

MANUAL DE LABORATORIO

QUIM-102

Revisiones:

Margarita Otero 2019

Ariela Lavado 2020

Manual de Laboratorio de QUIM-102

La química es esencialmente una disciplina experimental y su enseñanza implica, por tanto, la realización de experiencias que ayuden a la comprensión de los conocimientos teóricos adquiridos en las aulas. Los experimentos químicos se realizan en un lugar especial acondicionado para este efecto que se denomina *laboratorio*. El laboratorio químico puede ser un lugar potencialmente peligroso, dado que para su funcionamiento cuenta con material de vidrio frágil, aparatos eléctricos y electrónicos, compuestos químicos corrosivos y/o tóxicos, líquidos inflamables, mecheros, etc. Sin embargo, si se toman las precauciones debidas y se siguen los procedimientos de seguridad adecuados, el trabajo en el laboratorio no involucra riesgos mayores. Por lo tanto, la seguridad personal y del grupo de trabajo depende, en gran parte, del conocimiento que se tenga de los posibles peligros y de las precauciones adecuadas que se deben adoptar para evitarlos o reducirlos al máximo.

Los peligros más comunes en el laboratorio químico pueden ser clasificados en tres categorías, de acuerdo a los agentes que los causan:

- A. Fuego y explosión
- B. Químico
- C. Material de Vidrio

A. PRECAUCIONES PARA EL FUEGO Y EXPLOSIÓN

- a) Evitar mantener mecheros encendidos sin necesidad.
- b) Si se usan mecheros observar las siguientes precauciones: nunca calentar un líquido inflamable en un recipiente abierto, es decir, sólo se deberá usar mechero cuando el recipiente está provisto de un condensador. En caso contrario, usar baño de agua caliente o calentador eléctrico.
- c) En una destilación asegurar una buena refrigeración en el condensador.
- d) Nunca traspasar líquido inflamable de un recipiente a otro cerca de una llama.
- e) No dejar gotear destilados inflamables o recipientes separados del refrigerante. Use un adaptador.
- f) No calentar baños de aceite a elevadas temperaturas.
- g) Nunca calentar un aparato cerrado herméticamente aunque utilice un refrigerante puesto. Al aumentar la presión puede producir una explosión.
- h) Si se va a efectuar una reacción exotérmica, preparar un baño de hielo o de agua y tenerlo a mano, de forma que éste pueda ser usado en caso de que la reacción escape de su control por excesivo aumento de temperatura.
- i) Identificar el lugar donde se encuentran los extintores y asegurarse de conocer su funcionamiento.
- j) No abandonar su puesto de observador cuando está efectuando una reacción que implique riesgos de inflamación o explosión.

B. PRECAUCIONES QUÍMICAS

- a) Evite el contacto directo de la piel con compuestos químicos: los materiales sólidos deben transferirse con espátulas u otros utensilios apropiados. Si algún compuesto toca la piel, lavarse inmediatamente con abundante agua y jabón.
- b) Preguntar al profesor si se tienen dudas en cuanto a la toxicidad de los compuestos químicos. Tener especial cuidado de que las heridas no estén en contacto con compuestos químicos.
- c) Nunca usar solventes orgánicos, tales como acetona o alcohol, para lavar compuestos orgánicos depositados en la piel, puesto que tales solventes aumentan la absorción del producto. Siempre lave sus manos al final del trabajo experimental.
- d) Nunca debe probar (o degustar) productos químicos.
- e) Evitar la inhalación de humos o vapores de compuestos orgánicos y solventes tanto como sea posible. Aunque el olor de los compuestos es, a menudo, criterio de identificación de sustancias, debe ser discreto al efectuar dicha operación. Cabe hacer notar que algunos compuestos son irritantes sin ser tóxicos.
- f) El laboratorio debe estar bien ventilado cuando se trabaje con sustancias volátiles en sistemas abiertos. En este caso es preferible trabajar en campana.
- g) Si en una reacción se producen gases nocivos (HCl, HCN, H₂S, etc.), debe trabajar en campana con una trampa de gases en el sistema.
- h) Recuerde lavar el material inmediatamente después de haber sido usado.

C. PRECAUCIONES PARA EL MATERIAL DE VIDRIO

- a) La regla fundamental con material de vidrio es: no aplicar nunca presiones indebidas o forzar las piezas de vidrio. Esta regla se aplica a la colocación de termómetros o tubos de vidrio en tapones de goma, mangueras o corchos comunes.
- b) Al introducir un tubo de vidrio en un corcho perforado es conveniente que éste se encuentre lubricado. Además, protéjase con un paño al tomar el vidrio de la parte más cercana al corcho.
- c) Estos peligros disminuyen en gran medida, cuando se trabaja con materiales esmerilados. Si se usa material esmerilado, es importante que las uniones estén lubricadas apropiadamente. Se entiende por una buena lubricación, el aplicar una delgada capa de grasa en dos puntos opuestos y en el tercio superior de la unión macho, y luego rotar las partes para lubricar la superficie de las uniones, con un delgado revestimiento.
- d) El material de vidrio debe ser lavado inmediatamente después de su uso. La mayoría de los residuos pueden ser removidos con detergente y agua. Nunca botar los sólidos a los lavatorios; los sólidos deben ser desechados en recipientes especiales. Los solventes deben ser vertidos en botellas que para este efecto dispondrá en el laboratorio.

PROCEDIMIENTOS EN CASO DE ACCIDENTE

En caso que ocurra un accidente, por no seguir las normas de seguridad recién descritas, se deben seguir las siguientes instrucciones. Los accidentes se clasifican también de acuerdo al agente que los produce.

FUEGO

- a) La primera reacción deber ser alejarse del peligro. Avisar inmediatamente al profesor. Para ayudar a prevenir la propagación del fuego, alejar todos los recipientes de solventes inflamables de las zonas afectadas y apagar los mecheros. Para una mayor eficiencia en el uso del extinguidor, dirigir la boca de éste hacia la base de las llamas. Si se incendia la ropa no correr, ya que los movimientos rápidos activan el fuego. Rodar por el suelo para sofocarlo y cuidar de que éste no alcance la cabeza.
- b) Los compañeros pueden ayudar a extinguir el fuego usando las mantas de asbesto disponibles, delantales, etc.
- c) No titubear en ayudar a un compañero envuelto en tal emergencia, puesto que unos pocos segundos de retardo pueden agravar seriamente las lesiones producidas.
- d) Si las quemaduras son leves, aplicar un ungüento adecuado. En caso de quemaduras serias, no aplicar ningún tipo de ungüento, sino procurar un tratamiento médico al momento (Posta Central).

QUEMADURAS QUÍMICAS

- a) El área de la piel afectada por este tipo de quemaduras debe ser lavado inmediatamente con agua y jabón. Si la quemadura es leve aplicar ungüento, y para quemaduras más serias acudir al médico.
- b) Si reactivos corrosivos o calientes caen en los ojos, lavarlos inmediatamente con abundante agua y enseguida con suero fisiológico que el laboratorio dispone. No debe tocar los ojos. El párpado y el globo del ojo deben lavarse con agua por muchos minutos. Vaya al médico tan pronto como sea posible.

CORTADURAS

- a) Las cortaduras leves deben tratarse con los procedimientos conocidos de primeros auxilios. Si la cortadura indica que ha sido dañada una arteria, aplicar torniquetes justo antes de la lesión.
- b) Cualquier persona afectada que deba acudir al médico rápidamente, debe ir acompañada, aunque el paciente no lo estime así. Personas en estado de shock, especialmente después de sufrir quemaduras, están a menudo más graves de lo que parece.

NORMAS GENERALES DE TRABAJO EN EL LABORATORIO

1. Todo equipo armado por él (o los) estudiante deberá ser revisado por su profesor antes de ser usado.
2. Los reactivos de uso general deberán permanecer en los lugares asignados a ellos.
3. Todo reactivo, luego de ser usado, deberá permanecer tapado.
4. Los desechos sólidos no deben vaciarse en los lavatorios o desagües; habrá depósitos especiales para ellos.
5. Las mezclas de líquidos o solventes no recuperables deberán guardarse en frascos especialmente rotulados.
6. Si se necesita trasvasijar en producto sólido, deberá utilizar espátula fina o gruesa, según sea el caso. Nunca use las manos directamente.
7. Antes de utilizar cualquier material, asegúrese de su limpieza.
8. Las balanzas deben permanecer limpias y sin tara. Su utilización exige protección del plato (utilizar vidrio de reloj).

Normas del Laboratorio

1. La entrada al laboratorio debe de ser puntual: 15:50 hrs para todas las secciones.
2. Las actividades del laboratorio iniciarán con la evaluación correspondiente, ya sean los controles o las pruebas acumulativas marcadas en el calendario descrito en el Syllabus de esta asignatura.
3. El alumno que llegue tarde al control, podrá rendir control siempre y cuando esté dentro de los 10 minutos asignados para el mismo. Pero su control será recogido al mismo tiempo que el resto del grupo. Por ejemplo, si un alumno llega 15:57 hrs, tendrá 3 minutos para responder lo que pueda, porque a las 16:00hrs el control será entregado al profesor.
4. Si el alumno llega después del control, no podrá presentar y será calificado con la nota mínima de 1,0.
5. Una vez iniciada la introducción por parte del profesor, los alumnos no podrán entrar al laboratorio, salvo permiso previo al profesor (visita médica programada, por ejemplo). Pero este permiso no podrá exceder los primeros 15 minutos de la sesión. Si es necesario llegar más tarde, lo mejor será justificar su ausencia y presentar recuperativo.
6. El profesor puede negar la entrada al laboratorio a aquel alumno que no cumpla con las normas de vestimenta. Es decir, los alumnos que no asistan con ropa adecuada a la sesión.
Ropa adecuada: Calzado cerrado, cotona, pelo recogido (para todo alumno con pelo largo), pantalones que no estén rotos y que cubran por completo, es decir, no se permitirán pantalones cortos (shorts, bermudas, ropa deportiva a la altura de la pantorrilla o por encima del tobillo). ESTO ES POR SEGURIDAD.
Aquel alumno que incumpla con este punto, no podrá ingresar al laboratorio, y no podrá rendir control e irse. Tampoco se permitirá irse a cambiar y regresar, porque se debe de respetar el horario del laboratorio. La negación de entrada es para toda la sesión; y las actividades realizadas en esa sesión será calificada con la nota mínima (1,0).
7. La sesión deb de ser completada por los alumnos. Ningún alumno puede abandonar antes de terminar la práctica. Si esto sucede, el alumno será penalizado con una nota de 1,0 en la siguiente evaluación.

PAUTA PARA CONSTRUIR SU INFORME DE LABORATORIO

En éste curso, como en los futuros años en que usted estudie Química, debe usar su **cuaderno de laboratorio** como una ayuda importante en su trabajo de investigación. En él, debe anotar toda la información relativa al trabajo realizado en una forma clara, ordenada y legible. Para sacar el máximo provecho de los datos puestos en su cuaderno aconsejo las siguientes normas:

- a) El informe será realizado al término del laboratorio bajo la supervisión del Profesor y/o Ayudante. Para ello se le entregará una pauta, la cual debe ser completada y desarrollada en base a los datos y observaciones realizadas por el grupo de trabajo.
- b) Anotar fecha y nombre del experimento. Luego anotar los datos experimentales tan pronto como sea posible, ojala después de hacer la observación.
- c) Registre claramente los datos obtenidos y si es posible construya una Tabla de Datos, para mayor claridad.
- d) Indique las operaciones realizadas, con detalles. Si se hicieron modificaciones, deberá incluirlas.
- e) Anote las conclusiones y comentarios pertinentes. Si obtiene un (o más) dato(s) numérico(s) intérprete(s) a la luz de sus observaciones experimentales. Para hacer más rica su discusión compare este dato con datos bibliográficos de referencia. Busque en Handbooks, libros o Internet toda información que le pueda ser útil para complementar su discusión.



Universidad Andrés Bello
Facultad de Ciencias Exactas
Departamento de Ciencias Químicas

LABORATORIO Nº 1

MEDICIONES GRAVIMÉTRICAS Y VOLUMÉTRICAS.

INTRODUCCION

En los experimentos químicos se realizan mediciones de distinta naturaleza y con diversos instrumentos. Las mediciones más comunes son las que permiten determinar la cantidad de una sustancia expresada en unidades de peso o volumen, gravimetría y volumetría respectivamente. Estas mediciones, al igual que todas, tienen siempre asociado un error que afecta el resultado final del experimento. El origen de los errores se debe a la imposibilidad de obtener medidas exactas, ya que los aparatos de medición no son absolutamente perfectos y nuestros sentidos tienen una capacidad de percepción limitada.

Por lo anterior los números obtenidos a través de mediciones, son siempre inexactos. Entonces nuestro trabajo consiste en cuantificar el error, en ningún caso ignorarlo.

En el anexo de esta guía se hace un tratamiento adecuado del manejo de error, así como el manejo correcto de cifras significativas. (Estudiar antes del desarrollo de su práctico). También está presente el trabajo de gráficos que usted deberá estudiar para el desarrollo óptimo de este trabajo práctico.

Masa y Peso

La masa de un cuerpo es una propiedad característica del mismo, y es una medida de la cantidad de materia que lo compone. La unidad SI para la masa es el kilogramo (kg).

El peso de un cuerpo es la fuerza que su masa ejerce por efecto de la gravedad. De acuerdo a la primera ley de Newton la fuerza es el producto de la masa por la aceleración. En la Tierra la aceleración de gravedad es $9,79 \text{ m/s}^2$. El peso se mide en Newtons (N), kg-fuerza, dinas, libras-fuerza, onzas-fuerza, etc.

El kilogramo (kg) es por tanto una unidad de masa, no de peso. Sin embargo, muchos aparatos utilizados para medir pesos (básculas, balanzas), tienen sus escalas graduadas en kg en lugar de kg-fuerza. Esto no suele representar, normalmente, ningún problema ya que 1 kg-fuerza es el peso en la superficie de la Tierra de un objeto de 1 kg de masa. Por lo tanto, una persona de 60 kg de masa pesa en la superficie de la Tierra 60 kg-Fuerza. Sin embargo, la misma persona en la Luna pesaría solo 10 kg-fuerza, aunque su masa seguiría siendo de 60 kg.

Volumen

El volumen de un cuerpo representa la cantidad de espacio que ocupa, y que no puede ser ocupado por otro cuerpo, ya que los cuerpos son impenetrables.

El volumen, como la masa, puede medirse en muchas unidades, sobre todo dependiendo de la nación o la comarca en la que se vive. En el Sistema Internacional (SI) el volumen se mide en metros cúbicos (m^3), y representa el volumen de un cubo que mide 1 m por cada lado. En química se usan unidades más pequeñas como el centímetro cúbico (cm^3). Otra unidad de volumen muy utilizada es el litro L, el cual equivale a un decímetro cúbico (dm^3). En un litro hay 1000 mililitros (mL), y cada mL representa el mismo volumen de un cm^3 .

Densidad

La densidad es una propiedad de la materia que se define como la razón entre la masa de un cuerpo y el volumen que ocupa

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}$$

Las densidades de sólidos y líquidos se expresan en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o bien gramos por mililitro (g/mL).

La densidad de un cuerpo está relacionada con su flotabilidad, una sustancia flotará sobre otra si su densidad es menor. La madera flota sobre el agua y el plomo se hunde en ella. Esto se debe a que el plomo posee mayor densidad que el agua mientras que la densidad de la madera es menor. Ambas sustancias se hundirán en la gasolina, de densidad más baja.

Sistema métrico.

En el sistema métrico se utilizan prefijos para indicar fracciones decimales o bien múltiplos de una unidad. Por ejemplo, hemos usado el prefijo *centi* para representar un centésimo de un metro cúbico (cm^3), y el prefijo *kilo* para representar un múltiplo de mil de un kilo (kg). Los prefijos más utilizados aparecen en la siguiente tabla.

Múltiplos			Fracciones		
$\times 10^1$	<i>deca</i>	<i>da</i>	$\times 10^{-1}$	<i>deci</i>	<i>d</i>
$\times 10^2$	<i>hecto</i>	<i>h</i>	$\times 10^{-2}$	<i>centi</i>	<i>c</i>
$\times 10^3$	<i>kilo</i>	<i>k</i>	$\times 10^{-3}$	<i>mili</i>	<i>m</i>
$\times 10^6$	<i>mega</i>	<i>M</i>	$\times 10^{-6}$	<i>micro</i>	μ
$\times 10^9$	<i>giga</i>	<i>G</i>	$\times 10^{-9}$	<i>nano</i>	<i>n</i>
$\times 10^{12}$	<i>tera</i>	<i>T</i>	$\times 10^{-12}$	<i>pico</i>	<i>p</i>

OBJETIVOS

Realizar mediciones de masa y volumen con diferentes aparatos y material volumétrico de laboratorio y en cada caso cuantificar el error.

Calcular la densidad de un líquido y el error asociado a la medición

Comparar el error medido en los diferentes experimentos, discutir su magnitud.

PARTE EXPERIMENTAL

Experimento N°1

Determinación de la densidad de un líquido

A. Medición de masa usando balanza granataria y balanza analítica

Etiquete e identifique dos vasos de precipitados de 50 mL . Verifique que estén limpios y secos. Mase el vaso 1 y el vaso 2 en balanza analítica y en balanza granataria. Considere la incerteza de cada instrumento. Anote sus resultados en la tabla N°1.

TABLA N°1

	Balanza granataria	Balanza Analítica
Vaso 1	±	±
Vaso 2	±	±

Compare y discuta sus resultados

B. Medición de volumen de un líquido usando una bureta y una pipeta graduada

Al vaso 1 transfiera 10 mL de agua utilizando una bureta de 25 mL, y al vaso 2 transfiera también 10 mL de agua utilizando una pipeta graduada de 10 mL, respectivamente. Mase nuevamente los vasos y su contenido. **Usar la balanza analítica para obtener la masa de ambos vasos**

Repita la operación agregando 10 mL más de agua de tal manera que el volumen total sea de 20 mL, luego de 30 mL
Anote sus resultados en la tabla 2.

Para obtener la masa de agua restar masa del vaso con agua menos masa del vaso sólo

Manual de Laboratorio de QUIM-102

TABLA 2: Medición de volúmenes con los dos materiales volumétricos y masa en balanza analítica. El error de la bureta es $\pm 0,05$ mL y el de la pipeta graduada $\pm 0,1$ mL

Vaso 1: volumen medido con bureta		Vaso 2: volumen medido con pipeta graduada	
Volumen [mL]	Masa del líquido [g]	Volumen [mL]	Masa del líquido [g]
\pm	\pm	\pm	\pm
\pm	\pm	\pm	\pm
\pm	\pm	\pm	\pm

Note que cada columna incluye el error máximo, que es igual a la incerteza respectiva a cada medición. Para simplificar los cálculos hemos supuesto que las mediciones consecutivas de volumen y masa en cada vaso son independientes entre sí. Note que en la columna de masa dice masa del líquido, por lo que deberá previamente descontar la masa del vaso vacío. El error de esta medición debe ser calculado de acuerdo a las instrucciones detalladas en el Anexo 1. No olvide anotar la masa medida en la balanza, que corresponde a la suma del líquido más vaso vacío, para luego informar en la tabla el valor solicitado.

C. Cálculo de la densidad del líquido

Con los datos anteriores deberá calcular la densidad del líquido asignado (Tabla N°3).

densidad 1 [g/mL]	densidad 2 [g/mL]

Para el cálculo de la densidad considere los valores de masa y volumen, sin considerar el error asociado. El resultado debe ser entregado con el número correcto de cifras significativas

Experimento N° 2:

Determinación de la densidad del vidrio

a. Medición del volumen haciendo uso del Principio de Arquímedes

En una balanza granataria mase entre 25 – 30 de perlas de vidrio. Cuente y anote el número de bolitas involucradas en la medición

En una probeta de 50 mL mida 25 mL de agua destilada y ponga las perlas de vidrio ya pesadas. Tenga precaución de no dejar ocluidas burbujas de aire. De ser así preocúpese de removerlas con cuidado.

Lea y anote el nuevo volumen alcanzado por el agua. Considere el error de la probeta como $\pm 0,1$ mL

Volumen inicial del agua (mL)	Volumen final del agua (mL)	Volumen ocupado por las perlas de vidrio (mL)
\pm	\pm	\pm

Realice sus cálculos y exprese la densidad obtenida con el número correcto de cifras significativas

Con el fin de ordenar la información obtenida, en su cuaderno confeccione una tabla con los siguientes datos.

Masa de las perlas de vidrio [g]	Volumen ocupado por las perlas de vidrio [mL]	Densidad del vidrio [g/mL]
\pm	\pm	

Tenga presente que el error en el volumen requiere de un cálculo previo que involucra una suma de errores

b. Medición del volumen a través de la fórmula geométrica.

Con la ayuda de un pie de metro determine el diámetro de una perla de vidrio.

Luego determine su volumen a través de cálculos, por la fórmula geométrica.

La masa puede obtenerla del experimento anterior, dividiendo la masa total por el número de esferas.

$$V = \frac{4\pi r^3}{3}$$

Manual de Laboratorio de QUIM-102

Realice sus cálculos y exprese la densidad obtenida con el número correcto de cifras significativas. También calcule el error relativo. Para todos sus cálculos use el anexo 1 que aparece al final de este manual.

Masa de una perla de vidrio [g]	Volumen a partir de la fórmula geométrica para una perla de vidrio [mL]	Densidad del vidrio [g/mL]
±	±	±

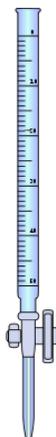
ANEXO DEL PRIMER INFORME

MATERIAL DE LABORATORIO DE USO HABITUAL

A continuación, se da el nombre correcto del material de vidrio, accesorio e instrumento básicos de laboratorio:



Probeta



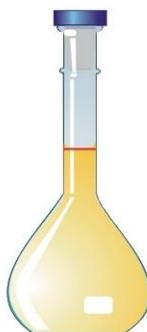
Bureta



Pipeta graduada



Pipeta aforada o pipeta volumétrica



Matraz de aforo



Vaso Precipitado



Pipetas Pasteur



Balón de fondo redondo



Kitasato

Manual de Laboratorio de QUIM-102



Embudo Bûchner



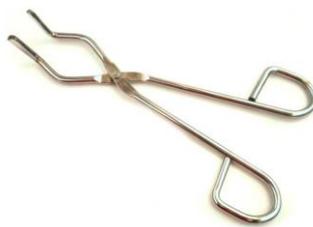
Embudo de filtración por gravedad



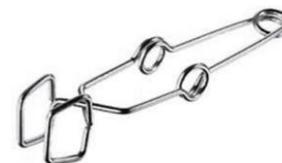
Matraz Erlenmeyer



Espátulas



Pinza para vasos precipitados



Pinza de metal para tubos de ensayo



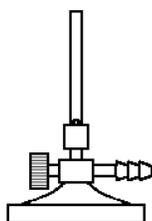
Pinza de madera para tubos de ensayo



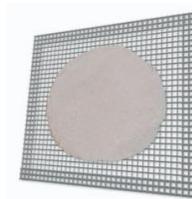
Propipetas



Vidrio de reloj



Mechero Bunsen



Rejilla



Trípode

Manual de Laboratorio de QUIM-102



Refrigerantes



Termómetro



Argolla de metal



Soporte universal



Agitador magnético



Balanza analítica



Balanza granataria



Capsula de porcelana



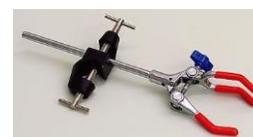
Crisol de porcelana con y sin tapa



Pinzas para Bureta



Pinza con nuez



Pinza

Manual de Laboratorio de QUIM-102



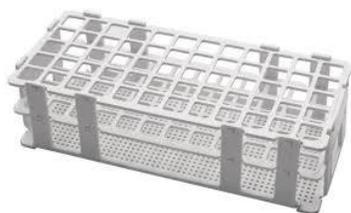
Nuez



Piseta



Tubos de ensayo con y sin tapa



Gradilla



Universidad Andrés Bello
Facultad de Ciencias Exactas
Departamento de Ciencias Químicas

LABORATORIO Nº 2

EL ENLACE QUÍMICO Y SUS PROPIEDADES

INTRODUCCIÓN

Es razonable asumir que entendiendo la estructura atómica deberíamos entender el enlace químico que ocurre entre átomos.

Por ejemplo, es posible usar la configuración electrónica del átomo de sodio (Na) y del átomo de cloro (Cl), para entender por qué un átomo de Na se combina con un átomo de Cl para formar el compuesto iónico, NaCl, que es capaz de conducir corriente eléctrica cuando se disuelve en agua.

También nos podemos preguntar, ¿Por qué el compuesto llamado sacarosa **NO conduce** la corriente eléctrica en disolución acuosa?

Este tipo de preguntas es posible de responder en este trabajo práctico, el que ilustra claramente las propiedades del enlace químico entre los átomos. Cuando la mayoría de los compuestos iónicos se disuelven en agua, ellos se disocian en iones móviles libres.

Por ejemplo, una disolución acuosa de NaCl consiste de iones $\text{Na}^+_{(ac)}$ y $\text{Cl}^-_{(ac)}$, que se mueven libremente en el agua. Si introducimos un electrodo conectado a los polos positivo y negativo de una batería a una disolución que contiene los iones $\text{Na}^+_{(ac)}$ y $\text{Cl}^-_{(ac)}$, entonces veremos que los iones $\text{Na}^+_{(ac)}$ son atraídos al polo negativo y los iones $\text{Cl}^-_{(ac)}$, son atraídos al polo positivo de la batería.

El movimiento de estos iones en disolución constituye una corriente eléctrica y esta sustancia se denomina electrólito. Dependiendo de la capacidad de conducir la corriente eléctrica, estos electrolitos pueden ser electrolitos fuertes o electrolitos débiles.

Los iones $\text{Na}^+_{(ac)}$ y $\text{Cl}^-_{(ac)}$ tienen cargas eléctricas opuestas y se atraen entre sí mediante una atracción electrostática. Esta fuerza que une a los iones se llama **enlace iónico**.

Los compuestos químicos formados por **moléculas neutras**, al disolverse en agua no **son capaces de conducir corriente eléctrica** porque no poseen portadores de cargas.

Estas **disoluciones acuosas que no conducen electricidad se denominan no-electrolitos**, que **se caracterizan por poseer enlaces formados entre dos átomos al compartir un par de electrones**. Este **enlace se denomina enlace covalente**.

El químico G. N. Lewis postuló que, un enlace **covalente puede describirse como un par de electrones compartidos entre dos átomos**. Estos compuestos no conducen la corriente eléctrica, por ejemplo, la sacarosa disuelta en agua.

OBJETIVOS

Determinar la composición de una muestra problema, a través de diferentes experimentos de conductividad eléctrica y solubilidad.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Anote el número de su **muestra problema**. Determine sus características organolépticas (apariencia, color, olor). Su muestra a separar e identificar puede contener algunos de los siguientes compuestos:
2. **Alúmina (Al_2O_3), Cloruro de sodio ($NaCl$), Nitrato de sodio ($NaNO_3$), Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y Naftaleno ($C_{10}H_8$).**
3. Colocar su muestra problema en un vaso precipitado de 100 mL y agregar 40 mL de agua destilada medidos con una probeta.
4. Poner el vaso de precipitados sobre la plancha calefactora y calentar suavemente la disolución que contiene su muestra problema por 3 minutos, a una temperatura aproximada de 80 °C.
5. Luego retirar el vaso de la plancha calefactora y dejar enfriar hasta temperatura ambiente.
6. Filtrar a través de un embudo provisto de papel de filtro, recogiendo el filtrado en un matraz Erlenmeyer de 100 mL.
7. Lavar el vaso de precipitados con pequeñas porciones de agua destilada de modo de filtrar cuantitativamente toda su disolución muestra.
8. Guarde la disolución filtrada (**Filtrado, Solución A**).
9. Si existe algún sólido residual en el papel de filtro, guarde este precipitado (**Precipitado Sólido B**).

Filtrado, Solución A:

Medir la conductividad de la solución filtrada con el conductímetro. **Anote sus observaciones**

Como resultado de la medida de conductividad de su muestra problema, existen dos procedimientos experimentales a seguir:

- I. La disolución **SÍ conduce la corriente eléctrica:**
 - a) En este caso, tome un tubo de ensayo limpio y bien lavado con agua destilada.
 - b) Agregue aproximadamente 2 mL de su muestra problema, medidos con una pipeta graduada de 5 mL, al tubo de ensayo limpio.
 - c) Adicione sobre su disolución problema, 3 a 5 gotas de disolución de nitrato de plata, AgNO_3 , al 1 %. **Anote sus observaciones**

- II. La solución **NO conduce la corriente eléctrica:**
 - a) En este caso su muestra problema puede tratarse de un compuesto apolar soluble en agua, o simplemente agua pura.
 - b) Tome aproximadamente 5 mL de su disolución problema, con la ayuda de una pipeta graduada de 10 mL, y colóquelos en la cápsula de porcelana.
 - c) Con la ayuda de la placa calefactora, **CON MUCHO CUIDADO Y UTILIZAR ANTEOJOS DE SEGURIDAD**, evapore suavemente hasta sequedad. Observe si hay o no un sólido residual (**Sólido E**). **Anote sus observaciones**

Precipitado Sólido B:

- a) Seque el sólido entre dos hojas de papel de filtro corriente.
- b) Una vez seco, coloque el sólido en un vaso de precipitados de 100 mL limpio y seco.
- c) Con la ayuda de una probeta de 50 mL, agregue sobre el sólido 25 mL de tetracloruro de carbono (CCl₄) o cloroformo (CHCl₃).
- d) Agite con una bagueta por 3 minutos aproximadamente. Si el sólido no se disuelve completamente, filtre su mezcla a través de un embudo provisto de papel de filtro. Si queda sólido en el papel de filtro el ensayo se considerará como positivo (+), en caso contrario será negativo (-). ***Anote sus observaciones***
- e) Recoja el filtrado en un matraz Erlenmeyer de 100 mL seco.
- f) Tome aproximadamente 3 mL del filtrado con una pipeta graduada de 5 mL, y viértalo en un vidrio de reloj.
- g) Deje evaporar el solvente a temperatura ambiente. Observe si hay o no un sólido residual (***Sólido D***). ***Anote sus observaciones***

SEGURIDAD, evapore suavemente hasta sequedad.

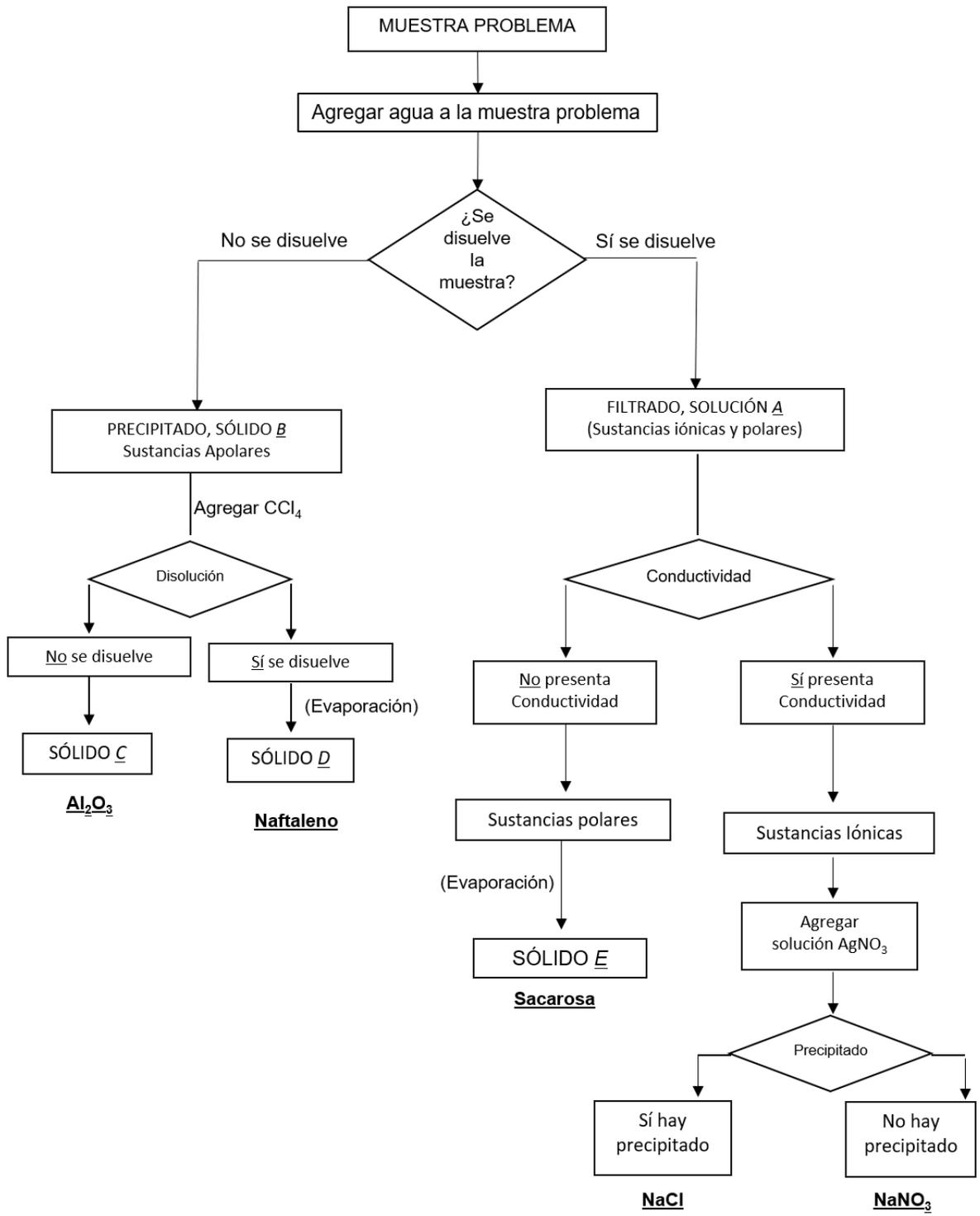
DISCUSION

En la “Pauta de informe” que se le entregará deberá incluir los siguientes aspectos. Por tanto, debe “estudiar los conceptos que se usarán”.

De acuerdo a los ensayos anteriores y guiándose por ***Esquema de separación*** que está a continuación, ya se puede identificar los componentes de su muestra problema.

Manual de Laboratorio de QUIM-102

ESQUEMA DE SEPARACIÓN





Universidad Andrés Bello
Facultad de Ciencias Exactas
Departamento de Ciencias Químicas

LABORATORIO N° 3

REACCIONES, FÓRMULAS Y NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

INTRODUCCION

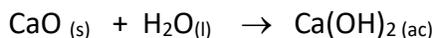
NaCl

Una reacción química, también llamada cambio químico es un proceso en el cual una o más sustancias (***llamadas reactantes o reactivos***), se transforman en otras sustancias, cambiando su estructura molecular y sus enlaces (***llamadas productos***).

Las reacciones químicas de los compuestos inorgánicos se pueden clasificar en cuatro grandes grupos:

1) Reacción de síntesis o unión directa

En este tipo de reacciones los reactivos son dos o más sustancias y el producto es otra sustancia más compleja.



2) Reacción de Descomposición

Las reacciones de descomposición son aquellas en que un compuesto se degrada para producir:

- a) dos elementos
- b) uno o más elementos y uno o más compuestos
- c) dos o más compuestos

a) *Compuesto → dos elementos*

Mediante descomposición térmica o electrolítica es posible obtener elementos como productos. Algunos óxidos metálicos como el óxido de mercurio (II) se descomponen al calentarse para producir oxígeno y mercurio:



b) *Compuesto → elemento y compuesto*

Los cloratos de metales alcalinos como KClO_3 se descomponen por calentamiento para producir el cloruro correspondiente y liberar oxígeno:



c) *Compuesto → dos o más compuestos*

La descomposición térmica del carbonato de calcio y otros carbonatos produce dos compuestos, un óxido metálico y dióxido de carbono:

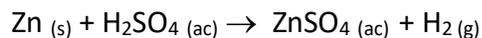


3) Reacción de Desplazamiento simple

En estas reacciones un elemento reemplaza a otro que forma parte de un compuesto. Existen condiciones especiales para éste desplazamiento, los metales más reactivos desplazan a metales menos reactivos o al hidrógeno de sus compuestos en soluciones acuosas.

Los metales más reactivos son los que tienen baja energía de ionización y pierden con facilidad electrones para formar cationes.

Ejemplo:

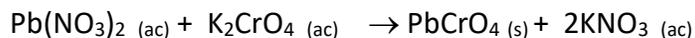


Al disolver zinc en ácido sulfúrico, la reacción produce sulfato de zinc y gas hidrógeno.

4) Reacciones de doble desplazamiento o metátesis

Las reacciones de metátesis son aquellas en las cuales dos compuestos reaccionan para formar dos nuevos compuestos, sin que se produzcan cambios en el número de oxidación.

En estas reacciones se presentan dos reemplazos simultáneos.



Para que una reacción de metátesis produzca un cambio neto algunos de los iones deben ser retirados de la solución. Esto se puede lograr de tres maneras diferentes:

- Formación de un producto insoluble (precipitación)
- Formación de un electrolito débil o un no electrolito
- Formación de un gas que se escapa de la solución

Fenolftaleína: Indicador acido-base (en medio ácido o neutro es incoloro y en medio básico rosa intenso).

OBJETIVOS

- Reconocer, por evidencias experimentales, cuándo ocurre una reacción química.
- Realizar en el laboratorio diferentes reacciones químicas que correspondan a la clasificación estudiada.
- Escribir las ecuaciones químicas de cada reacción, identificando para reactivos y productos su estado físico.

PARTE EXPERIMENTAL

Experimento N°1: Reacción de Síntesis

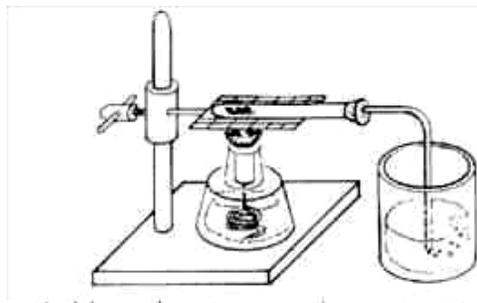
- Con la llama del mechero prenda un trozo de cinta de magnesio, sujeto con pinzas metálicas, inmediatamente retírelo hasta que se apague.
- Luego ponga el residuo sobre un vidrio de reloj, agregue 20 gotas de agua destilada con una pipeta Pasteur y 3 gotas de fenolftaleína. **Anote sus observaciones.**

Esta reacción química involucra **dos reacciones**. Escriba cada una de ellas como ecuaciones químicas balanceadas correctamente.

DEBE TENER CUIDADO DE NO PONER EL MAGNESIO ENCENDIDO EN EL VIDRIO DE RELOJ PORQUE ESTE SE QUEBRARÁ.

Experimento N°2: Reacción de Descomposición

- 1) Coloque unos 2 gramos de carbonato de calcio en un tubo de ensayos y luego tápelo con un tapón de goma, el cual está conectado con una manguera que deberá insertar en un vaso de precipitado que contiene agua destilada (ver esquema adjunto).



- 2) Sujete el tubo con las pinzas o según esquema experimental y caliente directamente a la llama del mechero, cuando el carbonato de calcio se descompone, libera un gas que burbujea en el agua.
- 3) Al otro **producto formado** (dentro del tubo), agregue 20 gotas de agua destilada con una pipeta Pasteur y 3 gotas de fenolftaleína. **Anote sus observaciones.**

Experimento N°3: Reacción de Desplazamiento

1. En un tubo de ensayo limpio y seco vierta 3 mL de ácido clorhídrico, HCl concentrado.
2. Agregue una granalla de cinc inclinando el tubo de tal manera de deslizar por la pared del tubo.
3. El gas desprendido de la reacción se recoge en otro tubo de ensayo invertido que se pone tapando el tubo de reacción, estos se deben unir con papel parafilm para que no escape el gas.
4. Una vez que el tubo invertido este lleno de gas, en esta misma posición se lleva a la llama del mechero, tomándolo con una pinza de madera para tubos de ensayo. **Anote sus observaciones.**

Experimento N°4: Reacción de Metátesis

Parte I

- 1) Coloque en un tubo de ensayo 2 mL de una solución diluida (0,1 M) de yoduro de potasio y en otro tubo de ensayo otros 2 mL de nitrato de plomo (0,1 M).
- 2) Mezcle el contenido de ambos tubos. **Anote sus observaciones** ecuación química correspondiente.

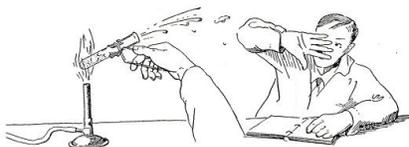
Parte II

Efecto Temperatura:

Caliente suavemente el producto formado en la reacción anterior.

1. Ponga a la llama del mechero el mismo tubo de ensayo con el producto formado, con suavidad, agitando de forma vertical, con precaución, hasta que hierva.
2. Luego, deje enfriar en la rejilla para tubos de ensayo. **Anote sus observaciones**

“CUANDO CALIENTE UNA SOLUCION EN UN TUBO DE ENSAYO DEBE AGITAR CONSTANTEMENTE EN SENTIDO VERTICAL Y ADEMÁS NO DIRIJA JAMAS EL TUBO DE ENSAYO QUE SE ESTA CALENTANDO, O EN EL QUE SE EFECTUE UNA REACCIÓN QUIMICA, HACIA UN COMPAÑERO O HACIA SI MISMO”.



DISCUSION

Para la “Pauta de informe” que se le entregará deberá saber los productos de las reacciones para lo cual debe tomar en cuenta:

1. Escribir las ecuaciones químicas de cada experimento.
Nota: En cada ecuación indicar el estado físico en que se encuentran reactivos y productos. Considere: (ac)= acuoso, (g) = gas y (s) = sólido
 - a) **Experimento N°1**
Esta reacción química involucra **dos reacciones**. Escriba cada una de ellas como ecuaciones químicas balanceadas correctamente.
 - b) **Experimento N°2**
Este experimento involucra **dos reacciones**. Escriba cada una de ellas como ecuaciones químicas balanceadas correctamente.
 - c) **Experimento N°3**
Este experimento involucra **dos reacciones**. Escriba cada una de ellas como ecuaciones químicas balanceadas correctamente.
 - d) **Experimento N°4**
Este experimento involucra **una reacción**. Escriba cada una de ellas como ecuaciones químicas balanceadas correctamente.
2. Indique el nombre de los productos formados.



LABORATORIO Nº 4

Estequiometria y Reactivo limitante

INTRODUCCIÓN

La estequiometria es un área de la química muy importante, tanto desde el punto de vista de la teoría como de la práctica. La estequiometria es una herramienta indispensable en la química. Problemas tan diversos como medir la concentración de un gas en la atmósfera, determinar la ley de un mineral o simplemente que cantidad de reactivo que se debe utilizar en una determinada reacción química implican aspectos de la estequiometria. Por lo tanto, la estequiometria tiene que ver con la naturaleza cuantitativa de las formulas químicas y de las reacciones químicas. La palabra estequiometria deriva del griego “stoicheion”, que significa elemento, y “metrón”, que significa medida. Por lo tanto, el termino estequiometria significa literalmente “medir elementos”. La palabra estequiometria fue establecida en 1792 por el químico alemán Jeremías B. Richter (1762-1807) para designar la ciencia que mide las proporciones según las cuales se deben combinar los elementos químicos. En la actualidad, el término estequiometria se utiliza relativo al estudio de la información cuantitativa que se deduce a partir de los símbolos y las fórmulas en las ecuaciones químicas.

a) ***La ley de conservación de la masa***

El químico ruso Mikhail Lomonosov (1711-1765), fue el primero en estudiar cuantitativamente las reacciones químicas. En la década de 1750 encontró que, si las reacciones se llevan a cabo en recipientes cerrados, de modo que no pueden escapar los gases, la masa total de los productos es igual a la masa total de los reactivos. En otras palabras, la cantidad de materia no cambia debido a las reacciones químicas; la materia no se crea ni se destruye. La cantidad de átomos de cada especie debe ser igual antes y después de la reacción química. Esta regla general se conoce con el nombre de ley de conservación de la masa.

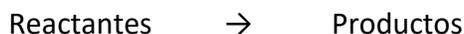
Ley de conservación de la masa: En los procesos químicos no cambia la cantidad de materia. La masa total de los productos es igual a la masa total de los reactivos.

Se le atribuye al químico francés Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) el crédito del descubrimiento de la ley de conservación de la masa, pues el trabajo de

Lomonosov no se conoció bien fuera de Rusia. El trabajo de Lavoisier edificó los cimientos de la química moderna. Lavoisier hizo que otros químicos examinaran cuantitativamente las reacciones químicas y dio origen al descubrimiento de la ley de la composición constante.

b) **La ecuación química**

Las ecuaciones químicas resumen la información acerca de las reacciones químicas. Para escribir una ecuación química, primero deben identificarse las sustancias antes y después de la reacción. Las sustancias presentes antes de efectuarse la reacción se denominan reactivos o reactantes. Las sustancias presentes después de la reacción se denominan productos. Una reacción química puede ser expresada gráficamente a través de una ecuación química, como sigue:



De acuerdo con la “ley de conservación de la masa”, toda ecuación química debe ser correctamente igualada con ayuda de los coeficientes estequiométricos. Un coeficiente estequiométrico es un número positivo, no necesariamente entero, puede ser fraccionario, pero nunca decimal, que permite hacer cumplir la Ley de conservación de la masa. En una ecuación conocida, la cantidad de uno de los reactantes o productos puede ser calculada estequiométricamente a partir de cualquier otra sustancia que participe en la reacción, ya que ella se encuentra en proporción con la cantidad conocida. Si las cantidades de los reactantes no se encuentran en una proporción estequiométrica, el que está en menor relación de moles, según la ecuación igualada, actuará como reactivo limitante.

Generalmente, en la práctica, se obtiene una cantidad menor de producto que el calculado estequiométricamente, por lo que es común calcular el rendimiento de una reacción. El rendimiento de la reacción se calcula a partir de su ecuación química, de las cantidades de reactantes empleados y de la cantidad de producto obtenida. El rendimiento de una reacción se puede expresar como:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa de producto obtenida}}{\text{masa de producto calculada}} \times 100$$

En disolución acuosa, **cuando uno de los productos obtenidos** en la reacción química **es un sólido** se le **llama precipitado**. El precipitado puede ser separado de la “disolución madre” de reacción mediante una filtración.

La filtración es un método de separación de un sólido desde la disolución de reacción, conocida como aguas madres, utilizando un material poroso, que puede ser papel de filtro (pdf), lana de vidrio, arena fina, pulpa de celulosa, etc. La filtración puede realizarse a presión ambiente y en frío, si se requiere separar el producto

sólido de interés. En cambio, si se quiere separar las impurezas insolubles de una disolución, se utiliza una filtración en caliente.

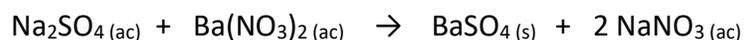
c) **Reacciones químicas en disolución acuosa.**

La mayoría de las reacciones químicas en la naturaleza ocurren en medio acuoso. Recordemos, por ejemplo, que, a nivel bioquímico, el citoplasma celular donde ocurre todas las reacciones biológicas es un medio acuoso. Por lo general, el agua es abundante, relativamente poco costosa, no es tóxica, no es combustible y en ella se disuelven muchas sustancias. La mayor parte de las reacciones que se llevan a cabo a nivel de laboratorio se realizan en disolución acuosa. Cuando se mezclan disoluciones de electrolitos, habrá una reacción química si alguno de los posibles productos formados es insoluble (precipitado), es un electrolito débil o un no electrolito.

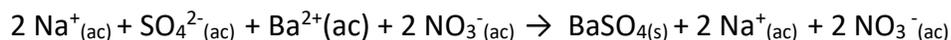
Así, por ejemplo, en el experimento a realizar en esta práctica de laboratorio, se formará un precipitado amarillo de cromato de plomo II, $\text{PbCrO}_{4(s)}$, a partir de disoluciones acuosas de nitrato de plomo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$ y cromato de potasio, $\text{K}_2\text{CrO}_{4(\text{ac})}$ respectivamente.

d) **Ecuaciones iónicas y moleculares.**

Una ecuación molecular muestra a todos los participantes de la reacción química, ya sean reactantes o productos, en forma de moléculas. Por ejemplo, la ecuación molecular de la reacción en disolución acuosa entre el sulfato de sodio acuoso, $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$, y el nitrato de bario acuoso, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})}$, para producir un precipitado de sulfato de bario, $\text{BaSO}_4(s)$, es la siguiente:



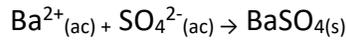
Sin embargo, las disoluciones acuosas de los electrolitos fuertes están presentes en forma de iones no de moléculas. En las ecuaciones iónicas, los compuestos que existen principalmente en forma de iones en disolución acuosa se indican como iones. Las fórmulas moleculares se utilizan para representar a los electrolitos débiles y a los compuestos insolubles en disolución acuosa respectivamente. Por ejemplo, la ecuación iónica para la reacción entre el sulfato de sodio acuoso y el nitrato de bario acuoso es:



De todos los iones que forman parte de esta reacción, sólo algunos dan origen a la especie poco disociada o al precipitado. Entonces, si representamos solamente a aquellos iones que forman parte del precipitado, o a la especie poco disociada, se puede escribir la ecuación iónica neta. Una ecuación iónica neta sólo indica las especies iónicas que forman parte de la reacción. Es decir, a aquellos iones que

Manual de Laboratorio de QUIM-102

producen una especie poco disociada. La ecuación iónica neta para la ecuación iónica anterior es:



Los iones sodio, $\text{Na}^+(ac)$ y nitrato $\text{NO}_3^-(ac)$, no forman parte de la reacción neta y están presentes solamente para mantener el balance de masa entre reactantes y productos y la neutralidad eléctrica de la reacción. *Estos iones se conocen como iones espectadores*, porque están presentes, pero no forman parte de la reacción.

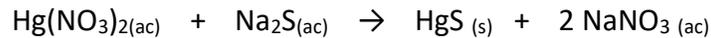
e) ***Cálculos estequiométricos en disolución acuosa.***

Veamos un ejemplo de cálculos estequiométricos de reacciones químicas en disolución acuosa.

Ejemplo:

El mercurio y sus compuestos tiene muchos usos, desde aplicaciones dentales (amalgamas con plata cobre y estaño) hasta productos industriales. Sin embargo, debido a su toxicidad, los compuestos solubles de mercurio como el nitrato de mercurio(II), $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, debe eliminarse de las aguas industriales.

Un método utilizado es hacer reaccionar el agua residual con sulfuro de sodio, Na_2S , para producir sulfuro de mercurio sólido, HgS , y una disolución acuosa de nitrato de sodio, $\text{NaNO}_3(ac)$, según la siguiente reacción:



Si se hace reaccionar 50 mL de una disolución de nitrato de mercurio(II) de concentración 3,25 (g/L) con 20 mL de una disolución de sulfuro de sodio de concentración 7,80 (g/L).

¿Cuántos gramos de sulfuro de mercurio (HgS) se forman?

Los datos son los siguientes:

Para el $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$: Masa molar (M_M): 324,6 (g/mol) Volumen: 50 mL, Concentración: 3,25 (g/L)

Para el Na_2S : M_M : 78,06 (g/mol) Volumen: 20 mL Concentración: 7,8 (g/L)

Algunas ecuaciones útiles:

Información importante:

Número de moles de una solución por Litro

$$(n) / L = C(g/L) / M_M$$

Número de moles de una solución

$$n = C(\text{mol/L}) \times V(L)$$

Solución:

Para nuestro caso es:

	REACTIVOS			→	PRODUCTOS	
	Hg(NO ₃) _{2(ac)}	+	Na ₂ S _(ac)		HgS _(s)	+ 2 NaNO _{3 (ac)}
Concentración (mol/L)	3,25 g/L / 324,6 g/mol 0,010 mol/L		7,80g/L/78,06g/mol 0,10 mol/L			
Volumen	50 mL = 0,050L		20 mL = 0,020L			
Mol	0,010 mol / L x 0,050 L 5,0 x 10⁻⁴ mol		0,010 mol/L x 0,020 L 2,0 x 10⁻³ mol			

Determinar el reactivo limitante y el reactivo en exceso:

Número de moles, n **HgS** formado con la cantidad de **Hg(NO₃)₂**:

$$n_{\text{HgS}} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \frac{1 \text{ mol Hg(NO}_3)_2}{1 \text{ mol HgS}} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol de HgS}$$

Número de moles, n **HgS** formado con la cantidad de **Na₂S**:

$$n_{\text{HgS}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{S}}{1 \text{ mol HgS}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol de HgS}$$

Ya que se obtiene una cantidad menor del producto de interés, HgS, a partir de Hg(NO₃)₂, este es **el reactivo limitante** y la cantidad de HgS obtenida será 5,0x10⁻⁴ mol de HgS, mediante la relación estequiométrica, su masa es:

$$\text{masa}_{\text{HgS}} = m_{\text{HgS}} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 232,66 \text{ g/mol} = 0,116 \text{ g}$$

Por supuesto el **reactivo excedente** es que produce mayor cantidad, Na₂S, del producto de interés HgS.

(Lectura Recomendada. Para una mayor profundización sobre este tema, le recomendamos la siguiente lectura adicional: (Química, La Ciencia Central, Brown, Th. L, 7ª Ed., 1998: Ecuaciones iónicas: página 119. Estequiometría de las disoluciones: páginas 113).

OBJETIVOS

- a) Comprobar la ley de conservación de la masa.
- b) Determinar que reactivo es el limitante y el excedente.
- c) Determinar el rendimiento de una reacción.

PARTE EXPERIMENTAL

PARTE I

1. Pese dos tubos de ensayo limpios y secos en la balanza analítica en un vaso de 150 mL previamente tarado a masa 0, que marcará como solución I y II.
2. En el tubo de ensayo I agregue el volumen que se le indique de nitrato de plomo y en el II el volumen de cromato de potasio y luego tápelos.
3. Tare el vaso nuevamente y coloque ambos tubos tapados y determine la masa del conjunto en la balanza analítica. Anote este valor.
4. Mezcle ambas disoluciones en uno de los tubos. Tape el tubo de reacción y agítelo vigorosamente. Vuelva a pesar el conjunto en la en la balanza analítica. Anote este resultado.
5. Filtre la mezcla a través del embudo por gravedad con un papel filtro doblado en pliegues cuidadosamente. Lave el precipitado con agua fría un par de veces y finalmente con una pequeña porción de etanol frío.
6. Ponga cuidadosamente el papel filtro con el producto sobre el vidrio de reloj limpio, seco. Seque el producto en una estufa de secado por 15 a 20 minutos entre 80 y 90 °C. Una vez seco, desprenda cuidadosamente el precipitado desde el papel y péselo en el vidrio de reloj. Anote todas las medidas de masa.

PARTE 2

Realizará la reacción de precipitación (metátesis o doble desplazamiento) entre nitrato de plomo 0,2 M, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, y yoduro de potasio, KI 0,2 M, que usted empleará en esta experiencia.

1. Escriba y balancee la ecuación química de la reacción de nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) y Ioduro de potasio (KI).
2. Sabiendo los volúmenes de la solución de ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) y de la solución de la solución de (KI) calcule los moles que reacciona de cada uno (**Guíese por el ejemplo dado en la introducción**).
3. Determine cuál es el reactivo limitante y el reactivo en exceso (**Guíese por el ejemplo dado en la introducción**).
4. ¿Cuál es el rendimiento teórico de PbI_2 que se obtiene con el reactivo limitante? (**Guíese por el ejemplo dado en la introducción**).



Universidad Andrés Bello
Facultad de Ciencias Exactas
Departamento de Ciencias Químicas

LABORATORIO Nº 5

GASES Y ESTEQUIOMETRÍA.

INTRODUCCIÓN

Los gases tienen varias características que los distinguen de los líquidos y de los sólidos. Los gases se pueden comprimir a volúmenes menores y mínimos. También a diferencia de líquidos y sólidos se puede relacionar la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad molar de sustancia con bastante exactitud mediante una ecuación sencilla, la ley de los gases ideales: $PV = nRT$.

Ecuación del gas ideal

La ley de los gases ideales incluye la información proporcionada por las leyes de Boyle, Charles y Avogadro.

Ley de Boyle : $V \propto 1/P$ (a n y T constante)

Ley de Charles : $V \propto T$ (a n y P constante)

Ley de Avogadro $V \propto n$ (a P y T constante)

$$V \propto \frac{Tn}{P}, \quad \text{luego} \quad V = \frac{KTn}{P} \quad K = R = \text{constante de los gases}$$

$$\boxed{PV = nRT}$$

Muchas de las propiedades de los gases pueden ser explicadas por la teoría cinético molecular de los gases, basada en las siguientes suposiciones:

1. Un gas está formado por un gran número de partículas o moléculas, que son pequeñas en comparación con las distancias que las separan y el tamaño del recipiente.
2. Las moléculas están en constante movimiento de formas desordenadas.
3. Las colisiones entre las moléculas son perfectamente elásticas, esto es, ninguna cantidad de energía cinética se pierde durante el choque.
4. La energía cinética promedio de un gran número de partículas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Ley de Dalton de las presiones parciales

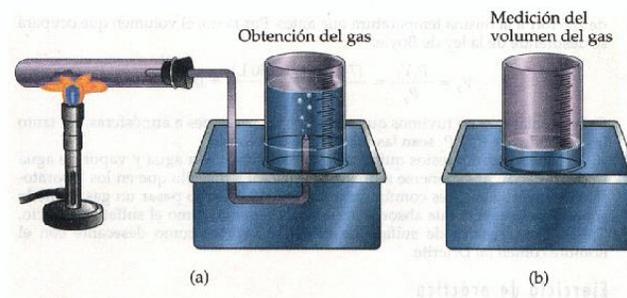
La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases que están presentes en el sistema

$$P_T = p_{\text{gas 1}} + p_{\text{gas 2}} + p_{\text{gas 3}} + \dots$$

La Ley de Dalton de las presiones parciales es útil para calcular volúmenes de gases recolectados en agua. Por ejemplo cuando se calienta el clorato de potasio, KClO_3 (s) se descompone en KCl y O_2 (g).



El oxígeno gaseoso se puede recolectar en agua. (Como se muestra). Cuando se forma oxígeno gaseoso, las burbujas del gas suben a la superficie y desplazan el agua de la botella. (Este método se basa en la suposición que el gas no reacciona con el agua)



$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{vapor de agua}} + p_{\text{columna de agua}}$$

Para determinar la presión de la columna de agua, considere:

$$d_{\text{H}_2\text{O}} \times h_{\text{H}_2\text{O}} = d_{\text{Hg}} \times h_{\text{Hg}}$$

$$d_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \text{ g/mL}, \quad d_{\text{Hg}} = 13,6 \text{ g/cm}^3$$

Ejemplo:

Una muestra de KClO_3 se descompone parcialmente y produce O_2 gaseoso que se captura sobre agua. El volumen de gas obtenido es de 250 mL a 26°C , la altura de la columna de agua es 20 cm y una presión total de 770 mm Hg.

Reacción de descomposición:



Determine :

- Presión de la columna de agua en mm de Hg.
- Presión de O_2 en atm
- ¿Cuántos moles de O_2 se obtienen?
- ¿Cuántos gramos de KClO_3 se descompusieron?

Datos:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$T = t^\circ\text{C} (\text{K} / ^\circ\text{C}) + 273 \text{ K}$$

$$\text{Presión atmosférica} = \text{Presión total} =$$

$$P \text{ vapor a } 26^\circ\text{C} = 25 \text{ mm Hg}$$

$$R = 0,082 \left(\frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \right)$$

$$M_M \text{ de } \text{KClO}_3 = 122,55 \text{ g/mol}$$

Resultado:

- Altura de la columna de agua a columna de mercurio

$$d_{\text{H}_2\text{O}} \times h_{\text{H}_2\text{O}} = d_{\text{Hg}} \times h_{\text{Hg}}$$

$$P_{\text{columna}} = 20 / 13,6 = 1,5 \text{ cm} = 15 \text{ mm Hg}$$

$$P \text{ de la columna de agua} = 15 \text{ mm Hg}$$

Por tanto, la presión de la columna es 15 mm de Hg, que en atm sería:

Manual de Laboratorio de QUIM-102

$$\text{Presión de la columna de agua (atm) } = 15 \text{ mmHg} \frac{1 \text{ mmHg}}{760 \text{ atm/mmHg}}$$

$$P(\text{atm}) = 0,020 \text{ atm}$$

b) Presión de vapor a 26°C:

$$P \text{ vapor de agua en atm} = \frac{23 \text{ mm Hg}}{760 \text{ atm/mmHg}} = 0,030 \text{ atm}$$

$$P \text{ total en atm} = \frac{770 \text{ mm Hg}}{760 \text{ atm/mmHg}} = 1,01 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} \text{Presión total} &= P \text{ columna de agua} + P \text{ vapor de agua} + P_{\text{O}_2} \\ P_{\text{O}_2} &= \text{Presión total} - (P \text{ columna de agua} + P \text{ vapor de agua}) \\ P_{\text{O}_2} &= 1,01 \text{ atm} - (0,020 \text{ atm} + 0,030 \text{ atm}) \end{aligned}$$

$$P_{\text{O}_2} = 0,96 \text{ atm}$$

c) Utilizando la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Despejando el número de mol se tiene:

$$n = \frac{P V}{R T}$$

Para nuestro caso:

$$P = 0,96 \text{ atm}$$

$$V = 250 \text{ mL} \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,25 \text{ L}$$

$$T = 26 \text{ °C} (\text{K} / \text{°C}) + 273 \text{ K} = 299 \text{ K}$$

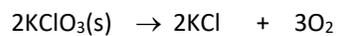
$$R = 0,082 \left(\frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \right)$$

Sustituyendo:

$$n = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 0,250 \text{ L}}{0,082 \left(\text{L atm/K mol} \right) 299 \text{ K}} = 9,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Manual de Laboratorio de QUIM-102

- d) Cálculo estequiométrico para obtener los moles y la masa del reactivo descompuesto KClO_3 , según la ecuación química balanceada.



$$mol_{\text{KClO}_3} = 9,8 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} = 0,0065 \text{ mol}$$

$$m_{\text{KClO}_3} = 0,0065 \text{ mol} \times 122,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,80 \text{ g}$$

OBJETIVOS

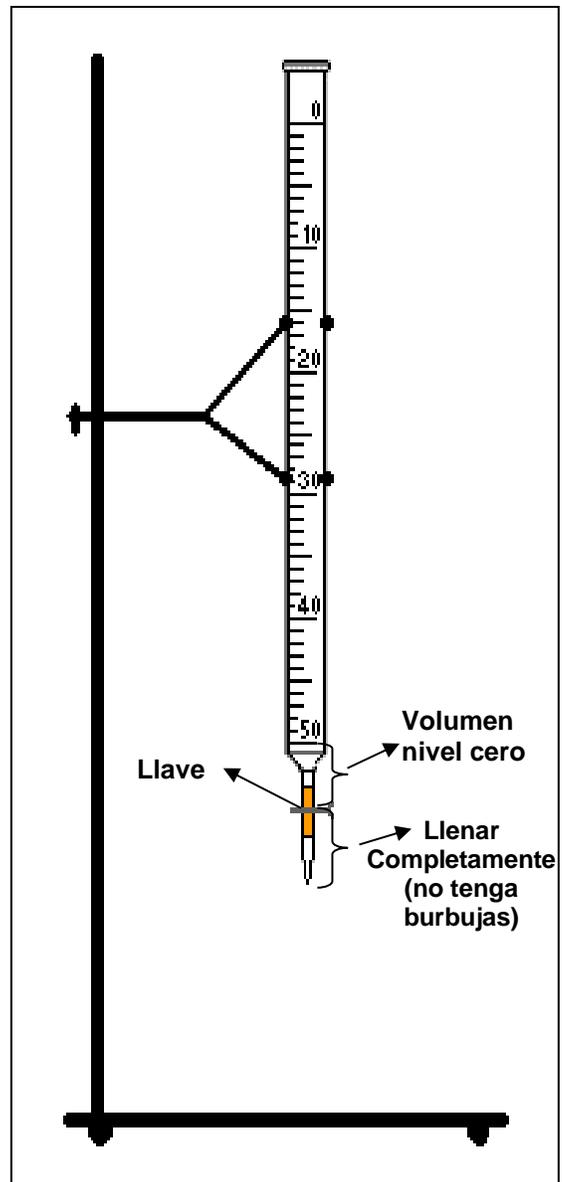
1. Determinar cuantitativamente las variables que determinan el estado de un gas y las relaciones entre dichas variables
2. Determinar el volumen de hidrógeno gaseoso (H_2) que se genera cuando se hace reaccionar una muestra de magnesio metálico (Mg) con ácido clorhídrico (HCl)
3. Aplicar la ecuación de estado de un gas ideal a un problema estequiométrico de relación masa - volumen.
4. Determinar la masa metal consumido en la reacción

PARTE EXPERIMENTAL

Experimento N°1: **Determinación del volumen total entre el nivel cero y la llave de la bureta.**

1. Sujete la bureta por medio de una pinza al soporte, afórela hasta 0 mL con agua destilada teniendo cuidado que el espacio entre la llave y la salida esté totalmente ocupado.
2. Asegúrese que no queden burbujas, enseguida lleve el nivel del agua a cero.
3. Coloque bajo la salida de la bureta un vaso limpio y seco de 100 mL previamente pesado, y vacíe la bureta de forma que el flujo de salida sea moderado hasta que el nivel llegue justo a la llave, entonces proceda a cerrarla.

Para la determinación utilice la densidad del agua de 1,0 g/mL.



Manual de Laboratorio de QUIM-102

Masa del vaso sólo _____

Masa del vaso con agua _____

Masa del agua sola _____

Experimento N°2: Determinación del volumen de gas formado.

1. Determine la masa de unos 0,8 a 1,0 cm de cinta de magnesio.
2. Dóblela en 3 o 4 partes, de forma que pueda ser fácilmente atada con un alambre de cobre, dejando 1 cm libre de éste.
3. Con la llave cerrada incline un poco la bureta para vaciar en ella 10 mL de HCl 6 M, enseguida llénela lentamente hasta el borde con agua destilada, aprovechando de arrastrar el ácido que haya podido quedar en las paredes de la bureta. Evite agitar la capa ácida del fondo de la bureta y asegúrese que no queden burbujas atrapadas.
4. Proceda a sumergir a unos 3 cm de profundidad la muestra de magnesio, sujetando el extremo del hilo de cobre al borde de la bureta y tápela con el tapón de goma. La bureta debe quedar completamente llena, de tal forma que, al colocar el tapón, desplace un poco de agua.
5. Proceda luego, a tapar el agujero del tapón con el dedo e invierta la bureta sobre un vaso de precipitado que contenga aproximadamente 2/3 de agua y sujétela con una pinza. Siendo el ácido más denso que el agua, difundirá y reaccionará con el metal.

Figura A

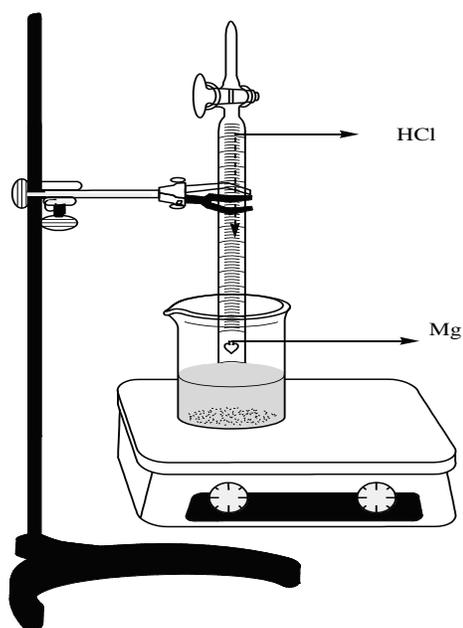


Figura A

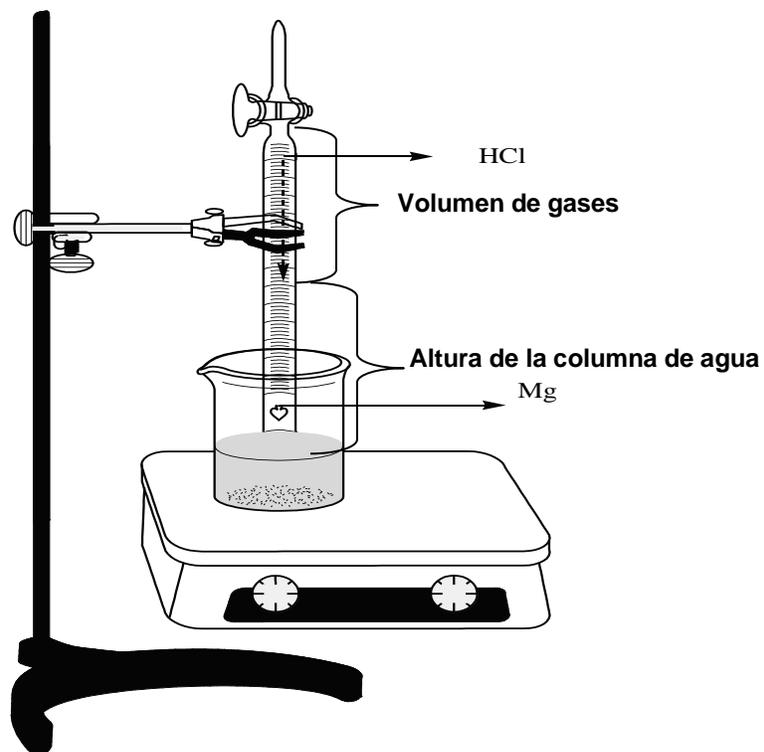


Figura B

6. Cuando cese la reacción, deje transcurrir unos 5 minutos para que la bureta se enfríe a la temperatura ambiente. Elimine las burbujas golpeando suavemente las paredes de la bureta.
7. Proceda a medir la diferencia en el nivel de agua dentro y fuera de ésta, como también del volumen de hidrógeno gaseoso. **Figura B**
8. Con el termómetro determine la temperatura ambiente y registre, además, la presión atmosférica.

Registre todos los datos experimentales y las observaciones del experimento.

DISCUSIÓN

En la "Pauta de informe" que se le entregará deberá incluir los siguientes aspectos:

Experimento N°1

Usando la densidad del agua (1,0 g/mL) y la masa del agua (en volumen ente el nivel cero y la llave) para determinar el volumen de la bureta del nivel cero.

Experimento N°2

- I. Masa de Mg inicial (g) _____
- II. Volumen de hidrógeno medido (L) _____
- III. Diferencia en los niveles de agua (cm) _____
- VII. Temperatura (°C) _____
- VIII. Presión Atmosférica _____

Para determinar la presión en mm de Hg debe tomar en cuenta la equivalencia entre mm de columna de agua (mm.c.de.H₂O) y mm de c. de Hg:

$$1 \text{ mm.c.de.H}_2\text{O} = 0,07356 \text{ mm c. de Hg (a } 0 \text{ °C)}$$

- VII. Temperatura (K) _____
- VIII. Presión atmosférica (atm) _____
- VIII. Presión de vapor de agua (atm) _____

PRESIONES DE VAPOR AGUA A DIFERENTES TEMPERATURAS

Temperatura. (°C)	Presión de Vapor (torr o mm de Hg)	Temperatura (°C)	Presión de Vapor (torr o mm de Hg)
~10 (hielo)	1.95	29	30,04
-.5 (hielo)	3.01	30	31,82
0	4.58	31	33,70
1	4.93	32	35,66
2	5.29	33	37,73
3	5.69	34	39,90
4	6.10	35	42,18
5	6.54	36	44,56
6	7.01	37	47,07
7	7.51	38	49,69
8	8.05	39	52,44
9	8.61	40	55,32
10	9.21	45	71,88
11	9.84	50	92,51
12	10.52	55	118,04
13	11.23	60	149,38
14	11.99	65	187,54
15	12.79	70	233,70
16	13.63	75	289,10
17	14.53	80	355,10
18	15.48	85	433,60
19	16.48	90	525,80
20	17.54	95	633,90
21	18.65	100	760,00
22	19.83	105	901,00
23	21,07	110	1074,60
24	22,38	150	3750,50
25	23,76	200	11660
26	25,21	250	29820
27	26,74	300	64430
28	28,35		



Universidad Andrés Bello
Facultad de Ciencias Exactas
Departamento de Ciencias Químicas

LABORATORIO N° 6

TITULACIÓN ÁCIDO BASE FUERTE

Titulación ácido base

Los análisis volumétricos (también denominados titulaciones o valoraciones) constituyen un amplio y valioso conjunto de procedimientos cuantitativos muy utilizados en Química. En los análisis volumétricos se determina el volumen de una disolución de concentración conocida (disolución valorante) que se necesita para reaccionar con todo **el analito, (especies químicas cuya presencia o concentración se desea conocer)** y en base a este volumen se calcula la concentración del analito en la muestra.

Una **disolución valorante** es una disolución de reactivo de concentración conocida, que se usa para realizar un análisis volumétrico. Una valoración se hace añadiendo lentamente la disolución valorante, desde una bureta u otro dispositivo volumétrico de medida, a una disolución de analito, hasta que la reacción entre las dos sea completa. El volumen gastado para llevar a cabo la valoración se determina por diferencia entre las lecturas final e inicial de la bureta.

El **punto de equivalencia** de una valoración se alcanza cuando la cantidad de valorante añadido es químicamente equivalente a la cantidad de analito que hay en la muestra. Por ejemplo, el punto de equivalencia en la valoración del cloruro sódico con nitrato de plata se alcanza después de añadir exactamente 1 mol de ion de plata por cada mol de ion cloruro en la muestra. El punto de equivalencia en la valoración del ácido sulfúrico con el hidróxido sódico, se alcanza después de añadir dos moles de base por cada mol de ácido. Este cambio se llama **punto final** de la valoración. Se debe poner un gran empeño en asegurar que la diferencia de volúmenes entre el punto de equivalencia y el punto final sea pequeña.

Generalmente se añade un **indicador** a la disolución del analito, con el fin de obtener un cambio físico observable (punto final) en, o cerca del, punto de equivalencia. Cambios típicos son la aparición o desaparición de un color, cambio de color y la aparición o desaparición de turbidez.

Los indicadores ácido-base son sustancias con propiedades ácido-base (pueden aceptar o ceder protones) en las que la forma ácida (InH) tiene distinto color en disolución acuosa que la forma básica (Ind⁻):



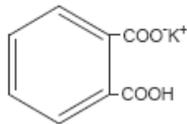
Un **patrón o estándar primario** es un compuesto de elevada pureza, que sirve como material de referencia en todos los métodos volumétricos. La exactitud de estos métodos depende críticamente de las propiedades de este compuesto. Los requisitos de un estándar primario son:

- Elevada pureza. Deben existir métodos establecidos para confirmar su pureza.
- Estabilidad al aire.
- Que no tenga moléculas de hidratación, de tal manera que su composición no varíe con los cambios de humedad relativa del aire.
- Que sea fácil de adquirir y a coste moderado.
- Que tenga una razonable solubilidad en el medio de la valoración.
- Que tenga un peso molecular razonablemente elevado, a fin de que sean mínimos los errores de pesada.

Patrón Secundario es una solución de concentración conocida que se estandariza con un patrón primario o contra otra solución patrón.

El número de compuestos que cumplen estos requisitos es pequeño; el analista solo puede disponer de un número limitado de patrones primarios. Como consecuencia, a veces se usan compuestos menos puros, en lugar de un patrón primario. La pureza de estos patrones secundarios se debe determinar mediante análisis.

Una de las sustancias más utilizadas como patrón primario es el hidrógeno ftalato ácido de potasio.



El protón ácido de esta sustancia permite su reacción cuantitativa con sustancias que tengan propiedades básicas como el hidróxido de sodio.



Preparar una solución de **hidróxido de sodio (NaOH) de concentración conocida no puede realizarse por pesada** ya que es **higroscópico**, además las **disoluciones de hidróxido sódico absorben dióxido de carbono y vapor de agua del aire**, por lo que se forma carbonato sódico y se diluyen. Por tanto, la **concentración inicial de NaOH varía con el tiempo**. Es por ello necesario preparar primero la disolución y posteriormente valorarla con un patrón primario.

Si, por ejemplo, se quiere preparar 1000 mL de disolución acuosa de hidróxido sódico 0,1 M, será necesario pesar 4 g de hidróxido sódico, disolverlos en un vaso **de precipitados**, verterlos en un **matraz aforado** de 1000 mL y finalmente enrasar.

Esta disolución será **aproximadamente** 0,1 M, pero necesitamos conocer su concentración exacta. Para ello haremos reaccionar con una masa del patrón primario. La pregunta surge rápidamente ¿qué masa de patrón primario se debe pesar? Debemos tener en cuenta que cuanto más patrón pesamos, más cantidad de disolución consumiremos. Tres factores condicionarán el volumen de disolución a valorar que debemos consumir:

- ❖ No debe ser un volumen demasiado grande ya que en este caso deberemos llenar dos veces la bureta y estaremos incrementando el error instrumental.
- ❖ Además, el precio de los reactivos consumidos no aconseja la utilización de más reactivo del necesario.
- ❖ No debe ser demasiado pequeño, pues en este caso la imprecisión relativa de la medida se hace muy grande.

Para el ejemplo dado anteriormente, el volumen que debe consumirse estará entre 10 – 15 mL, cantidad que cumple las condiciones anteriormente establecidas. Es necesario por tanto un cálculo previo a la realización de la valoración. Si queremos consumir **aproximadamente** 10 mL de la disolución preparada, la masa de patrón a pesar será (se supone que la reacción entre el patrón y la disolución es 1:1):

Sabemos que:

nº moles patrón primario (ácido) = nº moles de base (NaOH)

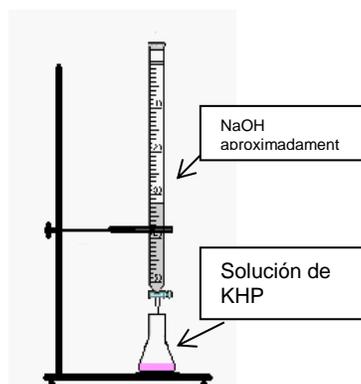
$$\frac{m}{M_r} = M_b V_b$$

Para consumir **aproximadamente** 1 gramo de patrón primario para 10 mL de la disolución preparada **aproximadamente** 0,5 M se debe realizar el siguiente cálculo:

$$m_{\text{ftalato ácido de potasio}} = 0,5 \text{ mol/L de NaOH} \times 0,01 \text{ L NaOH} \times 204,22 \text{ g/mol ftalato ácido de potasio}$$

$$m = 1,02 \text{ g de ftalato ácido de potasio}$$

Si se disuelve la masa del patrón calculada en un volumen de agua (no importa la magnitud de ese volumen, **ya que no afecta al número de moles de la sustancia patrón**) y añadimos un **par** de gotas de indicador, la valoración se realizaría como sigue, **ver figura**:



OBJETIVOS

1. Determinar la concentración de NaOH con Ftalato ácido de potasio, patrón primario.
2. Determinar experimentalmente la concentración de HCl con la solución de NaOH estandarizada.

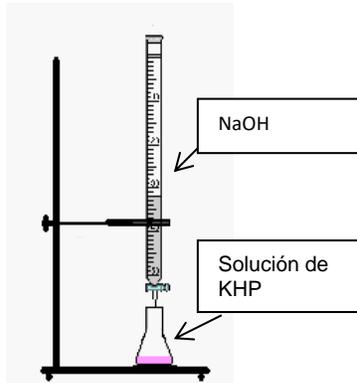
PARTE EXPERIMENTAL

Experimento Nº1: Estandarización de la solución de NaOH

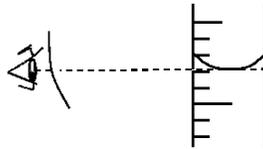
1. Para la estandarización de la solución de NaOH se usa un patrón primario conocido como hidrógenoftalato de potasio: $KC_8H_5O_4$ (se abrevia KHP, pero tenga presente que no es su fórmula).
2. Pese 0,3063 g de $KC_8H_5O_4$ con una aproximación de 0,0001 (balanza analítica) en un papel que se le entregara para tal efecto. Agregue la sal en un matraz Erlenmeyer de 125 mL y disuélvala en 10mL de agua destilada con una probeta de 50mL (volumen aproximado), con agitación magnética.
3. Agregue 1 ó 2 gotas de la fenolftaleína, indicador ácido – base.
4. Llene la bureta (previamente ambientada) con el NaOH aproximadamente 0,1 M, deje caer solución de la bureta hasta eliminar las burbujas de aire que pudieran estar en el extremo inferior de la misma. Afore al volumen inicial de la bureta.
5. Coloque el matraz sobre el agitador magnético con un papel blanco debajo del matraz, entonces agregue NaOH desde la bureta, lentamente mientras agita la solución del matraz.

Manual de Laboratorio de QUIM-102

6. Cuando usted se aproxima al punto final, usted podrá observar que aparece un color rosado pálido en torno al punto en que cae la gota de NaOH dentro del matraz. Cuando suceda esto agregue agua destilada (con su piseta) al matraz y así lavar las paredes de éste.
7. Ahora agregue gota a gota el NaOH hasta que el color rosado persista en toda la solución por al menos 30 segundos, el rosado debe ser muy pálido, si es muy intenso se está cometiendo un error experimental ya que el punto final ya ocurrió. Usted podrá visualizarlo porque la intensidad del color rosado aumenta.



8. Registre la lectura final de volumen en la bureta con NaOH. Repita el procedimiento dos veces más, Anote los Datos en la **Tabla N°1**.
Lea el volumen de NaOH gastado en la bureta y anote este valor en la **Tabla N°1**.



9. Repita el procedimiento 2 veces más.

TABLA N°1

N° de Titulación	Masa de KHP (g)	Volumen de NaOH gastado (mL)
1		
2		
3		

Experimento N°2: **Titulación de la disolución de ácido clorhídrico de concentración aproximada 0,1 (mol/L).**

1. Utilice la misma bureta que empleó para la estandarización del hidróxido de sodio.
2. En el matraz erlenmeyer de 100 mL limpio, agregue cuidadosamente una alícuota de 10 mL de la disolución de HCl de concentración aproximada. Adicione un par de gotas de fenolftaleína como indicador. Lave las paredes del matraz con un pequeño chorrito de agua destilada.
3. Comience la titulación con agitación constante. Las primeras adiciones de hidróxido de sodio deben ser constantes. En cuanto ***vea una leve coloración rosa en el punto donde caen las gotas de hidróxido de sodio, suspenda la adición contante y proceda con una adición gota a gota con bastante agitación hasta que la coloración rosada pálida*** permanece por más de 15 segundos. Este es el punto final de la titulación. Para mejorar la visualización del punto final, es conveniente poner un papel blanco bajo el matraz de titulación.
4. **Mida el pH del punto de equivalencia con el papel indicador universal.**
5. Repita el punto tres con dos alícuotas más de ácido, o hasta que los volúmenes finales de bureta sean coincidentes. 6. Proceda a realizar sus cálculos.



Universidad Andrés Bello
Facultad de Ciencias Exactas
Departamento de Ciencias Químicas

LABORATORIO Nº 7 (RECUPERATIVO)

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

INTRODUCCIÓN

Las enzimas que catalizan la mayoría de los procesos bioquímicos son generalmente activas sólo dentro de un rango pequeño de pH. Es esencial pues, que los organismos vivos tengan algún sistema para controlar el pH de las mezclas acuosas en las cuales actúan las enzimas. Estos “controles de pH” deberán evitar fluctuaciones grandes de la acidez del medio ambiente cuando se presentan especies químicas conocidas como ácidos y bases.

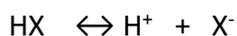
Por ejemplo, la sangre se mantiene a un pH aproximado de 7,4; rara vez este valor varía en más de 0,1 unidades de pH, una variación de 0,4 unidades o más podría causar la muerte.

La composición de los sistemas de control de pH a nivel celular, son generalmente complejos, pero los principios básicos de su funcionamiento son relativamente simples.

Las soluciones que resisten cambios de pH son llamadas soluciones amortiguadoras, tampones o simplemente buffer. Los amortiguadores resisten los cambios de pH porque contienen al mismo tiempo una especie ácida que neutraliza los iones OH^- y una especie básica que neutraliza los iones H^+ . Esto se logra mezclando un ácido débil, o una base débil, con una sal del ácido o la base, lo cual proporciona un par conjugado ácido-base débil como por ejemplo $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ o $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

Disoluciones Amortiguadoras

Para entender como funciona un amortiguador consideremos una mezcla de un ácido débil HX y una de sus sales MX, donde M^+ podría ser Na^+ , K^+ . Al disolverse el ácido se establece el siguiente equilibrio



La constante de equilibrio correspondiente es

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Despejando la concentración de H^+ se obtiene:

$$[H^+] = K_a \frac{[HX]}{[X^-]}$$

De aquí se ve claramente que $[H^+]$ y por lo tanto el pH, dependen de la constante de equilibrio K_a y de la razón entre las concentraciones del par conjugado ácido-base, $[HX]/[X^-]$. Para calcular el pH tomemos el logaritmo negativo a ambos lados de la ecuación

$$-\log[H^+] = -\log\left(K_a \frac{[HX]}{[X^-]}\right) = -\log K_a - \log \frac{[HX]}{[X^-]}$$

puesto que $-\log [H^+] = \text{pH}$, y $-\log K_a = \text{p}K_a$,

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[HX]}{[X^-]} = \text{p}K_a + \log \frac{[X^-]}{[HX]}$$

En general

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}$$

donde [ácido] y [base] son las concentraciones de equilibrio del par conjugado ácido-base. Nótese que cuando [ácido] = [base], el pH es igual a $\text{p}K_a$. Esta relación se conoce como ecuación de **Henderson-Hasselbach**.

Capacidad amortiguadora y pH

La *capacidad amortiguadora* es la cantidad de ácido o base que el amortiguador puede neutralizar antes que el pH comience a cambiar de manera apreciable. Esta capacidad depende de las cantidades de ácido y base presentes en el amortiguador. Por ejemplo, de la ecuación anterior se ve que la $[H^+]$ es la misma si usamos una mezcla $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ 1 M, o 0.1 M en cada componente. Obviamente, la primera mezcla tendrá una capacidad amortiguadora mayor que la segunda ya que la concentración del par ácido-base es mayor.

OBJETIVOS

1. Preparar una solución amortiguadora mezclando un ácido débil y su base conjugada en diferentes proporciones.
2. Medir el pH de la solución amortiguadora.
3. Determinar la capacidad amortiguadora de una estas disoluciones.

PARTE EXPERIMENTAL

Experimento N°1: Preparación de soluciones amortiguadoras.

A partir de una solución 0,1 M de acetato de sodio y una solución 0,1 M de ácido acético 0,1 M mezcle los volúmenes indicados en la siguiente tabla en vasos de 150 mL y mida el pH de cada mezcla con el pHímetro, el cual debe lavar con agua destilada y secar entre una solución y otra.

En el caso de mezclas homogenice bien las soluciones, agitando con una varilla de vidrio, esta debe limpiarla y secarla al cambiar de solución.

Complete la siguiente **Tabla**, con los datos obtenidos.

Tabla. Datos del pH experimental de las soluciones estudiadas 1, 2, 3, 4 y 5.

Solución N°	Volumen de CH ₃ COONa 0,1 M	Volumen de CH ₃ COOH 0,1 M	pH experimental
1	90 mL	0 mL	
2	75 mL	15 mL	
3	45 mL	45 mL	
4	15 mL	75 mL	
5	0 mL	90 mL	

Experimento N°2: Medición de la capacidad amortiguadora

Para medir la capacidad amortiguadora debe realizar la siguiente experiencia:

Mida 45 mL de la **solución 3** y agréguelo a otro vaso de 150 mL.

Agregue a una bureta de 25 mL, una solución HCl 0,5 M., entonces monte el sistema para medir el pH con el pHímetro implementado con un agitador, con la guía del profesor.

A uno de los vasos de **solución 3** mídale el pH y luego agregue la solución de HCl en alícuotas de 1mL midiendo el pH hasta que note un cambio brusco en el éste.

Repita este experimento con el otro vaso de solución tres sustituyendo la bureta con solución de HCl por NaOH 0,5 M.

Manual de Laboratorio de QUIM-102

Escriba los valores obtenidos en la siguiente tabla.

Tabla Datos de pH versus HCl y NaOH.

HCl		NaOH	
Volumen de HCl añadido (mL)	pH	Volumen de NaOH añadido (mL)	pH
1		1	
2		2	
3		3	
4		4	
5		5	
6		6	
7		7	
8		8	

Discusión

En su informe deberá incluir los siguientes cálculos, **que debe realizar antes de realizar el laboratorio.**

- a) Calcular las concentraciones de CH_3COONa y H_3COOH (soluciones 2, 3 y 4) después de diluir, Tabla N°1

Tabla N°1. Datos de las concentraciones de las soluciones diluidas 2, 3, y 4.

Solución N°	Concentración CH_3COONa	Volumen de CH_3COOH
2		
3		
4		

Manual de Laboratorio de QUIM-102

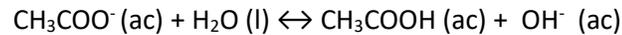
- b) Complete la **Tabla N°2** con los pH teóricos de las soluciones 1, 2, 3, 4 y 5.

Solución N°	pH teórico de las soluciones
1	
2	
3	
4	
5	

*/

- c) Cálculo de los pH de las soluciones 1, 2, 3, 4 y 5.

- i) En el caso de la **solución (1) de acetato de sodio 0,1 M**, cuyo equilibrio después de hidrolizarse el anión es:



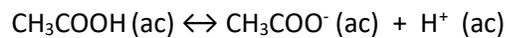
$$K_b = 5,71 \times 10^{-10}$$

Debe hacer el cálculo considerando una base débil.

- ii) En el caso de las **soluciones 2, 3 y 4, que son soluciones amortiguadoras**, el pH debe calcularse con la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}$$

- iii) En el caso de la **solución (5)**, ácido acético 0,1 M cuyo equilibrio es:



$$K_a = 1,75 \times 10^{-5}$$

Debe hacer el cálculo considerando un ácido débil.

ANEXO I

Tratamiento de datos experimentales¹

Toda **medida** está sujeta a **errores**. Para que un resultado sea considerado válido deberá incluir una estimación de los errores inherentes a su determinación. Las fuentes de estos errores pueden ser de carácter instrumental pero también incluyen factores humanos. Los errores en una medida directa o experimental se extenderán a los cálculos que involucran dichas cantidades a través de las fórmulas o ecuaciones matemáticas donde aparecen. Por ejemplo si quisiéramos determinar la densidad de un líquido determinando su masa y su volumen, usaríamos la fórmula:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Puesto que la masa m y el volumen V son cantidades experimentales que incluyen errores propios Δm y ΔV , respectivamente, es de esperar que dicha incertidumbre necesariamente se propague al valor calculado de la densidad, $\Delta\rho = f(\Delta m, \Delta V)$.

Los errores suelen ser clasificados en distintas categorías: Los **errores accidentales o crasos** ocurren de manera ocasional llevando a resultados claramente atípicos. Ejemplos son: tratamiento inadecuado, contaminación de la muestra analizada, errores de operatividad. También tenemos **errores sistemáticos o determinados**, que pueden encontrarse y posiblemente evitarse o corregirse. Estos afectan los resultados siempre en el mismo sentido. Por ejemplo: impurezas en los reactivos, errores instrumentales (mal calibrado de balanzas, pH-metros), errores de operación, errores de método (coprecipitación de impurezas, ligera solubilidad de precipitados, pobre recuperación). Son justamente los errores sistemáticos los que afectan principalmente a la exactitud del método de medida. Finalmente, se tienen **errores aleatorios o indeterminados**, que ocurren al azar y cuya magnitud y signo no pueden predecirse ni calcularse. Se infieren a partir de pequeñas diferencias en mediciones sucesivas efectuadas bajo las mismas circunstancias. Estos errores constituyen la principal fuente de incertidumbre en una determinación. Se atribuyen a: cambios en las condiciones ambientales tales como temperatura, presión o humedad; fluctuaciones en el suministro eléctrico; corrientes de aire cuando se usa una balanza de precisión. Estos errores afectan principalmente a la *precisión* de la determinación experimental.

La **precisión** *cuantifica el grado con que una serie repetida de medidas coinciden o se parecen entre sí*. Cuanto menores sean los errores aleatorios mayor precisión tendrá el

¹Para una presentación detalla se recomienda al estudiante ver por ejemplo: Capítulos 5 y 6 de Fundamentos de Química Analítica. Octava Edición. D. A. Skoog, D. M. West, F. J. Holler y S. R. Crouch. International Thomson Editores S.A. México 2005.

proceso de medición. La precisión solo afecta la *dispersión* de los resultados, no a su *desviación* del valor aceptado como verdadero. Por otra parte, la **exactitud** *cuantifica el grado* en que una cierta medida *se aproxima al valor correcto* o aceptado como verdadero. Es claro que una medida precisa no necesariamente es exacta. Por ejemplo podríamos realizar varios “ensayos” diferentes del mismo experimento y obtener resultados muy similares. En este caso la medición experimental resultaría precisa. Pero podría suceder que el instrumento de medida estuviese descalibrado o defectuoso lo que llevaría a un valor bajo de exactitud (ver Figura 1)

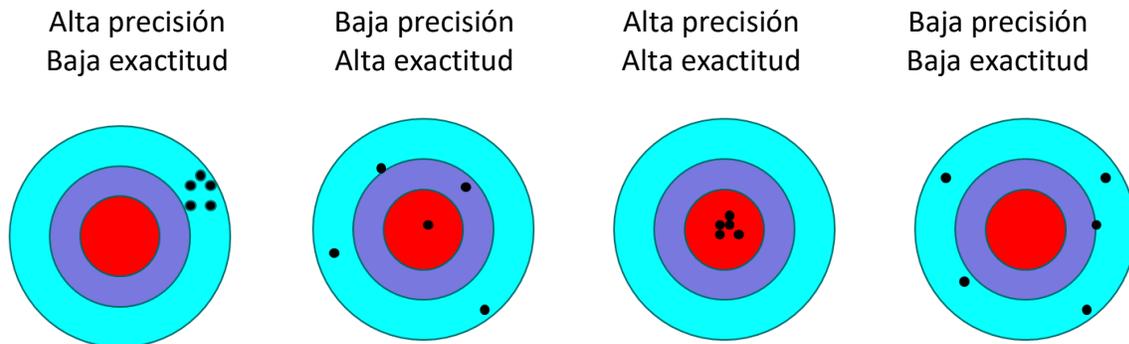


Figura 1.

El término **repetibilidad** se refiere al grado de concordancia entre resultados independientes obtenidos con un mismo método, una misma muestra, y las mismas condiciones (e.g., mismo operador, equipos, laboratorio y en un corto intervalo de tiempo), mientras que con el término **reproducibilidad** se indica el grado de concordancia entre resultados independientes obtenidos con el mismo método, la misma muestra, pero diferentes condiciones (distinto operador, aparatos, laboratorios, e intervalo de tiempo diferente).

El tratamiento estadístico para estimar los errores aleatorios asume en primera aproximación que éstos siguen una distribución gaussiana o normal.

Cuantificación de los errores

Para poder expresar la **exactitud** de una medida, se supone siempre que existe un valor verdadero (o de referencia) para establecer la comparación. Se puede calcular entonces el **error absoluto** (E) y/o **error relativo** (E_r).

El **error absoluto** es la diferencia entre el valor medido v_i y el valor verdadero v_r , $E = v_i - v_r$, y se expresa en las mismas unidades que la medición.

Cuando el valor medido es un promedio de N mediciones repetidas, $\bar{v} = \frac{1}{N} \sum_{i=1}^N v_i$, el error absoluto se llama **error medio**, \bar{E} .

El **error relativo** es el error absoluto o medio expresado como % del valor verdadero:

$$E_r = \frac{|v_i - v_r|}{v_r} \times 100 \quad \text{o} \quad \bar{E}_r = \frac{|\bar{v} - v_r|}{v_r} \times 100$$

Por otra parte, la **precisión** puede expresarse en términos de *desviaciones*. En este contexto, la **desviación promedio** por ejemplo corresponde a la suma de las desviaciones de las medidas individuales respecto del valor promedio $\bar{d} = \frac{1}{N} \sum_{i=1}^N (v_i - \bar{v})$.

Para una **muestra** pequeña de datos (que forman parte de una población o universo general de ellos), la **desviación estándar** (s) expresa la *dispersión* de un resultado en torno a la media de dicha muestra: $s = \sqrt{\sum_{i=1}^N (v_i - \bar{v})^2 / (N-1)}$.

Al cuadrado de la desviación estándar se le llama **varianza** (s^2) de la muestra, y constituye una aproximación a la varianza de la población. El término $(N-1)$ corresponde al número de grados de libertad (valores asignados arbitrariamente) que N medidas de un sola cantidad puede tener.

La **desviación estándar relativa (DER)** corresponde a la forma más apropiada de expresar la precisión en términos comparativos. Constituye un ejemplo de error relativo, es decir, una estimación del error dividido por una estimación del valor absoluto de la cantidad medida: $DER = s/\bar{v}$. A la desviación estándar relativa se le llama Coeficiente de Variación (CV), $CV = DER \times 100\%$ y proporciona una imagen más clara de la calidad de los datos que la desviación estándar absoluta.

Ejemplo: Se repitió cinco veces la determinación de la densidad de una sustancia:

0,82 g/mL	0,83 g/mL	0,85 g/mL	0,81 g/mL	0,84 g/mL
-----------	-----------	-----------	-----------	-----------

El valor promedio viene dado por $\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^5 x_i}{5} = \frac{4,15}{5} = 0,83 \text{ g/mL}$

Con esto, la desviación estándar es:

$$\sigma = \sqrt{\frac{(0,82 - 0,83)^2 + (0,83 - 0,83)^2 + (0,85 - 0,83)^2 + (0,81 - 0,83)^2 + (0,84 - 0,83)^2}{4}} = 0,02$$

El valor experimental informado debería ser $\bar{x} \pm \sigma = 0,83 \pm 0,02 \text{ g/mL}$.

Los resultados experimentales han de ir acompañados de una estimación de los errores ocurridos durante la medida, escribiendo por ejemplo para la determinación de la cantidad x , después de varias medidas repetidas de su magnitud que $x = \bar{v} \pm s$, donde \bar{v} es su valor promedio y s la desviación estándar, un indicativo de la precisión.

Estimación de la desviación estándar de medidas indirectas (resultados calculados)

La Tabla A1 resume la forma de calcular la desviación estándar de operaciones algebraicas comunes con cantidades procedentes de medidas experimentales. Hay ocasiones en que no se pueden repetir mediciones conducentes a un resultado más de una vez, como ocurre frecuentemente en el laboratorio. En tales casos, sólo se puede informar el error experimental debido a los instrumentos usados (error sistemático), que se denomina **error máximo**. Dicho error máximo constituye una aproximación al valor de desviación estándar (s) antes discutido. Como error máximo de un instrumento se puede considerar a la mitad de la división más pequeña de la escala usada. Así por ejemplo, una balanza graduada en miligramos (sensibilidad 1 mg) tiene un error de $\pm 0,0005$ g y una bureta graduada en 0,1 mL tiene un error de $\pm 0,05$ mL. Por lo general el valor de una medida se da estimando el valor leído más probable x y su error Δx . Escribir $x \pm \Delta x$ significa que cabe esperar que el valor exacto de la cantidad este entre $x - \Delta x$ y $x + \Delta x$, con x como el valor más probable. La operación algebraica con cantidades con errores máximos sigue también las reglas de la Tabla A1.

Cifras significativas y redondeo

Los resultados obtenidos directamente de una medición *siempre* están sujetos a *incertidumbre*. La escala de medición tiene un límite que viene determinado por la **sensibilidad** del instrumento empleado. Las *cifras significativas* del resultado de una medición son las cifras exactamente conocidas más la cifra incierta (la última). Por ejemplo, si el resultado de cierta medición de masa fuera $8,03 \pm 0,01$ g, la incertidumbre absoluta sería de ± 1 en las centésimas. El valor real de la masa debería estar entre 8,02 y 8,04 g. Los criterios habituales para escribir las cifras significativas son los siguientes:

- Todos los dígitos que no sean ceros son significativos. Por ejemplo la expresión de longitud "457 cm" tiene tres cifras significativas y la expresión de masa "0,25 g" tiene dos cifras significativas.
- Los ceros entre dígitos diferentes de cero son significativos. Por ejemplo la cantidad "20003 Mg" tiene cinco cifras significativas, y la cantidad "1,003 km" tiene cuatro cifras significativas.

Manual de Laboratorio de QUIM-102

- Los ceros a la izquierda del primer dígito diferente de cero en un número, no son cifras significativas, solamente indican la posición del punto decimal. Por ejemplo “0,00005 g” tiene una cifra significativa y “0,00011 cm” tiene dos cifras significativas.
- Los ceros que están al final de un número o a la derecha del punto decimal, son significativos. Por ejemplo en la cantidad “0,001000 g” se tienen cuatro cifras significativas.

Las operaciones matemáticas con números que provienen de mediciones deben reportarse con un número correcto de cifras significativas, como se especifica a continuación:

- El número de cifras decimales en el resultado de operaciones de **adición y/o sustracción**, está determinado por el sumando que tenga menor número de ellas. Por ejemplo, el resultado de la operación: $0,011 \text{ m} + 325,1 \text{ m} - 22,34 \text{ m} = 302,771 \text{ m}$, debe reportarse como **302,8 m** ya que el sumando 325,1 m tiene un solo decimal. Así, en la adición y la sustracción, el número de cifras significativas a la derecha del punto decimal en la operación final está determinado por el número más pequeño de cifras significativas a la derecha del punto decimal en cualquiera de los números originales. Por ejemplo: $79,442 + 3,5 = 82,942 \sim \mathbf{82,9}$; $2,097 - 0,12 = 1,977 \sim \mathbf{1,98}$.
- El número de cifras significativas en el resultado de un **producto y/o cociente** es igual al número de cifras significativas en el factor con **menos** cifras significativas. Por ejemplo, el resultado de la operación:

$$\frac{(0,322 \text{ atm}) (514,3 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(352 \text{ K})} = 5,7374 \text{ moles}$$

debe reportarse como **5,7 moles** ya que el menor número de cifras significativas en los factores es dos (0,082).

Note que es necesario redondear el resultado de operaciones matemáticas con números que provienen de mediciones para expresar dicho resultado correctamente. Es aconsejable redondear sólo el resultado final al número apropiado de cifras significativas y no durante operaciones intermedias. Las reglas básicas para efectuar tal redondeo son:

- Si la cifra siguiente a la que se ha de redondear es menor que 5, la cifra a redondear no se cambia. Por ejemplo, al redondear a 4 cifras el número 0,165234 se escribirá como 0,1652.
- Si la cifra siguiente a la cifra a redondear es mayor que 5, ésta se aumenta en una unidad. Así, el número 0,446756 redondeado a 3 cifras significativas queda como 0,447.
- Si la cifra siguiente a la que se ha de redondear es exactamente 5, ésta se aumenta en una unidad si es impar, o se deja como tal si es par. Por ejemplo, al redondear a

Manual de Laboratorio de QUIM-102

dos cifras significativas los números 1,1500; 1,2500 el resultado es 1,2 en ambos casos.

Tabla A1. Resumen de fórmulas para el cálculo de la propagación de la incertidumbre en operaciones algebraicas simples

Operación	Ejemplo	Resultado de la operación y estimación del error estándar del resultado (s_x)
Suma y Resta	$(x \pm s_x) = (a \pm s_a) \pm (b \pm s_b)$	$x = a \pm b;$ $s_x = [s_a^2 + s_b^2]^{1/2}$
Multiplicaciones y divisiones	$(x \pm s_x) = (a \pm s_a) [(b \pm s_b)/(c \pm s_c)]$	$x = a(b/c);$ $s_x = x [(s_a/a)^2 + (s_b/b)^2 + (s_c/c)^2]^{1/2}$
Potenciación	$(x \pm s_x) = (a \pm s_a)^k$	$x = a^k;$ $s_x = x (s_a/a)$
Logaritmos	$(x \pm s_x) = \log_{10}(a \pm s_a)$	$x = \log_{10}(a);$ $s_x = 0,434(s_a/a)$
Antilogaritmos	$(x \pm s_x) = \text{Antilog}_{10}(a \pm s_a) = 10^{(a \pm s_a)}$	$x = 10^a;$ $s_x = 2,303 x s_a$

Ejercicios Adicionales (Incluir en el laboratorio No. 1)

Escriba el resultado de las siguientes operaciones. Indique el número de cifras significativas correctas en su resultado (a) $(0,335 \pm 0,005)/(0,534 \pm 0,002)$; (b)

$\sqrt{(0,53412 \pm 0,00001)}$; (c)

$(0,333 \pm 0,001) + [(0,111 \pm 0,003)/(0,7534 \pm 0,0005)](0,7777 \pm 0,0002)$

ANEXO II

Elaboración de gráficos y análisis de regresión

Una gráfica ayuda a encontrar la relación f existente entre las diferentes variables en un cierto experimento. Uno puede escribir $y = f(x)$ o “ y es una función de x ”, cuando los valores de y *dependen* de los de x en la forma dada por f . La determinación de la forma de f puede lograrse en un mapa bidimensional donde los valores de la variable *dependiente* y aparezcan en el eje vertical (ordenada) y las de la variable *independiente* x en el eje horizontal (abscisa) en un sistema cartesiano. Los puntos entonces pueden *ajustarse* a un tipo particular de función f . Toda gráfica tiene asociada una Tabla de datos (organizados en filas o columnas), con un título explicativo que indique claramente el significado de los datos y el cómo se determinaron. La **elección de escalas** para los dos ejes de coordenadas es un aspecto central en la elaboración de un gráfico. Cada eje DEBE estar plenamente identificado, tanto las magnitudes como las unidades que representan. Tome nota de las siguientes sugerencias para la elaboración de sus gráficos en este Laboratorio:

- El título debe ser breve pero suficientemente explicativo y claro.
- Las escalas de los ejes deben facilitar la representación y la lectura de los datos. Elija subdivisiones fácilmente manejables. Por ejemplo valores basados en incrementos de 1, 2, 5, 10, etc. unidades son fáciles de seguir. Escalas basadas en divisiones de 3, 7, 6, 9, etc. son difíciles de usar para localizar y leer los valores en un gráfico. Procure que el gráfico llene la mayor parte del espacio disponible.
- No es necesario que las escalas sean las mismas en ambos ejes, pero si que los tamaños de los ejes sean similares. Tampoco es obligatorio que las escalas comiencen en cero
- Represente todos los datos observados, usando símbolos claros de identificar, como círculos, triángulos, etc.
- Si desea unir el mayor número posible de puntos con una curva suave, trate de que los que queden por fuera de la curva queden igualmente repartidos por encima y por debajo.
- El uso de herramientas de software (por ejemplo Excel, Origin, etc) basadas en hojas de cálculo facilitan las anteriores tareas, posibilitando el ajuste de los datos a rectas o curvas, e incorporando el correspondiente análisis estadístico para la correlación.

ANEXO III

ECUACIONES CUADRÁTICAS

Una ecuación algebraica de la forma $ax^2 + bx + c = 0$ se conoce como una ecuación cuadrática. Las dos soluciones de una ecuación de este tipo están dadas por:

$$x_1 = \frac{-b + \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad x_2 = \frac{-b - \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

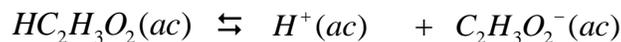
Por ejemplo, la ecuación $2x^2 + 4x - 1 = 0$ implica que $a = 2$, $b = 4$, $c = -1$. Por lo tanto podemos escribir que:

$$x = \frac{-4 \pm \sqrt{4^2 - 4(2)(-1)}}{2(2)} = \frac{-4 \pm \sqrt{16 + 8}}{4} = \frac{-4 \pm \sqrt{24}}{4} = \frac{-4 \pm 4,899}{4}$$

y las dos soluciones serán : $x_1 = \frac{0,899}{4} = 0,225$ y $x_2 = \frac{-8,899}{4} = -2,225$

En los problemas de química que llevan a ecuaciones cuadráticas, la solución esta restringida por la naturaleza misma del problema. Por ejemplo, el valor de la solución debe estar en cierto rango, o debe ser mayor que cierto valor o no puede ser negativo. Así por lo general sólo una de las soluciones tendrá sentido físico para la resolución.

Ejemplo 1. Para calcular el pH de un ácido débil, en forma exacta, se requiere resolver una ecuación cuadrática. Por ejemplo, si queremos calcular el pH de una solución de ácido acético 0,3 M, es necesario plantear el siguiente equilibrio:



Inicial	0,30 M	0	0
Cambio	-x M	+x M	+x M
Equilibrio	(0,30-x) M	+x M	+x M

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

de donde:

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]} = \frac{(x)(x)}{0,30-x} = 1,8 \times 10^{-5}$$

que conduce entonces a la ecuación:

$$x^2 + 1,8 \times 10^{-5} x - 5,4 \times 10^{-6} = 0$$

cuyas soluciones son:

$$x_1 = 2,3 \times 10^{-3} \quad \text{y} \quad x_2 = -2,3 \times 10^{-3}$$

Como x representa la concentración de H^+ , es claro que la solución negativa carece de sentido físico. Por lo tanto, la solución real es $x = [H^+] = x_1 = 2,3 \times 10^{-3}$, y entonces el valor del pH será:

$$pH = -\log[H^+] = 2,64.$$

Unidades SI básicas

Cantidad fundamental	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Prefijos comunes utilizados con unidades SI

Prefijo	Símbolo	Significado
Tera-	T	10^{12}
Giga-	G	10^9
Mega-	M	10^6
Kilo-	k	10^3
Deci-	d	10^{-1}
Centi-	c	10^{-2}
Milli-	m	10^{-3}
Micro-	μ	10^{-6}
Nano-	n	10^{-9}
Pico-	p	10^{-12}

Bibliografía

1. **Chemistry. The Central Science.** T. L. Brown, H. E. Lemay and B. Bursten. 7th Edition, 1997.
2. **Química. La Ciencia Central.** T. L. Brown ,H. E. Lemay and B. Bursten. 7ª Edición, Prentice Hall Hispanoamericana S.A., 1998.
3. **Química General.** K. W. Whitten, R. E. Davis y M. L. Peck, Mc Graw-Hill, 5ª Edición, 1998.
4. **Química.** R. Chang, 4ª Edición, Mc Graw-Hill, 1992.
5. **Chemistry.** S.Zumdahl. D.C.Heath and Co. 1986
6. **Química General.** D. D. Ebbing, Mc Graw-Hill, 5ª Edición, 1996.
7. **General Chemistry.** 2nd Edition. D. A. McQuarrie and P.A. Rock. W.H.Freeman and Co. 1987.
8. **Chemistry 2A,2B, 2C: Laboratory Manuals.** Department of Chemistry, University of California-Davis (1999)
9. **Laboratory Experiments: Chemistry the Central Science.** J. H. Nelson & K. Kemp, Prentice Hall 1997.
10. **General Chemistry Experiments.** Raymond M. Keefer y Thomas L. Allen.
11. **Introduction to Organic laboratory Techniques,** Donald L. Pavia, Third edition, (1995)
12. **Organic Experiments,** Fieser Louis F Raytheon Education Co., 2ª Ed., 1968.