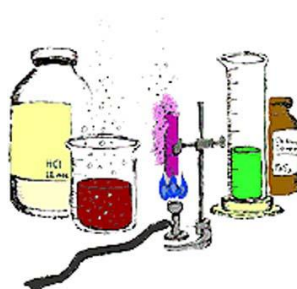




UNIVERSIDAD SIMÓN BOLÍVAR
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

GUÍA DE PRÁCTICAS
LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL I
QM-1181



ÍNDICE

PRÁCTICA 1	19
MEDICIONES	19
<i>Práctica 2</i>	30
COMPOSICIÓN DE UNA MEZCLA SÓLIDA	30
<i>Práctica 3</i>	39
DETERMINACIÓN DE MAGNESIO. RELACIÓN MASA / VOLUMEN.	39
<i>Práctica 4</i>	45
DENSIDAD DE LOS GASES, DETERMINACIÓN DEL PESO MOLECULAR.	45
<i>Práctica 5</i>	50
Química Descriptiva: CAMBIOS FÍSICOS Y REACCIONES QUÍMICAS	50
<i>Práctica 6</i>	58
ANÁLISIS GRAVIMÉTRICO: SÍNTESIS DE CARBONATO DE CALCIO	58
<i>Práctica 7</i>	64
DESCOMPOSICIÓN DE CARBONATO DE CALCIO EN MEDIO ÁCIDO	64
PRÁCTICA 8	67
REACCIONES QUÍMICAS DEL COBRE Y Porcentaje DE RENDIMIENTO	67
<i>Práctica 9</i>	73
ANÁLISIS VOLUMÉTRICO: VALORACIÓN ÁCIDO – BASE	73
Anexo I	81
<i>Normas de Seguridad en el Laboratorio “B”</i>	89
<i>Constancia</i>	92
<i>Informe Sobre Material de Vidrio y Equipo Roto</i>	93

Objetivos

El curso de Laboratorio de Química General QM-1181 tiene los siguientes objetivos:

- Consolidar los conceptos fundamentales de la Estequiometría por medio de la experimentación. Ello conlleva el dominio de nomenclatura, formulación, balance de ecuaciones químicas, y los cálculos asociados a las relaciones de masas.
- Aprender y dominar el uso de técnicas básicas en un laboratorio de Química.
- Aprender a escribir correctamente un informe técnico.

Evaluación

La evaluación constará de tres partes: examen corto, informe de laboratorio y apreciación del profesor.

1. Examen Corto: Se hará al inicio de cada práctica, tendrá una duración de 20-30 minutos. Es obligatoria la aprobación de este examen para la realización de la práctica. El promedio de estas notas constituirá el 45% de la nota definitiva.
2. Informe de Laboratorio: El cuaderno de laboratorio se revisará cada semana antes y después de la práctica. Antes de comenzar se verificará que el estudiante haya hecho el preinforme en el cuaderno y al finalizar la práctica se comprobará que el estudiante haya escrito allí las observaciones correspondientes al experimento y la totalidad de los datos requeridos. El informe completo de la práctica se entregará posteriormente. El conjunto (cuaderno + preinforme + informe) constituirá el 45% de la nota definitiva.
3. Apreciación: Al final del trimestre el profesor hará una evaluación personal de cada alumno en base a la técnica, iniciativa, orden, responsabilidad, eficiencia y puntualidad mostrados en el trabajo del trimestre. La apreciación constituirá un 10% de la nota definitiva.

Para aprobar la materia, el estudiante debe haber realizado al menos ocho (8) prácticas completas. Todo estudiante que pierda dos (2) prácticas está automáticamente reprobado en el curso. Los cambios en los porcentajes de la evaluación quedan a criterio del profesor.

Cuaderno de Laboratorio

Es importante llevar correctamente el cuaderno de laboratorio, pues es el documento legal más importante para el reconocimiento de la labor realizada. Por esta razón debe contener toda la información relevante que ayude a la interpretación de los resultados obtenidos y a la redacción del informe definitivo. Algunas normas generales sobre el cuaderno son las siguientes:

- El cuaderno debe ser empastado, grande, y estar claramente identificado.
- Debe escribirse en bolígrafo o tinta y el asiento de las actividades realizadas debe hacerse en orden cronológico.
- Las páginas deben estar numeradas; no deben arrancarse páginas del cuaderno. Si se desea invalidar algo ya escrito, se tacha con una X, así sea una página entera, y se escribe una nota de justificación.
- Los errores de números, palabras o cálculos deberán ser rayados con una sola línea, de manera que se pueda leer lo tachado.
- Las observaciones experimentales, datos, resultados y cualquier nota de interés se escriben directamente en el cuaderno, durante la práctica.

Preinforme

En el cuaderno de laboratorio se debe llevar escrita toda la información relevante antes de realizar el experimento. Esto es lo que se denomina preinforme. A continuación se detallan las partes que deben estar en el cuaderno antes de comenzar el experimento. Para ello, se toma en cuenta en cada caso el problema químico a ser tratado.

Fecha: corresponde a la fecha de la ejecución del experimento.

Título: debe ser breve y descriptivo del experimento.

Objetivos: es una breve descripción del o de los objetivos del experimento desde el punto de vista químico. Absténgase de escribir el objetivo pedagógico que se indica en la guía; éste se muestra para orientar al estudiante sobre el aprendizaje que se espera obtener.

Introducción: esta parte del preinforme debe mostrar la importancia del trabajo y los fundamentos para la comprensión e interpretación del mismo. Se recomienda omitir otros detalles. No debe exceder de una página.

Cuestionario: Se contestan las preguntas del cuestionario que se encuentra al final de cada práctica.

Tabla de constantes y propiedades fisicoquímicas: deben aparecer en tablas todas las sustancias que van a usarse y los productos que se obtengan, con las propiedades que puedan necesitarse en el laboratorio, como por ejemplo, peso molecular, punto de fusión y ebullición, solubilidad, aspecto físico.

Tabla de toxicidad y primeros auxilios: deben aparecer en tablas la toxicidad de cada uno de los reactivos y productos, sus daños al organismo y primeros auxilios en caso de contaminación.

Procedimiento experimental: para la ejecución de la práctica, organice la descripción experimental de la manera más sencilla para ud.: a) como un texto breve y conciso, b) en forma esquemática, tal que le sirva de clara orientación durante la realización del trabajo. La guía contiene todos los detalles acerca del procedimiento.

Todas las partes mencionadas hasta aquí deben estar escritas en el cuaderno antes de empezar la práctica.

Observaciones experimentales: se describen los cambios que se hayan efectuado con respecto al procedimiento establecido. Se registran las observaciones, como un cambio de color o de consistencia, cambios de temperatura, desprendimiento de un gas, disolución de un sólido, aparición de un precipitado, etc. Las observaciones deben anotarse directamente en el cuaderno en el momento del trabajo, en orden cronológico, según van ocurriendo. Es recomendable escribir el aspecto físico de cada sustancia y compararlo con lo que aparece en su tabla de propiedades fisicoquímicas. También es conveniente anotar la pureza de los reactivos utilizados de acuerdo al fabricante, y la información que aparece en la etiqueta de cada frasco de reactivo.

Tabla de datos: en una tabla clara y con el número de cifras significativas correctas, deben escribirse los datos obtenidos durante la realización de la

práctica: masa, volumen, temperatura, concentración, etc. Siempre verifique la apreciación del instrumento con el cual mide.

Cálculos y resultados: todos los cálculos que realice deben quedar asentados en su cuaderno de laboratorio; los resultados obtenidos se organizan en tablas, así como los promedios calculados si es el caso. Cada valor se reporta con su error asociado.

Informe

Posterior a la realización de la práctica, se debe hacer un manuscrito con toda la información relevante y en la cual se explique claramente: a) los fundamentos teóricos que sustentan el trabajo práctico, b) el objetivo de la práctica y la técnica empleada para lograrlo y c) los resultados obtenidos, concluyendo acerca del significado que tienen estos valores. En el ámbito profesional usted estará en la necesidad de escribir informes técnicos para su empresa, grupo de investigación y/o clientes, por lo tanto, desde el punto de vista pedagógico es de primordial importancia aprender a redactar informes que expliquen claramente y en forma precisa el trabajo realizado. Un informe científico expone objetivamente los fundamentos teóricos del trabajo realizado, los hechos experimentales observados y las conclusiones que se derivan de ellos. Así, las tres características fundamentales de todo buen informe son: precisión, claridad y brevedad.

Todo reporte de una actividad de investigación debe cumplir con las siguientes características generales:

- Debe estar organizado en secuencia lógica y correctamente estructurado, tanto en el contenido como en la forma de expresión.
- Debe escribirse en forma impersonal (se pesó, se observó, se concluye que...).

Partes del informe

Los informes científicos varían en su estilo de presentación dependiendo de la experiencia realizada, pero todo informe cubre los siguientes aspectos:

-Autor: nombre o identificación de la persona que realiza el informe.

-Fecha: corresponde a la fecha de la elaboración del informe.

-Título: debe ser breve y descriptivo del experimento.

-Resumen: este primer apartado muestra muy brevemente la importancia de la experiencia. Se expone el objetivo del trabajo, se menciona el método experimental utilizado para la consecución del mismo y se concluye citando los resultados obtenidos con su error asociado. No debe exceder de media página. El Resumen es la última sección que se elabora luego de concluir el cuerpo del Informe, y allí se sintetiza con precisión el balance de la experiencia:

- * Se plantean los objetivos o alcances del trabajo práctico: ¿qué se buscaba?

- * Se menciona el método empleado: ¿cuál técnica se utilizó? (omita los detalles del procedimiento experimental, cantidades o valores medidos).

- * Se muestran los resultados: ¿qué se obtuvo? (se presenta el valor promedio con su error; la comparación con valores reportados; las tendencias).

- * Se finaliza con una conclusión muy breve, referida a los valores o tendencias observados, a la exactitud y precisión del resultado y/o a la conveniencia de la técnica utilizada.

-Introducción: se presenta al lector el fundamento teórico que sustenta la práctica. Se compone en un texto el contenido que orienta la experiencia a realizar, lo que puede incluir conceptos, principios, leyes y ecuaciones que rigen el desarrollo del experimento. Se describe la técnica a utilizar desde un punto de vista conceptual con sus ventajas y desventajas, y técnicas alternativas. Toda Introducción se concluye informando al lector cuál es el propósito del trabajo práctico que se expondrá a continuación. En la Introducción deben citarse las referencias bibliográficas de donde extrajo la información que presenta, numeradas por orden de aparición en el texto. Cada cita corresponderá a un número en la lista de la Bibliografía. Las ecuaciones matemáticas y reacciones químicas derivadas de la teoría expuesta, o

relacionadas con los cálculos que se harán, deben numerarse y destacarse (centradas) en el texto. Al citar el número asociado a cada ecuación, se facilita la discusión que hará posteriormente. En el caso de una relación matemática, se debe indicar el significado de cada término contenido en ella.

-Sección experimental: se relata en forma de texto (no en diagrama, no en secuencia de puntos separados), breve y claramente, el procedimiento realizado según el orden de ejecución, tal que se debe poder reproducir el experimento con las instrucciones que ud. ofrece. Se indican las cantidades involucradas en cada caso (masas, volúmenes), el tiempo necesario para algún proceso y los cambios que se observan. Dependiendo de la experiencia, los datos recogidos durante la sesión de laboratorio se pueden presentar alternativamente en tablas. Puede incluir figuras del instrumental o del montaje utilizado.

-Resultados: se presentan en tablas los resultados experimentales y los que derivan de cálculos, con los valores promedio y su error, si es el caso. Una tabla contiene el resumen bien organizado y conciso de diversos valores; las tablas pueden contener las magnitudes medidas en el laboratorio -si no fueron incluidas en la Sección Experimental-, y las magnitudes calculadas que se derivan de las primeras. Al discutir sobre los valores o resultados obtenidos se citará el número de la tabla donde aparecen.

Ejemplo de presentación de una tabla:

Tabla I. Entalpía de fusión de algunos compuestos orgánicos.

Fórmula	Nombre	Peso molecular (g/mol)	Punto de fusión ($\pm 0,1$ °C)	Entalpía de fusión ΔH_{fus} ($\pm 0,02$ cal/g)
CCl ₂ O	fosgeno	98,2	-127,9	13,86
CH ₂ N ₂	cianamida	42,04	44,0	49,81
CH ₃ OH	metanol	32,04	-97,9	23,70

Las tablas deben numerarse por orden de aparición en el texto, y deben llevar un título simple y claro. La identificación de la variable encabeza una columna o fila, con las unidades respectivas y el error asociado a la medida o al valor calculado, p. ej.: [Temperatura ($^{\circ}\text{C} \pm 1$)], [Volumen de titulante ($\text{mL} \pm 0,1$)], [Concentración ($\text{mol/L} \pm 0,002$)]. Los valores que son constantes (ej.: el código de identificación de una muestra, la concentración de un agente titulante, la temperatura del sistema) se citarán al pie de la tabla. Las figuras, que pueden ser gráficas, diagramas, dibujos o esquemas, al igual que las tablas, deben estar numeradas y llevar un título que las identifique. En varias prácticas de esta Guía se ofrecen modelos de tablas y figuras.

-Discusión: contempla la explicación y justificación de las observaciones experimentales hechas durante la realización de la práctica y un análisis detallado de los resultados con sus errores, de una manera clara y objetiva, en una secuencia lógica, lo que incluye tanto la comparación de los resultados entre sí, como con valores esperados y/o reportados en la literatura, si corresponde. Se exponen los factores que pudieron influir en los resultados, así como las sugerencias o modificaciones que ud. considere convenientes. Se supone que la persona que escribe el informe es competente y realizó un buen trabajo siguiendo debidamente el procedimiento. Emplee la bibliografía revisada por usted para discutir sobre sus resultados, citando en el cuerpo del texto las referencias consultadas.

-Conclusiones: si el apartado de Discusión no contiene conclusiones, éstas se exponen brevemente, de manera puntual y clara, porque serán consecuencia de la sección de Discusión. Se resume el éxito (o no) del trabajo realizado, y se comenta acerca de la exactitud y precisión de los valores obtenidos.

-Bibliografía: deben incluirse en forma debidamente escrita todos los libros, revistas, manuales y tablas consultadas, que se organizan según el orden de aparición en el texto que ud. elabora; la referencia se denota con el número con que aparece en la Bibliografía.

Ejemplos:

(1) "CRC Handbook of Chemistry and Physics" 72nd ed.; D. R. Lide editor, Chemical Rubber Publishing Co., USA, 1991-1992, pp. 4-54, 8-18.

(2) "Guía de Prácticas del Laboratorio de Química General II", Departamento de Química, Universidad Simón Bolívar, Venezuela, 2011, p. 24.

(3) Day, R. A. "How to Write and Publish a Scientific Paper", 3rd. ed.; Orix Press, New York, 1988, pp. 235-237.

(4) Dewprashad, B., Kosky, C., Vaz, G. S., Martin, C. L., J. Chem. Educ., 81, 1471-1472, (2004).

-Anexos: a modo de ejemplo, si corresponde, se presentan los cálculos completos y detallados (con un sólo juego de datos) en un Anexo, después de la Bibliografía; esto sirve para demostrar el uso correcto de las ecuaciones relacionadas con sus cálculos.

-Firma: La elaboración del Informe es individual. Se debe tener muy claro que al entregar el Informe usted se hace responsable por toda la información allí escrita. Es la demostración de un trabajo realizado por usted, la colección de evidencias experimentales que le llevan a las conclusiones que ofrece. En su desempeño profesional, el informe puede ser un elemento probatorio en un caso legal. Es por ello que debe estar plenamente seguro de lo que escribe y de la bibliografía que lo respalda.

La extensión de un Informe depende de la experiencia realizada. Para nuestros Laboratorios de Química General, un informe bien estructurado, que contenga la información pertinente y necesaria puede abarcar 8-10 hojas. El informe debe ser presentado de forma limpia y ordenada, en hojas blancas tamaño carta, engrapado; queda a criterio del docente elaborarlo como un manuscrito (letra legible) o en procesador de texto por computadora. Use eficientemente el papel: si identifica claramente cada sección del Informe, no es necesario dejar grandes espacios en blanco. Todas las hojas del informe deben estar numeradas.

Análisis de Resultados

Exactitud y Precisión

Antes de efectuar cualquier medida se deben conocer los términos exactitud y precisión. Exactitud es la medida de lo cerca que está el valor experimental del valor real o de un valor aceptado. Precisión es la medida de cuán cercanos están entre sí los valores de una serie de determinaciones. Un experimento puede ser preciso pero no exacto, de la misma manera que varias flechas disparadas a un blanco pueden incidir muy cerca unas de otras, pero lejos del blanco. La buena precisión de una medida experimental se obtiene repitiendo el experimento hasta obtener resultados consistentes.

Al planificar un experimento se deben usar instrumentos y técnicas que brinden incertidumbres relativas semejantes. Una medida muy precisa para una de las variables no mejorará la precisión global de un experimento ya que a ésta la limitará el eslabón más impreciso de la cadena de medidas. La precisión de algunos aparatos usados en este laboratorio es la siguiente:

Tabla II. Precisión de algunos instrumentos de medida.

Instrumento	Precisión	Ejemplo de registro
Balanza de pesada rápida	0,01 g	(11,24 ± 0,01) g
Bureta de 50 mL	0,1 mL	(29,6 ± 0,1) mL
Pipeta de 10 mL	0,02 mL	(10,00 ± 0,02) mL
Cilindro graduado de 100 mL	1 mL	(18 ± 1) mL
Cilindro graduado de 10 mL	0,1 mL	(6,3 ± 0,1) mL
Termómetro	1 °C	(74 ± 1) °C

- Determinación de la exactitud como porcentaje de error: Cuando el valor real o esperado se conoce, la exactitud se puede expresar como porcentaje de error, que se calcula de la siguiente manera:

$$\% \text{ error} = \frac{\text{valor experimental} - \text{valor aceptado}}{\text{valor aceptado}} \times 100 \quad (\text{ec. I})$$

Si el valor experimental es mayor que el aceptado, entonces el error es positivo (ej.: + 0,9 %); si es menor, el error es negativo (ej.: - 5 %).

- Determinación de la precisión (dispersión): Cuando se hacen varias medidas de la misma cantidad, aún si se realizan con buena técnica, los resultados generalmente no serán idénticos; así, el resultado se expresa como el promedio. Sin embargo, es muy importante conocer la dispersión de las medidas: el número 3,025 es mucho más confiable si es el promedio de 3,024 y 3,026 que si es el promedio de 3,016 y 3,034. Una manera de evaluar la precisión de un grupo de medidas se obtiene calculando la desviación estándar (S):

$$S = \sqrt{\frac{(\bar{x} - x_1)^2 + (\bar{x} - x_2)^2 + (\bar{x} - x_3)^2 + \dots + (\bar{x} - x_n)^2}{n - 1}} \quad (\text{ec. II})$$

donde \bar{x} es el valor promedio de las medidas y x_n es el valor de la medida enésima. Una forma de expresar el resultado de una serie de medidas y/o cálculos, es reportar el valor promedio obtenido (P) con su desviación estándar (S): el resultado se expresa entonces como $P \pm S$.

Cifras significativas: (por razones de brevedad se citarán como “cs” en el texto). Al reportar datos, las magnitudes medidas o calculadas se expresan con cierta cantidad de cifras o dígitos, llamados cifras significativas (cs), que son las cifras que tienen significado cierto.

Suponga que un objeto pesa 25,03 g en una balanza de precisión de 0,01 g. Este resultado tiene cuatro cs, y su error, dado por el instrumento, es de $\pm 0,01$ g. En otras palabras, el valor de la masa se encuentra entre 25,02 y 25,04 g; el resultado se expresa como $25,03 \pm 0,01$ g, y en la última cs (en este caso, el 3) recae la incertidumbre de la medida.

Tabla III. Asignación de cifras significativas.

Número	0,008	7,00	50,06	0,00090	$3,40 \times 10^{-2}$	$3,4 \times 10^{-3}$
Cifras significativas	1	3	4	3	3	2

Identificación de cs en un número:

- Todo dígito diferente de cero es una cs.
- Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son cs.
- Sólo ceros a la izquierda de un dígito distinto de cero no son cs. Estos ceros se usan para indicar el lugar de la coma decimal.
- Para números sin decimales, los ceros después del último dígito diferente de cero pueden ser o no significativos. Ejemplo: 800 puede tener una, dos o tres cs. En este caso, la notación científica resuelve las diferencias: se escribe 8×10^2 para una cs, $8,0 \times 10^2$ para dos cs, y $8,00 \times 10^2$ para tres cs.
- Los números resultantes de un conteo, por ej., 5 personas, 12 árboles y los números en definiciones (ej.: se define $1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$) son exactos, es decir, tienen una infinita cantidad de cs. Los números exactos no participan en el cálculo de cs de un valor.

Manejo de cs en cálculos:

- Adición y sustracción:

El resultado no puede ser más exacto que el valor con mayor error absoluto, el que tiene menor número de cifras decimales:

Ej: $6,215 + 2,1 = 8,315 = 8,3$

- Multiplicación y división:

El número de cs en el producto o cociente debe ser igual al menor número de cs que haya en las cantidades:

Ej: $2,9 \times 4,6078 = 13,36262 = 13$

Ej: $2,9 / 4,6078 = 0,6293675 = 0,63 (= 6,3 \times 10^{-1})$

Cuando hay que aproximar números, si la cifra a eliminar es mayor que 5, la última cifra se aumenta en 1; si es menor que 5, la última cifra queda igual. Si la cifra a eliminar es 5, la última incrementa en 1 si es impar, y si es par, conserva su valor. Ejemplo: 8,35 se aproxima a 8,4; 8,45 pasa a 8,4.

Reglas Generales del Laboratorio

Las prácticas de Química se desarrollarán en períodos máximos de cuatro (4) horas cada una.

El estudiante trabajará individualmente tanto en el laboratorio, como en la elaboración del informe, excepto cuando el profesor indique lo contrario.

La práctica debe haber sido estudiada cuidadosamente antes de entrar al laboratorio.

Al empezar y terminar cada práctica revise su equipo. (Ver Anexo I al final de la guía). En caso de faltarle algún material, avise inmediatamente al profesor.

No saque de la gaveta ningún material si no lo va a utilizar en la práctica.

Al final del trimestre cada alumno debe reintegrar su equipo en perfecto estado.

El material roto o perdido debe ser repuesto por el alumno antes de finalizar el trimestre.

No malgaste el agua destilada lavando equipos. Úsela para curar o enjuagar el equipo que lo amerite y para preparar soluciones.

Lave el material y los aparatos de su equipo con agua de chorro y jabón antes de usarlos y tan pronto como termine con ellos.

Los experimentos en los que se produzcan vapores o gases tóxicos, deben realizarse dentro de la campana extractora de gases. Antes de iniciar el trabajo, se enciende la campana para que comience a funcionar el sistema de extracción.

Nunca devuelva al frasco original las sustancias que sobren; tome inicialmente cantidades muy pequeñas para estimar cuánto necesitará, y de haber un sobrante, póngalo en el recipiente destinado para tal fin. Después de tomar la sustancia de un frasco, tápelo y colóquelo en su sitio.

No deje ningún envase o recipiente, abierto o cerrado, cerca de un mechero encendido y menos aún en el caso de líquidos inflamables (alcohol, acetona, éter, etc.)

Manejo del mechero: conecte el mechero a la llave del gas manteniendo la válvula y la entrada de aire del mechero cerradas; abra la llave del gas y luego un poco la válvula del mechero, verificando que no haya fugas antes de encender el gas que sale; encienda la llama. Observe que es muy luminosa. A

continuación, abra la entrada de aire; la llama se decolora y se ven las zonas de la misma (Anexo I).

Mantenimiento del laboratorio

En el laboratorio se debe evitar ensuciar, principalmente se debe evitar el derramamiento de reactivos. De ocurrir, debe limpiarse de inmediato. Cuando pese reactivos tome el cuidado necesario para que no caiga ni una pequeña partícula de la sustancia en el mesón o en partes de la balanza. Los reactivos no se pesan directamente sobre el platillo de la balanza: se pesan sobre el vidrio de reloj, en un beaker o sobre papel de pesada.

El mesón debe estar siempre limpio, antes, durante y después de trabajar. Esto es sumamente importante por razones de seguridad; recuerde que en principio todo reactivo es altamente tóxico.

El material de vidrio roto y los reactivos derramados (sólidos o líquidos) deben limpiarse inmediatamente tomando en cuenta la toxicidad y peligrosidad de los mismos (solicite a su profesor el procedimiento exacto).

Bote los desperdicios en las papeleras, no en los fregaderos, canales o en el piso.

El laboratorio debe quedar limpio y ordenado después de cada práctica. Esto incluye fregaderos, mesones, gavetas y las superficies internas de las campanas de extracción de gases.

Al término de la última sesión de prácticas, el estudiante limpiará y ordenará la gaveta que le fuera asignada; el preparador revisará que el inventario del material de la gaveta esté completo. Tanto los estudiantes como los docentes a cargo del curso son responsables de dejar el laboratorio en perfecto estado.

Normas de Seguridad y Prevención en el Laboratorio

A continuación se expone una serie de reglas que el estudiante debe seguir a fin de prevenir accidentes.

El laboratorio es un lugar de trabajo, no de esparcimiento, por lo tanto límitese a realizar su trabajo. Cometer alguna falta contra las normas de seguridad puede significar su expulsión del laboratorio.

La regla principal es concentrarse en su labor; si tiene dudas pregunte al profesor o preparador, nunca interrumpa o moleste a sus compañeros, ni interfiera con el trabajo de ellos.

Los lentes de seguridad deben utilizarse siempre que se esté en el laboratorio.

El uso de la bata de laboratorio es obligatorio para fines de protección, debe tener manga larga y llevarse siempre abotonada. Para trabajar en un laboratorio la persona debe vestir pantalones largos (que no arrastren) y zapatos cerrados y medias. Recuerde que es por su seguridad.

Las personas con el cabello largo deben recogerse, y en ningún caso usar gorras.

Nunca coma, beba o fume en el laboratorio.

No está permitido el uso de teléfonos celulares o equipos portátiles de música.

Al calentar cualquier líquido en el tubo de ensayo, hágalo suavemente y sobre toda la superficie del vidrio evitando que la boca del tubo esté orientada hacia algún compañero o hacia ud. mismo. Recuerde que puede formarse alguna burbuja de vapor, la cual causaría la expulsión violenta del contenido.

Cuando deba introducir un tubo de vidrio, un embudo, o un termómetro a través de un tapón de corcho o de goma horadados, lubrique inicialmente el tubo y el tapón con agua, en caso de que se trate de un tapón de corcho, y con glicerina o NaOH si el tapón es de goma. Luego, haciendo uso de un pedazo de tela grande para protegerse las manos, vaya introduciendo el tubo en el corcho. El tubo de vidrio tiene que sujetarse lo más cerca posible del tapón ya que de lo contrario se rompería fácilmente. La introducción se hace mediante un movimiento de rotación del tubo, evitando en todo momento cualquier esfuerzo de torsión lateral.

Hay equipos de vidrio que es necesario sujetar, con la pinza apropiada, a un soporte universal: termómetros, buretas, kitazatos, etc.

Cuando tenga que percibir el olor de algún fluido, no acerque nunca la cara al recipiente directamente, sino atraiga el olor mediante la palma de la mano, manteniendo algo alejado el frasco o envase. Esta norma es aplicable también a líquidos en ebullición y a vapores en general (ver figura en Anexo I).

Nunca vierta sustancias sólidas (solubles o no) por el desagüe; utilice los recipientes para desechos de reactivos. Pregunte siempre antes de verter líquidos por el desagüe, en principio sólo el agua debe ser vertida allí.

Nunca tome muestras de un líquido mediante la pipeta succionando directamente con la boca. Utilice una pera de succión o propipeta.

Antes de usar el contenido de cualquier recipiente, lea cuidadosamente la etiqueta del frasco que lo contiene.

Considere que todos los reactivos son tóxicos. Nunca saboree y evite respirar cualquier reactivo, ya sea conocido o desconocido. No haga experimentos sin autorización.

EN CASO DE ACCIDENTE: INFORME AL PERSONAL DOCENTE.

Los derrames de reactivos en la piel o en la ropa deben limpiarse inmediatamente. Si el reactivo es un ácido, pida solución diluida de bicarbonato de sodio a fin de lavar con ella la zona afectada y así neutralizar el efecto del ácido; si se trata de una base, pida una solución diluida de ácido acético. Luego lávese abundantemente con agua para eliminar los reactivos. Si el compuesto es insoluble en agua, lave con alcohol etílico y luego con agua. Los reactivos salpicados en los ojos deben lavarse inmediatamente con bastante agua, por varios minutos. Cerciórese de la ubicación de los lava-ojos, pero, como primera medida, no dude en utilizar el fregadero que esté más cerca de usted. Cualquier accidente por un reactivo salpicado sobre ojos o mucosas puede requerir evaluación médica.

En caso de ocurrir una herida, deje fluir un poco la sangre, lávela con agua y jabón, aplique desinfectante y un vendaje limpio. Si el corte es demasiado profundo o no puede detener la sangre, acuda al médico.

Nunca sople un fuego. Muchas veces se puede sofocar el fuego, por ej., tapando con una placa de asbesto la boca de un beaker en llamas. Para un fuego en el mesón, se puede usar arena o bicarbonato de sodio. Si no puede usar este método, use el extintor. Conozca la ubicación de los extintores desde el primer día de curso en el laboratorio.

Si su ropa es alcanzada por llamas, no corra; échese al piso para sofocarlas y pida la manta de fuego.

Las quemaduras leves por llama o por objetos calientes deben sumergirse en un baño de agua/hielo (temperatura agradable al tacto) por 20-30 min. Luego se puede aplicar ungüento analgésico/antibiótico a base de sulfadiazina de plata. Quemaduras de mayor importancia, que muestren sangramiento, o en las que se sospeche presencia de sustancias químicas o cuerpos extraños, requieren asistencia médica inmediata.

Lista de material disponible para las prácticas.

Equipo de cada alumno	Equipo de uso común
1 Anillo metálico	Lentes de seguridad
2 Pinzas metálicas	Termómetros
1 Triángulo de arcilla	Espátulas
1 Rejilla de asbesto	Cápsulas de porcelana
1 Agitador de vidrio con policia	Frascos lavadores (pisetos)
1 Pinza para tubos de ensayo	Embudos Buchner
1 Pinza para crisoles	Tapones de goma
1 Embudo de vidrio	Buretas de 50 mL
1 Bulbo de nivel	Pinzas para buretas
1 Cilindro graduado de 100 mL	Pipetas volumétricas de 25 mL
1 Cilindro graduado de 10 mL	Fiolas (erlenmeyers) de 125 mL
3 Fiolas (erlenmeyers) de 250 mL	Peras de succión
5 Tubos de ensayo	Mangueras
1 Vidrio de reloj	Pipetas pasteur
1 Kitazatos de 250 mL	Trípodes
4 Vasos de precipitado (beakers) de capacidad: 100, 150, 400, 600 mL	Soporte universal

(ver figuras en el Anexo I)

PRÁCTICA 1

MEDICIONES

Antes de comenzar a estudiar esta práctica, se le recomienda al estudiante revisar en detalle la sección “Análisis de Errores”.

Introducción

El resultado de toda medición está afectado por un cierto error. Toda cantidad es medida con cierto grado de exactitud y precisión, dadas por el instrumento, el método y el observador, tal que se acepta como más probable el valor promedio de una serie de determinaciones, el cual puede diferir en mayor o menor extensión del valor exacto. En algunos casos, la diferencia puede ser pequeña, en otros puede ser grande. La seguridad o “confianza” que se puede tener en un resultado depende de la magnitud de esta diferencia. Por esto, interesa conocer qué factores y en qué grado afectan la exactitud de un análisis químico.

La experiencia de científicos y técnicos ha demostrado que todo proceso de medición está acompañado de un cierto grado de duda en cuanto a la validez de los resultados y si bien el desarrollo de instrumentos de medición y de nuevas técnicas adelanta a pasos agigantados, todo operador o profesional que hace mediciones o trabaja con ellas, debe tener siempre presente la necesidad de verificar la confianza de los datos.

En todo proceso de medición intervienen tres componentes que, en mayor o menor grado, son fuente potencial de errores en las mediciones; ellos son: el método seguido, el instrumento utilizado y la pericia del operador; de ahí que sea de la mayor importancia que al manejar un dato, se tenga la mayor información posible sobre como fue obtenido.

En muchos casos es posible anticipar o encontrar los posibles errores: por ejemplo, si se va a medir la humedad de una sustancia higroscópica pueden producirse variaciones en los resultados si las muestras no se manejan al abrigo de la humedad; si se pesa una sustancia muy volátil, ella puede evaporarse si no se manipula adecuadamente y su masa disminuirá con el

tiempo; una balanza cuyas pesas estén oxidadas seguramente dará resultados erróneos; lo mismo puede decirse de un útil volumétrico que se haya deformado; un operador que no sepa leer bien sobre una escala o que no sea diestro en trasvasar sólidos o líquidos, seguramente producirá datos inexactos.

Estos errores son frecuentemente denominados como sistemáticos o determinados. Existe también otro tipo de errores cuyo origen no se puede conocer, ni su aparición predecirse con seguridad, pues se presentan en forma aleatoria: es decir, sólo el azar gobierna su aparición, por lo que son llamados errores indeterminados o aleatorios.

Los errores determinados o sistemáticos se pueden disminuir por alguno de los métodos siguientes:

1. Calibración de instrumentos y aplicación de correcciones. Periódicamente se debe revisar la calibración los instrumentos de medición (pesas, matraces aforados, buretas, pipetas, etc.) y corregir las medidas que con ellos se realicen.
2. Realización de una determinación “en blanco”. Consiste en efectuar una determinación exactamente en las mismas condiciones experimentales en que se realiza el análisis, pero sin emplear la muestra. Así se puede conocer la influencia de las impurezas de los reactivos o la debida a la contaminación de los recipientes. Si la determinación en blanco obliga a aplicar una corrección grande, aumenta la incertidumbre del resultado.
3. Determinación en paralelo con una muestra “patrón”. Se efectúa una determinación bajo las mismas condiciones experimentales a usar, empleando igual cantidad de una muestra patrón (muestra cuya composición se conoce con precisión) de características semejantes a la muestra en análisis. Las muestras patrón son útiles para poner de manifiesto errores sistemáticos, para la valoración de soluciones de reactivos y para pruebas de la exactitud de un método nuevo de análisis.
4. Empleo de métodos diferentes de análisis. En algunos casos, la exactitud de un método se puede establecer repitiendo el análisis en una forma totalmente diferente. Por ejemplo, se puede determinar la concentración de ácido clorhídrico por titulación con una solución valorada de una base fuerte, pero también se puede determinar por gravimetría, precipitando el ion Cl^- con exceso

de ion Ag^+ , y pesando el sólido resultante, cloruro de plata. Si concuerdan los resultados obtenidos por métodos diferentes -dentro de los límites de error de cada método-, es muy probable que los valores sean correctos.

5. Realización de determinaciones “en paralelo”. Se realizan varias medidas al mismo tiempo y bajo las mismas condiciones experimentales, tantas veces como sea necesario hasta lograr la reproducibilidad del resultado.

Las características de los procesos de medición afectan los resultados experimentales en sus dos propiedades principales: la exactitud y la precisión. La primera se refiere a la relación entre el resultado experimental obtenido y el valor verdadero o esperado de la magnitud que se midió. La segunda indica la posibilidad de reproducir un resultado cada vez que se lleve a cabo un mismo proceso de medición, bajo las mismas condiciones. En esta práctica el estudiante inicia su entrenamiento en evaluar los factores que influyen sobre la exactitud y precisión de medidas, conceptos que utilizará para su formación profesional en cuanto al manejo, análisis y comprensión de series de datos.

Es conveniente hacer notar sin embargo, que el tratamiento aplicado a los datos que se obtienen en las experiencias a realizar, aunque permite demostrar la imprecisión y los errores que se pueden cometer al medir, no es suficiente para trabajos donde se necesite mayor información sobre la confianza de los resultados experimentales. Solamente cuando el científico tiene dominio de la magnitud de los errores que pueden afectar sus resultados, o de la influencia de aquéllos sobre la confianza de las deducciones que se hagan a partir de los datos experimentales, es que puede hacer aproximaciones o modificaciones de las técnicas experimentales, orientadas a obtener la mayor certeza posible dentro del diseño experimental.

Estas líneas constituyen sólo una breve introducción al tema y no bastan para llevar a cabo la práctica. El alumno debe estudiar en la literatura recomendada los temas que se indican en los Objetivos a continuación, y entender su significado antes de llevar a cabo la experiencia.

Objetivos

Medir volúmenes con la máxima precisión posible usando los instrumentos esenciales a un laboratorio de química.

El estudiante debe ser capaz de seleccionar y manipular los útiles adecuados para llevar a cabo las operaciones que siguen:

- Medir y trasvasar volúmenes aproximados.
- Medir y trasvasar volúmenes muy exactos.
- Preparar soluciones cuya concentración tenga alta precisión.

Determinar la precisión y la exactitud de las medidas hechas con los útiles a disposición.

Determinar los errores que se cometen al emplear útiles inadecuados y discriminar, para el caso específico de medidas volumétricas, los efectos de la temperatura.

Procedimiento

Antes de comenzar la práctica, el estudiante debe tener en su cuaderno de laboratorio una tabla construida a fin de anotar todas las medidas que realizará. En la tabla, los datos se deben poder escribir y leer de forma práctica, sin que redunde la información. En la próxima sección se presentan modelos de tablas que el estudiante podrá copiar.

Los equipos volumétricos a usar a lo largo de la experiencia debe lavarlos al inicio con agua y jabón, y enjuagarlos muy bien. La determinación de las masas debe hacerlas siempre en la misma balanza.

1. Agregue agua (aprox. a mitad de capacidad) en el beaker de 400 mL. Sumerja un termómetro en el agua y registre su temperatura: a) al inicio, b) al final de la experiencia.

2. Pese un vaso de precipitado (beaker) de 100 mL, limpio y seco; hará esta medida cinco veces, en diferentes oportunidades a lo largo de la experiencia. Así se obtiene el valor promedio de la masa del beaker.

3. Comparación entre exactitud y precisión del cilindro, la pipeta volumétrica y la bureta. Para ello, se determina por quintuplicado la masa de un mismo

volumen de agua medido con dichos útiles y se calcula la desviación normal de cada grupo de medidas.

3.a. Medición con el cilindro. Mida 25 mL de agua con el cilindro graduado de 100 mL, y viértala en el beaker de 100 mL, limpio y seco. Pese el conjunto. Anote el volumen medido con su error (apreciación del cilindro) y la masa correspondiente con su error (apreciación de la balanza). Haga esta medida por quintuplicado.

3.b. Medición con la pipeta. De igual manera que en el procedimiento anterior, mida 25 mL de agua con una pipeta volumétrica. El docente orientará acerca del uso de la pera de succión.

3.c. Medición con la bureta. Coloque la bureta de 50 mL en el soporte apropiado, llénela con agua; descárguela para desalojar el aire en la punta, debajo de la llave; enrase el volumen a cero mL. Repita el procedimiento descrito midiendo 25 mL de agua con la bureta.

4. Precisión de la bureta. Se compara la exactitud y precisión de medidas hechas con la bureta para volúmenes pequeños y volúmenes grandes.

4.a. En el beaker de 100 mL, limpio y seco, vierta 10 mL de agua medidos con la bureta. Pese el vaso de precipitado con su contenido. Repita el procedimiento cinco veces.

4.b. Realice el procedimiento anterior midiendo 45 mL de agua.

5. Exactitud del cilindro graduado. Mida 10 mL de agua en el cilindro de 100 mL. Vierta este volumen en una bureta de 50 mL previamente enrasada en un valor cercano al volumen a medir y registre el valor (para este caso, aprox. 11 mL). Registre el nuevo volumen en la bureta, y por diferencia, determine el volumen de agua que fue medido con el cilindro. Repita el procedimiento para 20, 30 y 40 mL, enrasando la bureta en valores iniciales apropiados según el volumen a medir. De esta forma se compara la exactitud de las medidas realizadas con el cilindro frente a las realizadas con la bureta y el error asociado a la medida de volúmenes pequeños versus volúmenes grandes.

6. Registre la temperatura del agua al finalizar las medidas.

Cálculos

Cuide la expresión correcta de las cifras significativas.

1. Para cada masa obtenida en la parte 3 del procedimiento y con la densidad del agua a la temperatura promedio registrada, calcule el volumen de agua de cada medida. Calcule el volumen promedio para el cilindro, la pipeta y la bureta, y determine la desviación estándar (s) de cada grupo de valores. Evalúe la exactitud y precisión de los instrumentos, compare los resultados.

2. A partir de cada masa obtenida en la parte 4 del procedimiento, determine el volumen real de agua en cada medida. Calcule el volumen promedio para la medida de 10 mL y la medida de 45 mL y determine la desviación estándar (s). Compare la exactitud y precisión de las medidas en la bureta para volúmenes pequeños, medios y grandes, incluyendo en el análisis el resultado obtenido en 3.c. ¿Qué se espera obtener? Explique sus resultados.

3. Usando los datos de la parte 5 del procedimiento y tomando el volumen medido en la bureta como el real, calcule el error absoluto y el error relativo de cada medida hecha con el cilindro. Discuta sobre la exactitud y precisión de este instrumento y las limitaciones que existen en cuanto a su uso.

Datos y Resultados

Experimentos 1 y 6.

Tabla 1.1. Temperatura (T) y densidad del agua (ρ).

	T (\pm °C)	ρ (g/mL)
inicial		
final		
promedio		

Experimento 2.

Tabla 1.2. Masa del beaker de 100 mL.

Medida	1	2	3	4	5	promedio \pm s
$m (\pm \dots g)$						

Experimento 3a.

Tabla 1.3. Medida de 25 mL de agua con el cilindro graduado.

N °	$m_{(\text{beaker} + \text{agua})}$ ($\pm \dots g$)	m_{agua} ($\pm \dots g$)	$V_{x(\text{agua})}$ ($\pm \dots$ mL)	Desviación $ V_x - V_{\text{Promedio}} $
1				
2				
3				
4				
5				
$V_{\text{promedio}} \pm s$				

Experimento 3b.

Tabla 1.4. Medida de 25 mL de agua con la pipeta volumétrica.

N °	$m_{(\text{beaker} + \text{agua})}$ ($\pm \dots g$)	m_{agua} ($\pm \dots g$)	$V_{x(\text{agua})}$ ($\pm \dots$ mL)	Desviación $ V_x - V_{\text{Promedio}} $
1				
2				
3				
4				
5				

$V_{\text{promedio}} \pm$	
s	

Experimento 3c.

Tabla 1.5. Medida de 25 mL de agua con la bureta.

N °	$m_{(\text{beaker} + \text{agua})}$ ($\pm \dots$ g)	m_{agua} (\pm \dots g)	$V_{x(\text{agua})}$ ($\pm \dots$ mL)	Desviación $ V_x - V_{\text{Promedio}} $
1				
2				
3				
4				
5				
$V_{\text{promedio}} \pm$				
s				

Experimento 4a.

Tabla 1.6. Medida de 10 mL de agua con la bureta.

N °	$m_{(\text{beaker} + \text{agua})}$ ($\pm \dots$ g)	m_{agua} (\pm \dots g)	$V_{x(\text{agua})}$ ($\pm \dots$ mL)	Desviación $ V_x - V_{\text{Promedio}} $
1				
2				
3				
4				
5				
$V_{\text{promedio}} \pm$				
s				

Experimento 4b.

Tabla 1.7. Medida de 40 mL de agua con la bureta.

N °	$m_{(\text{beaker} + \text{agua})}$ ($\pm \dots$ g)	m_{agua} ($\pm \dots$ g)	$V_{x(\text{agua})}$ ($\pm \dots$ mL)	Desviación $ V_x - V_{\text{Promedio}} $
1				
2				
3				
4				
5				
$V_{\text{promedio}} \pm s$				

Experimento 5.

Tabla 1.8. Determinación de la exactitud del cilindro graduado (valores en mL).

V_{cilindro} ($\pm \dots$)	$V_{(i)} \text{ bureta}$ ($\pm \dots$)	$V_{(f)} \text{ bureta}$ ($\pm \dots$)	V_{real} ($\pm \dots$)	Error Absoluto $V_{\text{real}} - V_{\text{cilindro}}$	Error Relativo (%) $(V_{\text{real}} - V_{\text{cilindro}}) \cdot 100 / V_{\text{real}}$
10					
20					
30					
40					

Cuestionario

1. Antes de realizar la práctica el estudiante debe conocer lo siguiente:

a) El instrumento a utilizar: características, técnica de lavado, técnica de uso, su precisión y exactitud en comparación con los demás instrumentos, apreciación. Efecto de la temperatura en la determinación de volúmenes.

b) Conceptos: precisión y exactitud.

c) Origen y clasificación de errores.

d) Significado y cálculo de la desviación estándar o normal; error absoluto y relativo.

2. Expresa el número 645000 de manera que contenga:

a) 3 cs b) 4 cs c) 5 cs

3. ¿Cuántas cs tiene el resultado de los siguientes cálculos?

a) $3,7 \text{ cm} + 7,94 \text{ cm} + 88,2 \text{ cm} + 0,79 \text{ cm} =$

b) $77,5326 \text{ g} / 13,1 \text{ mL} =$

c) $(5,2 \text{ cm})(25,4 \text{ cm})(99,9 \text{ cm}) =$

4. Expresa los siguientes números con dos cs:

a) 34,592; b) 638,1 c) 1,849 d) $2,455 \times 10^{-8}$ e) 79,68

5. Expresa [promedio \pm desviación standard] para los siguientes conjuntos de valores ($\text{g} \pm 0,01$); cuide la expresión correcta de las cs.

a) 49,25; 49,43; 49,56; 49,90; 49,97.

b) 10,123; 10,356; 10,798; 11,282; 11,745.

6. Defina: a) promedio; b) mediana. c) Calcule el promedio y la mediana de la siguiente serie de valores:

20,12 | 20,15 | 20,16 | 20,13 | 20,14 | 20,15 | 20,13 | 19,99 | 20,16 | 20,19

Bibliografía

1. Skoog, D. A., West, D. N. "Fundamentos de Química Analítica", Editorial Reverté, S.A., México, (1979).
2. Skoog, D. A., West, D. N., Holler F. J. "Química Analítica", Editorial McGraw Hill, Interamericana de México, 6ta. edición, (1995).
3. Vogel, A. I. "Química Analítica Cuantitativa" Vol. 1, Editorial Kapelusz, Argentina, (1960).
4. Ayres, G. H. "Análisis Químico Cuantitativo", Editorial Harper & Row, Latinoamérica, (1978).
5. "CRC Handbook of Chemistry and Physics", 72nd ed.; D. R. Lide editor, Chemical Rubber Publishing Co., USA, (1991-1992).

PRÁCTICA 2

COMPOSICIÓN DE UNA MEZCLA SÓLIDA

INTRODUCCIÓN

Al combinar sustancias que no reaccionan químicamente, el resultado es una mezcla (homogénea o heterogénea) en la cual cada una de las sustancias conserva su identidad y sus propiedades fundamentales. Si uno de los componentes de la mezcla está en mucho mayor cantidad que los otros, la mezcla puede considerarse como una sustancia impura donde los componentes en pequeña cantidad son impurezas del componente principal.

La separación de los componentes de las mezclas, que puede incluir su posterior purificación, es un problema que se observa a menudo en química. La separación de los componentes de una mezcla reside en el hecho de que cada sustancia tiene un conjunto distinto de propiedades fundamentales. Los componentes de mezclas son sustancias (elementos o compuestos) y cada una posee propiedades fundamentales por las cuales puede identificarse. En igualdad de temperatura y presión las propiedades fundamentales de cada muestra de la misma sustancia pura son idénticas. Algunas propiedades fundamentales de las sustancias son: punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad, estructura cristalina. El tamaño de partícula no es una propiedad fundamental; por ejemplo, el azúcar en condiciones normales corresponde a un sólido cristalino incoloro; los cristales del azúcar pulverizado son de menor tamaño que los del azúcar granulado, pero como ambos cristales tienen la misma composición química, poseen idénticas propiedades fundamentales.

Entre las técnicas más utilizadas para separar los componentes de mezclas se destacan las siguientes:

1. Sublimación: una sustancia sublima cuando pasa, bajo ciertas condiciones de temperatura y presión, de sólido a vapor sin pasar por el estado líquido. En consecuencia, si un componente de una mezcla sublima fácilmente, esta propiedad puede utilizarse para separarlo de los demás. Por ejemplo: yodo (I_2),

naftaleno ($C_{10}H_8$) y cloruro de amonio (NH_4Cl) son sustancias que subliman bajo condiciones moderadas de temperatura.

2. Extracción: es la separación por afinidad química de un componente de una mezcla empleando un solvente en el cual ese componente sea soluble o miscible.

3. Filtración: es la técnica de separar, tamizar, o "colar" un sólido o precipitado presente en una mezcla sólido-líquido.

4. Destilación: consiste en vaporizar y recondensar los diferentes componentes de mezclas: a) líquidas; b) sólido/líquidas; c) de gases licuados, en función de las diferencias entre los puntos de ebullición de cada sustancia en la mezcla.

5. Centrifugación: es el procedimiento de separar un sólido de un líquido por diferencias de densidad, al hacer girar la mezcla a gran velocidad.

6. Recristalización: consiste en disolver la sustancia impura en un solvente cerca de su punto de ebullición, y filtrar en caliente para eliminar las impurezas insolubles; la solución obtenida se deja enfriar lentamente para que precipite el reactivo de interés, y luego se filtra en frío para eliminar las impurezas solubles a temperaturas bajas.

Objetivos

Los objetivos de esta práctica son:

- separar una mezcla en sus tres componentes: cloruro de sodio, carbonato de calcio y dióxido de silicio, basándose en las propiedades fundamentales de cada uno de ellos (Esquema 1 y Tabla 2.1.);
- determinar la composición de la mezcla, es decir, el porcentaje en masa de cada componente;
- determinar el porcentaje de recuperación de la muestra.

Esquema 1. Separación de carbonato de calcio, cloruro de sodio y dióxido de silicio (sílice) de acuerdo a las propiedades fundamentales de los compuestos.

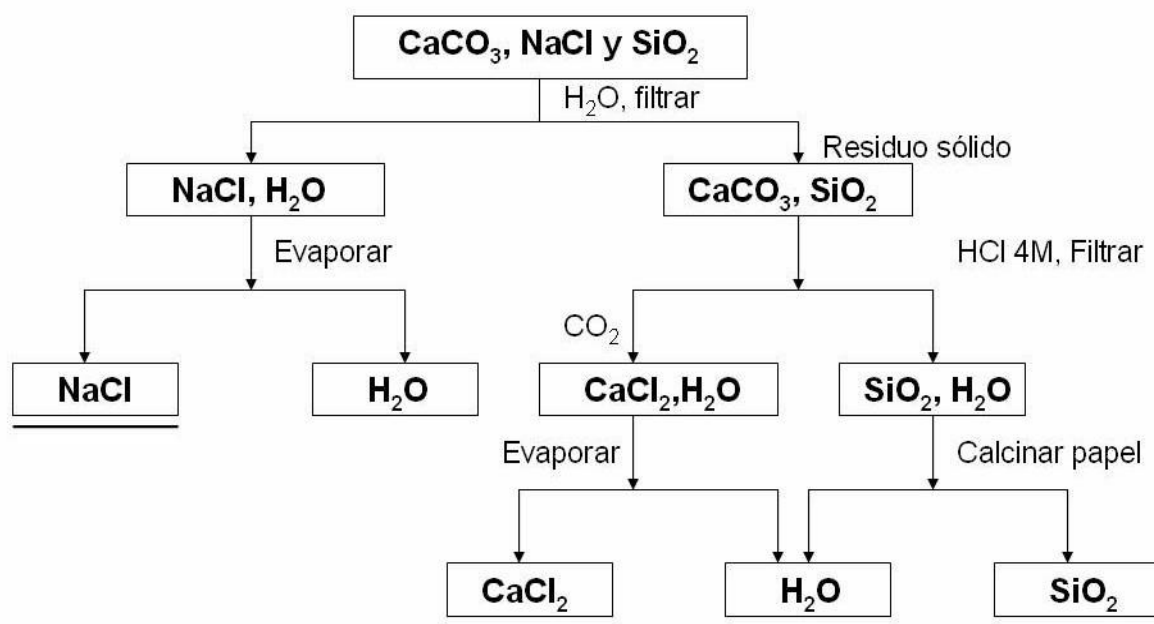


Tabla 2.1. Algunas propiedades de las sustancias en estudio.

Sustancia	Solubilidad (g/100 g H ₂ O a 25°C)	Punto de fusión (°C)
NaCl	35	801
CaCO ₃	0,0013	1339
SiO ₂	insoluble	1600

Procedimiento

1. Pese cuidadosamente una cápsula de porcelana para evaporación, limpia y seca. Anote su masa en la tabla de datos; en lo sucesivo, realice la anotación de todas las masas aunque no se especifique que lo haga. Pese aprox. 2,50 g de la mezcla de cloruro de sodio, carbonato de calcio y dióxido de silicio en el recipiente de evaporación, asegurándose de homogeneizar bien la muestra antes de tomar la porción requerida; registre el código de identificación de la mezcla. A partir de aquí tenga cuidado de no perder material en ningún paso.
2. Añada 20 mL de agua destilada al sólido en la cápsula; agite bien la mezcla con la varilla de vidrio, y deje reposar durante 5 minutos. Pese un beaker de 150 mL y un vidrio de reloj; asegure el aro metálico sobre un soporte universal e introduzca el embudo de filtración. El armado de un filtro por gravedad se ilustra en la Fig. 2.1.

Filtración: Se dobla un papel de filtro por un diámetro y luego por el diámetro perpendicular, obteniendo forma de cuadrante. Para que la filtración sea rápida el papel debe adherirse bien al vidrio, de modo que no pueda pasar el aire entre los cuadrantes de papel: para esto se rompe una esquina del papel de filtro doblado (Fig. 2.1).

Se introduce el papel de filtro en el embudo y se vierte sobre él un poco de agua, tal que es posible presionar suavemente el papel húmedo contra la pared de vidrio. En un embudo bien preparado quedará líquido retenido en la parte tubular del mismo; su peso ayudará a aspirar el líquido que luego se vierta en él y lo hará pasar más rápidamente a través del papel del filtro. Para evitar salpicaduras, el extremo tubular del embudo debe tocar la pared de la vasija receptora. Para evitar pérdidas de masa al transferir una solución o una mezcla sólido/líquido, se apoya la varilla de vidrio diametralmente contra el borde de la cápsula y se deja caer el contenido, que “resbalará” por la varilla. El nivel del líquido en el embudo no debe alcanzar nunca el borde superior del papel de filtro.

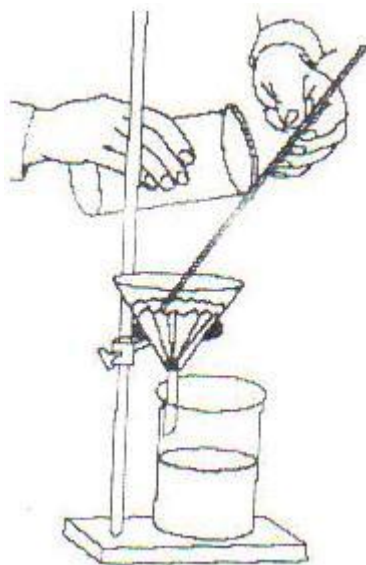


Figura 2.1. Filtración por gravedad.

Usando el beaker de 150 mL como recipiente colector, transfiera la mezcla sobre el papel de filtro. Con la piseta, añada 5 mL de agua destilada a la cápsula, agite y vierta sobre el filtro. Repita la operación una vez más. Separe la varilla de la cápsula y en posición vertical sobre el filtrado, enjuáguela. Cuando el nivel del líquido en el filtro sea mínimo, añada 5 mL adicionales de agua. De esta manera se asegura la extracción completa del cloruro de sodio y se lava el residuo insoluble.

3. Coloque el beaker que contiene la solución de cloruro de sodio sobre una rejilla de asbesto en un trípode (ver Anexo I), encienda el mechero y caliente la solución hasta evaporación completa. Use una llama suave para evitar salpicaduras, y tenga especial cuidado cerca del final de la desecación; para esta etapa tape el beaker con el vidrio de reloj, dejando salir el vapor. Ello minimiza pérdidas por salpicaduras, y además, indica cuando la sal está seca, porque dejará de condensarse agua sobre el vidrio. Cuando la sal esté seca suspenda el calentamiento y deje enfriar el conjunto. Péselo.

4. Pese una fiola limpia y seca. Con el mismo montaje de filtración utilizado anteriormente, sustituya el beaker colector del filtrado por la fiola. Con una pipeta Pasteur añada aproximadamente 10 mL de HCl 4M al sólido presente en el papel de filtro. Agregue porciones pequeñas de HCl hasta observar que no

haya desprendimiento de gas (¿por qué? ¿cuál es el gas desprendido? ¿qué compuesto se separó con este procedimiento?). Lave el sólido resultante con 2 porciones de 5 mL de agua c/u (¿para qué?). Coloque la fiola que contiene la solución sobre la rejilla de asbesto en el trípode y evapore la solución dentro de la campana de extracción. Cuando la sal esté seca suspenda el calentamiento y deje enfriar el recipiente. Péselo y réstele a este valor la masa de la fiola para obtener la masa del cloruro de calcio resultante. Relacione estequiométricamente esta masa con la de carbonato de calcio que había en la mezcla, y calcule su masa.

5. Transfiera el papel de filtro con la arena a la cápsula de porcelana y ponga ésta sobre un triángulo de arcilla en un trípode, dentro de la campana de extracción. Con el mechero, caliente el papel y la arena hasta que sequen. Caliente el fondo de la cápsula hasta ponerlo al rojo para quemar el papel. Se debe evitar que el papel arda con una llama visible ya que esto puede ocasionar pérdidas de material. Continúe calentando hasta que no queden cenizas de papel. Aparte el mechero y deje enfriar la cápsula y su contenido. Pésela. La masa de las cenizas del papel de filtro que puedan haber quedado es despreciable en comparación con la masa de la muestra.

6. Deposite los residuos en los recipientes señalados para ello.

Cálculos

- Conociendo la masa de cada componente y la masa de la muestra original, calcule y reporte el porcentaje de cada sustancia en la muestra, con su error. Cuide las cifras significativas.

- Conociendo la masa inicial de la muestra (m_i) y la masa total recuperada (m_r), calcule y reporte el porcentaje de recuperación, con su error:

$$\% r = \frac{m_r}{m_i} 100 \quad (\text{ec. 2.1})$$

Si el profesor lo considera pertinente, entregará al estudiante los valores de composición de la muestra. En ese caso, calcule y reporte los errores porcentuales asociados a su análisis. Discuta sobre la precisión y exactitud de los resultados obtenidos y las fuentes de error en esta experiencia.

Datos

Debe traer en el cuaderno (en observaciones experimentales) la siguiente tabla:

Tabla 2.2. Valores obtenidos.

	masa ($\pm \dots$ g)
Cápsula de porcelana	
Cápsula + muestra	
Muestra	
Beaker + vidrio de reloj	
Beaker + vidrio + residuo (NaCl)	
Fiola	
Fiola + residuo (CaCl ₂)	
Residuo (CaCl ₂)	
Cápsula + residuo (SiO ₂)	

Resultados

Se reportan los resultados obtenidos, según:

Tabla 2.3. Composición de la muestra No. _____.

	masa (\pm g)	porcentaje (%)
NaCl		
CaCO ₃		
SiO ₂		
Recuperación		

Cuestionario

1. Escriba las ecuaciones asociadas a los cambios físicos o químicos que se estudian en esta práctica, indicando el estado físico de cada reactante y producto.
2. Entre las siguientes propiedades de la materia, ¿cuáles son fundamentales? : masa / densidad / color / estructura cristalina / forma / punto de ebullición.
3. ¿Cuál es la diferencia entre una mezcla de elementos y un compuesto?
4. Defina: a) solubilidad; b) miscibilidad.
5. ¿Qué se entiende por extracción líquido-líquido?
6. Con los datos de la tabla 2.4, diseñe un esquema eficiente de separación de una mezcla sólida compuesta por las sales indicadas:

Tabla 2.4. (Colóquele título).

Solubilidad		
Compuesto	(g/ 100 g H ₂ O a 0°C)	(g/ 100 g H ₂ O a 100°C)
NaHC ₂ O ₄ ·H ₂ O	1,7	21
Na ₂ (SO ₄) ₃	16	1,5
AgBrO ₃	0,10	1,4

7. Con los datos de tabla 2.5 diseñe un esquema de separación para una solución de yodo disuelto en una mezcla de agua/etanol:

Tabla 2.5. (Colóquele título).

Compuesto	Solubilidad	Punto de ebullición (°C)
Yodo	soluble en etanol y en CCl ₄	(funde a 113,5 °C)
Etanol	soluble en agua	78,5
Agua	soluble en etanol	100
CCl ₄	insoluble en agua y en etanol	76,8

8. Se dispone de 7,350 g de una muestra que contiene cromato de plata y dicromato férrico. Luego de separar y tratar sus componentes, se obtienen 0,675 g de hierro y 1,790 g de plata. ¿Cuál es la composición porcentual de la muestra original? ¿Cuál es el contenido de cromo (en gramos) en la muestra original?

Bibliografía

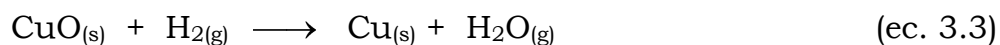
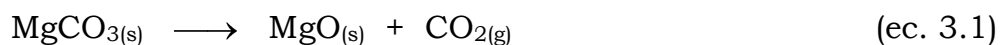
1. Chang, R., "Química", Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).
2. Sienko, M., Plane, R. "Química Teórica y Descriptiva", Editorial Aguilar, España, (1970).
3. Skoog, D. A., West, D. N. "Fundamentos de Química Analítica", Editorial Reverté, S.A., México, (1979).
4. Masterton, J. "Química General Superior", 3ra. edición, Editorial Interamericana (1974).

PRÁCTICA 3

DETERMINACIÓN DE MAGNESIO. RELACIÓN MASA / VOLUMEN.

INTRODUCCIÓN

Existen diversas reacciones químicas que involucran la participación de gases, ya sea como reactantes o productos; las ecuaciones a continuación muestran ejemplos, como la descomposición térmica de carbonato de magnesio, la combustión de azufre, o la obtención de cobre por reducción de óxido cúprico con hidrógeno:



Al conocer la ecuación química que rige el proceso, se puede relacionar la masa de los gases de interés con la masa de las demás sustancias químicas participantes en la reacción. Una manera de determinar la masa de un gas, es medir las condiciones a las que está sometido.

Considerando que un gas se comporte de manera ideal, su masa se relaciona con su presión, volumen y temperatura según:

$$P V = n R T \quad (\text{ec. 3.4})$$

P = presión

n = número de moles

V = volumen

R = constante de los gases

T = temperatura absoluta (K)

La ec. 3.4 (ecuación del gas ideal) permite calcular el número de moles de una sustancia gaseosa si se miden su presión, volumen y temperatura; si se conoce la identidad del gas, se tiene su peso molecular, y así se pueden calcular los gramos de la sustancia gaseosa.

La figura 3.1 ilustra un montaje sencillo para medir volúmenes pequeños de gas producidos a una presión cercana a la presión ambiente; el volumen se mide mediante una técnica conocida como desplazamiento de agua.

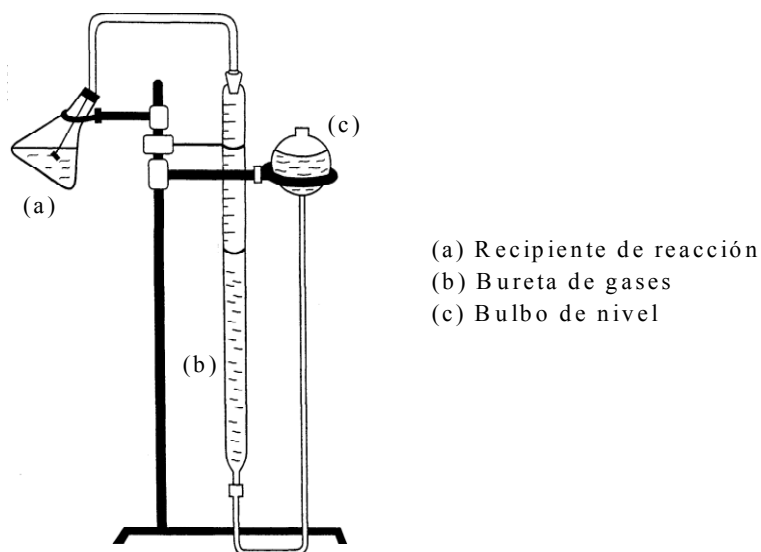


Figura 3.1. Montaje experimental de la práctica 3.

El procedimiento consiste en conectar el recipiente de reacción (a) a un equipo volumétrico, en este caso, una bureta de gases (b) llena de agua, que se comunica a su vez con un recipiente abierto a la atmósfera, un bulbo de nivel (c). El gas que se produce en la reacción desplazará el nivel del agua en la bureta, desde $V = V_i$ hasta $V = V_f$; los volúmenes V_i , V_f se miden al igualar el nivel de agua del bulbo de nivel con el de la bureta (fig. 3.1): de esta manera, por el principio de vasos comunicantes, la presión del gas sobre la columna de agua en la bureta será igual a la presión atmosférica, y ésta última se puede medir. Como la fase gaseosa consiste del gas producido y de vapor de agua, se puede afirmar (ley de Dalton de las presiones parciales):

$$P_{\text{sistema}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{vapor de agua}} = P_{\text{atmosférica}} \quad (\text{ec. 3.5})$$

Así, conociendo la presión de vapor de agua y la presión atmosférica, se puede determinar la presión que ejerce el gas. La presión de vapor de agua, que es función de la temperatura, se encuentra tabulada; la presión atmosférica se

mide con el barómetro instalado en el laboratorio. El volumen de agua desplazado ($V_f - V_i$) corresponde al volumen del gas producido, y la temperatura del gas será la misma que la del ambiente, por equilibrio térmico.

Objetivos

Se hará la reacción entre una muestra de magnesio y ácido clorhídrico, para obtener cloruro de magnesio y gas hidrógeno. El producto gaseoso se recogerá por desplazamiento de agua, y determinando sus condiciones: P, T, V, (suponiendo comportamiento ideal) se pretende calcular la masa de magnesio de la muestra mediante la determinación de los moles de hidrógeno producidos. Se evaluará la exactitud y precisión de esta determinación, al comparar el valor obtenido con el valor esperado para la masa de magnesio.

Procedimiento

1. Prepare el equipo según la figura 3.1. Agregue suficiente agua a la bureta de gases tal que, cuando esté llena, el agua en el bulbo alcance aprox. 50% de su capacidad. Presione la goma que conecta la bureta con el bulbo de nivel a fin de sacar las burbujas que pudieran haber, y asegúrese de que no haya pérdida de fluido. Mida 25 mL de HCl 0,6 M con el cilindro limpio y seco; añádalos al erlenmeyer (fiola).
2. Compruebe que no existirán fugas de gas en su sistema, de la manera siguiente:

Con el sistema abierto, iguale los niveles de agua del bulbo y la bureta cerca de 0 mL. Conecte el erlenmeyer con la bureta, tápelos bien. Baje el bulbo aprox. 20 cm, y deje que se estabilice el nuevo nivel en la bureta, el cual puede bajar un poco; si el sistema no tiene fugas no se igualará con el del bulbo. Eleve el bulbo a su nivel original; una vez estabilizado, el nivel en la bureta debería alcanzar el valor inicial. Si su sistema se ha comportado así no tendrá fugas de gas.

Si al bajar el bulbo el nivel, el agua de la bureta alcanzó la altura en éste, su sistema tiene fugas. Revise todas las conexiones y repita el procedimiento anterior hasta confirmar la ausencia de fugas. Sustituya mangueras o tapones de ser necesario.

3. Amarre la cinta de magnesio con un hilo (no enrolle hilo en exceso), e introdúzcala en la fiola evitando que la cinta toque la solución de HCl. Tape bien la fiola, conéctela firmemente a la bureta. Iguale los niveles del agua de la bureta y del bulbo de nivel lo más cerca posible de 0 mL, y anote la lectura de la bureta. Inclíne el erlenmeyer de tal forma que la cinta entre en contacto con la solución de HCl. (Alternativa: dejando sólo la fiola destapada, iguale los niveles en la bureta y el bulbo lo más cerca posible de 0 mL. Agregue la cinta de magnesio a la fiola, ciérrela firmemente con el tapón de goma y tome la lectura de la bureta de inmediato. Este modo requiere destreza y rapidez de ejecución).

4. Agite suavemente el erlenmeyer para asegurar que haya buen contacto entre el ácido y el magnesio. ¿Qué cambios se observan? Desplace el bulbo de nivel ocasionalmente, a fin de igualar los niveles de agua de la bureta y el bulbo a lo largo de la reacción.

5. Cuando cese toda evolución de gas en el erlenmeyer, iguale los niveles de agua de la bureta y del bulbo de nivel; tome la lectura del volumen de agua en la bureta.

6. Registre en su cuaderno las variables de interés: temperatura del laboratorio y del agua del bulbo de nivel; la presión barométrica; el código de la muestra de magnesio y el valor de su masa.

7. Desmonte el equipo y deposite el residuo del erlenmeyer en el recipiente señalado para ello.

Tabla de Datos

Tabla 3.1. (Colóquele título).

Muestra No. _____

Masa de magnesio ($\pm \dots$ g)	
Volumen inicial de la bureta ($\pm \dots$ mL)	
Volumen final de la bureta ($\pm \dots$ mL)	
Volumen del gas ($\pm \dots$ L)	
Presión barométrica ($\pm \dots$ mmHg)	
Temperatura del laboratorio ($\pm \dots$ K)	
Temperatura del agua del bulbo ($\pm \dots$ °C)	
Presión de vapor de agua (mmHg)	

Cálculos

- Calcule el número de moles de gas hidrógeno producidos en la reacción, mediante la ecuación del gas ideal. Conociendo la estequiometría de la reacción, calcule, con sus errores asociados: a) número de moles y b) gramos de magnesio de la muestra; c) porcentaje de error respecto al valor esperado de masa.
- Calcule la constante de los gases (R), con base en la masa real de la muestra de magnesio que reacciona. Calcule el porcentaje de error respecto al valor esperado. Cuide las cifras significativas a lo largo de los cálculos.

Resultados

Debe reportar una tabla que muestre el número de moles de hidrógeno generado en la reacción; el número de moles de magnesio asociados; la masa de magnesio resultante, con su error, y el error porcentual de su determinación respecto al valor esperado.

Cuestionario

1. Escriba la reacción química que se estudia en esta práctica, indicando el estado físico de cada reactante y producto. ¿A qué tipo de reacciones químicas pertenece?
2. En la experiencia, ¿cuál reactante está en exceso? ¿Para qué?
3. Explique brevemente tres fuentes de error en esta práctica.
4. Enuncie el principio de vasos comunicantes, ilústrelo con un ejemplo.
5. A una temperatura de trabajo de 20 °C, se recogen sobre agua 156 mL de un gas. Sabiendo que la presión ambiente es de 710 mmHg, calcule el número de moles de gas presentes.
6. ¿Qué cantidad de gas hidrógeno se produce en la reacción de 0,562 g de aluminio al 96% de pureza con 20 mL de HCl 3 M? Exprese el resultado en miligramos.
7. ¿Qué diferencias espera encontrar si realiza este experimento: a) a nivel del mar; b) a 2.500 m sobre el nivel del mar?

Bibliografía

1. Chang, R. "Química", Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).
2. Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. "Química, La Ciencia Central", Prentice-Hall, 7ma. edición, (1998).
3. Mortimer, C. "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 5ta. edición, (1996).
4. Sienko, M., Plane, R. "Química Teórica y Descriptiva", Editorial Aguilar, España, (1973).

PRÁCTICA 4

DENSIDAD DE LOS GASES, DETERMINACIÓN DEL PESO MOLECULAR.

INTRODUCCIÓN

Para determinar la masa molar de una sustancia cuya fórmula se conoce, se suman las contribuciones de masa de los elementos que la componen. Sin embargo, en la práctica química se pueden encontrar sustancias cuya composición es desconocida, o su fórmula sólo se conoce parcialmente. En el caso de que la sustancia desconocida sea un gas, es posible determinar su masa molar (M) utilizando la ecuación de gas ideal (ec. 3.4), lo que significa disponer de una herramienta útil para caracterizar un gas o un líquido volátil desconocido. Para ello, hace falta medir la masa del gas m y el volumen V que ocupa, es decir, su densidad ($\rho = m/V$), a cierta temperatura y presión. Si se supone comportamiento ideal, es posible determinar el peso molecular del gas (M), sustituyendo el número de moles (n) por su expresión ($n = m/M$), tal que de la ecuación 3.4 resulta:

$$\begin{aligned}PV &= \frac{m}{M} RT \\ \frac{P(M)}{RT} &= \frac{m}{V} = \rho \\ M &= \rho \frac{RT}{P}\end{aligned}\tag{ec. 4.1}$$

¿Cómo mediría ud. la densidad de un gas? En esta práctica se utilizará un sencillo procedimiento para medir la densidad de un vapor, conocido como método Dumas (J. A. Dumas, 1800-1884), siendo uno de los primeros diseños experimentales usado para determinar la masa molar de sustancias volátiles. Este sencillo diseño experimental resultó muy útil para demostrar que en muchos compuestos orgánicos, la densidad de vapor es directamente proporcional al peso molecular, tal como se desprende de la ecuación 4.1.

Objetivos

En esta experiencia se intentará identificar un líquido volátil mediante el cálculo de su peso molecular, midiendo la densidad de su vapor a cierta temperatura y presión, y suponiendo comportamiento ideal.

Procedimiento

1. Coloque un pedazo pequeño de papel de aluminio sobre la boca de un frasco erlenmeyer de 125 mL, limpio y seco. Pliéguelo sobre el cuello sin tensionarlo, y asegúrelo con una banda de goma (ver Figura 4.1). Pese el conjunto.

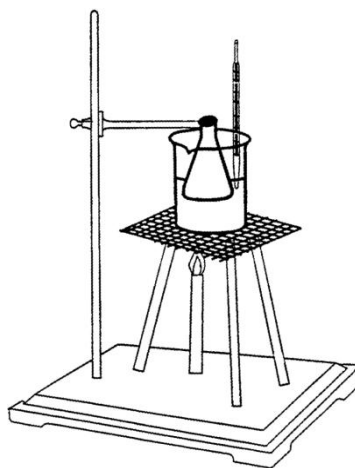


Figura 4.1. Montaje de la práctica 4.

2. Retire el papel cobertor y la banda de goma, y añada alrededor de 2 mL del líquido desconocido al frasco. Cubra de nuevo la boca con el papel y la banda de goma; con un alfiler, haga un pequeño agujero en el centro del papel.

3. Coloque el erlenmeyer sostenido con una pinza dentro del beaker de 600 mL lleno con agua, (sumérjalo lo que más pueda) e inclínelo de manera que sea fácil observar el líquido dentro del frasco. Añada perlas de ebullición al agua, fije un termómetro sobre el baño, y comience a calentar.

4. A medida que el sistema se calienta observe el nivel del líquido en el frasco y la tenue corriente de vapor que se desprende por el agujero del papel. Al cesar el escape de vapor, la fase líquida habrá desaparecido; de inmediato, registre la

temperatura del agua, retire el termómetro y saque el recipiente del baño; deje enfriar el recipiente y su contenido (el gas condensado) a temperatura ambiente. Apague el mechero.

5. Seque el recipiente por fuera, incluyendo el papel cobertor y la liga, y pese el conjunto. Realice dos determinaciones más. Compare los valores de masa de gas condensado en cada caso. De obtener mucha desviación, hágalo por cuarta vez.

6. Determinación del volumen del erlenmeyer: retire el papel y la banda de goma del frasco, enjuáguelo y llénelo con agua; mida su temperatura. Seque las paredes exteriores del frasco, colóquelo sobre la balanza y complete el volumen de agua, añadiéndola gota a gota. Pese el conjunto; haga la medida por triplicado. Seque muy bien el recipiente, determine su masa. Con el valor de masa y densidad del agua se calculará el volumen del frasco.

7. Registre el valor de la presión atmosférica.

Datos

Tabla 4.1. (Colóquele título).

	Exp. 1	Exp. 2	Exp. 3	Promedio
eq. ^a ($\pm 0,01$ g)				
eq. + gas condensado ($\pm 0,01$ g)				
Gas condensado ($\pm 0,02$ g)				
Temperatura del baño ($\pm \dots^\circ\text{C}$)				
Presión atmosférica = \pm ... mmHg)				

^a eq. = equipo = (fiola + papel + liga)

Tabla 4.2. (Colóquele título).

	Exp. 1	Exp. 2	Exp. 3	Promedio
Masa de la fiola ($\pm 0,01$ g)				
Masa de [fiola + agua] ($\pm 0,01$ g)				
Masa del agua ($\pm 0,02$ g)				

Temperatura del agua ($\pm \dots ^\circ\text{C}$) ^a				
Volumen de fiola ($\pm \dots \text{L}$)				

^a Densidad del agua a $X ^\circ\text{C} = Z \text{ g/mL}$

Cálculos

- Calcule y reporte el promedio del valor obtenido para la densidad del vapor y para la masa molar, M , con su desviación standard. Discuta acerca de la precisión del valor obtenido y las fuentes de error de este experimento.
- Conociendo las características físicas de la sustancia y el valor de su peso molecular, investigue y proponga cuál puede ser la sustancia en estudio.

Resultados

Tabla 4.3. Propiedades de la sustancia en estudio.

Densidad de vapor	$\pm \dots \text{g/L}$
Masa molar (M)	$\pm \dots \text{g/mol}$

Cuestionario

1. El propano combustiona con oxígeno para producir CO_2 y H_2O . ¿Qué volumen de oxígeno se requiere para quemar completamente 5,6 litros de propano gaseoso, medidos en condiciones normales de P y T ? ¿Qué volumen de CO_2 se produce en esas condiciones? ¿Cuál es su densidad?
2. Se dispone de un gas que está compuesto de cloro y oxígeno. El gas ejerce una presión de 3,17 atm, su temperatura es de $66,9 ^\circ\text{C}$ y se sabe que su densidad es $7,71 \text{ g/L}$. ¿Cuál es la fórmula molecular del gas?
3. Calcule la densidad del N_2 y la del aire en condiciones normales de P y T .
4. Si se quiere determinar la masa molar del alcohol isobutílico, que tiene un punto de ebullición normal de $108 ^\circ\text{C}$, ¿qué modificaciones propone ud. al experimento?
5. Mencione tres fuentes de error en este experimento.

Bibliografía

1. Sienko, M., Plane, R. “Química Teórica y Descriptiva”, Editorial Aguilar, España, pp. 134 – 136, 138 – 140, (1973).
2. Chang, R., “Química”, Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).
3. Mortimer, C., “Química”, Grupo Editorial Iberoamérica, 5ta. edición, (1996).

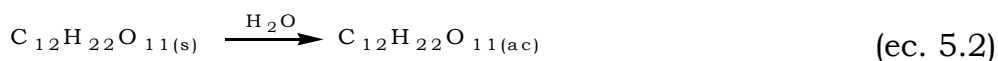
PRÁCTICA 5

QUÍMICA DESCRIPTIVA: CAMBIOS FÍSICOS Y REACCIONES QUÍMICAS

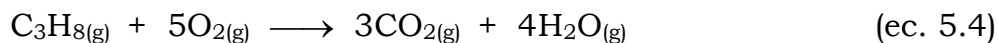
Introducción

Los cambios físicos o químicos que puede sufrir la materia se describen mediante una ecuación que comprende una o más sustancias (elementos o compuestos) llamadas reaccionantes; a las sustancias formadas se les llama productos.

Un cambio físico es aquel en el cual la apariencia de una sustancia cambia sin que se vea afectada su composición o identidad química. Como ejemplos de cambios físicos se puede citar el limado de un metal para producir polvo o limaduras, la ebullición de agua para producir vapor (ec. 5.1) o la formación de un jarabe disolviendo azúcar en agua (ec. 5.2). En la mayoría de los casos, todo lo que se necesita para revertir un cambio físico son uno o dos procesos físicos. Por ejemplo, el azúcar se puede separar del jarabe mediante la evaporación del agua.

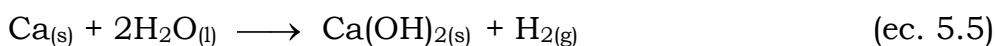


Una reacción química es aquella que tiene como resultado un cambio en la composición e identidad de la sustancia, generando productos que tienen propiedades diferentes a la sustancia original. Ejemplos de cambios químicos: el tostado de piedra caliza para producir cal y dióxido de carbono; la oxidación de plata para formar óxido de plata (ec. 5.3); la combustión de propano para obtener dióxido de carbono y agua (ec. 5.4). La reversión de una reacción química requiere a su vez de procedimientos químicos que pueden involucrar varias etapas.



Las propiedades físicas se pueden medir y observar sin que cambie la identidad de la sustancia. Entre ellas se incluyen propiedades tales como el color, la estructura cristalina, el punto de fusión, la densidad, el punto de ebullición. El hielo puede fundirse para obtener agua; congelando el agua, se obtiene el hielo original. Como la identidad del agua se mantiene (los estados sólido y líquido sólo difieren en apariencia) el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física.

Las propiedades químicas se observan cuando una sustancia cambia su identidad y genera nuevas sustancias, es decir, sufre un cambio químico. El enunciado: “el calcio reacciona con agua produciendo hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso” (ec. 5.5), describe una propiedad química del calcio: desplazar el hidrógeno del agua, característica propia de los metales alcalino-térreos. Los productos, Ca(OH)_2 e H_2 , no pueden convertirse de nuevo en los reactantes mediante un proceso físico.



Aunque la distinción entre cambios físicos y químicos no resulta evidente o sencilla en algunos casos, cualquiera de las siguientes manifestaciones puede indicar la ocurrencia de una reacción química:

- Cambio de color.
- Aumento o disminución de temperatura.
- Producción de un gas, luz o sonido.
- Disolución o precipitación de un sólido.

Objetivos

Promover cambios en ciertas sustancias para observar las modificaciones que puede sufrir la materia. Conociendo las propiedades fundamentales de los reactantes, se predicen los productos a obtener bajo las condiciones de reacción propuestas, demostrando experimentalmente la ocurrencia de cambios físicos o químicos.

El estudiante debe investigar en la bibliografía los cambios de la materia que se pueden esperar en cada experimento, a fin de predecir los resultados y compararlos con los obtenidos en la práctica. Con esta información, elaborará la tabla de toxicidad de reactivos y productos, y la tendrá a mano durante la sesión de práctica para realizar ésta con las precauciones debidas.

Procedimiento

Observe los cambios que ocurren en cada procedimiento y clasifíquelos como cambios físicos y/o reacción química, según corresponda.

“Observe” quiere decir:

- Mire cuidadosamente los reactivos, los productos y el cambio.
- Escuche a medida que ocurre el cambio.
- Huela cuidadosamente los reactivos y los productos.
- Anote sus observaciones.

En caso de que tenga que oler alguna sustancia, hágalo sosteniendo el recipiente de reacción alejado de su cara, después que se haya completado el cambio y abanicando con la mano los vapores hacia su nariz. Nunca respire los vapores directamente sobre la vasija. (Ver Anexo I).

Nunca pruebe ninguna sustancia química. Proteja sus ojos.

Para cada experiencia a realizar, registre las características de reactivos y productos, y los cambios que observa. Deposite los residuos en los recipientes señalados para ello.

1. Caliente en la llama de un mechero Bunsen una muestra de cada uno de los metales que se indican a continuación. Algunos de los metales se queman con una llama muy brillante.

1.a. Cinta de magnesio (sostenga con una pinza):

Note la apariencia de la llama. ¿Qué se obtiene?

1.b. Lana de acero (sostenga con una pinza):

Anote los cambios y explique a qué se deben.

Compare la ductilidad del acero, antes y después de calentarlo, cuando

se haya enfriado.

1.c. Zinc en polvo (sostenga en la punta de una espátula):

Note el color de la llama, observe el residuo.

2. Reacción con ácidos:

2a. A un tubo de ensayo, añada una pequeña cantidad de zinc. Agregue 1 mL de HCl 6 M, agite la mezcla. ¿Ocurre algún cambio?

2b. A un tubo de ensayo, añada una pequeña cantidad de cobre, libre de óxido. En la campana de extracción, agregue 1 mL de HNO₃ 6 M, agite. ¿Qué ocurre?

2c. A un tubo de ensayo, añada una pequeña cantidad de cobre, libre de óxido. Agregue 1 mL de HCl 6 M, agite. ¿Qué se observa?

2d. A un tubo de ensayo, añada una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio, NaHCO₃. Agregue 1 mL de HCl 6 M, agite. Describa lo ocurrido.

3. Características del papel tornasol:

Tome 4 pedacitos de papel tornasol azul y 4 pedacitos de papel tornasol rojo y ordénelos separadamente sobre el vidrio de reloj limpio, y este, sobre una hoja blanca. Con la punta de la varilla de vidrio, agregue a la serie de papeles azules una pequeña gota de: agua de chorro; agua destilada; solución de NaOH; solución de HCl. (Cuide de limpiar y secar la varilla antes de cada uso). Repita el procedimiento para la serie del papel rojo. Registre los cambios que observe.

4. A dos tubos de ensayo añada una pequeña cantidad de:

4a. Bicarbonato de sodio, NaHCO₃.

4b. Agua oxigenada, H₂O₂ , 3% v/v.

Realice el siguiente procedimiento con un sólo tubo de ensayo a la vez:

Tape el tubo con un tapón de goma unido a un tubo de vidrio.

Sujete el tubo de ensayo a un soporte metálico (figura 5.1). Humedezca con agua destilada una pieza de papel tornasol rojo y otra azul y sostenga simultáneamente las dos piezas de papel con una pinza. Caliente el tubo con la llama de un mechero, suavemente al principio y luego con mayor intensidad; acerque las piezas de papel a la corriente de gas que se desprende.

Observe los cambios de la materia al calentarla y los cambios en el papel tornasol.

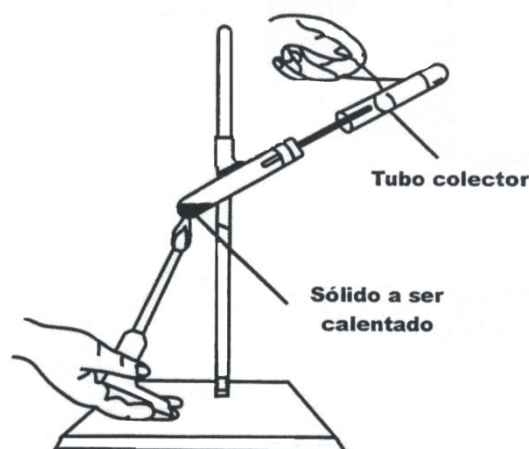


Figura 5.1. Montaje para el calentamiento de un sólido y recolección de gas.

De inmediato, sostenga con una pinza un tubo de ensayo limpio sobre el extremo libre del tubo de reacción para recoger parte del gas producido. No inhale el gas. Retire el mechero cuando observe que el tubo colector se ha llenado (el exceso de gas se escapará), y con un tapón de goma tape rápidamente el colector para evitar pérdida del gas. Queme la punta de una astilla de madera y acérquela a la boca del tubo colector. ¿Qué observa?

4.c. Sujete un tubo de ensayo al soporte metálico (figura 5.1). Agregue al tubo 1 mL de H_2O_2 , 3% v/v; añada 1 mL de NaClO al 4%. De inmediato, queme la punta de una astilla de madera y acerque la astilla incandescente a la boca del tubo.

Concluya sobre los cambios ocurridos. ¿Son diferentes los productos de reacción? Introduzca una astilla incandescente en un tubo con aire para comparar.

5. Sulfato cúprico pentahidratado:

5a. Añada una pequeña cantidad (punta de espátula) de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a un tubo de ensayo. Sujete el tubo de ensayo a un soporte metálico y caliente el sólido muy suavemente con la llama del mechero; anote los cambios. Caliente

por unos segundos con mayor intensidad, registre lo observado. Déjelo reposar hasta enfriar, agregue 1-2 mL de agua destilada. ¿Qué se observa?

5b. Combine una punta de espátula de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ con aprox. 5 mL de agua en un tubo de ensayo. Agite hasta disolución completa. De ser necesario, caliente suavemente la muestra. ¿Qué cambio se aprecia?

Añada al contenido del tubo una gota de NH_4OH (conc.). Agite suavemente y registre lo observado. ¿Ha ocurrido un cambio físico o una reacción química?

6. Conducta de la cianidina en función del pH:

(El estudiante debe traer hojas de repollo morado para la realización de este ensayo)

Los valores de pH de las soluciones a estudiar (6a-6e) serán demostrados por el preparador, durante la sesión de laboratorio. Estime el valor de pH que puede esperar en cada caso.

Rotule 5 tubos de ensayo; agregue aprox. 1-2 mL de las siguientes soluciones:

6a. HCl 0,1 M

6b. Ácido acético (CH_3COOH) al 5 %.

6c. Agua de chorro.

6d. Bicarbonato de sodio (NaHCO_3) al 10 %

6e. NaOH 0,1 M

Agregue a cada tubo 1-2 gotas de solución de cianidina (¿a qué grupo de compuestos químicos pertenece?), registre los cambios que ocurren.

A otro tubo de ensayo agregue 2 mL de solución jabonosa y añada 1-2 gotas de cianidina; compare este resultado con los tubos 6a-6e. ¿Qué valor de pH (aprox) ofrece una solución de detergente? Explique la conducta de la cianidina frente a cambios de pH.

7. a. A un tubo de ensayo, añada una pequeña cantidad de zinc. Agregue 2 mL de HCl 6 M, agite la mezcla. ¿Ocurre algún cambio?

b. A un tubo de ensayo, añada una pequeña cantidad de cobre metálico, limpio. Agregue 2 mL de HCl 6 M, agite. ¿Qué se observa?

c. A un tubo de ensayo, añada aproximadamente 0,5 g de cobre metálico, limpio. Agregue 2 mL de HNO_3 6 M, agite. ¿Qué ocurre?

De ser necesario, puede someter estas mezclas a calentamiento suave en la campana extractora.

Los experimentos a continuación serán realizados por el profesor o preparador. Tenga su cuaderno consigo para registrar los cambios que ocurran.

8. Dentro de la campana, añada aprox. 1 g de yodo (I_2) al equipo para sublimación. Caliente levemente el recipiente. Retire el calentamiento y deje enfriar el sistema a temperatura ambiente. Observe la forma y el color de los diferentes estados del yodo. Interprete lo sucedido.

9. Añada aprox. 1 g de azufre a un tubo de ensayo. Sostenga el tubo de ensayo con una pinza y caliéntelo suavemente dentro de la campana con la llama de un mechero Bunsen. Deje enfriar y observe. Luego, aumente el calentamiento y registre lo que ocurre. Deje enfriar el tubo de ensayo a temperatura ambiente y obsérvelo luego de aprox. 15 min. Explique los cambios observados.

10. Añada aprox. 1 g de cloruro de amonio (NH_4Cl) a un tubo de ensayo. Sostenga el tubo de ensayo con una pinza y caliéntelo suavemente dentro de la campana con la llama de un mechero Bunsen. Retire el tubo de la llama y observe. Acentúe el calentamiento. Retire y deje enfriar el contenido a temperatura ambiente. ¿Qué se obtiene? Explique.

Resultados y Discusión

Para cada experimento realizado describa clara y brevemente sus observaciones; apoye sus conclusiones en: 1) los cambios que puede sufrir la materia bajo las condiciones impuestas; 2) las características físicas de los reactantes y posibles productos reportadas en la literatura. Plantee la ecuación

balanceada que describe cada cambio observado, indicando el estado físico de reactantes y productos, y concluya acerca del tipo de cambio ocurrido.

Cuestionario

1. ¿Cómo se define un cambio físico? ¿Qué es una reacción química? Dé tres ejemplos en cada caso, escriba la ecuación correspondiente a cada cambio.
2. Defina: a) sustancia; b) elemento; c) compuesto.
3. ¿Cómo se clasifican las reacciones químicas? Escriba dos ejemplos de cada clase de reacción.
4. Defina: a) ductilidad; b) deshidratación; c) descomposición; d) hidrato.
5. Defina: a) punto de ebullición; b) punto de fusión.
6. ¿Qué se conoce como formas alotrópicas de una sustancia? Dé tres ejemplos. ¿Alguna de las sustancias estudiadas en la práctica presenta formas alotrópicas?

Bibliografía

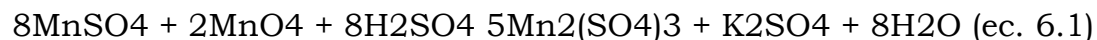
1. Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. “Química, La Ciencia Central”, Pearson-Prentice Hall, 9na. edición, (2004).
2. Chang, R. “Química”, Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).
3. Cotton, A., Wilkinson G. “Fundamentos de Química Inorgánica”, Ed. Limusa, (1978).
4. CRC Handbook of Chemistry and Physics”, 72nd ed.; D. R. Lide editor, Chemical Rubber Publishing Co., USA, (1991-1992).
5. Mortimer, C. “Química”, Grupo Editorial Iberoamérica, 5ta. edición, (1996).
6. Petrucci, R.H., Harwood, W.S., Herring, F.G. “Química General”, Editorial Prentice Hall, España, 8va. edición, (2003).
7. Sienko, M., Plane, R. “Química Teórica y Descriptiva”, Editorial Aguilar, España, (1973).

PRÁCTICA 6

ANÁLISIS GRAVIMÉTRICO: SÍNTESIS DE CARBONATO DE CALCIO

INTRODUCCIÓN

Toda ecuación química debe estar balanceada, es decir, debe haber el mismo número de moles de cada elemento a ambos lados de la ecuación. Por ejemplo:



Los coeficientes que se anteponen a las sustancias permiten balancear la ecuación, y establecen la relación molar en que se necesita combinar los reactivos para que reaccionen sin que sobre o falte alguno de ellos. Las relaciones se expresan en moles de las sustancias involucradas, por lo tanto, al conocerse la masa en gramos de un reactivo y hacer uso de la ecuación química balanceada, se puede calcular la cantidad que se necesita de los otros reactivos y la masa que se puede obtener de cada producto. La gravimetría es un método de análisis cuantitativo comúnmente usado para determinar la cantidad de una sustancia midiendo su masa.

Cuando se combinan cantidades de reactivos que no cumplen la relación estequiométrica que indica la ecuación química, uno de los reactivos se encontrará en exceso, tal que el reactivo que no está en exceso se consumirá completamente. Del reactivo en exceso sólo se consumirá la cantidad proporcional que indica la ecuación, quedando parte de él sin reaccionar. El reactivo que se consume completamente recibe el nombre de reactivo limitante, ya que limita la reacción y define la cantidad máxima de productos a obtener; así mismo, define la cantidad que se consumirá del reactivo que está en exceso.

Rendimiento de una reacción:

La masa de producto a obtener según la estequiometría de una ecuación química, recibe el nombre de rendimiento teórico. Sin embargo, cuando se lleva a cabo una reacción en el laboratorio la masa de producto obtenida puede no ser igual al rendimiento teórico. Muchos factores, como la pérdida de material

57

durante la transferencia de reactivos o la presencia de impurezas en los reactantes pueden provocar la disminución del rendimiento teórico. El

rendimiento real obtenido en el laboratorio se llama rendimiento experimental y es común expresar la relación entre estos dos valores como porcentaje de rendimiento.

Formación y separación de un producto sólido:

En la gravimetría por precipitación, se busca medir la masa del producto sólido de una reacción, es decir, se obtiene un precipitado que se separa por filtración y se lava para eliminar las impurezas de la solución madre; el sólido así obtenido se seca (existen diversos métodos de secado) y se pesa. Para que el método gravimétrico sea exitoso, un precipitado requiere cumplir las siguientes propiedades:

- Que posea muy baja solubilidad.
- Que pueda aislarse cuantitativamente del medio de reacción mediante filtración sencilla.
- Que ofrezca alta pureza al separarlo del medio de reacción, es decir, que se puedan lavar fácilmente los constituyentes solubles de la solución madre.
- Que presente una composición química definida o que pueda convertirse fácilmente en otra sustancia de composición conocida.

OBJETIVOS

En esta práctica se ejecuta una reacción de precipitación, la síntesis de carbonato de calcio, que se obtiene mezclando soluciones acuosas de cloruro de calcio y carbonato de sodio:



En un caso se hará combinando cantidades estequiométricas de reactivos y en el otro caso, uno de los reactivos estará en exceso. Se medirá la masa de carbonato de calcio que se obtiene en cada experiencia, lo que permitirá ilustrar de forma práctica, mediante gravimetría, los conceptos de reactivo limitante y porcentaje de rendimiento de una reacción.

PROCEDIMIENTO

1. Síntesis de carbonato de calcio empleando los reactivos en cantidades estequiométricas.

Tome un vaso de precipitado de 150 mL, limpio y seco, rotúlelo IA y péselo. Añada cloruro de calcio al mismo hasta obtener un valor entre 1,60-1,80 g de la sustancia. (Verifique la pureza del reactivo en la etiqueta del frasco que lo contiene y compruebe que se trata de la sal deshidratada; de no ser así, incluya en el cálculo de masa el agua de hidratación y/o la pureza reportada por el fabricante). Registre la masa del conjunto.

Calcule los moles y gramos de carbonato de sodio que reaccionan estequiométricamente -según la estequiometría de la reacción- con los moles de cloruro de calcio pesados.

Tome otro vaso de precipitado de 250 mL, limpio y seco, márkelo como IB, péselo, y añádale la masa carbonato de sodio. Registre la masa del conjunto.

Añada aprox. 20 mL de agua destilada a cada beaker y agite con la varilla de vidrio hasta la disolución completa de cada reactivo. (Enjuague la varilla con agua destilada antes de introducirla en cualquiera de las mezclas). Con ayuda de la varilla de vidrio, añada lentamente la solución de carbonato de sodio a la solución de cloruro de calcio. ¿Qué se observa? Lave el beaker del carbonato de sodio con 1 porción de 3 mL de agua destilada y añádala a la mezcla de reacción, repita el lavado dos veces más (¿para qué?). Agite la mezcla resultante y déjela reposar.

2. Síntesis de carbonato de calcio empleando carbonato de sodio en exceso.

Tome un beaker de 150 mL, limpio y seco, márkelo como IIA y pese exactamente la misma cantidad de cloruro de calcio que en la parte 1. Anote la masa. Marque como IIB otro beaker, limpio y seco, y pese el doble del carbonato de sodio que pesó anteriormente. Registre el valor. Añada aprox. 20 mL de agua destilada a cada beaker y proceda a disolver los sólidos y combinar las soluciones siguiendo el mismo procedimiento de la parte 1.

3. Separación del precipitado por filtración:

Mida la masa de un papel de filtro, rotúlelo como I. Prepare el embudo cónico de filtración para separar la mezcla I, transfiriéndola con la ayuda de la varilla de vidrio (Fig 2.1). Al filtrar, cuide que el líquido nunca alcance el borde del papel, sino que quede aprox. medio centímetro por debajo del borde. Transfiera el remanente de la mezcla de reacción lavando con 3 porciones x 3 mL aprox.

de agua destilada. Para finalizar, lave el sólido en el papel de filtro con 3 porciones x 5 mL aprox., de agua destilada (¿para qué se lava el sólido?).

Ejecute el procedimiento de filtración para la mezcla II.

Transfiera los papeles de filtro I y II con su contenido a un vidrio de reloj limpio y rotulado con su nombre y sección. Tenga cuidado de no tocar ni derramar el precipitado al transferirlo del embudo al vidrio de reloj. Lleve los productos a la estufa para secarlos por aproximadamente 24 horas, registre el valor de la temperatura de secado. Pese cada papel de filtro con su contenido y registre la masa resultante en cada caso. El carbonato de calcio obtenido por ud se almacenará apropiadamente para ser usado en la próxima práctica.

DATOS

Tabla 6.1 (asígnele un título)

	Experimento 1	Experimento 2
Beaker A		
Beaker A + CaCl_2		
CaCl_2		
Beaker B		
Beaker B + Na_2CO_3		
Na_2CO_3		
Papel de filtro		
Papel de filtro + precipitado		
Precipitado (CaCO_3)		

CÁLCULOS

Calcule en cada caso, cuidando las cifras significativas:

1. Rendimiento teórico de carbonato de calcio (con base en la estequiometría de la reacción y las cantidades de reactivos).
2. Rendimiento experimental de carbonato de calcio: ¿qué cantidad se obtuvo?
3. Porcentaje de rendimiento del carbonato de calcio.

RESULTADOS

En una tabla reporte, para cada experimento, el número de moles de cada reactivo, los moles de producto esperados, los moles de producto obtenidos y el porcentaje de rendimiento de la reacción.

Discuta acerca de la exactitud de los valores obtenidos. Compare los porcentajes de rendimiento: ¿encuentra diferencia en el rendimiento de la reacción al usar exceso de uno de los reactivos? Relativamente, ¿cuán grande es la diferencia? Comente sobre las fuentes de error en esta experiencia y cómo corregirlas.

CUESTIONARIO

1. Un estudiante necesita 0,025 moles de sulfato cúprico para ser usados en una reacción y dispone de sulfato de cúprico pentahidratado. ¿Cuántos gramos de esta sal debe pesar?

2. Se quiere precipitar cromato de plata, según la reacción:

nitrate de plata(ac) + cromato de potasio(ac) \rightarrow cromato de plata(s) + nitrate de potasio(ac)

Escriba y balancee la ecuación propuesta.

b. ¿Cuántos gramos de cromato de potasio al 99,0% se necesitan para reaccionar completamente con 8,49 g de nitrate de plata?

c. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción en b), si el rendimiento experimental de cromato de plata fue de 8,08 g? 61

3. ¿Cómo afectan los siguientes hechos al porcentaje de rendimiento?:

a. El producto final fue pesado húmedo.

b. No se tomó en cuenta que la pureza de un reactivo era del 95%.

4. Defina los términos: a) sedimentación; b) precipitación; c) análisis gravimétrico; d) análisis volumétrico.

5. ¿Que significa digerir un precipitado? ¿Par qué se requiere del proceso de digestión?

6. ¿Qué se conoce como constante del producto de solubilidad, K_{ps} ? ¿Cuál es su utilidad? Escriba su expresión y encuentre los valores de la constante a 25°C para:

- (1) sulfuro de plata;
- (2) hidróxido de hierro (III);
- (3) cromato de plomo (II);
- (4) sulfato de estroncio;
- (5) carbonato de calcio;
- (6) carbonato de bario;
- (7) carbonato de cadmio.

Ordene los compuestos (1-7) de menor a mayor solubilidad.

BIBLIOGRAFÍA

1. Skoog, D. A., West, D. N. "Fundamentos de Química Analítica", Editorial Reverté, S.A., México, (1979).
2. Vogel, A. I. "Química Analítica Cuantitativa", Vol. 1, Editorial Kapelusz, (1960).
3. Welcher, F. J., Hahn, R. B. "Semimicro Qualitative Analysis", D. Van Nostrand Company, Inc., USA, (1955).
4. Chang, R. "Química", Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).

PRÁCTICA 7

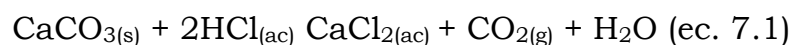
DESCOMPOSICIÓN DE CARBONATO DE CALCIO EN MEDIO ÁCIDO

INTRODUCCIÓN

La estequiometría (del griego stoicheion, elemento, y métron, medida) comprende el estudio de las relaciones cuantitativas entre elementos y compuestos en una reacción química. En toda reacción química se cumple la Ley de la Conservación de la Masa: la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos. Sobre estas premisas, la experiencia a continuación trata del uso de la estequiometría y la evaluación del rendimiento de una reacción.

Tal como se expuso en la práctica anterior, las técnicas gravimétricas permiten medir las masas de reactantes y/o productos con balanzas analíticas de alta precisión. Al conocer las masas de las sustancias participantes en una reacción, se puede calcular su número de moles y las relaciones molares entre las sustancias de interés. El método de análisis para una sustancia X será directo si se puede medir directamente el peso de X; el método de análisis será indirecto si se volatiliza X y su masa se determina por la diferencia entre la masa inicial y la masa final del sistema.

En esta práctica se estudiará la reacción de descomposición de una sal por efecto de un ácido y se evaluará su rendimiento, la reacción entre el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico acuoso para dar cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua (ec. 7.1):



Al combinar los reactantes a temperatura ambiente, se libera dióxido de carbono gaseoso; conociendo la diferencia de masa entre reactantes y productos, se podrá determinar indirectamente la masa de dióxido de carbono liberado; se calculará su relación m/m respecto al carbonato de calcio y se evaluará el rendimiento de la reacción.

OBJETIVOS

1. Determinar indirectamente la masa de dióxido de carbono que se desprende al hacer reaccionar una masa conocida de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico acuoso.

2. Evaluar el rendimiento de la reacción, aplicando la Ley de la Conservación de la Masa.

PROCEDIMIENTO

Identifique un beaker de 150 mL como "A" y un beaker de 100 mL como "B". Lávelos y séquelos completamente.

Registre la masa del beaker A; añada aprox. 1 g de CaCO_3 seco y mida la masa resultante.

Registre la masa del beaker B; introduzca en él la varilla de vidrio y determine la masa del conjunto. Con el cilindro graduado, mida aprox. 15 mL de HCl 4 M y añádalo al beaker B; registre la masa total del conjunto.

Lentamente, añada porciones del ácido sobre la sal, dejándolas resbalar por la pared del recipiente; agite la mezcla con la varilla de vidrio y espere a que cese la efervescencia antes de añadir la siguiente porción (¿a qué se debe la efervescencia?). Luego de añadir todo el ácido, agite hasta observar la disolución completa de la sal y que no se aprecie desprendimiento de gas.

Mida la masa total resultante de la reacción: [beakers A y B + sus contenidos + varilla de vidrio].

Repita el procedimiento dos veces más, para un total de tres ensayos.

RESULTADOS

Construya una tabla con los valores de masa obtenidos en cada ensayo, y en otra tabla, reporte los resultados. Para cada ensayo, calcule la cantidad de CO_2 desprendido y la relación [moles de CO_2 /moles de CaCO_3]. Calcule el rendimiento porcentual promedio de la reacción.

En la experiencia, ¿se cumple la Ley de la Conservación de la Masa? ¿Qué modificaciones haría usted al procedimiento realizado?

CUESTIONARIO

1. Un error en este experimento consiste en que la reacción de descomposición de la sal no se lleve a cabo completamente. Si se produce esta falla, ¿qué resultado se obtendría respecto a su composición real? Cite otras dos fuentes de error en esta práctica.

2. El óxido de bario incorpora oxígeno cuando se calienta en condiciones adecuadas. Si 1,15 g del óxido pasan a 1,27 g del nuevo producto, ¿cuál es la fórmula de este nuevo producto?
3. El nitrato sódico desprende oxígeno por calentamiento, convirtiéndose en nitrito sódico. Si una mezcla de ambos compuestos cuya masa es de 0,754 g pierde 0,064 g al calentarla, calcule el porcentaje de nitrato sódico en la mezcla.
4. El carbonato de calcio también se puede descomponer térmicamente; escriba la reacción asociada y calcule cuántos gramos y cuántos moles del producto sólido se pueden obtener a partir de medio kilo de carbonato de calcio. ¿Cuántos gramos del gas se producen?
5. Al alcanzar 485 K, el nitrato de amonio se descompone produciendo óxido nitroso, conocido como “gas hilarante”; agua es el otro producto de la reacción. ¿Cuántos gramos de óxido nitroso se obtienen al descomponer 150 g de nitrato de amonio?

BIBLIOGRAFÍA

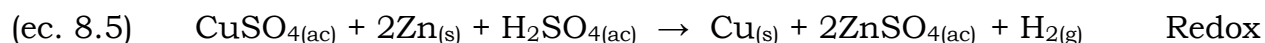
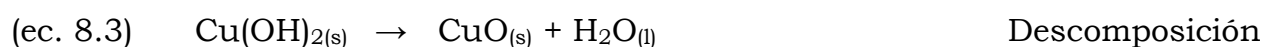
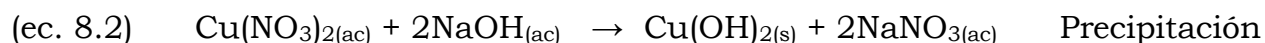
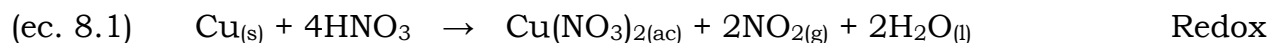
1. Sienko, M., Plane, R. “Química Teórica y Descriptiva”, Editorial Aguilar, España, (1970).
2. Mahan, B. H. “Química, Curso Universitario”, Fondo Educativo Interamericano, S. A., México, (1977).
3. Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. “Química, La Ciencia Central”, Pearson-Prentice Hall, 9na. edición, (2004).
4. Chang, R. “Química”, Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).

PRÁCTICA 8

REACCIONES QUÍMICAS DEL COBRE Y PORCENTAJE DE RENDIMIENTO

INTRODUCCIÓN

La mayoría las síntesis químicas requieren la separación y purificación del producto deseado de los productos secundarios. En algunos experimentos anteriores se han aplicado ciertos métodos de separación tales como precipitación, filtración, decantación, etc. Esta práctica está diseñada como una evaluación de la capacidad del estudiante en el laboratorio para ejecutar eficientemente varios de los procesos anteriores. Al provocar diversas reacciones sucesivas, se observarán transformaciones químicas como las descritas en la Práctica N° 5; en esta experiencia, se trabajará con cobre, y se tratará de recuperar con la máxima eficiencia la masa de cobre de partida. Las reacciones químicas a estudiar, son:



Generalmente, cuando uno de los productos es un gas o un sólido insoluble, las reacciones son completas, es decir, están completamente desplazadas hacia la derecha. Este es el caso de 8.1, 8.2, 8.3; la reacción 8.4 es completa por la disolución del óxido cúprico (un óxido básico) por efecto del ácido; la reacción 8.5 es también completa porque el cobre tiene un potencial de reducción mucho mayor que el zinc:



Objetivos

En esta práctica se estudian reacciones del cobre y de algunos de sus compuestos, para observar y comparar sus características; mediante el uso correcto de las técnicas de laboratorio, se intenta recuperar la masa de cobre con la cual se comienza, en forma analíticamente pura. Esta es una prueba de la destreza del estudiante en el laboratorio.

Procedimiento

Comience por calentar aprox. 200 mL de agua destilada en un beaker, la usará en los apartados 3) y 6). Cuando se requiera, deposite los residuos de reacción en los recipientes señalados para ello.

1. Obtención de nitrato de cobre.

Pese aproximadamente 0,50 g de alambre de cobre N° 16 ó 18 con precisión de 0,01 g y colóquelo en un beaker de 250 mL. En la campana, añada 4-5 mL de HNO_3 concentrado. Después de completarse la reacción (¿qué espera observar?) añada 100 mL de agua destilada. Describa la reacción en términos de cambios de color, evolución de gas y cambio de temperatura (endotérmica o exotérmica). Conserve el producto en la campana.

2. Obtención de hidróxido de cobre.

Añada lentamente 30 mL de NaOH 3,0 M a la solución obtenida en el beaker, agite bien y describa lo que ocurre. ¿Qué apariencia tiene el producto?

3. Obtención de óxido de cobre.

Añada tres perlas de ebullición al beaker y caliente la mezcla cuidadosamente, agitando con la varilla de vidrio, justo hasta el punto de ebullición. Describa los cambios que observa.

Deje que el producto sedimente y decante el líquido sobrenadante. Agregue aprox. 200 mL de agua destilada muy caliente, agite y deje que el

sólido se deposite. Decante. ¿Qué se está eliminando con el lavado y la decantación?

4. Obtención de sulfato de cobre.

Al sólido obtenido, añada porciones de aprox. 5 mL de H_2SO_4 6,0 M agitando continuamente, hasta obtener una solución homogénea. Agregue unos 5 mL adicionales. ¿Cuáles iones se encuentran en solución? ¿A qué se debe el color observado? Con la ayuda de una espátula de porcelana, extraiga del recipiente las perlas de ebullición; arrastre los restos de solución en la espátula lavándola con agua destilada.

5. Obtención de cobre.

Se le indicará si debe usar zinc o aluminio en el siguiente paso, la reducción de Cu (II).

a. Zinc

En la campana, añada a la solución polvo de zinc (30 mesh) en pequeñas porciones (punta de espátula), agitando la mezcla. Agregará zinc hasta que el sobrenadante sea incoloro (¿por qué?). Describa lo que observa. Cuando la evolución de gas sea muy lenta, caliente suavemente la mezcla (sin hervirla) y déjela enfriar. ¿Qué gas se desprende en esta reacción?

b. Aluminio

En la campana, añada a la solución unas gotas de HCl concentrado y pedazos de aprox. 2x2 cm de lámina de aluminio. Agite la mezcla. Continúe agregando aluminio hasta que se decolore la solución. Describa la reacción. ¿Cuáles iones están presentes en la solución? ¿Cuál es el gas que se desprende en esta reacción?

6. Tratamiento del precipitado

Cuando haya cesado la evolución de gas, decante el sobrenadante; lave el precipitado de cobre con aprox. 5 mL de agua destilada, permita que sedimente, decante la solución y repita el proceso dos veces más. ¿Qué está eliminando con el lavado y la decantación? Con el agua destilada de la piseta y

la varilla de vidrio, transfiera el precipitado a una cápsula de porcelana previamente pesada; decante cuidadosamente el exceso de agua en la cápsula. Agregue al precipitado aprox. 5 mL de acetona, agite. (MANTENGA LA ACETONA ALEJADA DE LLAMAS, ES MUY INFLAMABLE). Permita que el precipitado sedimente; decante la acetona. (¿Para qué se usa acetona en este paso?)

Prepare un baño de vapor como el que se muestra en la figura 8.1 y seque el producto en la cápsula por lo menos durante 5 min. Retire el beaker del baño y seque el fondo de la cápsula de porcelana con una toalla absorbente; pese la cápsula de porcelana con su contenido. ¿De qué color es el sólido obtenido? ¿Es su apariencia uniforme?

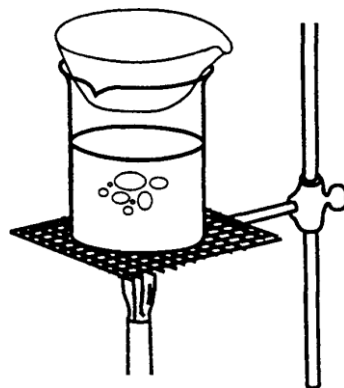


Figura 8.1. Evaporación de solvente inflamable con baño de vapor.

Cálculos

Calcule el porcentaje de recuperación del cobre:

$$\% \text{ r} = \frac{m^{\text{r}}_{\text{Cu}}}{m^{\text{i}}_{\text{Cu}}} 100 \quad (\text{ec. 8.6})$$

donde m^{r}_{Cu} representa la masa de cobre recuperado y m^{i}_{Cu} la masa de cobre inicial.

Resultados

Para cada reacción, identifique la transformación ocurrida (cambios de color, textura, estado físico, evolución de gas) y explíquelos con base en las reacciones involucradas y las propiedades físicas de los reactivos y productos que se

estudian. Discuta acerca del valor del porcentaje de recuperación del cobre. Discuta sobre las fuentes de error en esta experiencia y cómo corregirlas.

Cuestionario

1. Para las reacciones a estudiar (ecuaciones 8.1-8.5) asigne los estados de oxidación del cobre y escriba las semi-reacciones de oxidación o reducción (balanceadas) que hubiere.
2. Re-escriba la ecuación 8.5 sustituyendo zinc por aluminio.
3. El sulfato de cobre(II) pentahidratado pierde el agua de hidratación al calentarse por encima de 100 °C. ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre(II) se obtienen al calentar 10,5 g de la sal hidratada?
4. Escriba y balancee cada ecuación; indique el estado de oxidación de cada elemento; diga a qué clase de reacción química pertenece:
 - a) hidróxido ferroso + peróxido de hidrógeno → hidróxido férrico
 - b) plomo + ácido sulfúrico → bisulfato de plomo(II) + dióxido de azufre + agua
 - c) amoníaco + óxido cuproso → cobre + nitrógeno + agua
 - d) óxido de nitrógeno(V) → óxido de nitrógeno(IV) + oxígeno
 - e) hidróxido de magnesio + cloruro de amonio → cloruro de magnesio + hidróxido de amonio
5. Para preparar fosfato de bario, se combinan 3,50 g fosfato de sodio con 6,40 g de nitrato de bario. a) Calcule la cantidad de fosfato de bario que se puede obtener. b) Calcule el porcentaje de rendimiento, si se obtuvieron 4,70 g del producto.
6. Una muestra de 12,6 g de cobre al 95% se hace reaccionar con exceso de ácido nítrico. ¿Cuántos gramos de nitrato de cobre (II) se pueden obtener si la eficiencia del procedimiento es de 98%?
7. Se trataron 7,00 g de una muestra X para analizar su contenido de cobre; con ese procedimiento, la obtención de cobre tiene un rendimiento del 98,5 %. La masa del producto obtenido fue de 6,35 g, pero se demostró que tenía 1,00% de impurezas. ¿Cuál es el porcentaje de cobre de la muestra X?

Bibliografía

1. Skoog, D. A., West, D. N. "Fundamentos de Química Analítica", Editorial Reverté, S.A., México, (1979).
2. Vogel, A. I. "Química Analítica Cuantitativa" Vol. 1, Editorial Kapelusz, (1960).
3. Masterton J. "Química General Superior", 3^a. edición, Ed. Interamericana, (1974).
4. Cotton, A., Wilkinson G. "Fundamentos de Química Inorgánica", Ed. Limusa, (1978).

PRÁCTICA 9

ANÁLISIS VOLUMÉTRICO: VALORACIÓN ÁCIDO – BASE

Introducción

Las reacciones químicas que implican la combinación de volúmenes de soluciones son bastante fáciles de ejecutar porque los volúmenes se pueden medir con alta precisión. Por ejemplo, la estequiometría de una reacción entre A y B se puede estudiar midiendo los volúmenes de soluciones de A y de B cuyas concentraciones se conocen, tal que se puede calcular el número de moles utilizado de cada reactante. Esto hace necesario conocer con precisión la concentración de una solución.

Una forma común para expresar la concentración de una solución es la molaridad (M), que se define como el cociente del número de moles de soluto por litro de solución. Es decir, si se tiene una solución 0,0235 M de NaOH se tienen 0,0235 moles de NaOH (0,94 g de NaOH) en cada litro de solución. Así:

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}} = \frac{n}{V \text{ (L)}} \quad (\text{ec. 9.1})$$

Para determinar la concentración exacta de una solución se necesita valorarla, es decir, hallar el volumen de esa solución que reacciona, estequiométricamente, con una masa determinada de un compuesto o con un volumen dado de una solución de concentración conocida. La cantidad de solución necesaria para valorar se determina por el proceso de titulación, que significa darle “título” a la solución, es decir, hallar su concentración.

La reacción involucrada en una titulación debe cumplir, en general, las siguientes condiciones:

- La reacción entre la sustancia a valorar y el reactivo titulante debe ocurrir rápidamente y proceder en muy alto grado hacia su totalidad.

- La sustancia a ser valorada debe reaccionar con el agente titulante sin que ocurran reacciones colaterales.
- Otras sustancias que pudieran estar presentes en el medio de reacción no deben interferir en la reacción principal.
- Debe disponerse de un indicador para la detección del punto final de la reacción.

Detección del punto final/punto de equivalencia:

Para detectar el punto final de una titulación se necesita un indicador, sustancia que sirve para mostrar el término de la reacción, en este caso, el primer exceso del agente titulante. En la experiencia se utilizará fenolftaleína como indicador, que cambia de incolora en medio ácido a rosada en medio básico; su cambio de color ocurre frente al más ligero exceso de base en el medio de reacción.

Análisis volumétrico:

El análisis volumétrico es una técnica ampliamente usada para el control de calidad en la elaboración de una gran cantidad de productos de consumo.

Una manera de determinar la concentración de ácido acético en una muestra de vinagre comercial es mediante el proceso de titulación empleando como agente titulante una disolución de hidróxido de sodio, previamente estandarizada. La reacción ácido-base (o de neutralización) se expresa según la ecuación:



El valor de la constante de equilibrio de la ec. 9.2 es bastante grande, lo que indica que esta reacción tiene lugar hasta completarse prácticamente y, por lo tanto, apta para ser utilizada en métodos volumétricos de análisis.

En la presente experiencia se analiza la acidez total (grado acético) de distintas muestras comerciales de vinagres. La acidez total (o grado acético) se define como la totalidad de los ácidos volátiles y fijos que contiene el vinagre, expresada en gramos de ácido acético por 100 mL de vinagre. Es decir, que para determinar la acidez total de un vinagre se ha de obtener la cantidad equivalente de ácido acético que contiene. El vinagre es un condimento que se usa desde tiempos remotos para aderezar y conservar alimentos y en algunos casos como “remedio casero” o como agente de limpieza. El responsable del sabor y el olor característico de este producto es el ácido acético, CH_3COOH , que a nivel industrial puede ser obtenido empleando las bacterias *Mycoderma aceti* que realizan la reacción química de fermentación del alcohol etílico (presente en el vino) a ácido acético; para que ocurra esta transformación deben existir las condiciones apropiadas de acidez (pH), concentración del alcohol y nutrientes (proteínas en el vino). El vinagre comercial contiene una concentración que va de 3% a 5% de ácido acético en agua.

Objetivos

En esta práctica se determinará la concentración de CH_3COOH en un vinagre comercial mediante su reacción de neutralización con una solución de NaOH de concentración conocida. Aplicando las destrezas adquiridas en prácticas anteriores, se espera que el estudiante obtenga un valor tanto exacto como preciso de la concentración de CH_3COOH .

Procedimiento

Cada sección debe traer 1 L de Vinagre para la realización de la practica

Disponga de su beaker de mayor capacidad para coleccionar las porciones de solución que se descartarán durante el procedimiento.

1. Lave una bureta con agua y jabón, enjuáguela; cúrela con tres porciones de 5 mL de agua destilada (incluyendo la punta, la parte debajo de la llave) y

déjela escurrir invertida sobre el soporte para buretas. Lave tres fiolas de 250 mL y enjuáguelas muy bien. Cure cada una con porciones (3 x 5 mL) de agua destilada. Aplique el mismo procedimiento a la pipeta volumétrica de 25 mL.

2. En un beaker limpio y seco tome 100 mL de la solución patrón de NaOH; registre la concentración de la solución, rotule el beaker, y manténgalo cubierto con el vidrio de reloj para evitar contaminación. Cure la bureta con tres porciones (5 mL c/u) de la solución básica; descarte las porciones de base.

3. Sujete la bureta al soporte y coloque un beaker pequeño debajo de ella. Llene completamente la bureta con la solución de NaOH, desalojando el aire que hubiere en la punta. Podrá cerciorarse de que no haya pérdida de solución y que no haya presencia de aire en la punta, luego de pasados unos minutos. De haber pérdida, cierre un poco la tuerca de la llave y revise de nuevo.

4. Enjuague con agua destilada un balón aforado de 250 mL que le será suministrado. Transfiera aprox. 40 mL del vinagre comercial a un beaker limpio y seco, rotulado. Enjuague con agua destilada una pipeta volumétrica de 25 mL y luego cúrela tres veces con 5 mL del vinagre, descartando en cada caso las porciones utilizadas para el curado. Mida una alícuota de 25 mL del vinagre y transfírala al balón aforado; complete con agua destilada hasta la línea de aforo.

5. Transfiera aprox. 40 mL de la nueva solución a un beaker rotulado, limpio y seco. Enjuague nuevamente con agua destilada la pipeta volumétrica de 25 mL y luego cúrela tres veces con 5 mL de la nueva solución de vinagre, descartando en cada caso las porciones utilizadas para el curado. Con la pipeta de 25 mL tome una alícuota de la solución y transfírala a una fiola. Repita el procedimiento para las dos fiolas restantes. Añada a cada una dos gotas de fenolftaleína. Tenga a mano una piseta con agua destilada.

6. Asegúrese de que la bureta no ofrece pérdida de solución y enrásela en cero. Coloque la fiola con el ácido debajo de la bureta y sobre un papel blanco; la punta de la bureta debe quedar dentro de la fiola (figura 9.1).

7. Abra la llave y comience a descargar la solución de NaOH mientras agita constantemente el erlenmeyer con la otra mano (figura 9.2).

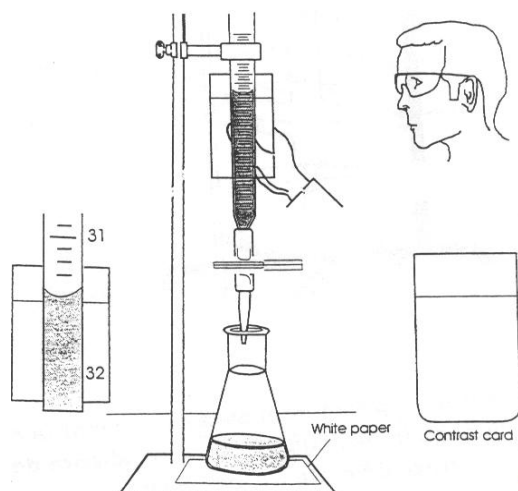


Figura 9.1. Montaje experimental de la Práctica 9.

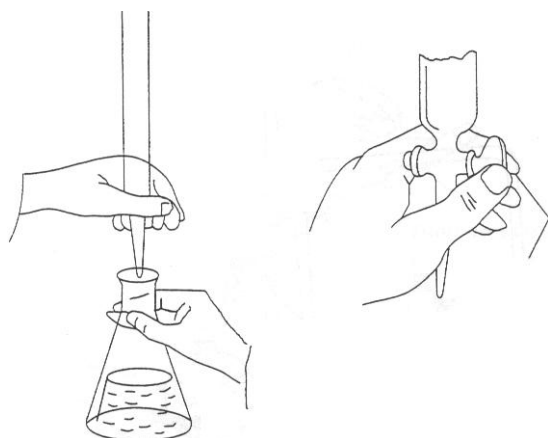


Figura 9.2. Técnica para la titulación.

Después de cierto volumen de base añadido, comenzará a notar la aparición del color rosado del indicador, justo donde cae la gota de la solución básica, color que desaparece con la agitación. En ese momento:

8. Cierre la llave y enjuague las paredes de la fiola con agua destilada de la piseta (¿para qué?). Reinicie la adición de base lentamente (0,1 mL cada vez) con agitación constante; notará que se torna más difícil que el color rosado desaparezca. Enjuague nuevamente las paredes del erlenmeyer y proceda a añadir la base gota a gota, agitando, hasta que un color rosado muy pálido, apenas perceptible, (¿por qué?) persista en la solución. Enjuague las paredes de

la fiola de nuevo, y agite. ¿Se mantiene el leve tono rosado? De ser así, registre de inmediato el valor del volumen de titulante que indica la bureta.

Titule las dos alícuotas restantes de ácido siguiendo el mismo procedimiento. En una valoración bien realizada, los volúmenes de titulante difieren a lo sumo en ($\pm 0,1-0,2$) mL; si sus valores presentan mayor desviación, realice una cuarta determinación. Consulte con su profesor.

Cálculos

Para cada titulación calcule (cuide las cifras significativas) y reporte una tabla que incluya:

- Volumen de NaOH consumido; número de moles NaOH correspondiente y número de moles de CH_3COOH valorados.

- Concentración molar promedio ($M \pm$ desviación estándar) del CH_3COOH en el vinagre comercial. (Atención: en la experiencia realizada ud. valoró una solución diluida del vinagre).

- Acidez total o grado acético del vinagre comercial.

(Al inicio o al pie de la tabla debe reportarse el valor de concentración del NaOH utilizado, y el volumen de alícuota del CH_3COOH).

Resultados

- El estudiante debe reportar el valor de la concentración de CH_3COOH dado por el fabricante, lo que le permitirá evaluar el porcentaje de error de su determinación.

- Discuta acerca de la exactitud y precisión del resultado obtenido y los errores asociados al análisis volumétrico.

Cuestionario

1. 50,0 mL de una solución de CH_3COOH necesitan $27,8 \pm 0,1$ mL de NaOH 0,1000 M para su titulación. ¿Cuál es la molaridad del ácido?

2. Para neutralizar completamente $25,0 \pm 0,2$ mL de una solución $0,0595$ M de Na_2CO_3 se necesitaron: a) $22,5$ mL; b) $22,7$ mL; c) $22,6$; d) $22,4$; e) $22,5$ mL de HCl . Escriba la ecuación de la reacción y calcule la molaridad promedio del ácido con su desviación estándar.
3. Si se combinan $10,9$ mL de HCl $0,200$ M con $21,5$ mL de HCl $0,255$ M, ¿cuál será la molaridad de la solución resultante? Suponga que los volúmenes son aditivos.
4. ¿A qué se debe el cambio de color de un indicador ácido-base? Dé cuatro ejemplos de indicadores ácido-base, indicando el intervalo de pH de su cambio de color y los colores a observar para cada uno.
5. Describa: a) fórmula molecular; b) fórmula estructural de la fenolftaleína. ¿En qué intervalo de pH cambia de color esta sustancia?
6. Para una valoración ácido-base, defina: a) punto de equivalencia; b) punto final.
7. Si el punto de equivalencia de una titulación corresponde a un valor de $\text{pH} = 3,6$: a) ¿cuál o cuáles indicadores se podrían utilizar? b) ¿qué cambio de color producen?
8. Investigue cuáles métodos se pueden utilizar para determinar el contenido de ion cloruro (Cl^-) en una muestra.

Bibliografía

1. Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. “Química, La Ciencia Central”, Prentice-Hall, 7ma. edición, (1998).
2. Chang, R., “Química”, Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).
3. Skoog, D. A., West, D. N., Holler F. J., Crouch S. “Química Analítica”, Editorial McGraw Hill Interamericana, México, 7ma. edición, (2001).
4. Vogel, A. I. “Química Analítica Cuantitativa” Vol. 1, Editorial Kapelusz, Argentina, (1960).

Bibliografía General del curso QM1181

1. Ayres, G. H. "Análisis Químico Cuantitativo", Editorial Harper & Row, Latinoamérica, (1978).
2. Brewster, R. Q., Vanderwerf, C., McEven, W. "Curso Práctico de Química Orgánica", Editorial Alhambra, España, (1970).
3. Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. "Química, La Ciencia Central", Prentice-Hall, 7ma. edición, (1998).
4. Chang, R., "Química", Editorial McGraw Hill, 4ta. edición, (1995).
5. Cotton, A., Wilkinson G. "Fundamentos de Química Inorgánica", Ed. Limusa, (1978).
6. "CRC Handbook of Chemistry and Physics", 72nd ed.; D. R. Lide editor, Chemical Rubber Publishing Co., USA, (1991-1992).
7. Mahan, B. H. "Química, Curso Universitario", Fondo Educativo Interamericano, S. A., México, (1977).
8. Morrison, R. T., Boyd, R. N. "Química Orgánica", Addison-Wesley Iberoamericana, 5ta. ed., Venezuela, (1990).
9. Mortimer, C. "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 5ta. ed., (1996).
10. Sienko, M., Plane, R. "Química Teórica y Descriptiva", Editorial Aguilar, España, (1970).
11. Skoog, D. A., West, D. N. "Fundamentos de Química Analítica", Editorial Reverté, S.A., México, (1979).
12. Skoog, D. A., West, D. N., Holler F. J., Crouch S. "Química Analítica", Editorial McGraw Hill Interamericana, México, 7ma. edición, (2001).
13. Solomon, S; Hur, C; Lee, A; Smith, K. J. Chem. Edu. 73, 173 (1996).
14. Vogel, A. I. "Química Analítica Cuantitativa", Vol. 1, Editorial Kapelusz, Argentina, (1960).
15. Welcher, F. J., Hahn, R. B. "Semimicro Qualitative Analysis", D. Van Nostrand Co. Inc., USA, (1967).

Anexo I

SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

A efecto de unificar el lenguaje y la expresión de magnitudes físicas y químicas en el mundo, diversas comisiones acordaron el uso del Sistema Internacional de Unidades, que comprende las magnitudes fundamentales:

Sistema Internacional de Unidades

Magnitud física	Unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Cantidad de sustancia	mol	mol
Volumen	metro cúbico	m ³
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K
Corriente eléctrica	ampere	A
Intensidad luminosa	candela	cd

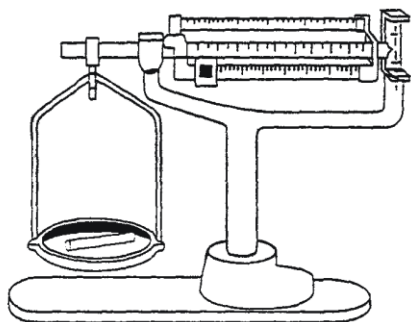
Los símbolos no llevan plural, se escribe 8,7 g ; no llevan punto, pues no son abreviaturas: gramo se escribe g, metro: m, tonelada: t

Los símbolos derivados de nombres propios se escriben con letra mayúscula, no así el nombre de la unidad. Ejemplo: kelvin (K), faraday (F), pascal (Pa), etc.

Prefijos y símbolos de múltiplos y submúltiplos de 10.

<i>Prefijo</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Valor</i>
Tera	T	10 ¹²
Giga	G	10 ⁹
Mega	M	10 ⁶
Kilo	k	10 ³
Deci	d	10 ⁻¹
Centi	c	10 ⁻²
Mili	m	10 ⁻³
Micro	μ	10 ⁻⁶
Nano	n	10 ⁻⁹

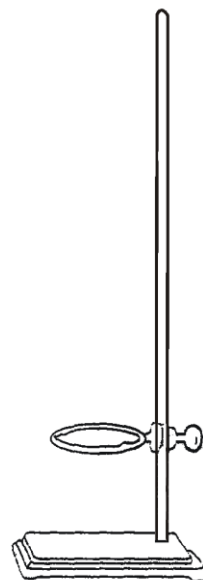
MATERIAL DE LABORATORIO



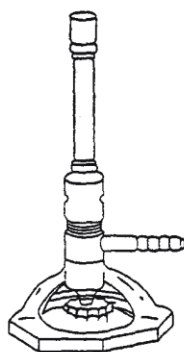
Balanza



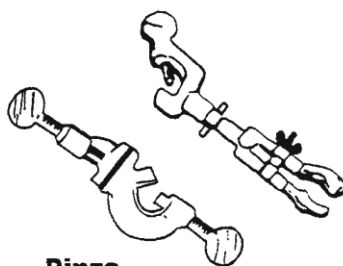
Aro Metálico



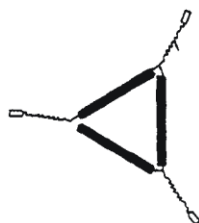
Soporte Universal



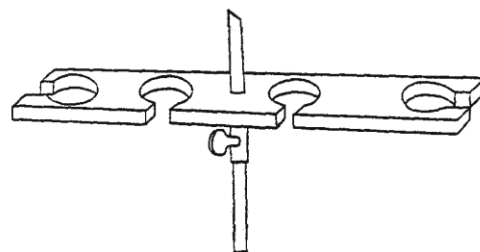
Mechero Bunsen



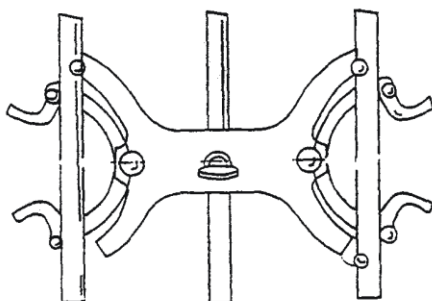
Pinza



Triángulo



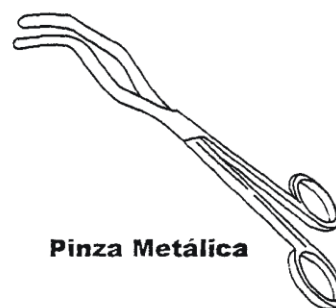
Base para filtrado



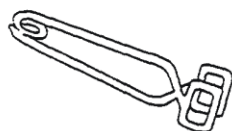
Soporte para bureta



Tripode



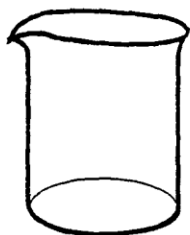
Pinza Metálica



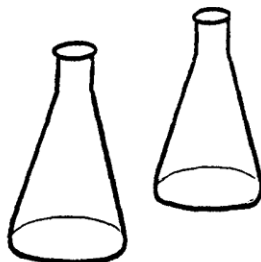
Pinza para tubo de ensayo



Tubo de Ensayo



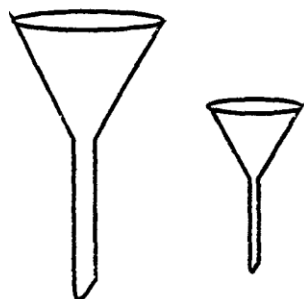
Beaker



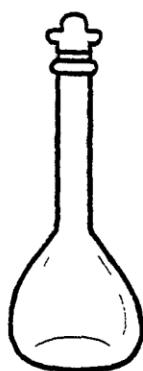
Matraz Erlenmayer



Kitasato



Embudo



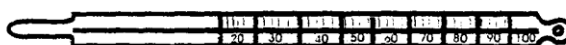
Balón Aforado



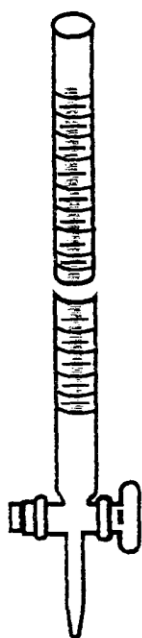
Cilindro Graduado



Vidrio de Reloj



Termómetro



Bureta



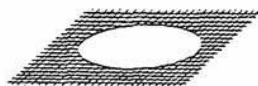
Pipeta Graduada



Pipeta Volumétrica



Cepillo para tubo de ensayo



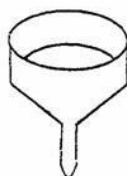
Rejilla



Crisol



Mortero



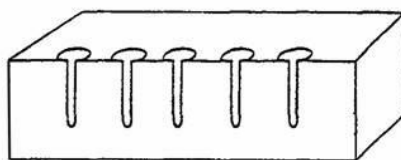
Embudo Buchner



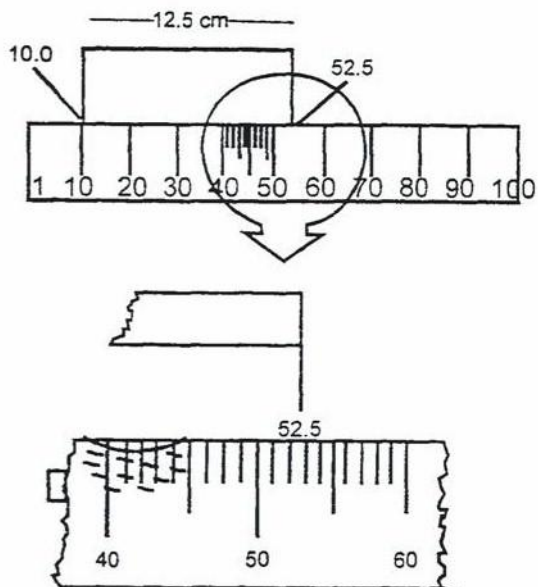
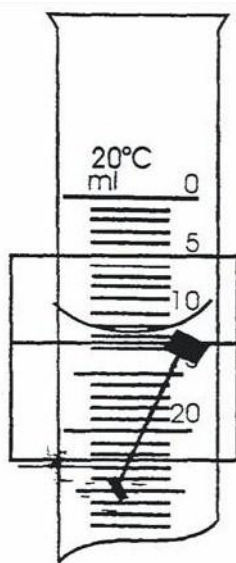
Conjunto para filtrado al vacío



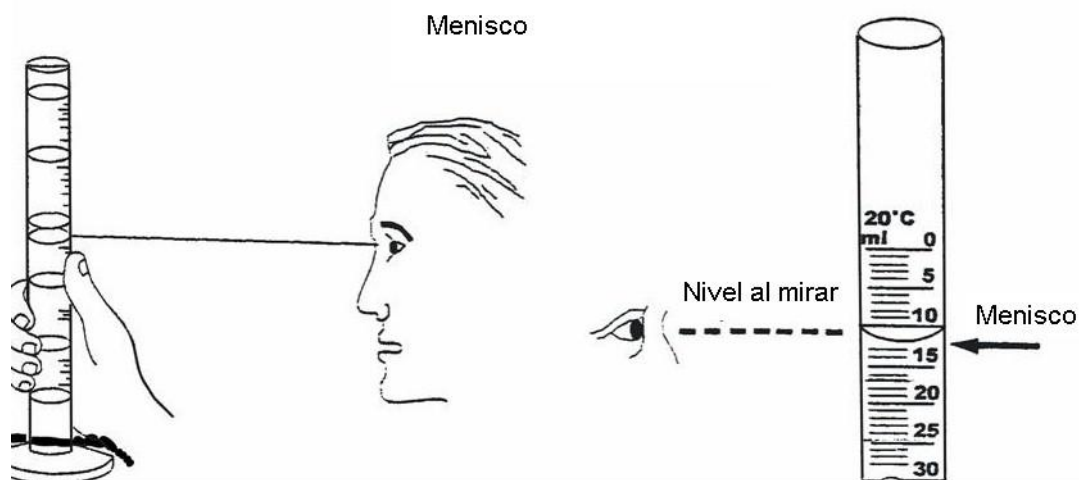
Varilla de Vidrio



Soporte para tubos de ensayo



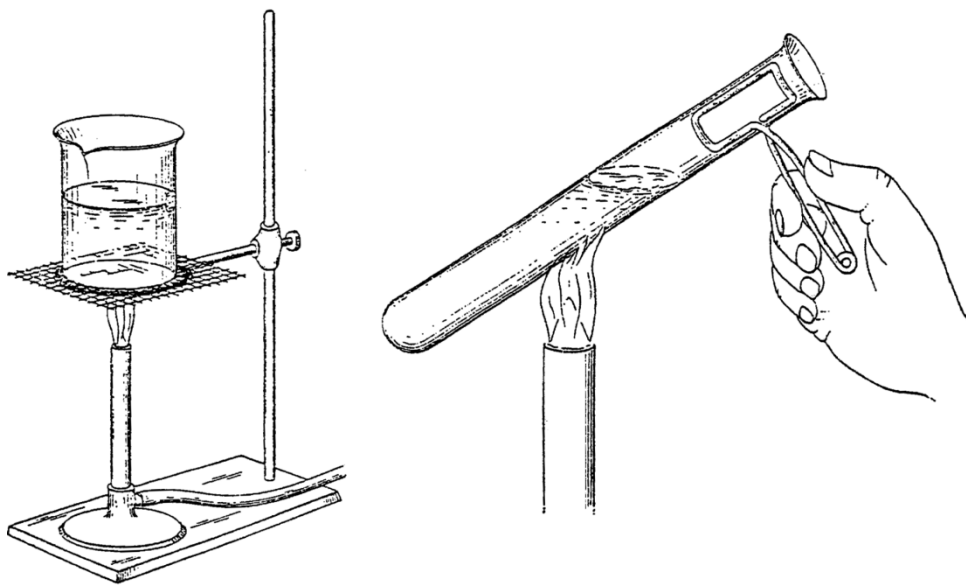
Precisión en los instrumentos de medida.



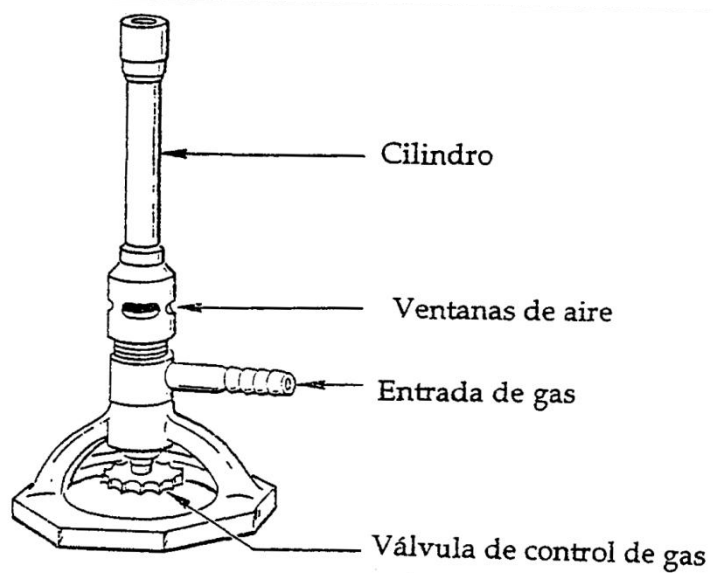
La vista debe estar al mismo nivel del menisco



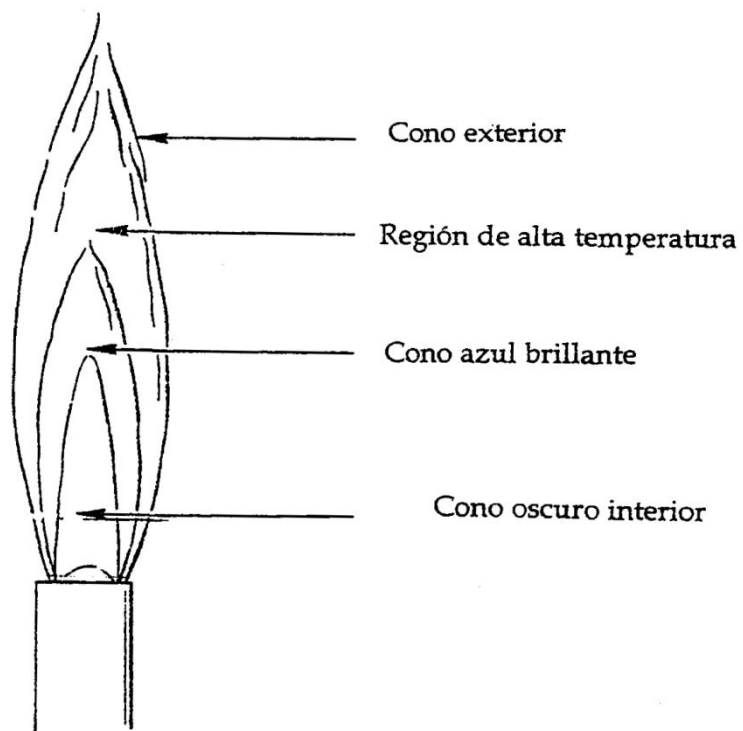
Forma de oler con precaución un gas



Calentamiento de líquidos



Partes de un Mechero Bunsen



Zonas de la llama de un mechero Bunsen



UNIVERSIDAD SIMÓN BOLÍVAR

LABORATORIO B

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO “B”

1. Procedimientos seguros.

Coloque etiquetas en todos los frascos que utilice.

Devuelva los frascos inmediatamente a sus propios estantes.

Nunca trabaje solo, siempre debe haber una persona en las cercanías a quien se pueda llamar en un momento dado.

Nunca trabaje en un laboratorio sin ventilación. Encienda todas las campanas.

No haga experimentos sin autorización.

No debe dejar reacciones sin atención (tampoco destilaciones, etc.).

Consulte con su profesor los procedimientos correctos para manipular material de vidrio.

Cualquier persona que esté trabajando con un reactivo especialmente peligroso debe colocar avisos en esa área.

Sujete todos los cilindros de gas con una correa de seguridad.

2. La limpieza.

Un laboratorio limpio es un laboratorio seguro. El mesón debe estar limpio todo el tiempo: antes, durante y después de trabajar.

El material de vidrio roto y los reactivos sobre la superficie de trabajo o el piso, deben limpiarse inmediatamente (solicite a su profesor el procedimiento correcto).

Bote los desperdicios en las papeleras, no en los fregaderos, canales o en el piso.

Pregunte a su profesor cómo disponer de los remanentes (sólidos o líquidos) de una reacción. Nunca bote en el fregadero algo que no tenga el permiso del profesor.

3. Protección personal.

Debe usar lentes de seguridad y bata con mangas largas todo el tiempo en el laboratorio.

Debe usar guantes de goma para manejar reactivos peligrosos.

Debe saber dónde está el cajetín de primeros auxilios.

4. Reactivos tóxicos.

Considere que todos los reactivos son tóxicos. Nunca saboree y evite respirar cualquier reactivo conocido o desconocido.

Nunca coma, beba o fume en el laboratorio.

NUNCA llene las pipetas con la boca.

Los reactivos especialmente tóxicos deben manejarse solamente en la campana.

Antes de trabajar en el laboratorio el alumno siempre debe conocer la toxicidad de cada reactivo que va a usar y el procedimiento a seguir en caso de accidente.

Reporte inmediatamente al profesor si se presentan síntomas fisiológicos extraños (ejemplo: dolores de cabeza fuertes y prolongados, vértigo, etc.).

5. Riesgo de fuego y explosión.

Nunca caliente un líquido inflamable en un envase abierto sobre una llama:

use un baño de agua caliente, una plancha eléctrica, o una manta eléctrica.

Nunca caliente un sistema cerrado.

Use siempre la campana.

6. En caso de un accidente.

Todos los accidentes tienen que reportarse al Profesor encargado del curso y luego al Jefe del Laboratorio B.

Los derrames químicos en la piel o la ropa deben limpiarse inmediatamente. Use bastante agua. Para reactivos insolubles en agua, use primero alcohol etílico y luego agua. Los reactivos salpicados en los ojos deben lavarse inmediatamente con bastante agua. Use los lavaojos ubicados a la salida de cada laboratorio.

Las cortaduras deben lavarse inmediatamente y luego protegerse con un vendaje limpio. Si el corte es demasiado profundo o no puede detener la sangre, acuda al médico.

Si ocurre fuego, nunca sople un líquido inflamable. Muchas veces se puede apagar un fuego por sofocamiento; por ejemplo, una placa de asbesto puede usarse para apagar un fuego en un beaker. Para apagar un fuego en el mesón se puede usar arena o bicarbonato de sodio; si no puede usar este método, use el extintor.

Si la ropa está en llamas NO CORRA. Use la ducha en las salidas del laboratorio o tírese al piso y ruede.

IMPORTANTE

La supervisión de la disciplina en el laboratorio es de la entera responsabilidad del profesor encargado de la asignatura de laboratorio que dicta o del trabajo de investigación que se ejecuta.

El profesor es responsable de la aplicación de estas normas y de las sanciones resultantes de su incumplimiento. Las sanciones pueden llegar a la suspensión temporal o definitiva del laboratorio.

Cualquier accidente que el estudiante cause tanto a sí mismo como a personas o bienes, por incumplimiento de estas normas, será de su entera responsabilidad.



UNIVERSIDAD SIMÓN BOLÍVAR

LABORATORIO B

	Ene-Mar	Abr-Jul	Sep-Dic
Trimestre			

ASIGNATURA
QM -1181

CONSTANCIA

POR MEDIO DE LA PRESENTE HAGO CONSTAR QUE HE LEÍDO **LAS NORMAS DE SEGURIDAD DEL LABORATORIO "B"** Y QUE ME COMPROMETO A CUMPLIRLAS A CABALIDAD. ENTIENDO PERFECTAMENTE QUE EL INCUMPLIMIENTO DE ALGUNA DE ESTAS NORMAS PUEDE CAUSAR MI EXPULSIÓN TEMPORAL DEL LABORATORIO CON LA CONSIGUIENTE PÉRDIDA DE LA(S) PRÁCTICA(S), Y QUE ADEMÁS LA REINCIDENCIA EN EL INCUMPLIMIENTO DE LAS MISMAS PUEDE OCASIONAR LA PÉRDIDA DE LA ASIGNATURA EN EL TRIMESTRE EN CURSO, QUEDANDO EN ESTE CASO CON CALIFICACIÓN DE UNO (1).

CUALQUIER ACCIDENTE QUE CAUSE POR EL INCUMPLIMIENTO DE **LAS NORMAS DE SEGURIDAD DEL LABORATORIO "B"** SERÁ DE LA ENTERA RESPONSABILIDAD DE MI PERSONA.

NOMBRE
CARNET

FIRMA



UNIVERSIDAD SIMÓN BOLÍVAR

LABORATORIO B

INFORME SOBRE MATERIAL DE VIDRIO Y EQUIPO ROTO

ASIGNATURA_____TRIMESTRE_____GAVETA_____

NOMBRE_____CARNET N°_____

Por medio de la presente hago constar que restituiré al Laboratorio B, el equipo y/o material que rompa durante mi trabajo práctico de esta asignatura.

DESCRIPCIÓN Y MARCA	N° UNIDADES	FECHA Y FIRMA