se encuentra dentro del tubo.

6. Determine el valor de la intensidad de corriente necesaria para que el diámetro del haz sea 11 [cm]. Varíe el diámetro del haz modificando la intensidad de corriente en las bobinas de tal manera que pueda completar la tabla siguiente con los valores obtenidos.

Corriente, I [A]	Diámetro, D [cm]	Radio del Haz, r = D / 2 [cm]
	11.0	
	10.5	
	10.0	
	...	
	5.0	

7. Cuando haya terminado el experimento, apague el aparato sin poner en ceros las lecturas.

ACTIVIDAD 3.

El profesor indicará el procedimiento teórico para la determinación de la relación q/m de los rayos catódicos, en función de las variables físicas involucradas.

NOTA: En el apéndice de esta práctica se encuentra el tratamiento teórico para determinar la relación deseada.

BIBLIOGRAFÍA

1. Ander, P y Sonnessa, A. J. ; "*Principios de Química*"; Limusa, México, 1992.
2. Cruz, D., Chamizo, J. A. y Garriz, A.; "*Estructura Atómica*", Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1997.
3. Sears, F. W., Zemansky, M. W. & Young, H. D.; "*Física Universitaria*", 6ª ed., Addison-Wesley Iberoamericana, 1998.

CUESTIONARIO PREVIO

EXPERIMENTO DE THOMSON

1. Describa el funcionamiento del tubo de Crookes.
2. ¿En qué consiste la emisión termoiónica?
3. Escriba la expresión de la fuerza magnética que actúa en una carga eléctrica móvil (fuerza de Lorentz).
4. Escriba la expresión de la fuerza centrípeta que actúa sobre una partícula de masa, m , y velocidad, v .
5. ¿Qué potencial, V , se necesita para que una carga eléctrica, q , alcance desde el reposo una velocidad, v ?
6. Investigue qué es una bobina.
7. Indique el sentido de las líneas de campo magnético que genera una bobina a través de la cual fluye una corriente eléctrica.
8. Averigüe el valor de la permeabilidad magnética del vacío.
9. Investigue la expresión del campo magnético en las bobinas de Helmholtz.

BIBLIOGRAFÍA

1. Ander, P y Sonnessa, A. J. ; *"Principios de Química"*; Limusa, México, 1992.
2. Cruz, D., Chamizo, J. A. y Garritz, A.; *"Estructura Atómica"*, Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1997.
3. Sears, F. W., Zemansky, M. W. & Young, H. D.; *"Física Universitaria"*, 6ª ed., Addison-Wesley Iberoamericana, 1998.

APÉNDICE

La fuerza magnética (F_m) que actúa sobre una partícula con carga q que se mueve a una velocidad v en un campo magnético B está definida por la ecuación:

$$F_m = q \cdot v \cdot B \cdot \text{sen } \theta$$

Debido a que el haz de cargas en este experimento es perpendicular al campo magnético, el ángulo es de 90° ; por lo tanto, la ecuación anterior puede escribirse de la forma siguiente:

$$F_m = q \cdot v \cdot B \quad (1)$$

Como los rayos catódicos tienen un movimiento circular dentro del campo magnético, experimentan una fuerza centrípeta cuya magnitud es:

$$F_c = m \cdot a_c$$

siendo a_c la aceleración centrípeta

$$a_c = \frac{v^2}{r}$$

por lo tanto,

$$F_c = m \cdot \frac{v^2}{r} \quad (2)$$

En la que m es la masa de los rayos catódicos, v es la velocidad y r es el radio de la trayectoria circular. Debido a que la única fuerza que actúa sobre las cargas se debe al campo magnético, $F_m = F_c$, de tal forma que las ecuaciones (1) y (2) se combinan para dar:

$$q \cdot v \cdot B = m \cdot \frac{v^2}{r}$$

de donde se obtiene:

$$\frac{q}{m} = \frac{v}{B \cdot r} \quad (3)$$

Por lo tanto, para determinar la relación q/m , es necesario conocer la velocidad de los rayos catódicos, el campo magnético de las bobinas de Helmholtz y el radio del haz. Por otro lado, los rayos catódicos se aceleran mediante un potencial V , adquiriendo una energía cinética que es igual a su carga por el potencial de aceleración. Por lo tanto;

$$q \cdot V = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$$

despejando v se obtiene

$$v = \left(\frac{2 \cdot q \cdot V}{m} \right)^{\frac{1}{2}} \quad (4)$$

El campo magnético del par de bobinas de Helmholtz se calcula mediante la fórmula que aparece a continuación y que puede hallarse en cualquier texto elemental de electricidad y magnetismo.

$$B = \frac{[N \cdot \mu_0] I}{(5/4)^{3/2} \cdot a} \quad (5)$$

donde:

a =Radio de las bobinas de Helmholtz (15 [cm])

N =Número de espiras en cada bobina (130 vueltas)

I =Intensidad de la corriente eléctrica que circula por las bobinas

r =Radio del haz de rayos catódicos

μ_0 =Permeabilidad magnética del vacío = $4\pi \times 10^{-7}$ [T·m·A⁻¹]

Finalmente, las ecuaciones (4) y (5) se sustituyen en la ecuación (3) para llegar a la expresión matemática deseada:

$$\frac{q}{m} = \frac{2 \cdot V \left(\frac{5}{4}\right)^3 a^2}{(N \cdot \mu_0 \cdot I \cdot r)^2}$$

O bien,

$$\frac{q}{m} = \frac{2 \cdot V}{(r \cdot B)^2}$$

PRÁCTICA No. 3 EXPERIMENTO DE R. A. MILLIKAN

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Demostrará experimentalmente que existe un valor para la carga eléctrica fundamental.
2. Hallará el valor experimental de la carga eléctrica fundamental.
3. Determinará el error porcentual del valor experimental de la carga eléctrica fundamental.

INTRODUCCIÓN

El experimento de la gota de aceite, realizado por R. A. Millikan en 1913, se utiliza para demostrar el carácter discreto de la carga eléctrica y para cuantificar la unidad de carga.

En el aparato de R. A. Millikan que se presenta aquí, se introducen gotas de aceite mediante un aspersor hacia el interior de una cámara cilíndrica en la cual puede aplicarse un campo eléctrico homogéneo en dirección vertical. Las gotas adquieren carga eléctrica por fricción durante el proceso de "atomización".

Sobre las gotas actúan las fuerzas siguientes: gravitatoria, de Arquímedes (de flotación), eléctrica y de fricción de Stokes (resistencia del aire cuando se mueven las gotas).

EQUIPO Y MATERIAL

- a) Aparato de Millikan constituido por los elementos siguientes:
 - Una cámara, formada por un par de placas planas (diámetro 8 [cm], espacio entre las placas de 6 [mm]) protegidas por una cubierta transparente.
 - Un sistema de iluminación (lámpara incandescente, 6 [V]/ 2.5 [V]).
 - Un microscopio (ampliación 20 x) con graduación interna de 0-100 = 1.0 [cm].
 - Un aspersor con aceite.
 - Un pedestal (trípode).
- b) Una fuente de alimentación (voltaje de salida 0-600 [V] CD) con sus cables.
- c) Dos cronómetros.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del equipo.

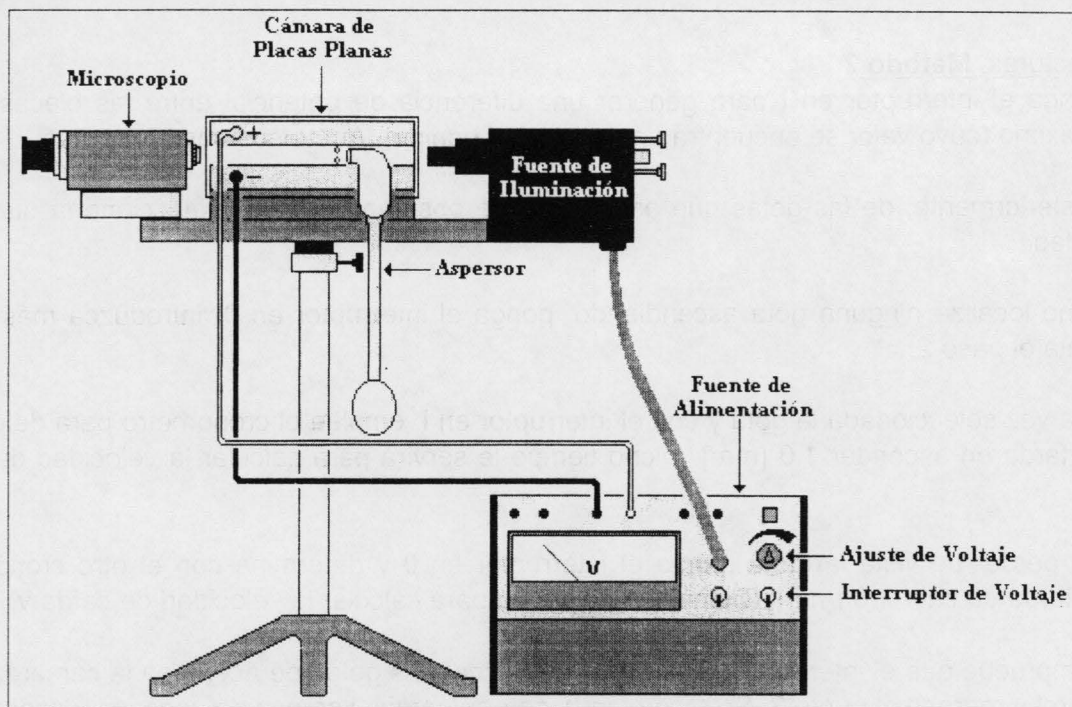
ACTIVIDAD 2.

PROCEDIMIENTO PARA LLEVAR A CABO EL EXPERIMENTO DE MILLIKAN

El procedimiento para determinar experimentalmente el valor de la carga eléctrica de las gotas de aceite comprende los puntos siguientes:

Armado y puesta a punto del dispositivo experimental

1. El dispositivo experimental se montará en la forma como se muestra en la figura siguiente:



2. Haga que la perilla de la fuente de voltaje esté en la lectura mínima y el interruptor de voltaje (que se encuentra al frente) en 0. Finalmente conecte la fuente a la toma de corriente.

3. Introduzca entre las placas, a través de los pequeños orificios en el acrílico de la cámara, una nube de gotas de aceite por medio del aspersor.

4. Encienda la fuente de iluminación con el interruptor que se encuentra en la parte posterior de la fuente de voltaje.

5. Ajuste el microscopio de tal forma que puedan observarse las gotas de aceite, como pequeños puntos brillantes, cayendo entre las placas.

NOTA: Debe de tomar en cuenta que la graduación se encuentra en uno de los lentes del microscopio; adicionalmente a esto, ¡recuerde que el microscopio invierte la imagen!

Toma de Lecturas. Método 1

1. Sin dejar de observar las gotas de aceite a través del microscopio; ponga el interruptor en I, lo que implica generar una diferencia de potencial entre las placas y lleve el voltaje al máximo (cuyo valor se encuentra escrito en el equipo). Anote sus observaciones.

2. De las gotitas que se observan, localice alguna que se encuentre estática. En caso de que no se localice ninguna gota estática, introduzca más gotas de aceite en la cámara e intente nuevamente localizar una gota estática.

3. Una vez localizada la gota estática, ponga el interruptor en 0 y registre con el cronómetro el tiempo que tarda en recorrer una distancia dada (se recomienda que sea 1.0 [mm]). Dicho tiempo servirá para calcular la velocidad de caída v_c .

4. Compruebe que el interruptor esté en 0 e introduzca más gotas de aceite en la cámara, ponga el interruptor en I y regrese al punto 2. Se recomienda hacer como mínimo 10 mediciones de tiempo de caída, cada una con diferente gota.

Toma de Lecturas. Método 2

1. Ponga el interruptor en **I** para generar una diferencia de potencial entre las placas. Lleve el voltaje al máximo (cuyo valor se encuentra anotado en el equipo). Anote sus observaciones.

2. Posteriormente, de las gotas que ascienden (se observarán caer), seleccione la que vea con mayor claridad.

3. Si no localiza ninguna gota ascendiendo, ponga el interruptor en **0**, introduzca más gotas de aceite y repita el paso 2.

4. Una vez seleccionada la gota y con el interruptor en **I**, emplee el cronómetro para determinar el tiempo que tarda en ascender 1.0 [mm]. Dicho tiempo le servirá para calcular la velocidad de ascenso v_a .

5. Sin perder de vista la gota, ponga el interruptor en **0** y determine con el otro cronómetro, el tiempo que tarda en caer 1.0 [mm]. Dicho tiempo servirá para calcular la velocidad de caída v_c .

6. Compruebe que el interruptor esté en **0**, introduzca más gotas de aceite en la cámara, ponga el interruptor en **I** y regrese al punto 2. Se recomienda determinar los tiempos de ascenso y descenso para diez gotas diferentes.

Apagado del equipo

1. Una vez realizadas todas las mediciones, lleve la perilla de ajuste de voltaje al mínimo, ponga el interruptor en **0**, apague la fuente de iluminación y finalmente desconecte la fuente de voltaje de la toma de corriente.

2. Cubra el objetivo del microscopio y el aspersor.

ACTIVIDAD 3.

El profesor indicará el procedimiento teórico para la determinación de la carga eléctrica de las gotas de aceite, en función de las variables físicas involucradas.

NOTA: En el apéndice de esta práctica se encuentra el tratamiento teórico para determinar el valor de la carga eléctrica presente en cada una de las gotas de aceite.

BIBLIOGRAFÍA

1. Ander, P y Sonnessa, A. J. ; *"Principios de Química"*, Limusa, México, 1992.
2. Cruz, D., Chamizo, J. A. y Garriz, A.; *"Estructura Atómica"*, Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1997.
3. Sears, F. W., Zemansky, M. W. & Young, H. D.; *"Física Universitaria"*, 6ª ed., Addison-Wesley Iberoamericana, 1998.

CUESTIONARIO PREVIO

EXPERIMENTO DE R. A. MILLIKAN.

1. Dé la expresión matemática que define cada uno de los términos siguientes:

- Fuerza eléctrica en términos de potencial eléctrico.
- Fuerza de Arquímedes.
- Fuerza de fricción de Stokes.
- Fuerza de gravedad.

2. ¿Qué es la velocidad terminal de un móvil que cae libremente?

3. Resuelva el problema siguiente:

a) Una gota de aceite de 3×10^{-11} [g] y de 2×10^{-4} [cm] de radio, tiene 13 electrones en exceso. Calcule su velocidad terminal cuando se desplaza dentro de un campo eléctrico de 3×10^5 [N·C⁻¹]. Considere los valores constantes de 9.78 [m·s⁻²] para la aceleración de la gravedad y 180×10^{-7} [N·s·m⁻²] para la viscosidad del aire. Desprecie el efecto de la fuerza de Arquímedes.

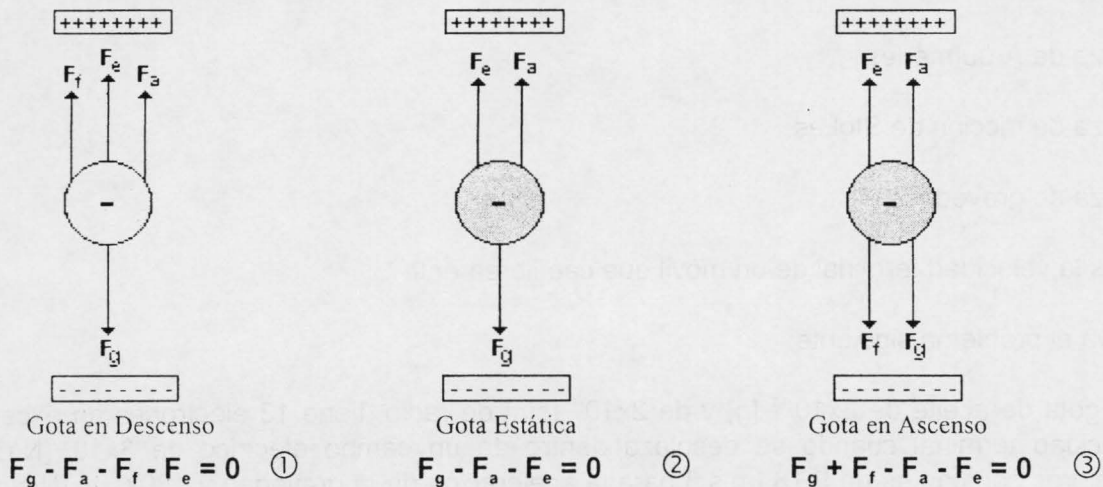
En la resolución de los problemas utilice el Sistema Internacional de Unidades.

BIBLIOGRAFÍA

- Ander, P y Sonnessa, A. J. ; *"Principios de Química"*; Limusa, México, 1992.
- Cruz, D., Chamizo, J. A. y Garriz, A.; *"Estructura Atómica"*, Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1997.
- Sears, F. W., Zemansky, M. W. & Young, H. D.; *"Física Universitaria"*, 6ª ed., Addison-Wesley Iberoamericana, 1998.

APÉNDICE

En el experimento de Millikan, cuando una gota de aceite cargada negativamente se encuentra dentro de un campo eléctrico, generado por un par de placas planas, se ejercen sobre ella diversas fuerzas dependiendo de si la gota esta en descenso, estática o en ascenso. Las figuras siguientes muestran cada una de éstas situaciones, así como sus respectivas expresiones de equilibrio.



Donde:

- F_g = Fuerza de gravedad.
- F_a = Fuerza de Arquímedes o de flotación.
- F_f = Fuerza de fricción de Stokes.
- F_e = Fuerza eléctrica.

Con el objeto de determinar la carga eléctrica de la gota de aceite, deben considerarse los parámetros siguientes:

- v_a = Velocidad de ascenso constante.
- v_c = Velocidad de caída constante.
- r = Radio de la gota de aceite.
- ρ = Diferencia de densidad entre el aceite y el aire ($\rho_{\text{aceite}} - \rho_{\text{aire}}$) (0.855 [g·cm⁻³]).
- g_{DF} = Aceleración gravitatoria en el Distrito Federal (978 [cm·s⁻²]).
- V = Potencial eléctrico.
- E = Campo eléctrico
- y = Distancia entre las placas planas (6 [mm]).
- μ = Viscosidad del aire (1830 x 10⁻⁷ [g·cm⁻¹·s⁻¹]).
- Q = Carga eléctrica de gota de aceite.

De acuerdo con la segunda ley de Newton, la fuerza de gravedad, en el Distrito Federal, se define como:

$$F_g = m \cdot g_{DF}$$

donde m es la masa de la gota de aceite que se define como:

$$m = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho_{\text{aceite}}$$

De tal manera que sustituyendo m en la expresión matemática de la segunda ley de Newton, se tiene:

$$F_g = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho_{\text{aceite}} \cdot g_{DF}$$

De manera similar, se puede definir la fuerza de Arquímedes empleando, en este caso, la masa del volumen de aire desplazado, y la ecuación queda de la forma siguiente:

$$F_a = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho_{\text{aire}} \cdot g_{DF}$$

Por otra parte, la fuerza de fricción de Stokes se define como:

$$F_f = 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \mu \cdot v_c$$

Finalmente, la fuerza eléctrica se define como:

$$F_e = Q \cdot E$$

Para determinar el campo eléctrico E se divide la diferencia de potencial V entre la distancia entre las placas y .

Así, con base en lo anterior, se plantean dos métodos para calcular la carga de la gota de aceite dependiendo de la situación de la gota.

MÉTODO DE LA GOTA ESTÁTICA. Cuando la gota de aceite se encuentra estática, y se sustituyen las expresiones de las diversas fuerzas en su expresión de equilibrio, se obtiene:

$$\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho_{\text{aceite}} \cdot g_{DF} - \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho_{\text{aire}} \cdot g_{DF} - Q \cdot E = 0$$

sustituyendo $(\rho_{\text{aceite}} - \rho_{\text{aire}})$ por ρ y despejando Q se tiene:

$$Q = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho \cdot g_{DF} \cdot E^{-1} \quad (4)$$

con la expresión (4) se puede calcular la carga de la gota de aceite; sin embargo, es necesario conocer el radio de la gota de aceite, para lo cual se suprime el campo eléctrico ($E = 0$) y se emplea la expresión de equilibrio (1), en la cual la $F_e = 0$, quedando:

$$F_g - F_a - F_f = 0$$

en esta expresión se sustituyen las expresiones de las diversas fuerzas y se despeja el radio, quedando:

$$r^2 = \frac{9 \cdot \mu \cdot v_c}{2 \cdot \rho \cdot g} \quad (5)$$

Para conocer la velocidad de caída v_c , se determina el tiempo que tarda la gota en recorrer 1.0 [mm] de distancia.

MÉTODO DE LA GOTA EN ASCENSO Y DESCENSO. En este método, cuando la gota está bajo la influencia de un campo eléctrico muy fuerte, asciende; por lo tanto, la fuerza de fricción de Stokes se opone a dicho ascenso teniendo el mismo sentido que la fuerza de gravedad, con lo cual se llega a la expresión de equilibrio (3).

$$F_g + F_f - F_a - F_e = 0$$

Si en esta expresión se sustituyen las expresiones de las diversas fuerzas, teniendo en cuenta que la v_c se sustituye por v_a , se obtiene la expresión siguiente:

$$\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho_{\text{aceite}} \cdot g_{DF} + 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \mu \cdot v_a - \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho_{\text{aire}} \cdot g_{DF} - Q \cdot E = 0$$

despejando la carga de la gota, se obtiene:

$$Q = \left[\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho \cdot g + 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \mu \cdot v_a \right] E^{-1}$$

Para conocer la velocidad de ascenso v_a , se determina el tiempo que tarda la gota en ascender 1.0 [mm] de distancia. El radio, como en el método de la gota estática, se calcula a partir de la ecuación ⑤

PRÁCTICA No. 4
PROPIEDADES MAGNÉTICAS
CARACTERIZACIÓN MAGNÉTICA DE ALGUNOS ELEMENTOS

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

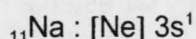
1. Aprenderá a utilizar el teslámetro para la medición de la intensidad de un campo magnético.
2. Con base en los datos experimentales, clasificará a los elementos empleados como diamagnéticos, paramagnéticos o ferromagnéticos.
3. Comparará la clasificación experimental de los elementos con la predicha a partir de su configuración electrónica.

INTRODUCCIÓN

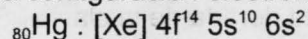
Las propiedades magnéticas de una sustancia pueden revelar información importante acerca de su distribución electrónica. Aunque un electrón, en un átomo, se comporta como un pequeño imán, las interacciones magnéticas de dos electrones en un mismo orbital y con espín opuesto se cancelan mutuamente. Un átomo que posee sólo electrones apareados no tiene magnetismo neto de espín. Sin embargo, un átomo en donde existen electrones desapareados sí exhibirá un magnetismo neto de espín.

Una sustancia paramagnética es aquella que sufre una atracción débil por parte de un campo magnético y esta atracción resulta del hecho de que la sustancia posee electrones desapareados. El fuerte magnetismo permanente que se observa en objetos de hierro se conoce como ferromagnetismo, y se debe al alineamiento cooperativo de los espines electrónicos de una gran cantidad de átomos de hierro.

El vapor de sodio constituye un ejemplo de una sustancia paramagnética, como lo indica su configuración electrónica.



Una sustancia diamagnética es aquella a la que un campo magnético repele débilmente. Esta propiedad indica que la sustancia posee solamente electrones apareados, por ejemplo, el mercurio es una sustancia diamagnética que posee la configuración electrónica siguiente:



Cuando un material magnético se coloca en un campo magnético constante, el material se magnetiza. Para determinar el grado de magnetización de un material se utiliza el concepto de permeabilidad relativa, k_m , que se define como:

$$k_m = \frac{\mu_N}{\mu_o}$$

donde μ_N es la permeabilidad magnética del material y μ_o es la permeabilidad magnética del vacío (su valor puede encontrarse en la literatura). Para calcular la permeabilidad magnética de los diferentes materiales que harán las veces de núcleo del solenoide, se emplea la expresión siguiente:

$$B = \frac{\mu \cdot N \cdot I}{2\ell}$$

donde:

B = Campo magnético.

μ = Permeabilidad magnética del núcleo del solenoide.

- N = Número de espiras del conductor.
 I = Corriente que pasa a través del conductor.
 ℓ = Longitud del conductor.

Puesto que el número de espiras del conductor y la longitud del solenoide son constantes, se puede determinar la permeabilidad magnética del núcleo (μ), variando la corriente (I) y determinando directamente con el teslámetro la magnitud del campo magnético generado (B).

EQUIPO Y MATERIAL

- Un solenoide (800 vueltas del conductor, $\ell = 14$ [cm]).
- Tres núcleos (aluminio, hierro y cobre).
- Un teslámetro con punta axial.
- Una fuente de poder (PASCO 0-10 [V], 14 [A], CD).
- Dos cables de conexión banana-banana.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y dará las recomendaciones necesarias para el uso del equipo.

ACTIVIDAD 2.

CALIBRACIÓN Y PUESTA A PUNTO DEL TESLÁMETRO.

El primer paso para el uso del teslámetro es la calibración del mismo, la cual comprende los puntos siguientes:

Ajuste del cero mecánico

- Compruebe que el botón de encendido esté en **OFF**.
- Asegúrese de que las dos perillas **NULL** y **CAL** estén a medio giro.
- Cerciórese de que ningún botón blanco esté oprimido.
- Conecte la punta al teslámetro introduciendo cuidadosamente la clavija y anote el número de calibración que se encuentra en la etiqueta dorada de la clavija. Si el número de calibración es mayor de 1.0, divídalo entre 100 y anote el valor obtenido ya que lo empleará en la calibración del teslámetro con la punta.
- Conecte el teslámetro a la toma de corriente (**no lo encienda**).
- Oprima el botón de la máxima escala de lectura (3).
- Ajuste a cero la aguja empleando el tornillo que está abajo de la carátula.

Calibración con la punta

- Encienda el teslámetro y oprima los dos botones que dicen **CAL**.
- Leyendo en la escala superior, ajuste con la perilla **CAL** (**no mueva la perilla NULL**) hasta el valor obtenido en el punto 4 del "ajuste del cero mecánico".

Calibración de las escalas

1. Oprima el botón **Read** (que quede hacia afuera) y ajuste a cero con la perilla **NULL** (no mueva la perilla **CAL**)
2. Oprima el botón de la escala menor siguiente y ajuste a cero con la perilla **NULL**.
3. Repita el paso 2 para las siguientes escalas, hasta llegar a la menor escala.
4. Terminada la calibración de las escalas se tiene el teslámetro listo para empezar a realizar las mediciones.

NOTAS:

- i. **Una vez calibrado el teslámetro no lo mueva.**
- ii. **Mantenga alejados del solenoide el teslámetro y la punta de la prueba axial por lo menos a un metro de distancia, debido a que el campo magnético generado por el solenoide puede influir en los resultados obtenidos.**

ACTIVIDAD 3.

PUESTA A PUNTO DE LA FUENTE DE PODER

1. Conecte en paralelo los cables banana-banana del solenoide a la fuente de bajo voltaje (rojo-rojo y negro-negro).
2. Encienda la fuente y compruebe que el botón selector esté oprimido para medir corriente [**A**]; además, el botón 0-24[V] DC también debe estar oprimido. Para verificar si hay paso de corriente, gire la perilla de la fuente y observe si hay lectura. En caso de que no exista lectura gire la perilla al mínimo y oprima el botón rojo del solenoide una sola vez y gire la perilla para obtener una lectura. Una vez que obtenga lectura, gire la perilla de la fuente hasta cero y corte la corriente del solenoide con el botón rojo.

ACTIVIDAD 4.

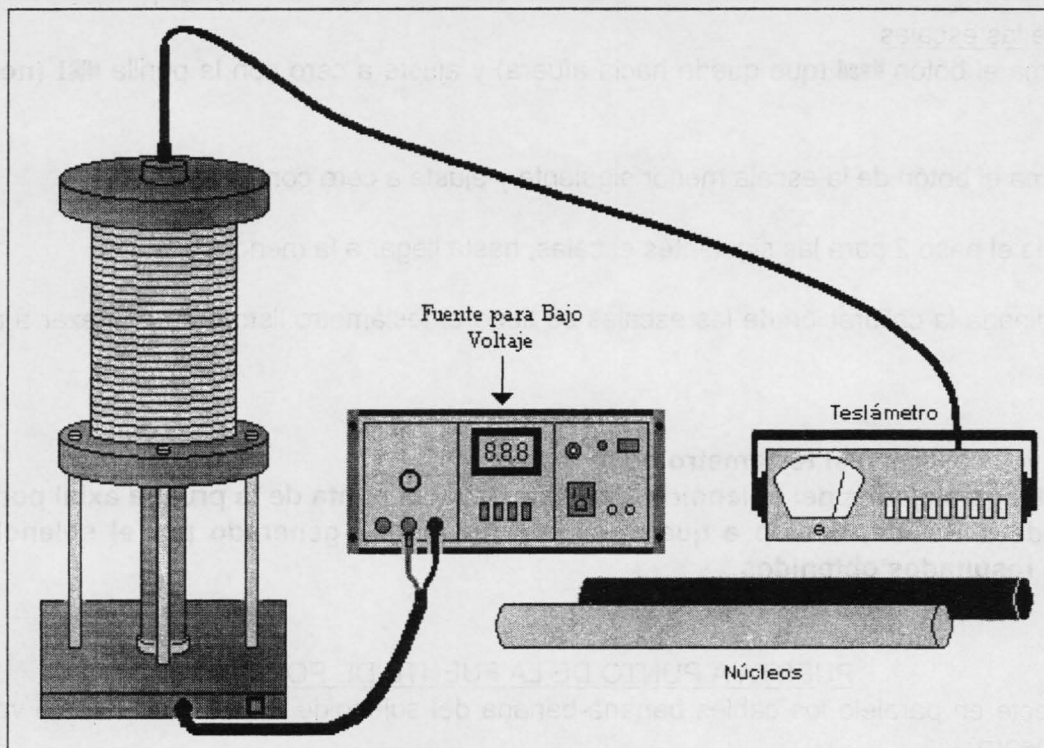
Toma de lecturas

1. **Durante la toma de lecturas evite usar anillos, relojes o adornos metálicos. Las primeras lecturas se tomarán con el núcleo de aire, después con el de aluminio, con el de cobre y al final con el de hierro.**

2. Para los núcleos de aire, aluminio y cobre emplee la escala **0.003** del selector y lea en la escala inferior del cuadrante de lectura. Para el núcleo de hierro, emplee la escala de **0.1** del selector y lea en la escala superior del cuadrante de lectura. Para obtener el valor de la magnitud del campo magnético en teslas [**T**], emplee la expresión siguiente:

$$B = (\text{lectura en el cuadrante} \times \text{escala del selector}) / (\text{cuadrante de lectura})$$

3. Introduzca el núcleo correspondiente dentro del solenoide y coloque la punta del teslámetro en posición vertical, a un centímetro arriba del centro del solenoide evitando que se mueva. El dispositivo experimental debe estar dispuesto de la manera siguiente:



4. Varíe la corriente en intervalos de 0.2 [A] empezando en 0.2 [A] hasta 2.0 [A], haciendo un total de 10 lecturas. Una vez tomadas las 10 lecturas, disminuya la corriente a 0.0 [A], corte el paso de corriente al solenoide oprimiendo el botón rojo y retire la punta.

5. Cambie de núcleo y oprima el botón rojo del solenoide. **Evite cambiar de núcleo cuando esté pasando corriente.**

6. Para cada uno de los núcleos se repite el procedimiento a partir del punto 3.

ACTIVIDAD 5

1. Para cada uno de los núcleos (incluyendo el aire), realice una gráfica con la variable independiente en el eje de las abscisas y la dependiente en el eje de las ordenadas. Mediante el método de mínimos cuadrados establezca el modelo matemático que mejor se ajuste a los resultados obtenidos.

2. Calcule la permeabilidad relativa (k_m) de cada uno de los materiales y clasifíquelos magnéticamente. Compare y explique sus resultados con lo que indican las configuraciones electrónicas de los materiales.

BIBLIOGRAFÍA

1. Jaramillo, E.; *"Electricidad y Magnetismo"*; Trillas. 1998.
2. Mortimer, E. C.; *"Química"*; Grupo Editorial Iberoamérica; 1983.
3. Wilson, J. D.; *"Física con Aplicaciones"*; Mc Graw-Hill; 1984.
4. Chang, R.; *"Química"*; Ed. Mc Graw-Hill; México 1994.

CUESTIONARIO PREVIO

PROPIEDADES MAGNÉTICAS.

1. Defina los conceptos siguientes:
 - a) Diamagnetismo
 - b) Paramagnetismo
 - c) Ferromagnetismo
2. ¿Qué establecen el principio de exclusión de Pauli y la regla de multiplicidad de Hund?
3. Escriba las configuraciones electrónicas del Fe, Al y Cu e indique el carácter magnético que presenta cada una de los elementos.
4. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el cromo y cuántos el hierro? ¿Por qué no se habla de cromomagnetismo?
5. ¿Qué es un solenoide y qué diferencia existe entre éste y una bobina?
6. Investigue la expresión matemática que relaciona la corriente eléctrica que circula a través de un solenoide, con el campo magnético generado en su interior. Defina cada uno de los términos que aparecen en dicha expresión.
7. ¿Cuál es el valor del campo magnético terrestre en el D. F.?

BIBLIOGRAFÍA

1. Jaramillo, E.; *"Electricidad y Magnetismo"*; Trillas. 1998.
2. Mortimer, E. C.; *"Química"*; Grupo Editorial Iberoamérica; 1983.
3. Wilson, J. D.; *"Física con Aplicaciones"*; Mc Graw-Hill; 1984.
4. Chang, R.; *"Química"*; Ed. Mc Graw-Hill; México 1994.

PRÁCTICA No. 5 SEPARACIÓN DE MEZCLAS

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Conocerá la importancia que tienen los métodos de separación de mezclas en la industria.
2. Utilizará algunos métodos de separación de mezclas, tales como: decantación, filtración, adsorción y destilación.

INTRODUCCIÓN

Uno de los principales problemas que se presentan en la industria es la obtención de productos con alto grado de pureza, para lo cual se emplean diferentes métodos de purificación de sustancias con el fin de separar, del producto deseado, todos los subproductos o sustancias residuales de la reacción. Aunque actualmente existe un gran número de métodos de purificación, cabe señalar que el método a utilizar debe reunir principalmente tres requisitos: rendimiento alto, costo bajo y simplicidad del proceso. Los métodos de separación más empleados en la industria son la cristalización fraccionada, la decantación, la filtración, la adsorción y la destilación.

EQUIPO Y MATERIAL

- a) 1 frasco con tapón esmerilado.
- b) 3 probetas de vidrio de 100 [ml].
- c) 1 probeta de plástico de [100] ml.
- d) 1 embudo de separación.
- e) 1 embudo de vidrio de tallo corto.
- f) 2 vasos de precipitados de 100 [ml].
- g) 1 matraz de destilación de 250 [ml].
- h) 1 conexión en T para destilación.
- i) 1 refrigerante con mangueras.
- j) 1 punta de vidrio para destilación.
- k) 1 termómetro de -20°C a 110°C .
- l) 1 soporte universal.
- m) 1 anillo metálico.
- n) 2 pinzas de tres dedos.
- o) 1 parrilla con agitación.
- p) 1 barra de agitación.
- q) 1 espátula de doble punta.
- r) 1 tapón de hule.
- s) 1 pizeta.

REACTIVOS

- 1) Papel indicador.
- 2) Carbón activado.
- 3) Agua destilada.
- 4) Papel filtro.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del material y de las sustancias químicas que se emplearán.

ACTIVIDAD 2.

Análisis Físico de la Sustancia

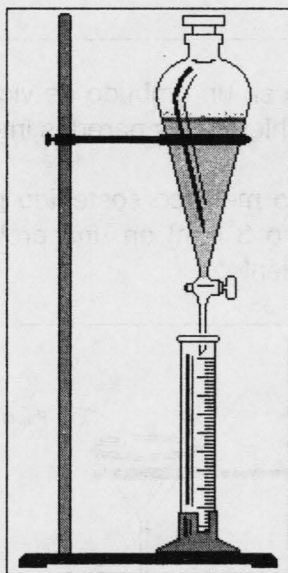
1. Vierta en una probeta de plástico la totalidad de la muestra **1** (agua contaminada) proporcionada por su profesor. Mida con exactitud su volumen y anótelo.

2. Examine las características de la muestra: color, olor, transparencia, pH, presencia de sólidos o zonas aceitosas. Anote sus observaciones.

ACTIVIDAD 3.

Separación por Diferencia de Densidades

1. Arme un sistema como se muestra en la figura siguiente:



Asegúrese de que la llave del embudo se encuentre totalmente cerrada y procure que el tallo del embudo penetre 2 o 3 [cm] en una probeta de vidrio y posteriormente, vierta en el interior del embudo la muestra **1**, dejándola reposar durante 2 o 3 minutos hasta que se separen dos fases. Unos golpes ligeros pueden ayudar a que las gotas de aceite floten libremente.

2. Abra con cuidado la llave del embudo para verter la capa inferior (muestra **2**) en la probeta, procurando que no pase nada de la capa superior a la probeta.

3. Anote el volumen obtenido de la muestra **2** y determine las características de ésta: color, olor, transparencia, pH, presencia de sólidos o zonas aceitosas. Anote sus observaciones y evite pérdidas de la muestra, ya que se empleará en la actividad 4.

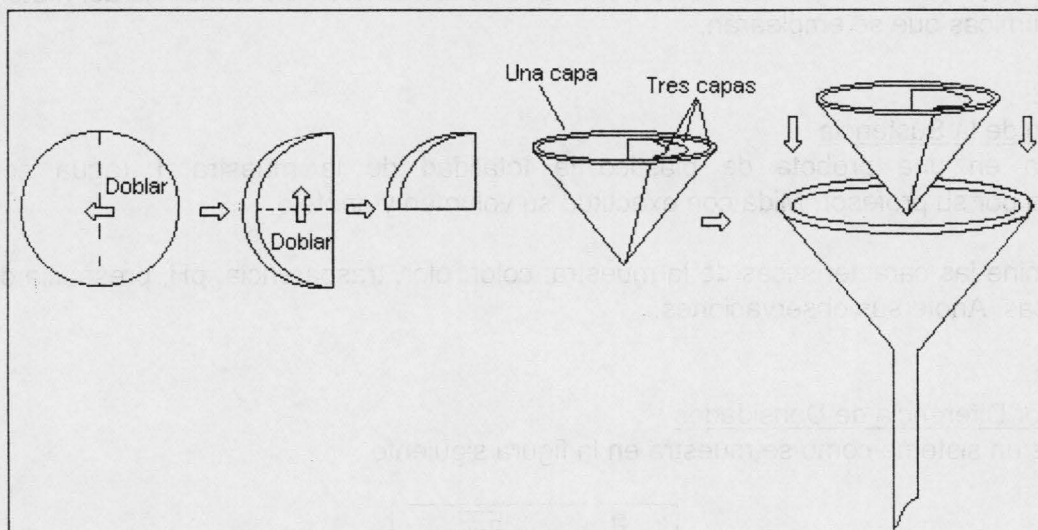
4. La capa superior se debe verter en el frasco colector que proporcionará el profesor. **NOTA: No debe desecharse en la tarja.**

5. Lave con detergente el embudo de separación y el frasco que contenía la muestra inicial.

ACTIVIDAD 4.

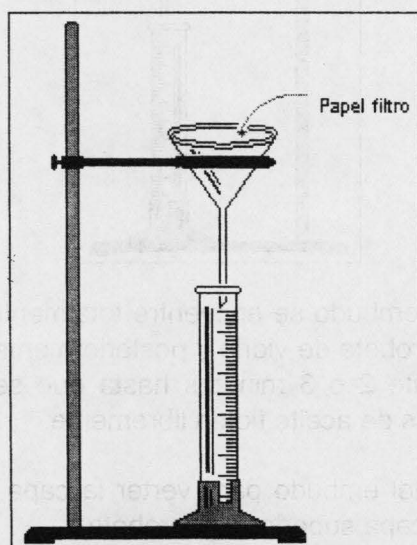
Separación por Filtración con Papel

1. Doble un papel filtro como se muestra en la figura siguiente:



2. Acomode el papel filtro doblado en un embudo de vidrio de cuello corto y humedezca todo el papel, con agua destilada, para que se adhiera a las paredes interiores del embudo.

3. Coloque el embudo en un anillo metálico sostenido por un soporte universal y baje el anillo para que el tallo del embudo penetre 2 o 3 [cm] en una probeta de vidrio. El sistema debe quedar dispuesto como se indica en la figura siguiente:



4. Vierta cuidadosamente la muestra **2** en el embudo y filtre toda la muestra, hasta que recolecte en la probeta todo el filtrado (muestra **3**). **NOTA: cuide de que en ningún momento la superficie del líquido rebase el borde del papel filtro.**

5. Anote el volumen obtenido de la muestra **3** y examine sus características: color, olor, transparencia, pH, presencia de sólidos o zonas aceitosas. Anote sus observaciones y evite pérdidas de la muestra, ya que se empleará en la actividad 5.

6. Lave el embudo con detergente y séquelo. Deseche en el bote de basura el papel filtro y los residuos sólidos retenidos.

ACTIVIDAD 5

Separación por Adsorción

1. Repita el procedimiento descrito en los pasos 1 y 2 de la actividad 4.

2. Coloque el embudo en un anillo metálico sostenido por un soporte universal y baje el anillo para que el tallo del embudo penetre 2 o 3 [cm] en un vaso de precipitados de 100 [ml].

3. Con ayuda de la espátula, coloque sobre el papel filtro un poco de carbón activado.

4. Vierta poco a poco la muestra **3** sobre el carbón activado, de tal manera que la filtración proceda lentamente. Al finalizar la filtración de toda la muestra, lave el embudo y coloque los residuos de carbón activado en el frasco colector correspondiente.

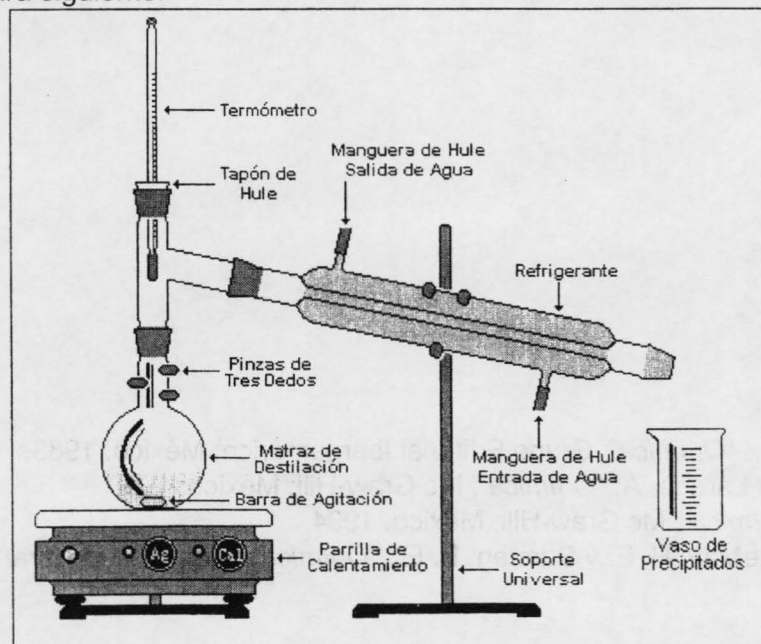
5. Si el filtrado se ve oscuro, es debido a la presencia de partículas pequeñas de carbón, por lo que debe filtrarse nuevamente, empleando otro papel filtro humedecido.

6. Cuando el filtrado (muestra **4**) tenga una apariencia y color satisfactorios, viértalo en una probeta de vidrio y verifique el volumen obtenido, anótelo y examine las características de la muestra: color, olor, transparencia, pH, presencia de sólidos o zonas aceitosas. Anote sus observaciones y evite pérdidas de la muestra, ya que se empleará en la actividad 6.

ACTIVIDAD 6.

Separación por Destilación

1. Vierta la muestra **4** en el matraz de fondo plano, y arme el equipo de destilación de manera semejante al de la figura siguiente:



2. Gire el botón de la parrilla correspondiente hasta tener una agitación adecuada y posteriormente, gire el botón de calentamiento hasta la posición 6.

3. Anote la temperatura del inicio de la ebullición y recolecte el líquido condensado en un vaso de precipitados de 100 [ml]; cuando la temperatura se mantenga constante, anótelas y cambie el vaso de precipitados por otro de 100 [ml] continuando la destilación hasta que en el matraz queden aproximadamente 10 [ml] de líquido. **NOTA: No permita que se evapore toda la muestra.**

4. Anote el volumen final del líquido destilado (muestra 5) y examine las características de la muestra: color, olor, transparencia, pH, presencia de sólidos o zonas aceitosas.

6. Finalmente, proceda a llenar la tabla siguiente:

	Color	Olor	Transparencia	pH	Sólidos	Aceite	Volumen
Muestra 1							
Muestra 2							
Muestra 3							
Muestra 4							
Muestra 5							

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química", Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1990
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

SEPARACIÓN DE MEZCLAS

1. Defina qué son las mezclas y cómo se clasifican.
2. Defina los conceptos de acidez y basicidad. ¿Cómo se determinan?
3. En qué consisten los procesos de separación siguientes:

- | | |
|----------------|-------------------|
| a) Filtración | d) Cristalización |
| b) Decantación | e) Destilación |
| c) Evaporación | |

4. ¿Qué métodos de separación emplearía para obtener, lo más puro posible, cada uno de los constituyentes de las mezclas siguientes?

- | | |
|----------------------------|--------------------|
| a) Arena-Agua. | c) Aceite-Agua |
| b) Arena-Cloruro de sodio. | d) Etanol-Acetona. |

5. ¿Qué es el carbón activado?. ¿Qué usos domésticos tiene?

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

PRÁCTICA No. 6 TALLER DE GEOMETRÍA MOLECULAR

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Dibujará la estructura de Lewis de diversas moléculas y determinará sus cargas formales.
2. Determinará el número de pares enlazantes y de pares libres que existen en la molécula con el propósito de proponer su geometría molecular.

INTRODUCCIÓN

La geometría molecular se refiere al acomodo de los átomos en el espacio. Muchas propiedades físicas y químicas se ven afectadas por la geometría molecular. En general las longitudes y ángulos de enlace se determinan experimentalmente. Sin embargo, hay un procedimiento sencillo que permite la predicción de la geometría general de una molécula con bastante éxito, si se conoce el número de electrones que rodean al átomo central. El fundamento de este enfoque está en la idea de que los pares de electrones de la capa de valencia se repelen entre sí. Este modelo se denomina de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV), dado que explica la distribución geométrica de los pares de electrones que rodean al átomo central en términos de las repulsiones entre dichos pares.

MATERIAL

- a) Bolas de unicel
- b) Palillos

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica.

ACTIVIDAD 2.

1. Para cada una de las moléculas propuestas dibuje su estructura de Lewis con cargas formales.
2. Indique la distribución de los pares de electrones alrededor del átomo central y prediga la forma de la molécula de acuerdo con la Teoría de la Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
3. Utilizando modelos y de acuerdo con las indicaciones del profesor, construya las moléculas indicadas a continuación y complete la tabla siguiente:

Fórmula Química	Pares enlazantes	Pares libres	Geometría
NH_4^{1+}			
NH_3			
CO_2			
O_3			
XeF_5^{1+}			
SbF_2^{1+}			
SnCl_3^{1-}			
SiF_5^{1-}			
AsH_3			

Fórmula química	Pares enlazantes	Pares libres	Geometría
TeF_4			
PBr_5			
H_3O^{1+}			
ICl_4^{1-}			
NH_2^{1-}			
CO_3^{2-}			
ClO_2^{1-}			
BeF_4^{2-}			
NO_3^{1-}			

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

TALLER DE GEOMETRÍA MOLECULAR

1. Defina los tipos de enlace químico que existen.
2. Describa las reglas básicas para escribir las estructuras de Lewis.
3. Escriba la expresión matemática que permite determinar la carga formal de un átomo en una molécula.
4. Explique en qué consiste el modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) para la predicción de la geometría molecular.
5. Enuncie las reglas para aplicar el modelo de RPECV a todo tipo de moléculas.

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; *"Química"*; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; *"Química"*, Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; *"Química"*, Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; *"Química. La Ciencia Central"*; Prentice & Hall; México, 1991.

PRÁCTICA No. 7

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Comprobará en forma experimental la ley de la conservación de la materia.

INTRODUCCIÓN

A finales del siglo XVII y durante la mayor parte del siglo XVIII, la combustión y las reacciones asociadas con ella se explicaban en términos de la teoría del flogisto. Dicha teoría fue totalmente rechazada por el químico francés Joseph Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794).

Lavoisier demostró que cuando una sustancia arde, los productos de ésta pesan más que la sustancia original; esto demostraba que en la reacción química intervenía una parte del aire. Los trabajos de Lavoisier se caracterizan por su modalidad sistemáticamente cuantitativa: hizo un uso constante de la balanza. El método cuantitativo supone, necesariamente, la validez de la ley de la indestructibilidad de la materia. Lavoisier enunció esta ley en forma específica de la forma siguiente: "... porque nada se crea en los procesos, sean estos naturales o artificiales, y puede tomarse como un axioma que en todo proceso existe igual cantidad de materia antes y después del mismo, permaneciendo constantes la cantidad y naturaleza de los principios que intervienen, siendo todo lo que sucede, sólo cambios y modificaciones. Toda la técnica de las experiencias de química se funda en este principio: debemos tener siempre un balance o igualdad exacta entre los principios que constituyen el cuerpo en examen y los que forman los productos del análisis mismo."

MATERIAL Y EQUIPO

- a) 1 balanza semianalítica
- b) 2 matraces de Erlenmeyer de 250 [ml].
- c) 2 globos grandes.
- d) 1 probeta de vidrio de 100 [ml].
- f) 1 vaso de precipitados de 30 [ml].
- g) 1 vaso de precipitados de 250 [ml].
- h) 1 mortero con pistilo.
- i) 1 espátula con mango de madera.

REACTIVOS

- 1) Bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
- 2) Ácido clorhídrico al 3.7%
- 2) Agua destilada
- 4) Tabletas de Alka-Seltzer
- 5) Grenetina o polvo comercial para gelatina

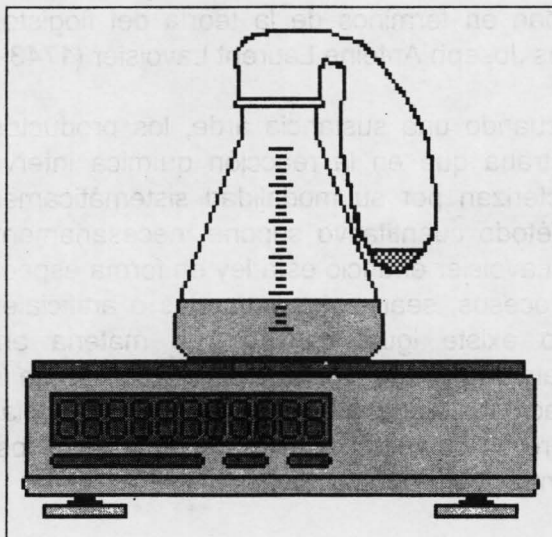
DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo de las sustancias químicas que se emplearán.

ACTIVIDAD 2.

1. Coloque en el matraz de Erlenmeyer (matraz 1) 20 [ml] de HCl al 3.7% empleando la probeta.
2. En el vaso de precipitados pese 1.0 [g] de NaHCO_3 y posteriormente, con mucho cuidado, vierta el bicarbonato en el interior del globo, cuidando de que no quede en el vaso o se derrame.
3. Ajuste el globo a la boca del matraz teniendo cuidado de que no caiga dentro del matraz NaHCO_3 . Coloque el sistema así dispuesto en la balanza y péselo. El valor obtenido será m_1 . La figura siguiente muestra un esquema del dispositivo experimental.



4. Sin retirar el sistema de la balanza, permita que caiga el NaHCO_3 en el matraz. Una vez terminada la reacción (cuando ya no se observe desprendimiento de gases), pese nuevamente el sistema. El valor obtenido será m_2 .
5. Para verificar que se cumple la ley de la conservación de la masa, compare los valores m_1 y m_2 .

ACTIVIDAD 3

1. Coloque en el matraz de Erlenmeyer (matraz 2) 20 [ml] de H_2O destilada empleando la probeta.
2. En el mortero coloque la tableta de Alka-Seltzer y tritúrela con ayuda del pistilo; posteriormente, con mucho cuidado vierta el Alka-Seltzer en el interior del globo, cuidando de que no quede en el mortero o se derrame.
3. Ajuste el globo a la boca del matraz teniendo cuidado de que no caiga Alka-Seltzer dentro del matraz. Coloque el sistema así dispuesto en la balanza y péselo. El valor obtenido será m_1 .
4. Sin retirar el sistema de la balanza, permita que caiga el Alka-Seltzer en el matraz. Una vez terminada la reacción (cuando ya no se observe desprendimiento de gases), pese nuevamente el sistema. El valor obtenido será m_2 .
5. Para verificar el cumplimiento de la ley de la conservación de la masa compare los valores m_1 y m_2 .

ACTIVIDAD 4

1. Coloque en el matraz de Erlenmeyer (matraz 3) 20 [ml] de agua destilada y 20 [ml] de HCl al 3.7 [%] empleando la probeta.
2. Repita los pasos 2 al 5 de la actividad 3.

ACTIVIDAD 5

1. Con los datos obtenidos complete la tabla siguiente

	Contenido	Globo	Masa 1	Masa 2	¿Cumple la LCM?	Reacciones
Matraz 1	20 [ml] de HCl al 3.7 [%]	1.0 [g] de NaHCO ₃				
Matraz 2	20 [ml] de H ₂ O	1 tableta de Alka-Seltzer				
Matraz 3	20 [ml] de H ₂ O y 20 [ml] de HCl al 3.7 [%]	1 tableta de Alka-Seltzer				

ACTIVIDAD 6

1. En una balanza semianalítica pese un vaso de precipitados de 250 [ml] y adiciónale 150 [g] de agua potable embotellada. El valor obtenido será m_1 .
2. En una vaso de precipitados de 100 [ml], pese cuidadosamente 13 [g] de grenetina (o gelatina comercial de sabor); tal que $13 [g] = m_2$.
3. Caliente los 150 [g] de agua con ayuda de una parrilla hasta aproximadamente 70° C. **Nota: No permita que hierva el agua, ya que eso causaría pérdida de materia.**
4. Una vez que se tenga el agua caliente, adicione los 13 [g] de grenetina y agite manualmente con ayuda de una franela hasta que ya no se observen grumos. No se emplea un agitador ya que causaría pérdida de materia.
5. Cuando ya no se tengan grumos, retire la mezcla del calentamiento y deje enfriar hasta que se pueda tocar el exterior del vaso sin ayuda de la franela. Entonces coloque el vaso en un baño con agua helada hasta que se forme el gel completamente.
6. Seque el exterior del vaso y pese. El valor obtenido será m_3 .
7. Verifique el cumplimiento de la ley de la conservación de la materia; es decir, compruebe que $m_1 + m_2 = m_3$.

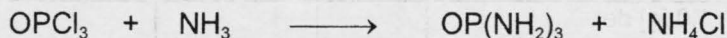
BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A.; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R.; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.

1. Enuncie las leyes ponderales.
2. Defina estequiometría.
3. ¿Qué experimentos permitieron a Lavoisier enunciar la ley de la conservación de la materia?
4. Balancee la ecuación química siguiente:



y aplicando el método de factores de conversión, calcule:

- a) La cantidad de OPCl_3 , en gramos, que reaccionan con 10 [g] de NH_3 .
 - b) La cantidad de OPCl_3 y NH_3 que reaccionaron si se obtuvieron 50 [g] de $\text{OP}(\text{NH}_2)_3$.
5. ¿Cómo calcularía la fuerza de flotación que un fluido ejerce sobre un cuerpo sumergido en él?

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A.; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R.; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

PRÁCTICA No. 8 PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Preparará disoluciones de diferentes concentraciones mediante el manejo del material adecuado.
2. Medirá la conductividad de las disoluciones preparadas utilizando el equipo conveniente.
3. Clasificará los solutos empleados como electrólitos fuertes o débiles.
4. Comprenderá la relación que hay entre la concentración de un electrólito y su conductividad.

INTRODUCCIÓN

Cuando los reactivos están en la fase líquida es relativamente fácil el control de las reacciones químicas. Si las sustancias de interés existen en la fase sólida o en la gaseosa se procura incorporarlas a la fase líquida, mezclándolas con otra sustancia que se encuentre en esta fase; por tal razón, se introduce el concepto de disolución. Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Frecuentemente, las disoluciones consisten en una sustancia, el soluto, disuelto en otra sustancia, el disolvente, que por lo general es agua.

La concentración de las disoluciones se expresa en función de la cantidad de soluto disuelto en una masa o volumen determinado de disolución o de disolvente; por lo que, existen varias formas de expresar la concentración. Las más utilizadas son: molaridad [M], normalidad [N] y molalidad [m].

El porcentaje en masa y el porcentaje en volumen son expresiones convenientes y muy comunes para propósitos comerciales, pero para propósitos químicos las concentraciones se expresan en términos de molaridad o de normalidad.

Por otro lado, una disolución que contenga un electrólito será capaz de transportar corriente eléctrica. A este fenómeno se le llama conducción electrolítica. Los iones del electrólito deben moverse libremente para que se presente la conducción electrolítica.

La naturaleza iónica de un compuesto puede determinarse experimentalmente observando qué tan eficazmente transporta la corriente eléctrica una disolución acuosa del mismo.

Ahora bien, las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes reflejan la manera en que los átomos interactúan entre sí. Una de estas propiedades es la conductividad electrolítica de los compuestos en disolución acuosa, la cual se estimará con cada una de las disoluciones que el estudiante prepare. Además se observará la influencia de la concentración de las disoluciones en la conductividad.

EQUIPO Y MATERIAL

- a) 1 matraz volumétrico de 250 [ml].
- b) 2 matraces volumétricos de 100 [ml].
- c) 1 matraz volumétrico de 50 [ml].
- d) 1 matraz volumétrico de 25 [ml].
- e) 5 vasos de precipitados de 100 [ml].
- f) 1 pipeta volumétrica de 5 [ml].
- g) 1 embudo de vidrio de filtración rápida.

- h) 1 piseta.
- i) 1 espátula.
- j) 1 conductímetro.
- k) 1 perilla de succión.
- l) 1 balanza semianalítica.

REACTIVOS

- 1) Agua destilada
- 2) Cloruro de sodio, NaCl.
- 3) Sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- 4) Sulfato de cobre (II) pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- 5) Sulfato de magnesio heptahidratado, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
- 6) Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

El profesor verificará que los estudiantes posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y dará las recomendaciones necesarias para el manejo del material, equipo y sustancias químicas que se utilizarán.

ACTIVIDAD 2

Prepare cinco disoluciones de diferentes concentraciones, utilizando un mismo soluto, de acuerdo con las indicaciones siguientes:

Preparación de la disolución 1

- 1. Pese con cuidado en un vaso de precipitados 1 [g] de soluto y disuélvalo en 50 [ml] de agua destilada.
- 2. Trasvase la disolución a un matraz volumétrico de 100 [ml], mediante un embudo y lave varias veces el vaso y el embudo auxiliándose de una piseta. Asegúrese de no dejar nada de reactivo en el vaso de precipitados.
- 3. Complete con agua hasta la marca del aforo; tape el matraz y mezcle perfectamente la disolución. La disolución así preparada es la disolución 1.
- 4. Trasvase la disolución a un vaso de precipitados previamente etiquetado.

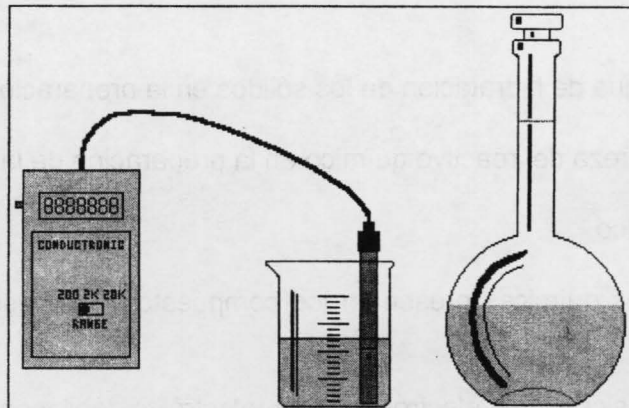
ACTIVIDAD 3

- 1. De la disolución 1 tome 5 [ml] con la pipeta volumétrica y viértalos en el matraz volumétrico de 250 [ml].
- 2. Complete con agua hasta la marca del aforo y mezcle perfectamente la disolución.
- 3. Repita el paso 1 y 2 empleando matraces volumétricos de las capacidades siguientes: 100, 50 y 25 [ml].

4. Vierta cada una de las cuatro disoluciones preparadas en esta actividad en vasos de precipitados etiquetados. Tenga mucho cuidado de no mezclar las disoluciones, ya que se producirían resultados erróneos.

ACTIVIDAD 4

Toma de lecturas



1. **La calibración del conductímetro la realizará el personal autorizado.**

2. El alumno llevará al cabo los pasos siguientes:

a) Encienda el conductímetro y sumerja el electrodo en la disolución que va a analizar. Mueva el electrodo de arriba hacia abajo para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado atrapadas procurando que el nivel del líquido se encuentre al menos 1 [mm] arriba de los orificios del electrodo.

b) Seleccione el rango más adecuado de acuerdo con las instrucciones del profesor y tome la lectura de conductividad en [$\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$]. Si toma la lectura en la escala de 20 K, debe multiplicar el valor que indique la pantalla por 1000. Si utiliza la escala de 200 o de 2 K, la lectura es directa.

c) Después de cada medición retire y enjuague el electrodo con agua destilada.

NOTA: Se recomienda al profesor que cada brigada realice todas las actividades anteriores con diferente soluto y que posteriormente se intercambien resultados para llenar la tabla siguiente:

Concentración [M]	Disolución 1	Disolución 2	Disolución 3	Disolución 4	Disolución 5
Conductividad [$\mu\text{S}/\text{cm}$]					
NaCl					
(NH₄)₂SO₄					
CuSO₄·5H₂O					
MgSO₄·7H₂O					
C₁₂H₂₂O₁₁					

ACTIVIDAD 6

El profesor indicará el procedimiento a seguir para el análisis de los resultados, desde la organización de los mismos en tablas, hasta el posible tratamiento matemático de los datos.

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, E. C.; "Química"; Iberoamericana; México, 1983.
2. Chang, R.; "Química"; McGraw-Hill; México, 1994.
3. Russell, J. B. y Larena, A.; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES.

1. Defina los términos siguientes: molaridad, molalidad, normalidad, por ciento en masa y fracción molar.
2. ¿Cómo influye el agua de hidratación de los sólidos en la preparación de las disoluciones?
3. ¿Como afecta la pureza del reactivo químico en la preparación de las disoluciones?
4. Defina enlace químico.
5. ¿Qué características químicas presentan los compuestos que poseen enlace iónico y enlace covalente?
6. Defina los términos siguientes: electrólito fuerte, electrólito débil y conducción electrolítica.
7. Investigue de que parámetros depende la resistencia eléctrica.
8. Averigüe las unidades, en el S.I., de la resistencia eléctrica y de su inversa, la conductividad eléctrica.
9. ¿Qué sucede con la conductividad del agua destilada si se le agregan unas gotas de ácido sulfúrico?
10. ¿El agua de la llave conduce la electricidad? ¿Por qué?



BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, E. C.; "Química"; Iberoamericana; México, 1983.
2. Chang, R.; "Química"; McGraw-Hill; México, 1994.
3. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

PRÁCTICA No. 9
TITULACIÓN ÁCIDO-BASE
DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Conocerá y utilizará el método volumétrico para realizar una titulación ácido-base.
2. Determinará el punto de equivalencia de una reacción química empleando una disolución indicadora y un medidor de pH.
3. Titulará una muestra que contiene ácido acético y trazará la curva de titulación para determinar el punto de equivalencia.
4. Determinará el contenido de ácido acético en un producto comercial (vinagre).

INTRODUCCIÓN

La técnica de titulación ácido-base consiste en emplear un ácido de concentración conocida para valorar una base de concentración desconocida o viceversa. Para determinar el punto final (punto de equivalencia) de la reacción química entre el ácido y la base, se puede emplear una disolución indicadora o un medidor de pH. El valor de pH del punto de equivalencia va a depender de la naturaleza de la disolución titulante, si es una base o un ácido fuerte o débil, y de la naturaleza de la muestra a titular, si es una base o un ácido fuerte o débil. Por ejemplo, cuando se emplea como disolución titulante una base fuerte para valorar un ácido débil, el punto de equivalencia se encontrará arriba de un pH de 7. Sin embargo, cuando se emplea un ácido fuerte para valorar una base débil, el punto de equivalencia se encontrará abajo de un pH de 7.

El vinagre comercial es una disolución acuosa de ácido acético, aproximadamente al 5 [%] masa/volumen. En esta práctica se trabajará con una muestra de vinagre blanco comercial.

MATERIAL Y EQUIPO

- a) 1 soporte con varilla.
- b) 1 pinza doble para bureta.
- c) 1 bureta de vidrio de 50 [ml].
- d) 3 vasos de precipitados de 100 y de 250 [ml].
- e) 1 pipeta volumétrica de 3 [ml].
- f) 1 Probeta de vidrio de 100 [ml].
- g) 1 embudo de vidrio de tallo corto.
- h) 1 propipeta.
- i) 1 medidor de pH.
- j) 1 parrilla de agitación.
- k) 1 agitador magnético.

REACTIVOS

- 1) Agua destilada.
- 2) Fenolftaleína.
- 3) Hidróxido de sodio 0.1 [M].
- 4) Vinagre comercial.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1

1. El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para realizar la práctica y para el uso adecuado de los reactivos químicos que se emplearán.

ACTIVIDAD 2

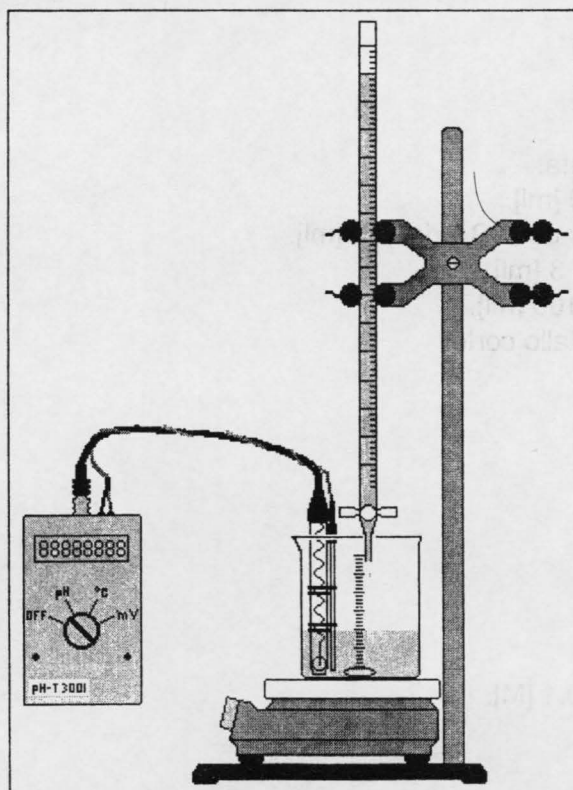
1. Compruebe que la llave de la bureta esté cerrada y, empleando un vaso de precipitados de 100 [ml] con disolución de hidróxido de sodio 0.1 [M] (disolución titulante), llene la bureta (**cuidando de no derramar la disolución**). Posteriormente, coloque la bureta en la pinza y elimine las burbujas de la punta abriendo la llave. Finalmente afore hasta 50 [ml] con más disolución titulante.

2. Vierta, aproximadamente, 20 [ml] de vinagre en un vaso de precipitados de 100 [ml]. Posteriormente, empleando la pipeta volumétrica y la propipeta (**nunca succione con la boca**) mida 3 [ml] y viértalos en un vaso de precipitados de 250 [ml]. **NOTA: Una vez concluida la práctica, deseche el vinagre que quedó en el vaso de precipitados de 100 [ml].**

3. Mida en la probeta 25 [ml] de agua destilada y viértalos dentro del vaso de precipitados que contiene la muestra, y adicione 4 gotas de disolución de fenolftaleína.

4. Introduzca la celda del medidor de pH en la disolución, procurando que la punta del electrodo quede completamente sumergida dentro del líquido. Agite ligeramente el electrodo para desalojar las burbujas de aire que hayan quedado retenidas en la punta. **NOTA: Evite golpear la celda con las paredes del vaso, ya que podría ocasionarle un daño irreparable**

5. Coloque el vaso bajo la punta de la bureta; de tal forma, que el dispositivo quede dispuesto como se muestra en la figura siguiente:



6. Ponga en agitación el contenido del vaso y adicione 0.5 [ml] de la disolución titulante abriendo la llave de la bureta, anote la lectura de pH que indique el aparato y verifique si se presenta algún cambio de coloración en la disolución. **NOTA: Evite que el agitador magnético golpee la celda del medidor de pH.**

7. Continúe adicionando disolución estándar de 0.5 en 0.5 [ml] hasta un volumen total de 40 [ml], de la disolución estándar, anotando en cada caso el pH de la disolución y si hubo o no cambio de color. Una vez terminada la adición, se saca el electrodo de la disolución y se enjuaga con agua destilada.

8. Con los datos obtenidos complete la tabla siguiente:

Volumen de NaOH 0.1 [M] adicionado	pH	Cambio de color (S/N)
0		
0.5		
.		
.		
.		
40.0		

9. El punto de equivalencia empleando el indicador se determinará cuando exista un cambio de coloración permanente en la disolución. Por otro lado, el punto de equivalencia empleando el medidor de pH se determinará elaborando las gráficas correspondientes.

10. Con el valor obtenido de las gráficas, para el punto de equivalencia, realice los cálculos pertinentes para determinar el contenido de ácido acético en la muestra.

11. Para titular otra muestra de vinagre, repita los pasos del 1 al 8

NOTA: En el apéndice de esta práctica se encuentra el procedimiento para determinar de manera gráfica el punto de equivalencia.

ACTIVIDAD 3

El profesor indicará cómo realizar los cálculos para determinar la concentración del ácido acético en el vinagre comercial.

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central", Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE.

1. Defina el concepto ácido-base según las teorías de:

- a) Arrhenius b) Brønsted-Lowry c) Lewis

Cite al menos una sustancia que ejemplifique cada teoría.

2. ¿Qué es el punto de equivalencia en una titulación?

3. ¿Qué es una sustancia indicadora y cuál es el papel que desempeña en una titulación? Cite dos ejemplos.

4. ¿En qué consiste

a) El método de titulación utilizando disolución indicadora?.

b) El método de titulación utilizando un medidor de pH?

5. Si se emplearon 20 [cm³] de una disolución de hidróxido de sodio 0.25 [M] para neutralizar cierta cantidad de vinagre, ¿cuántos [cm³] de vinagre se neutralizaron si el proveedor especifica que contiene 5 [%] masa/volumen de ácido acético?

6. ¿Cuál es el volumen de disolución de hidróxido de potasio 0.5 [M] que se necesita para neutralizar completamente cada una de las muestras siguientes?:

a) 10 [cm³] de disolución de ácido clorhídrico 0.3 [M].

b) 10 [cm³] de disolución de ácido sulfúrico 0.2 [M].

c) 15 [cm³] de disolución de ácido fosfórico 0.25 [M].

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

APÉNDICE

El punto de equivalencia en una titulación ácido-base se presenta cuando el número de equivalentes del ácido es igual al número de equivalentes de la base en la mezcla de reacción. El progreso de la titulación puede seguirse con un potenciómetro, que es un instrumento que permite conocer directamente el pH de una disolución. Cuando se titula un ácido fuerte con una base fuerte, el punto de equivalencia ocurre en un pH de 7. Cuando se titula un ácido débil con una base fuerte el punto de equivalencia se encuentra arriba de pH 7, aproximadamente entre 8 y 10. Finalmente, para una titulación de un ácido fuerte con una base débil, el punto de equivalencia se presentará entre un pH de 4 a 6.

En esta práctica, se lleva al cabo la titulación de un ácido débil (ácido acético), con una base fuerte (hidróxido de sodio). El pH inicial es menor que 7 y conforme la base se adiciona, todos los OH^{-1} de la base reaccionan con los H^{+1} del ácido, provocando que se disocien más moléculas del ácido débil, por lo que el pH se incrementará lentamente, ya que hay una concentración muy baja de iones H^{+} en la disolución. Dado que los moles adicionados de la base se van incrementando y reaccionando con los moles de ácido inicialmente presentes, se tiene que adiciones pequeñas de la base causan cambios grandes en el pH, por lo que la curva de titulación aparece casi vertical cerca del punto de equivalencia.

CURVA DE TITULACIÓN

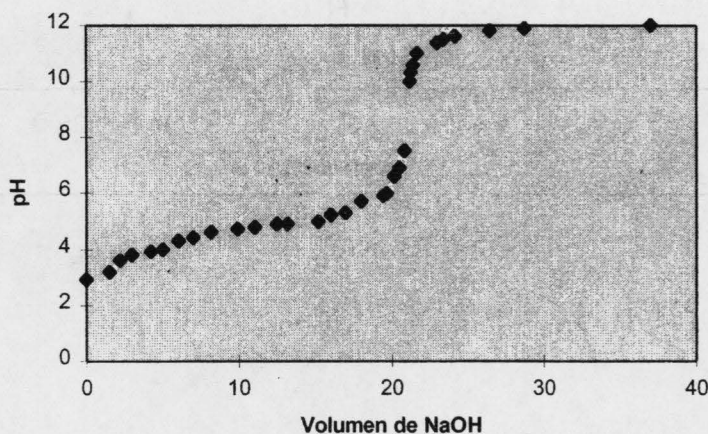


FIGURA 1

Cuando todo el ácido ha reaccionado, la adición de más base continúa incrementando el pH hasta que no se presentan cambios notorios en el mismo, con la adición de más base.

El método para localizar el punto de equivalencia en forma gráfica, es el siguiente:

1. Se obtiene la curva de titulación como se muestra en la figura 1.
2. Se trazan dos rectas tangentes a las porciones planas de la curva de titulación, rectas **A** y **B** (Vea la figura 2). Note que esas rectas no son necesariamente paralelas entre sí.
3. Se dibuja un segmento **C**, perpendicular a la recta **A** y un segmento **D**, perpendicular a la recta **B**, como se muestra en la figura 2. Esos dos segmentos no son necesariamente paralelos entre sí.

4. Se traza un segmento **E**, que una los puntos medios de los segmentos **C** y **D**.

5. El punto en el cual se interceptan el segmento **E** y la curva de titulación es el punto de equivalencia.

6. El volumen del punto de equivalencia se encuentra trazando un segmento **F**, perpendicular al eje X y que pase por el punto de intersección entre la curva de titulación y el segmento **E**, como se muestra en la figura 2. El volumen del punto de equivalencia se lee directamente.

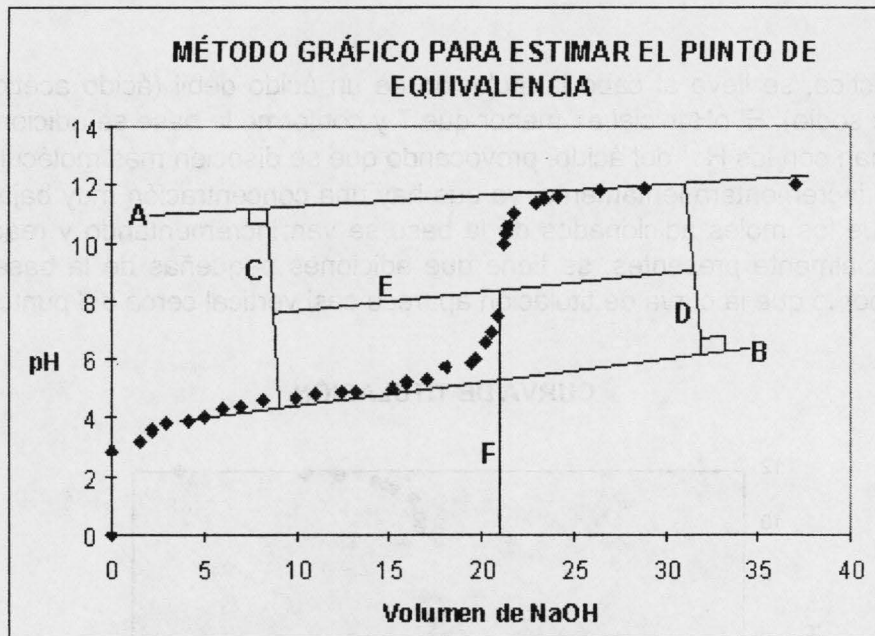


FIGURA 2

PRÁCTICA No.10 CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Conocerá las relaciones estequiométricas que existen entre reactivos y productos en una reacción química.
2. Comprenderá el concepto de reactivo limitante y reactivo en exceso en una reacción química.
3. Calculará las cantidades de reactivos que reaccionaron para producir una determinada cantidad de producto.
4. Determinará el rendimiento porcentual de una reacción química.

INTRODUCCIÓN

En una gran cantidad de procesos químicos industriales es muy importante conocer la cantidad real de productos obtenidos, así como la cantidad teórica que se podría obtener a partir de cierta cantidad de reactivos. La estequiometría es una parte de la química que se encarga del estudio de éste y otros aspectos.

Cuando se efectúa una reacción, los reactivos comúnmente no están presentes en las cantidades estequiométricas, esto es, en las proporciones indicadas en la ecuación química balanceada. El reactivo que se encuentra en menor cantidad estequiométrica se llama reactivo limitante y es el que limita la cantidad máxima de producto que se puede obtener ya que, cuando se acaba este reactivo, no se puede formar más producto. Los otros reactivos, presentes en cantidades mayores que aquellas requeridas para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante presente, se llaman reactivos en exceso. El rendimiento porcentual describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico y se define como:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

MATERIAL Y EQUIPO

- a) 1 balanza semianalítica.
- b) 2 probetas de 100 [ml].
- c) 1 tubo de ensayo con tapón de hule.
- d) 2 soportes universales.
- f) 1 anillo metálico.
- g) 1 pinza de tres dedos con sujetador.
- h) 1 jeringa de plástico de 5 [ml] con aguja.
- i) 1 manguera de hule.
- j) 1 recipiente de plástico.
- k) 1 tubo de vidrio de 5 [mm] de diámetro interno.
- l) 2 vasos de precipitados de 100 [ml].
- m) 1 vaso de precipitados de 30 [ml].
- n) 1 parrilla con agitación.
- o) 1 agitador magnético.
- p) 1 pizeta.
- q) 1 espátula con mango de madera.

REACTIVOS

- 1) Cinc metálico (Zn).
- 2) Disolución comercial al 37.6 [%] en masa de ácido clorhídrico (HCl) y densidad de 1.19 [g/cm³].
- 3) Sulfato de cobre pentahidratado (CuSO₄·5H₂O).
- 4) Agua destilada.

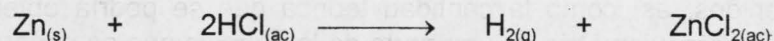
DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

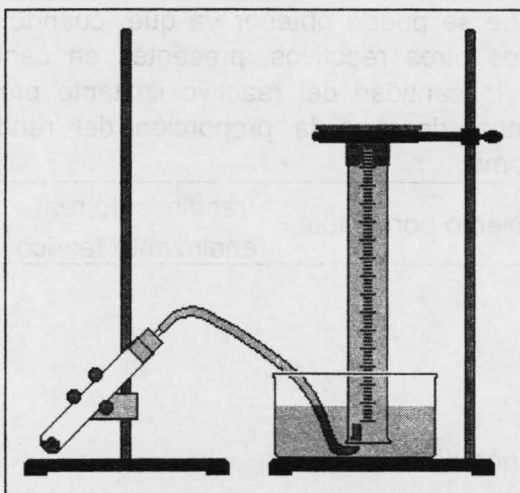
El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo de las sustancias químicas que se emplearán.

ACTIVIDAD 2.

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:



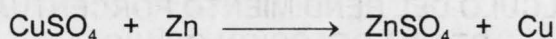
Coloque en el tubo de ensayo 0.10 [g] de cinc metálico y adapte el tapón que tiene insertada la manguera de hule. Introduzca la manguera de hule en una probeta llena con agua e invertida en un recipiente que también contiene agua (observe la figura siguiente). Evite que el interior de la probeta quede con aire.



2. Adicione 0.5 [ml] de la disolución comercial de ácido clorhídrico al tubo de ensayo, utilizando para tal fin una jeringa, con la cual perforará la manguera para adicionar el ácido.
3. Mida y anote el volumen de hidrógeno gaseoso recolectado en la probeta.
4. Calcule el volumen del hidrógeno gaseoso con base en la ley de los gases ideales y determine:
 - a) El reactivo limitante.
 - b) El rendimiento teórico.
 - c) El rendimiento experimental o real.
 - d) El rendimiento porcentual.

ACTIVIDAD 3

1. Para llevar a cabo la reacción química siguiente:



En un vaso de precipitados de 100 [ml], previamente pesado (peso del vaso = m_1) coloque 0.5 [g] de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, adicione 40 [ml] de agua destilada, coloque el agitador magnético y ponga en agitación. Evite que se salpiquen las paredes del vaso.

2. Agregue, a la disolución anterior, 0.3 [g] de cinc granular o en lentejas y continúe con la agitación por espacio de 15 [min], al cabo de los cuales ya habrá reaccionado todo el cinc. Retire el agitador magnético y anote sus observaciones.

3. Espere a que sedimente todo el cobre y decante el líquido, evitando en la medida de lo posible la pérdida de cobre.

4. Para lavar el cobre obtenido, adicione agua destilada, agite y espere a que sedimente el cobre para decantar el líquido. Repita esta operación dos veces.

5. El cobre ya lavado que quedó en el vaso de precipitados, se seca por evaporación en la parrilla.

NOTA: La evaporación debe ser con ligero calentamiento para evitar la ebullición del líquido.

6. Una vez que se tiene el cobre completamente seco, se deja enfriar y se pesa junto con el vaso (m_2). La cantidad de cobre producido se determina por diferencia de masas ($m_{\text{Cu}} = m_2 - m_1$).

7. Determine, para la reacción entre el sulfato de cobre y el zinc:

- a) El reactivo limitante
- b) El rendimiento teórico
- c) El rendimiento experimental
- d) El rendimiento porcentual

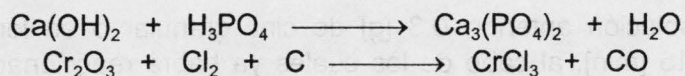
BIBLIOGRAFÍA

1. Russell, J. B. y Larena, A; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1990.
2. Chang, R; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1994.
3. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

1. Balancee las ecuaciones químicas siguientes y demuestre que se cumple la ley de la conservación de la masa.



2. Establezca las relaciones estequiométricas en gramos, en moles y en entidades fundamentales para las reacciones anteriores.

3. ¿Cómo determina cuál es el reactivo limitante en una reacción química?. Dé un ejemplo.

BIBLIOGRAFÍA

1. Russell, J. B. y Larena, A; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1990.
2. Chang, R; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1994.
3. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central", Prentice & Hall; México, 1991.

PRÁCTICA No. 11 TERMOQUÍMICA. ENTALPIA DE DISOLUCIÓN

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Conocerá el concepto sobre el cual se basa el funcionamiento de las *compresas instantáneas "frías" o "calientes"*.
2. Determinará si la entalpia de disolución (ΔH_d) en agua del cloruro de calcio (CaCl_2), y del nitrato de amonio (NH_4NO_3) corresponden a procesos endotérmicos o exotérmicos.
3. Cuantificará las variaciones de temperatura originadas por la disolución de diferentes cantidades de CaCl_2 en determinada masa de agua.
4. Cuantificará las variaciones de temperatura originadas por la disolución de diferentes cantidades de NH_4NO_3 en determinada masa de agua.

INTRODUCCIÓN

La termodinámica química (termoquímica) se encarga del estudio de los cambios energéticos que acompañan cualquier reacción química. Tales cambios energéticos son unos de los factores preponderantes para determinar qué tan rápido y qué tan eficientemente se lleva a cabo dicha reacción química.

Cuando una reacción se lleva al cabo a presión constante, como sucede cuando se realiza en un recipiente abierto, el calor absorbido o liberado en la reacción es igual al cambio de entalpia (ΔH_r) de dicha reacción. En otras palabras, la entalpia de reacción es la energía involucrada en la formación de determinado producto a partir de ciertos reactivos en una reacción química que se lleva a cabo a presión constante. Por convenio, si se libera calor en una reacción (reacción exotérmica), el signo de la ΔH_r es negativo; en cambio, si se absorbe calor (reacción endotérmica), el ΔH_r tendrá un signo positivo.

La entalpia de disolución (ΔH_d) de una sustancia es la energía involucrada en el proceso de disolución. El cambio de entalpia que se observa al preparar una disolución puede considerarse como la suma de dos energías: la energía requerida para romper determinados enlaces (soluto-soluto y disolvente-disolvente) y la energía liberada para la formación de enlaces nuevos (soluto-disolvente). El valor de la entalpia de disolución depende de la concentración de la disolución final.

Comúnmente, los deportistas utilizan compresas instantáneas "frías" o "calientes" para los primeros auxilios en el tratamiento de contusiones. Estos dispositivos funcionan empleando el concepto de calor de disolución que se estudiará en esta práctica.

EQUIPO Y MATERIAL

- a) 1 agitador magnético.
- b) 1 parrilla con agitación.
- c) 1 balanza semianalítica.
- d) 1 termómetro de -10 a 110 [°C].
- e) 1 probeta graduada de 100 [ml].
- f) 1 vaso de precipitados de 150 [ml].
- g) 1 espátula con mango de madera.
- h) 1 calorímetro con tapón de hule.

REACTIVOS

- 1) Agua destilada.
- 2) Cloruro de calcio (CaCl_2) granulado, grado industrial.
- 3) Nitrato de amonio (NH_4NO_3) granulado, grado industrial.

DESARROLLO

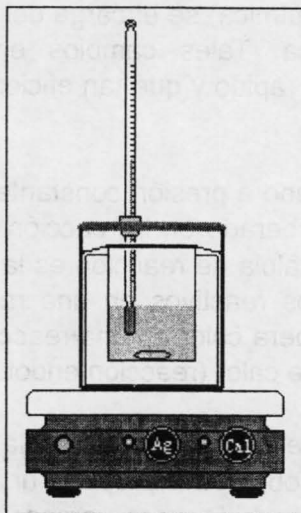
ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del material, equipo y las sustancias químicas que se utilizarán.

ACTIVIDAD 2.

Armado del calorímetro

1. Vierta 100 [g] de agua destilada en el calorímetro y coloque en su interior el agitador magnético. El dispositivo quedará como se muestra en la figura siguiente:



2. Lea en el termómetro la temperatura inicial del sistema. Anote el valor obtenido.

3. Pese 2 [g] de CaCl_2 , y vierta el reactivo pesado en el interior del calorímetro, tape rápidamente y agite con ayuda de la parrilla cuidando que el agitador magnético no golpee el termómetro. Anote el valor de la temperatura cuando se ha disuelto todo el reactivo.

4. Sin desechar el contenido del calorímetro, repita el paso 3 empleando diferentes cantidades de CaCl_2 de tal manera que se complete la tabla siguiente con los valores obtenidos. **NOTA: en todos los casos la temperatura inicial es la del agua sin soluto.**

[g] CaCl_2 adicionados	[g] CaCl_2 totales	T. Inicial [°C]	T. Final [°C]	ΔT [°C]
0	0			
2	2			
4	6			
6	12			
...	...			
14	56			

ACTIVIDAD 4.

Repita todos los pasos de la ACTIVIDAD 3, empleando en esta ocasión NH_4NO_3 en lugar de CaCl_2 . Llene la tabla siguiente con los valores obtenidos:

[g] NH_4NO_3 adicionados	[g] NH_4NO_3 totales	T. Inicial [°C]	T. Final [°C]	ΔT [°C]
0	0			
2	2			
4	6			
6	12			
...	...			
14	56			

ACTIVIDAD 5.

1. Con base en sus observaciones, determine el signo de ΔH_d para cada uno de los solutos.
2. Para cada uno de los solutos, realice una gráfica de ΔT vs m_{total} [g], colocando en el eje de las abscisas la variable independiente y en el eje de las ordenadas la variable dependiente.
3. Para cada soluto, obtenga por el método de mínimos cuadrados el modelo matemático que describa el comportamiento del fenómeno observado.
4. Con base en los resultados obtenidos, prediga la cantidad de CaCl_2 que debe agregarse a los 100 [g] de agua destilada para obtener en la mezcla final un incremento de temperatura de 56.7 [°C].
5. Prediga la temperatura final de una mezcla que se preparó con 100 [g] de agua destilada, con una temperatura inicial igual a la de su experimento y 25 [g] de NH_4NO_3 .

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

ENTALPIA DE DISOLUCIÓN.

1. Defina los términos siguientes:

- | | |
|---------------------------------|-------------------------|
| a) Calor | d) Reacción endotérmica |
| b) Entalpia | e) Reacción exotérmica |
| c) Capacidad térmica específica | |

2. ¿Cómo varia la temperatura de un sistema en un proceso exotérmico y cómo en un endotérmico?

3. ¿Qué representa el cambio de entalpia asociado con una reacción y qué con una disolución?

4. Al escribir las reacciones termoquímicas, ¿por qué es importante indicar la fase en la que se encuentra cada sustancia?

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

PRÁCTICA No. 12 EQUILIBRIO QUÍMICO

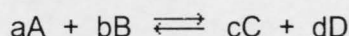
OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Comprobará experimentalmente la existencia del equilibrio químico.
2. Verificará experimentalmente el principio de Le Châtelier.
3. Determinará experimentalmente la constante de equilibrio del ácido acético.

INTRODUCCIÓN

Se dice que una reacción química se encuentra en equilibrio cuando llega a una situación en la cual no se observa ningún cambio en la concentración de reactivos ni de productos a medida que transcurre el tiempo, dado que las velocidades de la reacción directa y la reacción inversa son iguales. Por lo anterior, el equilibrio químico se ha definido como el equilibrio dinámico que asume la forma de una reacción química, tal, que para una reacción reversible:



donde a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos para las sustancias A, B, C y D respectivamente. La constante de equilibrio en términos de las concentraciones de las sustancias está dada por:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Esta expresión se basa en la ley de acción de masas, la cual relaciona las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, a una temperatura dada. La constante de equilibrio para una reacción dada se puede calcular partiendo de concentraciones conocidas de reactivos y productos en el equilibrio.

El valor de K permanece constante sólo para una temperatura de equilibrio dada, permitiendo predecir la dirección en la que se desplazará la reacción para lograr el equilibrio cuando se lleva al cabo un cambio de concentración de alguno de los reactivos o productos. Lo anterior se basa en el principio de Le Châtelier, el cual establece la dirección en la que se debe desplazar el equilibrio para minimizar el efecto del cambio en la concentración, presión o temperatura en el equilibrio de una reacción.

MATERIAL Y EQUIPO

- a) 1 tubo de ensayo.
- b) 3 vasos de precipitados de 30 [mL].
- c) 1 medidor de pH.
- d) 1 espátula de doble punta.
- e) 1 recipiente de plástico con hielo.
- f) 1 varilla de vidrio.
- g) 1 pipeta graduada de 5 [mL].
- h) 1 pipeta graduada de 2 [mL].
- i) 1 propipeta.
- j) 1 probeta de vidrio de 100 [mL].

REACTIVOS

- 1) Disolución saturada de bromuro de potasio (KBr).
- 2) Disolución 0.2 [M] de sulfato de cobre (CuSO_4).
- 3) Disoluciones 0.1 [M], 0.01 [M] y 0.001 [M] de ácido acético [CH_3COOH].
- 4) Acetato de sodio [CH_3COONa].
- 5) Agua destilada.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

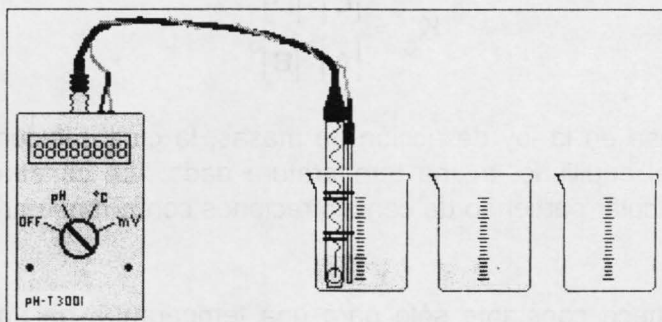
El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y para el manejo de los reactivos que se emplearán

ACTIVIDAD 2

Determinación de la constante de equilibrio.

1. Transfiera aproximadamente 20 [ml] de cada una de las disoluciones de ácido acético a diferentes vasos de precipitados de 30 [ml].

2. Determine el pH de la disolución 0.1 [M] de ácido acético, procurando que la punta de la celda quede completamente sumergida dentro del líquido. **NOTA: Evite golpear la celda con las paredes del vaso de precipitados.**



3. Una vez hecha la determinación del pH, saque la celda y enjuéguela con agua destilada. Determine también el pH de las otras dos disoluciones de ácido acético. **NOTA: En caso de no enjuagar, después de cada lectura, la punta de la celda se obtendrán resultados erróneos.**

4. En el apéndice de la práctica encontrará los cálculos que se deberán realizar para determinar la constante de equilibrio del ácido acético.

ACTIVIDAD 3

Principio de Le Châtelier (efecto del ion común).

1. Al vaso de precipitados, empleado en la actividad 2, que contiene la disolución 0.1 [M] de ácido acético, se le agrega una pequeña cantidad de acetato de sodio sólido, se agita hasta total disolución y se le determina el pH, comparándolo con el obtenido en el punto 2 de la actividad 2. Indique hacia dónde se desplaza el equilibrio.

ACTIVIDAD 4.

Principio de Le Châtelier (efecto del cambio de temperatura).

1. Coloque 3 [ml] de la disolución de CuSO_4 en un tubo de ensayo y adicione 1 [ml] de la disolución de KBr. Coloque la disolución anterior en un baño de hielo y agítela. Anote sus observaciones.

2. Retire la disolución del baño de hielo y caliente la disolución con la palma de la mano. Anote sus observaciones.

BIBLIOGRAFÍA.

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central", Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

EQUILIBRIO QUÍMICO

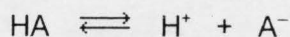
1. Defina qué es una reacción reversible.
2. ¿Cuáles son los factores que afectan al equilibrio químico?
3. ¿Qué establece el principio de Le Châtelier?
4. Suponiendo que la reacción: $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(l)} + D_{(l)}$ se lleva al cabo en un sistema cerrado, ¿cómo cambiaría la constante de equilibrio con:
 - a) una disminución de presión?
 - b) la adición de $A_{(g)}$?
5. Escriba la reacción de la disociación y la expresión de la constante de equilibrio del ácido acético
6. ¿Cuál es la expresión para calcular el pH de un ácido débil?

BIBLIOGRAFÍA.

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H: E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central", Prentice & Hall; México, 1991.

APÉNDICE

Cuando se tiene un ácido monoprótico (HA) débil disuelto en agua, éste se disociará parcialmente, estableciendo el equilibrio siguiente:



Dicho equilibrio está caracterizado por una constante, expresada por:

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

Por otro lado, si se considera que la concentración inicial del ácido AH es C [M], se pueden establecer entonces las relaciones siguientes:

	HA	\rightleftharpoons	H ⁺	+	A ⁻
Tiempo inicial (t ₀)	C		0.0		0.0
Tiempo de equilibrio (t _{eq})	C-X		X		X

Con base en lo anterior, y dado que $[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = \text{X}$, la expresión de la constante de equilibrio puede expresarse de la manera siguiente:

$$K_a = \frac{\text{X}^2}{\text{C} - \text{X}}$$

Como se trata del equilibrio de un ácido débil, la concentración de los iones H⁺ es despreciable frente a C, tenemos:

$$K_a = \frac{\text{X}^2}{\text{C}}$$

Dado que X corresponde a la concentración de H⁺ en el equilibrio, puede determinarse la concentración de H⁺ si se mide el pH de la disolución en el equilibrio, ya que:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Por lo anterior, conociendo la concentración de H⁺ se puede determinar el valor de la constante de acidez K_a.

PRÁCTICA No 13
ELECTROQUÍMICA
ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS Y CONSTANTE DE AVOGADRO

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Conocerá el aparato de Hoffman para la electrólisis del agua.
2. Cuantificará la carga eléctrica implicada en la electrólisis del agua, así como el volumen de las sustancias producidas en los electrodos.
3. Determinará el rendimiento de la reacción.
4. Determinará experimentalmente el valor del número de Avogadro.

INTRODUCCIÓN

En la conducción electrolítica, la carga eléctrica es transportada por iones, y no ocurrirá a menos que los iones del electrólito puedan moverse libremente. La conducción electrolítica se da principalmente en las sales fundidas y en las disoluciones acuosas de electrólitos. Al contrario de una reacción redox espontánea, que da lugar a la conversión de energía química en energía eléctrica, la electrólisis es un proceso en el cual la energía eléctrica se utiliza para provocar una reacción química no espontánea.

El agua en condiciones normales (1 [atm] y 25 [°C]) no se disocia espontáneamente para formar hidrógeno y oxígeno gaseosos, porque el cambio de energía libre estándar para la reacción es una cantidad grande positiva



sin embargo, esta reacción puede inducirse al electrolizar el agua en un aparato para electrólisis de Hoffman. Este aparato consiste en dos electrodos hechos de un material poco reactivo, como el platino, sumergidos en agua. Cuando los electrodos se conectan a una fuente de energía eléctrica, aparentemente no sucede nada, porque en el agua pura no existen los suficientes iones para transportar una cantidad apreciable de corriente eléctrica (el agua pura contiene concentraciones de 1×10^{-7} [M] de iones H^+ y 1×10^{-7} [M] de iones OH^-).

En el laboratorio de química puede llevarse al cabo la electrólisis de disoluciones de ácido sulfúrico, hidróxido de sodio, sulfato de potasio, cloruro de sodio, etc. En ésta práctica se utilizará una disolución de hidróxido de sodio para aumentar la concentración de los iones OH^- .

Por otra parte, la cantidad de corriente involucrada en la electrólisis del agua, permite determinar el valor de la constante de Avogadro a través de la relación que se establece entre el número de electrones involucrados en la electrólisis y el número de moles de electrones que oxidan a los iones OH^- para producir oxígeno gaseoso.

EQUIPO Y MATERIAL

- 1) Aparato de Hoffman constituido por los elementos siguientes:
 - Un soporte con varilla
 - Una placa de sujeción con anillo metálico
 - Un contenedor de vidrio de 250 [ml] con manguera de conexión
 - Dos electrodos de platino
 - Dos buretas de vidrio de 50 [ml] con llave de teflón, unidas mediante un tubo de vidrio.
- 2) Una fuente de bajo voltaje (PASCO SF-9584, 0-21 [V] DC).
- 3) Un multímetro digital WAVETEK
- 4) Tres cables de conexión banana-banana
- 5) Un cronómetro

REACTIVOS

- a) 250 [ml] de disolución de hidróxido de sodio al 10.0 % m/m.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo del equipo.

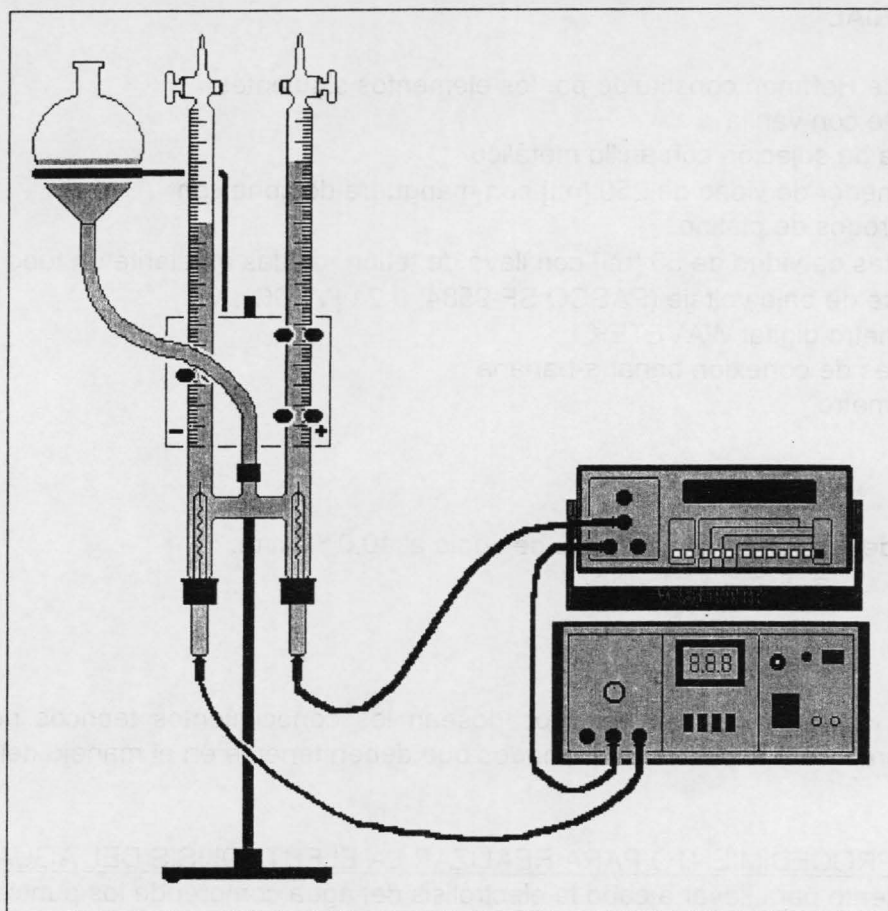
ACTIVIDAD 2.

PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR LA ELECTRÓLISIS DEL AGUA

El procedimiento para llevar a cabo la electrólisis del agua comprende los puntos siguientes:

Armado del aparato de Hoffman

1. Atornille firmemente la varilla al soporte y sujete la placa de sujeción a la varilla.
2. Coloque el anillo metálico en la parte posterior de la placa de sujeción (atornille firmemente). Posteriormente, embone primero la bureta izquierda en el sujetador izquierdo, verificando que la graduación quede al frente.
3. Embone la bureta derecha en los sujetadores restantes, empezando por el sujetador superior y suba las buretas lo necesario para poder colocar los electrodos, verificando que éstos queden bien sujetos y lo más verticalmente posible.
4. Conecte la manguera al contenedor y coloque éste en el anillo metálico.
5. Conecte el otro extremo de la manguera a la entrada que se encuentra entre las dos buretas, de tal manera que la manguera pase por el frente de ellas. El sistema experimental constituido por el aparato de Hoffman, la fuente de bajo voltaje, el multímetro y los cables de conexión, quedará dispuesto como se muestra en la figura siguiente.



9. Una vez armado el dispositivo experimental, adicione la disolución de hidróxido de sodio en el contenedor; al adicionar, cuide que las llaves de ambas buretas estén abiertas.

10. Para llenar adecuadamente las buretas, suba el contenedor hasta que el nivel del líquido llegue al nivel de la llave. En ese momento cierre las llaves de las buretas.

Puesta a punto del dispositivo experimental

1. Compruebe que la fuente de poder se encuentre apagada, con la perilla en la lectura mínima y oprímido el botón 0-24 V DC, posteriormente conecte la fuente.

2. Conecte los tres cables banana-banana como se muestra en la figura anterior.

3. Asegúrese de que el multímetro se encuentre apagado y con todos los botones hacia afuera. A continuación, encienda el multímetro y la fuente.

3. Para tomar las lecturas de corriente en el multímetro debe oprimir los botones siguientes: el cuarto de izquierda a derecha (selector de amperes), el tercero de derecha a izquierda (escala de lectura de 2 [A]) y el primero de izquierda a derecha (valor cuadrático promedio).

Toma de lecturas

1. Con el cronómetro en mano empiece a medir el tiempo y ajuste lo más rápidamente posible la fuente a 20.0 [V].

2. El sistema debe permanecer en **funcionamiento continuo durante 3.0 minutos**, anotando la última lectura de la corriente que se observe en el multímetro.

3. Una vez transcurrido el tiempo deseado, apague la fuente.

4. Espere hasta que en el interior del aparato no se tengan burbujas; entonces, desmonte el contenedor de la disolución y muévelo hasta que el nivel de la disolución en el contenedor se encuentre a una altura intermedia entre el nivel del hidrógeno y el nivel del oxígeno; posteriormente, anote el valor de los mililitros de hidrógeno y de oxígeno obtenidos.

Apagado del equipo

1. Ponga todos los botones del multímetro hacia afuera y desconéctelo. Por otro lado, apague la fuente, desconéctela y desconecte los cables banana-banana.

2. Para mezclar la disolución, abra las llaves de las buretas y sujetando con una mano el anillo metálico, destorníllelo. Posteriormente, mezcle la disolución con movimientos de ascenso y descenso del contenedor.

NOTA: *En el apéndice de ésta práctica se encuentra el tratamiento teórico para determinar la masa de sustancia producida en cada uno de los electrodos y el valor experimental del número de Avogadro.*

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

ELECTRÓLISIS.

1. Diga en qué consiste:

- a) Un proceso electrolítico
- b) Un proceso electroquímico.

Dé dos aplicaciones cotidianas de cada uno de los procesos anteriores.

2. Enuncie las leyes de Faraday.

3- Escriba las reacciones de oxidación y de reducción que pueden llevarse al cabo en la electrólisis de las disoluciones acuosas siguientes:

- a) Ácido sulfúrico 0.02 [M].
- b) Cloruro de sodio 0.5 [M].
- c) Sulfato de potasio 0.5 [M].

4. Resuelva los problemas siguientes:

a) Si se electroliza una disolución acuosa de cloruro de potasio 0.6 [M] durante 25 minutos con una corriente de 0.6 [A], ¿qué cantidad de productos se formará en los electrodos?

b) Si una disolución acuosa de hierro se electroliza pasando una corriente de 2.5 [A] durante 2 [h], produciéndose 3.4725 [g] de hierro metálico en el cátodo. Calcule la carga de los iones de hierro en esta disolución.

5. Al electrolizar una muestra de agua se producen 18 [cm³] de hidrógeno gaseoso. ¿Qué volumen de oxígeno se produciría? Considere que las condiciones de presión y temperatura son las mismas para cada gas.

BIBLIOGRAFÍA

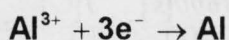
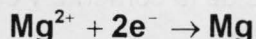
- 1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
- 2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
- 3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
- 4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

APÉNDICE

ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTRÓLISIS

El tratamiento cuantitativo de la electrólisis fue desarrollado por Faraday. Él observó que la masa del producto formado (o reactivo consumido) en el electrodo era proporcional a la cantidad de electricidad empleada en la electrólisis.

Por ejemplo: para las reacciones siguientes, se requieren 2 [mol] de e^- para producir 1 [mol] de Mg metálico y 3 [mol] de e^- para producir 1 [mol] de Al metálico.



Por lo tanto se requieren (en el cátodo):

2 [F] para depositar 1 [mol] de Mg y,

3 [F] para depositar 1 [mol] de Al

Donde [F] es el faraday, cuyo valor corresponde aproximadamente a 96483.27 [C] y representa la carga eléctrica de 1 [mol] de electrones.

En un experimento de electrólisis generalmente se mide la corriente, en [A], que fluye por el sistema en un intervalo de tiempo dado. La relación entre la carga eléctrica, la corriente y el tiempo es:

$$1 [\text{C}] = 1 [\text{A}] \times 1 [\text{s}]$$

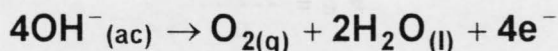
Un coulombio es la cantidad de carga eléctrica que pasa en cualquier punto del circuito en un segundo cuando la corriente es un amperio.

DETERMINACIÓN DE LAS CANTIDADES DE MASA QUE SE PRODUCEN

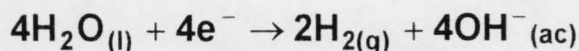
En el ejemplo siguiente muestra cómo pueden realizarse los cálculos de las cantidades de sustancias producidas en la electrólisis del agua.

Cuando se hace pasar una corriente de 0.4 [A] durante 0.5 [h] a través de una disolución de hidróxido de sodio al 10.0 % m/m, se obtienen 120 [cm³] de H₂ gaseoso y 59 [cm³] de O₂ gaseoso medidos a 580 [mmHg] y 25 °C. Escriba las reacciones que se llevan a cabo en cada uno de los electrodos y calcule la cantidad de productos (en gramos) que se debió de formar en los electrodos.

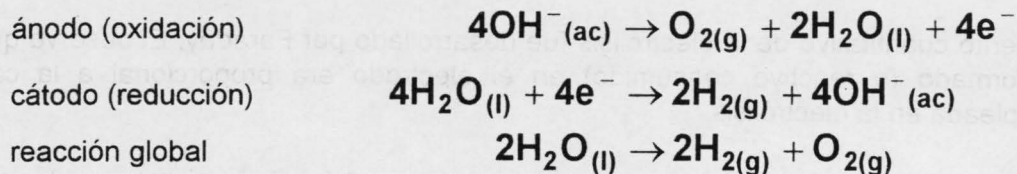
Resolución: El proceso en el ánodo es



mientras que en el cátodo se tiene



La reacción global está dada por:



Las cantidades que se forman de H_2 y de O_2 gaseosos dependen del número de electrones que pasan a través del sistema que, a su vez, depende de la corriente y el tiempo.

$$?[\text{C}] = 0.4[\text{A}] \times 0.5[\text{h}] \times \frac{3600[\text{s}]}{1[\text{h}]} \times \frac{1[\text{C}]}{1[\text{A} \cdot \text{s}]} = 720[\text{C}]$$

Ya que $1[\text{F}] = 96500[\text{C}]$, y que se requieren 4 [F] para producir 2 [mol] de H_2 , la masa del H_2 que se debió formar en el cátodo se calcula de la forma siguiente:

$$[\text{g}] \text{H}_2 = 720[\text{C}] \times \frac{1[\text{F}]}{96500[\text{C}]} \times \frac{2[\text{mol}]\text{H}_2}{4[\text{F}]} \times \frac{2[\text{g}]\text{H}_2}{1[\text{mol}]\text{H}_2} = 7.4611 \times 10^{-3}[\text{g}] \text{H}_2$$

La reacción en el ánodo indica que se produce 1 [mol] de O_2 por cada 4 [F]. Por lo tanto, la masa que se debió formar de O_2 es:

$$[\text{g}] \text{O}_2 = 720[\text{C}] \times \frac{1[\text{F}]}{96500[\text{C}]} \times \frac{1[\text{mol}]\text{O}_2}{4[\text{F}]} \times \frac{32[\text{g}]\text{O}_2}{1[\text{mol}]\text{O}_2} = 59.6891 \times 10^{-3}[\text{g}] \text{O}_2$$

DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE AVOGADRO

La expresión que se emplea para calcular el valor de la constante de avogadro (N_A) es la siguiente:

$$N_A = \frac{\# e}{n_e}$$

donde:

$\# e$ = cantidad de electrones empleados en el proceso

n_e = moles de electrones empleados en el proceso

Para calcular la cantidad de electrones empleados en el proceso, se emplea la expresión siguiente:

$$\# e = \frac{X[\text{C}]}{e}$$

donde, $X[\text{C}]$ es la cantidad de carga eléctrica involucrada en el proceso y e es la carga eléctrica fundamental. Así, para este problema, se tiene:

$$\# e = \frac{720[C]}{1.6022 \times 10^{-19} [C]} = 4.4938 \times 10^{21} \text{ [electrones]}$$

Por otro lado, los moles de electrones empleados se calculan considerando al hidrógeno como un gas noble y suponiendo que la presión a la que se encuentra es la presión ambiente; tal que se emplea la expresión siguiente:

$$n_{H_2} = \frac{P_{DF} \cdot V_{exp}}{R \cdot T_{amb}}$$

donde:

n_{H_2} = Moles de H_2

P_{DF} = Presión atmosférica en el Distrito Federal.

V_{exp} = Volumen de hidrógeno obtenido experimentalmente.

T_{amb} = Temperatura a la cual se realiza el experimento.

R = Constante de los gases ideales

Para el problema, se tendría:

$$n_{H_2} = \frac{(0.7631[\text{atm}])(0.120[\text{L}])}{\left(0.08205 \left[\frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}} \right] \right) (298.15 [^\circ\text{K}])} = 3.7432 \times 10^{-3} [\text{mol}] \text{ de } H_2$$

Por cada 1 [mol] de H_2 que se obtiene, se emplean 2 [mol] de electrones; por lo tanto, la cantidad de moles de electrones empleada en el experimento es de 7.4865×10^{-3} [mol] de electrones.

Finalmente, para calcular el valor de la constante de Avogadro se tendría:

$$N_A = \frac{4.4938 \times 10^{21} [\text{electrones}]}{7.4865 \times 10^{-3} [\text{mol}] \text{ electrones}} = 6.0025 \times 10^{23} \text{ [electrones/mol]}$$

PRÁCTICA No. 14 POLÍMEROS

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Comprenderá la importancia de los polímeros en la vida moderna.
2. Observará y modificará las propiedades de algunos polímeros.
3. Obtendrá, por medio de una reacción química, un polímero llamado Nylon 6-10.
4. Preparará, a partir de leche descremada, un adhesivo para madera.

INTRODUCCIÓN

Existen sustancias orgánicas e inorgánicas que están constituidas por "moléculas gigantes", formadas a su vez por unidades que se repiten, llegando a tener masas moleculares muy elevadas (2000 [uma] o más). A estas sustancias se les llama polímeros. Existen polímeros naturales, como por ejemplo el algodón, que es una fibra natural de gran importancia comercial, formada por cadenas de celulosa, la cual es un polímero. También existen polímeros sintéticos, por ejemplo el nylon 6-6, que se emplea en la industria textil.

A los polímeros naturales podemos encontrarlos tanto en un grano de arena (formado por diversos polímeros de silicatos y sílice) como en el cuerpo humano (colágeno, proteínas, ADN, etc.). No es exagerado decir que en la actualidad los polímeros sintéticos pueden encontrarse en cualquier parte. En realidad, si todos los polímeros sintéticos desaparecieran, probablemente nos quedaríamos solamente con unas piezas de cuero y de metal.

EQUIPO Y MATERIAL

- a) 2 vasos de precipitados de 30 [ml].
- b) 2 vasos de precipitados de 50 [ml].
- c) 2 vasos de precipitados de 100 [ml].
- d) 1 tubo de ensayo pequeño.
- e) 1 agitador de vidrio.
- f) 1 espátula de doble punta.
- g) 1 balanza semianalítica.
- h) 1 parrilla con agitación.
- i) 1 pedazo de tela de algodón.

REACTIVOS

- 1) Alcohol polivinílico.
- 2) Borato de sodio (bórax).
- 3) Pegamento blanco.
- 4) NaOH 0.1 [M].
- 5) Látex natural.
- 6) Vinagre blanco.
- 7) Cloruro de sebacoilo al 2.0 [%] V de CCl₄.
- 8) Hexametiléndiamina al 4.0 [%] m/V de agua.
- 9) Poliácrlato de sodio (pañal desechable).
- 10) Poliestireno.
- 11) Acetona
- 12) Agua destilada.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

El profesor verificará que los alumnos posean los conocimientos teóricos necesarios para la realización de la práctica y explicará los cuidados que deben tenerse en el manejo de las sustancias químicas que se emplearán.

ACTIVIDAD 2.

Obtención de slime (moco de King-Kong)

En un vaso de precipitados de 30.0 [ml] coloque aproximadamente 10.0 [ml] de alcohol polivinílico y adicione lentamente con agitación constante, unas gotas de bórax hasta que adquiera la consistencia deseada. Si lo desea, antes de adicionarle el bórax, puede agregar una pequeña cantidad de colorante vegetal al alcohol polivinílico. **Nota: Un exceso o una falta de bórax provoca que el gel (slime) no adquiera la consistencia adecuada.**

Obtención de una pelota de resistol

En un vaso de precipitados de 30.0 [ml] coloque aproximadamente 7.0 [ml] de resistol y con agitación constante, adicione lentamente unas gotas de bórax, hasta que adquiera la consistencia deseada. Si lo desea, antes de adicionar el bórax, puede agregar una pequeña cantidad de colorante vegetal al resistol. **Nota: Un exceso o una falta de bórax provoca que la pelota no adquiera la consistencia adecuada.**

Obtención de un borrador de látex natural.

En un vaso de precipitados de 50.0 [ml] coloque aproximadamente 10.0 [ml] de látex natural y adicione, con agitación constante, 10.0 [ml] de vinagre blanco.

Nota: Para adicionar el vinagre emplee la pipeta volumétrica y la propipeta, nunca pipetee con la boca.

Obtención del hilo de Nylon 6-10

En un tubo de ensayo pequeño coloque aproximadamente 1.0 [ml] de la disolución acuosa de hexametilendiamina y posteriormente adicione, con mucho cuidado y tratando de no mezclar las fases, la disolución orgánica de cloruro de sebacoilo (aprox. 1.0 [ml]) Observará que inmediatamente se forma en la interfase un sólido, el cual deberá sacar con ayuda de la espátula de doble punta, tratando de formar un hilo.

Cuantificación de la capacidad de absorción del poliacrilato de sodio

Para obtener el poliacrilato de sodio del pañal desechable, abra completamente el pañal y sacuda con cuidado el algodón que tiene dentro. Observará que caen cristales pequeños de poliacrilato de sodio con fibras de algodón, las cuales deberá separar. Posteriormente, pese un vaso de precipitados de 50 [ml] y adicione lo más exactamente posible 30.0 [g] de agua destilada. Posteriormente adicione, en porciones pequeñas y con agitación, los cristales "limpios" de algodón hasta el punto en que toda el agua haya sido absorbida por los cristales. En ese momento pese el sistema para determinar por diferencia de peso la masa de cristales que adicionó, de tal forma que podrá calcular los gramos de agua que se absorben por cada gramo de poliacrilato de sodio. **Nota: Cada vez que adicione una porción pequeña de cristales, deberá agitar por espacio de 1-2 minutos para dar el tiempo necesario para que los cristales adicionados absorban toda el agua que sea posible. Repita el experimento 2 veces más para obtener un promedio de valores que le permitan obtener un resultado más confiable.**

Reblandecimiento de poliestireno

En el vaso de precipitados con acetona que tiene el profesor, coloque una pedazo pequeño de unicel y observará como aparentemente va deshaciéndose.

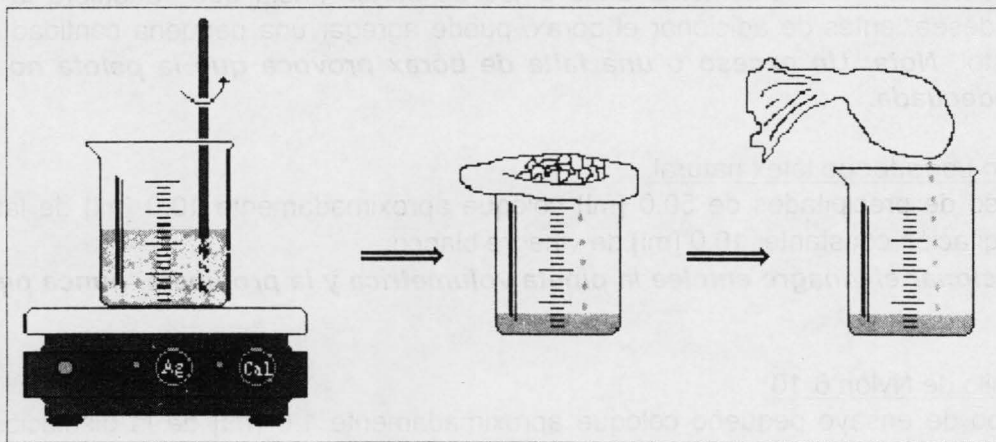
Preparación de un adhesivo para madera

1. Vierta 45 [ml] de leche descremada en un vaso de precipitados de 250 [ml] y caliente en la parrilla hasta 25°C - 30°C.

2. Adicione a la leche 30 [ml] de vinagre blanco agitando con la varilla de vidrio ocasionalmente, por un periodo de 5 [min]; transcurrido ese tiempo, se deberá observar que se forman grumos en la leche.

3. Con ayuda de la espátula, coloque sobre una toalla absorbente los grumos formados y presione suavemente la toalla alrededor de los grumos para eliminar el exceso de líquido, como se muestra en la figura siguiente:

3. Con ayuda de la espátula, coloque sobre un pedazo de tela de algodón los grumos formados y presione suavemente la toalla alrededor de los grumos para eliminar el exceso de líquido, como se muestra en la figura siguiente:



4. Vierta el líquido en exceso por el desagüe y coloque dentro del vaso de precipitados los grumos de la toalla. Dentro del vaso de precipitados y con ayuda de la espátula, corte los grumos en **pequeños trocitos**.

5. Adicione 15 [ml] de agua y 1.2 [g] de polvo para hornear o bicarbonato de sodio. Agite con la varilla durante 10 minutos. Se puede formar un poco de espuma.

6. Si la mezcla final presenta apariencia granular, guárdela en un recipiente de plástico y déjela en reposo un día para que se disuelvan los gránulos. Cuando la mezcla sea uniforme, podrá emplearla como adhesivo para papel o madera.

NOTA: No guarde el adhesivo húmedo por más de una semana, ya que se descompone.

BIBLIOGRAFÍA

1. Shakhashiri, B. Z.; "Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry" University of Wisconsin: Madison, WI, 1983; Vol. 1.
2. Brown, T. L.; LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; 5ª. Ed.; Prentice Hall; México 1993.
3. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
4. Chang, R.; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.

CUESTIONARIO PREVIO

POLÍMEROS.

1. Defina los términos siguientes:

a) Monómero.

b) Polímero.

c) Plástico.

d) Elastómero.

2. ¿Qué tipo de reacciones se emplean para obtener polímeros?.

3. ¿A qué se refiere el término cristalinidad de un polímero?.

4. ¿En qué consiste el proceso de vulcanización del hule natural?.

5. Mencione 3 ejemplos de polímeros naturales y 3 ejemplos de polímeros sintéticos.

Color	PH
rojo	1
verde	2-3
amarillo	4-5
verde	6-7
rojo	8-9
rojo	10-11
rojo	12

BIBLIOGRAFÍA

1. Shakhshiri, B. Z.; "Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry" University of Wisconsin: Madison, WI, 1983; Vol. 1.
3. Brown, T. L.; LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central", 5ª. Ed.; Prentice Hall; México 1993.
3. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
4. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.

PRÁCTICA COMPLEMENTARIA INDICADORES ÁCIDO-BASE EXPERIMENTO DE LA COL MORADA

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Determinará las diferencias principales entre una sustancia ácida y una alcalina.
2. Identificará la naturaleza ácida o básica de algunos productos de uso cotidiano, mediante la utilización de un indicador natural (extracto de col morada).
3. Comparará la efectividad de tres indicadores para detectar la acidez o alcalinidad de las sustancias.

INTRODUCCIÓN

La col morada contiene sustancias denominadas antocianinas, las cuales son glucósidos que se descomponen por ebullición con ácidos. El extracto de col morada varía de color dependiendo del grado de acidez del medio en el cual se encuentra. Aquí cabe mencionar que esta variación de color se debe precisamente a las antocianinas, las cuales tienen la característica de poder cambiar su estructura molecular dependiendo del medio en que se encuentren. Es decir, en un medio ácido la estructura de una antocianina es diferente de la estructura que presenta en medio básico. Por lo tanto, el color que presente el extracto de col morada no sólo va a depender de los componentes (antocianinas presentes), sino también del pH del medio, como se muestra en la tabla siguiente:

pH	Color
1	naranja o rosa fluorescente
2 - 3	rosa
4 - 5	rosa claro
6 - 7	lila
8 - 9	azul
10	verde
11 - 12	amarillo
13	amarillo-verde

Tabla I

MATERIAL Y EQUIPO

- a) 1 gradilla con 10 tubos de ensayo
- b) 2 frascos gotero

REACTIVOS

- 1) Ácido sulfúrico al 5 %.
- 2) Hidróxido de sodio al 5 %.
- 3) Refresco de lima-limón.
- 4) Agua mineral.
- 5) Champú.
- 6) Jugo de limón.
- 7) Vinagre blanco.
- 8) Alcohol de caña.

- 9) Suspensión de melox.
- 10) Sal de uvas.
- 11) Crema para manos.
- 12) Acondicionador de cabello.
- 13) Agua destilada.
- 14) Extracto de col morada.
- 15) Fenolftaleína
- 16) Papel indicador.

NOTA: Para preparar el extracto de col morada deben seguirse los pasos siguientes:

1. Lave perfectamente las hojas de la col morada con agua de la llave y posteriormente enjuague con agua destilada.

2. Corte las hojas en trozos pequeños y colóquelas en un vaso de licuadora, adicione una pequeña cantidad de agua destilada y posteriormente triture con ayuda de la licuadora.

3. Pase la mezcla triturada a través de un colador, vierta el filtrado en un frasco limpio tapándolo rápidamente. El extracto obtenido se deja reposar durante 24 horas antes de su uso.

DESARROLLO

ACTIVIDAD 1.

1. Coloque en tubos de ensayo, previamente etiquetados, aproximadamente 1.0 [ml] de algunas de las sustancias enumeradas en la Tabla II.

2. introduzca un pequeño trozo de papel indicador en cada tubo permitiendo que se humedezca con la sustancia durante unos segundos, al cabo de los cuales lo sacará. El color que el papel adquiere se compara con los colores de referencia, para saber de esta manera si la sustancia es ácida o básica, así como su valor de pH. Anote sus observaciones en la Tabla II.

3. Añada 10 gotas del extracto de col morada a cada uno de los tubos, identificados previamente. Agite y anote sus observaciones en la Tabla II.

4. Repita el punto 1 y adicione a cada tubo 10 gotas de disolución de fenolftaleína. Anote el resultado de sus observaciones en la tabla II:

<i>Sustancia</i>	<i>Color del Extracto de Col Morada</i>	<i>Color de la Fenolftaleína</i>	<i>Color del Papel Indicador</i>	<i>pH Ácido o Básico</i>
Ácido sulfúrico al 5 %.				
Hidróxido de sodio al 5 %.				
Refresco de lima-limón.				
Agua mineral.				
Jugo de limón.				
Vinagre blanco.				
Sal de uvas.				
Crema para manos.				
Acondicionador de cabello.				
Alcohol de caña				

Tabla II

ACTIVIDAD 2

1. Teniendo en cuenta los valores de pH obtenidos con el papel indicador, compruebe que los colores obtenidos con la col morada correspondan con los valores de pH dados en la Tabla I.

2. Mencione de qué otra forma se podría determinar el pH de una sustancia.

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química", Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química", Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

CUESTIONARIO PREVIO

INDICADORES ÁCIDO-BASE. (EXPERIMENTO DE LA COL MORADA)

1. Defina los conceptos siguientes:
 - a) Sustancia ácida.
 - b) Sustancia alcalina.
 - c) Sustancia neutra.
 - d) Señale un ejemplo de cada una de las sustancias anteriores.
 - e) pH.
2. ¿Cuántos métodos diferentes existen para determinar el pH de una sustancia?. ¿En qué consiste cada uno y cuál es el más confiable?.
3. ¿Qué utilidad tiene el conocer el pH de una sustancia?
4. ¿Cuáles son las consecuencias que genera un exceso de acidez en el estómago?

BIBLIOGRAFÍA

1. Mortimer, C. E.; "Química"; Grupo Editorial Iberoamérica; México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larena, A; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1990.
3. Chang, R; "Química"; Mc Graw-Hill; México, 1994.
4. Brown, T. L., LeMay, H. E. y Bursten, B. E.; "Química. La Ciencia Central"; Prentice & Hall; México, 1991.

1. ¿Por qué los indicadores se utilizan?

a) Sustancias ácidas

b) Sustancias alcalinas

c) Sustancias neutras

d) Señale un ejemplo de cada una de las sustancias anteriores.

e) Otro

2. Cuáles métodos diferentes existen para determinar si pH de una sustancia? En qué consiste cada uno y cuáles es el más confiable?

3. ¿Qué ácido tiene el colorante de las sustancias?

Esta obra se terminó de imprimir
en mayo de 2008
en el taller de imprenta del
Departamento de Publicaciones
de la Facultad de Ingeniería,
Ciudad Universitaria, México, D.F.
C.P. 04510

Secretaría de Servicios Académicos

El tiraje consta de 1000 ejemplares impresos en offset
con papel bond de 75 g/m², de 28 x 21.5 cm.

BIBLIOGRAFIA

1. Mortimer, C. E. "Química", Grupo Editorial Iberoamericana, México, 1983.
2. Russell, J. B. y Larson, A. "Química", Mc Graw-Hill, México, 1990.
3. Chang, R. "Química", Mc Graw-Hill, México, 1994.
4. Brown, T. J., Lemay, H. E., Bursten, B. E., "Química: La Ciencia Central", Tercera Edición, México, 1994.