

Manual de laboratorio de química general

Escuela de Química

Universidad Nacional de Colombia

Sede Medellín

Elaborado por Docentes y personal administrativo de la Escuela de Química – Universidad Nacional de Colombia – Medellín, 2021

PICTOGRAMAS

Un pictograma es una composición gráfica que consta de un símbolo y de otros elementos gráficos, y sirve para comunicar una información específica. Todos los pictogramas de peligro usados en el sistema global armonizado (SGA) tienen forma de rombo apoyado en un vértice, con el borde de color rojo con un símbolo negro sobre un fondo blanco.



La calavera sobre dos tibias cruzadas indica que el producto puede producir efectos adversos para la salud. Puede provocar náuseas, vómitos, dolores de cabeza, pérdidas de conocimiento e incluso la muerte.



Este pictograma indica que los productos que lo llevan pueden generar uno o varios de los siguientes peligros: carcinógenos, mutagénico, toxicidad reproductora, sensibilizador respiratorio, toxicidad de órganos, toxicidad por aspiración.



El producto que contenga el pictograma con el signo de exclamación, puede producir efectos adversos en dosis altas. Ejemplo: Irritante (piel y ojos), sensibilizador dérmico, toxicidad aguda, efectos narcóticos. Irritante del sistema respiratorio.



La corrosión indica que el producto puede causar: corrosión de la piel/quemaduras, daño del ojo, corrosivo para metales.



La llama indica que el producto puede inflamarse en contacto con fuentes de calor (llama, chispas, superficies calientes etc...) o por efecto del calor o la fricción. Irritante de ojos. Los vapores pueden causar somnolencia y mareos.



La llama sobre un círculo indica que el producto es oxidante y puede provocar o agravar un incendio o una explosión en presencia de materiales combustibles.



El cilindro de gas representa gases a presión en un recipiente. Se trata de gases comprimidos, licuados o disueltos.



La bomba explotando indica el peligro de explosión en caso de calentamiento. Representa productos que pueden ser explosivos, auto reactivos, o peróxidos orgánicos.



Peligroso para el medio ambiente. El producto que lo contenga puede provocar efectos adversos para los organismos del medio acuático (peces, crustáceos, algas, otras plantas acuáticas, etc).

BIBLIOGRAFÍA

1. Guía de comunicación de peligros basada en los criterios del Sistema Globalmente Armonizado de Clasificación y Etiquetado de Productos Químicos – SGA / Hoyos Calvete, Martha Cecilia. Bogotá D.C., 2017. Ministerio de Ambiente y Desarrollo Sostenible 110 p. ISBN 978-958-8901-61-9.
2. Pictogramas del Sistema Armonizado globalmente
<https://osha.oregon.gov/OSHAPubs/4988s.pdf>. Accedido 30-08-2021.
3. Nuevos pictogramas de peligro. Confederación Española de Cooperativas de Consumidores y Usuarios (HISPACOO) y Confederación de Consumidores y Usuarios (CECU). Noviembre de 2011.

Identifica algunos de los implementos de laboratorio de química



Pipeta volumétrica () embudo () balón volumétrico () pie de rey () plancha de agitación y calentamiento () bureta () probeta () balanza analítica () tubo de ensayo () Erlenmeyer () espátula acanalada () beaker () balanza triple brazo () pipeteador () equipo labquest () pinza de extensión con nuez () soporte universal () picnómetro () pinza para tubo de ensayo () balanza digital () gradilla () frasco lavador () pipeta graduada () crisol () vidrio de reloj ()

Listado de prácticas

1. Inducción al laboratorio y manejo de datos experimentales.....	6
2. Propiedades físicas de la materia.....	10
3. Geometría molecular.....	21
4. Fuerzas intermoleculares.....	27
5. Propiedades de los líquidos.....	36
6. Clasificación de reacciones químicas.....	47
7. Comportamiento de sistemas gaseosos.....	54
8. Estequiometría: preparación de una sal soluble.....	64
9. Soluciones químicas.....	69
10. Titulación ácido-base: determinación de ácido acetilsalicílico en aspirina y ácido acético en vinagre.....	74
11. Equilibrio químico y principio de le châtelier. Soluciones reguladoras o amortiguadoras.....	81

Práctica N. 1 **INDUCCIÓN AL LABORATORIO Y MANEJO DE DATOS EXPERIMENTALES**
(Semanas 2 y 3)

1. OBJETIVOS

- 1.1 Aplicar el concepto de incertidumbre y cifras significativas en las mediciones.
- 1.2 Diferenciar el concepto entre exactitud y precisión.
- 1.3 Calcular el porcentaje de error (%E), medidas de tendencia central (media y mediana) y medidas de desviación (desviación estándar y varianza) a un conjunto de datos experimentales.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

El aspecto más importante de las cifras significativas es su relación con la incertidumbre relativa de la medida. Las cifras significativas (c.s.) son todos aquellos dígitos que pueden leerse directamente del instrumento de medición utilizado, tienen un significado real o aportan alguna información y se conocen con certeza. Cuando se hacen cálculos, las cifras significativas se deben registrar de acuerdo a la incertidumbre del instrumento de medición.

La exactitud se refiere a que tan cercano está el valor calculado o medido del valor verdadero. La precisión se refiere a que tan cercano está un valor individual medido con respecto a los otros valores medidos en el ensayo. El porcentaje de error expresa la diferencia entre un valor calculado y un valor real.

A continuación, se presenta la definición de algunos términos comúnmente utilizados para describir medidas de tendencia central y de desviación, respecto a un conjunto de datos:

La Media (\bar{X}) se define como la suma de todos los valores medidos, dividido por el número total de medidas (N). Esto es, el promedio aritmético como se expresa en la ecuación 1.

$$\bar{X} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{N} \quad \text{Ecuación 1}$$

La Mediana (Me) se define como el valor que ocupa el lugar central de todos los datos medidos y para ello se requiere organizar los datos en forma ascendente o descendente. Cuando el conjunto de datos obtenidos es impar se toma como mediana el dato que ocupa el valor central, pero cuando el conjunto de datos es par se saca el promedio de los dos datos centrales según el ejemplo:

Datos	<i>conjunto impar:</i> x_1, x_2, x_3, x_4, x_5	<i>conjunto par:</i> $x_1, x_2, x_3, x_4, x_5, x_6$
Mediana	x_3	$(x_3 + x_4)/2$

La Varianza (σ^2) se define como la media aritmética de las desviaciones cuadráticas respecto a la media de la población y nos permite identificar la diferencia promedio que hay entre cada

uno de los valores obtenidos con respecto al valor central o media tal como se expresa en la ecuación 2:

$$\sigma^2 = \frac{(x_1 - \bar{X})^2 + (x_2 - \bar{X})^2 + \dots + (x_n - \bar{X})^2}{N} \quad \text{ó} \quad \sigma^2 = \frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{X})^2}{N} \quad \text{Ecuación 2.}$$

La Desviación estándar (σ) es una medida de dispersión o variabilidad y se define como la medida de la tendencia a variar los datos a partir del valor medio. También se define como la raíz cuadrada de la varianza poblacional, como se expresa en la ecuación 3:

$$\sigma = \sqrt{\sigma^2} \quad \text{Ecuación 3.}$$

Ejemplo de aplicación:

En un experimento llevado a cabo en el laboratorio, cada grupo de estudiantes determinó la temperatura de ebullición del alcohol etílico (etanol) y se obtuvieron los siguientes resultados:

Grupo	1	2	3	4	5
Temperatura (°C)	74	72	78	75	76

Calcular la media, la mediana, la varianza y la desviación estándar.

- La Media:**

$$\bar{X} = \frac{74 + 72 + 78 + 75 + 76}{5}$$

$$\bar{X} = 75^\circ\text{C}$$

- La Mediana:** para sacar la mediana se deben organizar los datos de forma ascendente o descendente y tomar el valor que ocupa el puesto central.

72, 74, **75**, 76, 78

En este caso el conjunto de datos es un número impar, En caso de que el experimento tuviera un número par, la mediana sería el promedio de los dos valores centrales.

- La Varianza:**

$$\sigma^2 = \frac{(74 - 75)^2 + (72 - 75)^2 + (78 - 75)^2 + (75 - 75)^2 + (76 - 75)^2}{5}$$

$$\sigma^2 = 4, \text{ por tanto la varianza es de } 4$$

- La Desviación estándar:**

$$\sigma = \sqrt{4} \rightarrow \sigma = 2, \text{ por tanto la desviación estándar es de } 2^\circ\text{C}$$

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- 5 monedas de la misma denominación
- Balanza analítica
- Balanza digital
- Balanza triple brazo
- Bureta
- Pipeta graduada
- Pipeta volumétrica
- Probeta

4. PROCEDIMIENTO

Para la actividad de inducción al trabajo experimental en los laboratorios de la Escuela de Química, se recomienda:

- Presentar el programa general de la asignatura. Dar a conocer las “Normas de comportamiento general en el laboratorio” y comprometerse a su cumplimiento. Durante esta actividad (lectura con los estudiantes), se resaltarán la importancia de cada uno de los aspectos incluidos en las normas. Por ejemplo, el uso obligatorio de bata, guantes y gafas de seguridad; la consulta obligatoria de las fichas de seguridad, evaluando la importancia de su contenido debido al riesgo en su manejo; e indicar donde se encuentra el Kit anti-derrames y el botiquín de primeros auxilios. Presentar recomendaciones del manejo de residuos tanto sólidos como peligrosos y la inducción a la campaña de reciclaje.
- Firmar el acta de compromiso de cumplir con las normas de seguridad del laboratorio
- Hacer entrega del puesto de trabajo e ir describiendo los elementos que contiene y su utilidad.
- Por último, evaluar la pertinencia de iniciar la práctica con las monedas, realizando las recomendaciones con relación al manejo de la balanza y el acceso a esta zona de forma ordenada, para evitar aglomeraciones.

PARTE I

4.1 Medidas de masa

Tomar 5 monedas de la misma denominación (10 centavos, 20, 50, 100, 200 o 500 pesos) pesarlas en cada una de las balanzas de diferente grado de incertidumbre y calcular la media, mediana, varianza y desviación estándar para las medidas tomadas en cada una de las balanzas. Aplicar el criterio de cifras significativas para reportar los resultados.

Tomar como valor de referencia, el instrumento donde se maneja el menor grado de incertidumbre y contra este valor, comparar el promedio de cada uno de los grupos del laboratorio. Calcular el porcentaje de error (es decir el grado de exactitud).

$$\% \text{ Error} = \left| \frac{\text{valor teórico} - \text{valor experimental}}{\text{valor teórico}} \right| \times 100 \quad \text{Ecuación 4.}$$

4.2 Medidas de volumen, masa y cálculos de densidad

Para realizar estas mediciones es recomendable utilizar agua destilada ya que de ésta se conoce su densidad teórica a diferentes temperaturas.

Pesar en la balanza analítica un beaker de 100 mL vacío y seco, éste corresponde a la masa **m₁**. Medir un volumen de agua (5mL ó 10mL) con la pipeta graduada y llevarlo al beaker de 100 mL vacío y seco. Luego pesar de nuevo el beaker con el agua, ese peso se denominará **m₂**. Por diferencia de peso (**m₂ - m₁**) se obtiene el peso del agua. Repetir el mismo procedimiento utilizando cada vez un instrumento diferente para medir el volumen: la pipeta volumétrica, la probeta y la bureta. Los volúmenes y pesos se deben hacer en cada instrumento por triplicado.

Determinar la densidad del agua en g/mL (**$\rho = \text{Masa/Volumen}$**) con las mediciones de cada instrumento y compararla con la densidad teórica (valor de referencia) reportada en la tabla que se tiene en el laboratorio. Recuerde que la densidad teórica que va a tomar como valor de referencia depende de la temperatura del agua que utilizó para realizar las mediciones.

PARTE II

4.3 Elaboración del informe

Con los datos obtenidos en el procedimiento anterior hacer el ejercicio de ¿Cómo elaborar un informe? y aplicar los siguientes criterios:

- Construir la tabla de datos
- Reportar los cálculos, especificando como se hacen. Cuando se tiene que repetir varias veces el mismo cálculo, mostrar al menos el procedimiento para uno de ellos.
- Reportar en la tabla los resultados de los diferentes cálculos.
- Con base en los objetivos generales de la práctica y los resultados obtenidos, sacar conclusiones y causas de error. Presentar adecuadamente la bibliografía.

5. BIBLIOGRAFÍA

1. Osorio, R. D. (2009) Manual de técnicas de laboratorio químico. Editorial Universidad de Antioquia.
2. Peters, C. A. (2001) Statistics for analysis of experimental data. Environmental Engineering Processes Laboratory Manual. En: Powers SE (ed). AEESP, Champaign, IL.
3. Walpole, R. E.; Myers, R. H.; Myers, S. L.; Ye, L. (2012) Probabilidad y Estadística para Ingeniería y Ciencias. Novena edición. Virginia Tech, Radford University.

Práctica N. 2 PROPIEDADES FÍSICAS DE LA MATERIA

1. OBJETIVOS

- 1.1 Estudiar algunas propiedades físicas de elementos y compuestos asociadas a su estructura química.
- 1.2 Observar y describir propiedades físicas de compuestos químicos específicos y evidenciar sus transformaciones químicas a través de los cambios físicos o químicos.
- 1.3 Manejar cifras significativas en las mediciones realizadas y describir claramente los resultados obtenidos.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

Las sustancias tienen un conjunto único de propiedades que las caracteriza y que permite su identificación, diferenciación y separación. Esas propiedades físicas y químicas pueden ser **extensivas o intensivas**, según dependan o no de la cantidad de materia presente. Por ejemplo:

Punto de ebullición: propiedad física que se define como la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido se hace igual a la presión atmosférica o a la del medio circundante. Cuando una sustancia alcanza la temperatura de ebullición, ésta se mantiene constante hasta que todo el líquido pasa al estado vapor. Esta propiedad es intensiva porque no depende de la cantidad de sustancia utilizada.

Punto de fusión: El punto de fusión de un compuesto es la temperatura a la que cambia del estado sólido a líquido. Esta propiedad es intensiva ya que no depende de la cantidad de sustancia utilizada.

Es una propiedad física a menudo utilizada para ayudar a identificar compuestos o para verificar su pureza. La temperatura de fusión está relacionada con la cantidad de energía cinética que se añade a una sustancia sólida para superar las atracciones intermoleculares que mantienen su estado sólido bajo condiciones dadas. Sin embargo, es muy difícil encontrar un punto de fusión exacto. Debido a que es un proceso termodinámico, cuando una sustancia comienza a fundirse, se establece un equilibrio dinámico dentro del cual la sustancia existe tanto en forma sólida como líquida. Debido a que la energía transferida a este sistema no se utiliza completamente para convertir el sólido en un líquido y además cuando la sustancia no es completamente pura, comúnmente no se registra un único valor de temperatura, sino más bien un intervalo de temperaturas. Por lo tanto, las temperaturas de fusión se suelen comunicar como valores con un intervalo de 2-3°C. La temperatura de fusión no es una propiedad física única de una sustancia, pero sí le ayuda a entender más sobre la misma. También puede ayudar a determinar la pureza de una sustancia que ha sido sintetizada.

Densidad: propiedad física que se define como la relación de masa por unidad de volumen ($\rho = \text{masa}/\text{volumen}$). Esta propiedad es intensiva ya que no depende de la cantidad de sustancia utilizada. Por el contrario, el peso, la masa y el volumen son propiedades extensivas ya que sí dependen de la cantidad utilizada.

Adicionalmente, es preciso mencionar que todas las mediciones llevan implícito un grado de incertidumbre de acuerdo al grado de precisión ofrecido por el instrumento de medida, por lo tanto, es importante tener en cuenta el número de cifras significativas o números de dígitos que

debe reportarse, ya que los resultados están limitados por la medición menos precisa. En operaciones de multiplicación y división, el resultado se reporta con el número de cifras del dato más impreciso, es decir, con aquel que tiene el menor número de cifras; en la adición y sustracción, el resultado deberá contener el número de cifras decimales del dato menos preciso.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- Balanza analítica
- Barras de agitación magnética
- Beaker de 100 mL
- Beaker de 800 mL
- Capilares
- Fusiómetro
- Nonio o pie de rey
- Picnómetro de 25 mL
- Plancha de calentamiento
- probeta de 25 o 10 mL
- Soporte Universal
- Termómetro
- Aceite mineral
- Agua
- Etanol
- Sustancia problema (sólida y líquida)

4. RECOMENDACIONES Y CONSEJOS DE SEGURIDAD

Lea previamente las fichas de seguridad de todos y cada uno de los reactivos químicos a ser utilizados en el laboratorio, teniendo en cuenta los riesgos y recomendaciones de seguridad asociados a su uso. No olvide los elementos de protección personal: bata, guantes y gafas de seguridad.

Recuerde dar estricto cumplimiento a las NORMAS DE SEGURIDAD Y COMPORTAMIENTO EN LOS LABORATORIOS DE LA ESCUELA DE QUÍMICA.

5. PROCEDIMIENTO

5.1 Temperatura de ebullición

Introducir en un tubo de ensayo la sustancia problema, un capilar debidamente sellado en uno de sus extremos y un termómetro. La cantidad de sustancia que se utilice debe quedar completamente sumergida en el agua que se emplea como medio de calentamiento (Figura 1). Asegurarse de que el capilar quede con el extremo sellado en la parte superior. Usar un agitador magnético en el agua para homogenizar la temperatura. Iniciar calentamiento con agitación a través del baño de agua y registrar la temperatura de ebullición cuando se observe un rosario de burbujas que se forma en la boca del capilar (Figura 1). Finalmente apague el calentamiento y retire la sustancia del agua para evitar que ésta se siga evaporando.

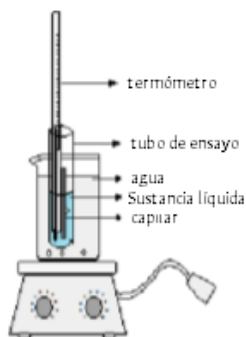


Figura 1. Determinación del punto de ebullición

5.2 Temperatura de fusión

a) Método del capilar

Tomar un capilar de vidrio debidamente sellado por uno de sus extremos y llenarlo hasta la cuarta parte de su capacidad con la muestra problema. Este capilar se ata a un termómetro y se introduce en un beaker con aceite mineral, el cual es sometido a calentamiento hasta que la muestra pase a su estado líquido (Figura 2). Registre una temperatura inicial en el instante en el cual el sólido comienza a fundir y la temperatura final cuando la muestra se ha fundido completamente. El calentamiento debe ser uniforme y gradual, y no permitir que la temperatura del aceite ascienda violentamente. Así mismo, debe evitarse que gotas de agua entren en contacto con el aceite. Registre la temperatura de fusión como un intervalo.

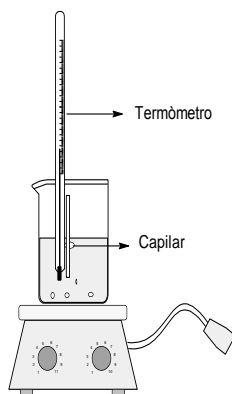


Figura 2. Determinación del punto de fusión

b) Mediante el uso de un fusiómetro

Este procedimiento se hará de manera demostrativa. Remítase al anexo 1 de esta guía para conocer los pasos del procedimiento.

5.3 Densidad de sólidos

Seleccionar dos sólidos, uno regular (figura de madera) y otro irregular (metálico que puede ser de: Al, Fe, Cu, Pb). Medir la masa de cada uno de estos sólidos en la balanza y luego determinar el volumen de cada cuerpo. Al cuerpo con forma regular se le determina su volumen midiendo sus aristas mediante el nonio y se calcula con base en la información presentada en la Tabla 1. Al cuerpo irregular se le determina el volumen por desplazamiento, utilizando una probeta con agua (Principio de Arquímedes).

Puede verificar las densidades teóricas en las tablas dispuestas en el laboratorio.

Tabla 1. Determinación de volumen en sólidos regulares

SÓLIDO	VOLUMEN	
Cubo	a^3	a : lado del cubo
Ortoedro	$a \times b \times h$	(largo, ancho, alto)
Cilindro	$\pi r^2 h$	r : radio, h : altura
Tetraedro	$\sqrt{2}/12 \times a^3$	a : longitud de las aristas
Pirámide	$(A_b \times h)/3$	A_b : área de la base, h : altura

5.4 Densidad de líquidos puros y soluciones

Para determinar la densidad de un líquido se utiliza un picnómetro, el cual debe ser calibrado con anterioridad.

Pasos a seguir para calibrar el picnómetro (Figura 3):

- Pesar un picnómetro vacío y seco en una balanza analítica y registrar su masa (m_1)
- Llenarlo completamente con agua destilada, taparlo para que elimine el exceso de agua, secar y registrar su nueva masa (m_2)
- Registrar la temperatura del agua destilada ($^{\circ}\text{C}$)
- Buscar en la tabla del laboratorio, la densidad del agua destilada correspondiente a esta temperatura.
- Determinar la masa del agua destilada por diferencia de $m_2 - m_1$
- Conociendo la densidad del agua destilada a la temperatura a la cual se tomaron las medidas y la masa del agua, se puede calcular el volumen del agua contenido, que además corresponde al volumen del picnómetro.

$$\text{Despejando de la fórmula queda: } V_{\text{picnómetro}} = \frac{\text{Masa del agua } (m_2 - m_1)}{\text{Densidad del agua}}$$



Figura 3. Picnómetro

Luego de tener el picnómetro calibrado y de conocer exactamente su volumen, se repite el mismo procedimiento, pero esta vez se llena con el líquido problema y se pesa nuevamente (m_3). Al calcular la diferencia $m_3 - m_1$, obtenemos la masa del líquido. El volumen ya fue determinado en el proceso de calibración. Con estos datos determinar la densidad (ρ) de la muestra líquida.

6. BIBLIOGRAFIA

1. Reboiras M.D. (2006) Química: la ciencia básica. Editorial Paraninfo, p. 2. ISBN 8497323475
2. Meyers R. A. (2001). *Encyclopedia of Physical Science and Technology* (3rd edición). Academic Press. ISBN 978-0-12-227410-7.
3. Zemansky, M. W. y R. H. Dittmann (1996): *Calor y Termodinámica*, McGraw-Hill.
4. General Chemistry Glossary Purdue University website page

ANEXO 1. DETERMINACIÓN DEL PUNTO DE FUSIÓN MEDIANTE FUSIÓMETRO

(Extraído de Vernier Software & Technology)

En el presente experimento, se utilizará un fusiómetro MELT-TEMP Vernier® para determinar la temperatura de fusión de una sustancia sólida. Su muestra será uno de varios posibles compuestos puros. Su primer ensayo (Rapid Heat) le ayudará a determinar un rango. En los ensayos posteriores usted será capaz de determinar con precisión la temperatura de fusión de su muestra, identificando así el compuesto.

En este experimento, usted medirá la temperatura a la cual se funde una sustancia sólida e identificará el sólido de una lista de posibles compuestos puros.

MATERIALES

- Fusiómetro MELT-TEMP Vernier®
- Interface LabQuest 2
- Mortero y pistilo
- Software LabQuest App
- Sólidos orgánicos desconocidos
- Tubos capilares

PRECAUCIÓN

Siempre use gafas de seguridad en el laboratorio. Las partes superiores del fusiómetro MELT-TEMP (Figura 4) estarán calientes mientras permanece encendido. ¡No toque estas partes ni ponga su ojo en el ocular, porque se quemará! Los tubos capilares se rompen muy fácilmente, manéjelos con precaución.



Figura 4. Fusiómetro Melt-Temp

PROCEDIMIENTO

1. Compruebe que el dial de control en el fusiómetro MELT-TEMP está en la posición de apagado.
2. Conecte el fusiómetro a una toma eléctrico.

3. Conecte el cable del sensor del fusiómetro a un LabQuest, y abra *LabQuest App*. La aplicación LabQuest debe reconocer automáticamente que el fusiómetro está conectado.
4. Obtenga una pequeña cantidad (~ 0.01 g) de compuesto orgánico sólido (según establezca su docente). El sólido debe estar en forma de polvo. Si no es así, utilice un mortero y el pistilo para macerar cuidadosamente el sólido a un polvo.
5. Prepare la muestra para la fusión.
 - a. Empaque su muestra insertando por el extremo abierto del tubo capilar una pequeña cantidad del sólido. Para ello empuje una pequeña cantidad del sólido hacia arriba en el tubo (toque el extremo abierto del tubo capilar en el compuesto).
 - b. Limpie cualquier sólido suelto que esté en el exterior del tubo capilar.
 - c. Invierta el capilar y toque el extremo cerrado del tubo capilar sobre el mesón para que caiga y se comprima la muestra en el extremo cerrado. Continúe hasta que 3-4 mm del compuesto se empaquen en el extremo sellado del tubo capilar.
6. Cuidadosamente coloque el tubo capilar en una de las tres ranuras en la parte superior del aparato MELT-TEMP (asegúrese de que no haya tubos rotos en la ranura que elija). Usted puede girar el fusiómetro hacia usted levemente para una mejor mirada en el bloque de calefacción. Rote el fusiómetro arriba o hacia abajo ligeramente para obtener la mejor vista de la muestra sólida a través de la lente de visión.
7. Seleccione “NUEVO” en el menú “ARCHIVO”. Ahora configure el equipo para tomar los datos de temperatura de fusión hasta 20 min. Para esto, acceda a “MODOS” y seleccione “EN EL TIEMPO”. Configure para una duración de 20 min y rapidez 5 datos por minuto.
8. En el primer ensayo, usted querrá observar el proceso de fusión y hacer una estimación aproximada de la temperatura de fusión de su muestra. No se preocupe si la velocidad de calentamiento es algo rápida, y la muestra se funde demasiado rápido. Para hacer esto:
 - a. Seleccione INICIO (▶) para comenzar la recopilación de datos.
 - b. En el fusiómetro, gire la perilla de control al ajuste de RAPID HEAT para obtener un rango de punto de fusión rápido. La luz roja se encenderá indicando calefacción activa.
 - c. Observe cuidadosamente el gráfico de Temperatura vs. Tiempo. (Como en la Figura 5.)
 - d. Observe cuidadosamente su muestra. Cuando el sólido comience a fundirse (aparecen las primeras gotitas de líquido), registre en su cuaderno la temperatura. Cuando todo el sólido se haya derretido completamente (las últimas partículas sólidas se funden), registre de nuevo.
 - e. Cuando haya terminado con este paso, detenga la recopilación de datos.
 - f. Almacene el corrido. Deseche el tubo capilar según lo indique su instructor.
 - g. Gire la perilla de nuevo al ajuste “VENTILADOR/ENFRIAMIENTO” para enfriar el sistema.

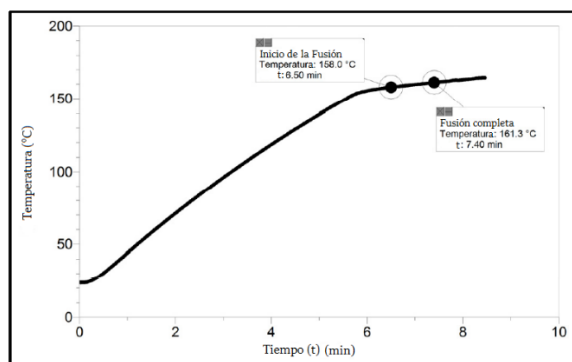


Figura 5. Temperatura de fusión de una sustancia desconocida

PROCEDIMIENTO ALTERNO

Ahora que tiene una idea aproximada de la temperatura de fusión, se puede hacer una determinación más precisa. Prepare una nueva muestra en un tubo capilar, como se describe en el paso 5, para determinar la temperatura de fusión:

- Selecione “NUEVO” en el menú “ARCHIVO”. Ahora configure el equipo para tomar los datos que seleccione de temperatura de fusión. Acceda a “MODO” y seleccione “EVENTOS SELECCIONADOS”.
- Selecione INICIO (▶) para comenzar la recopilación de datos.
- En el fusiómetro, gire la perilla de control a un ajuste de 180°C. La luz roja se encenderá indicando calefacción activa.
- Observe cuidadosamente su muestra. Si el sólido comienza a fundirse, haga clic en MARCAR (⊙) para guardar (el botón OK en LabQuest). Cuando todo el sólido esté completamente fundido (las últimas partículas sólidas se funden), haga clic en MARCAR (⊙) de nuevo. Los dos valores marcados en su gráfico describen el rango estimado de temperatura de fusión de su sustancia.
- Si el sólido no se funde cuando la temperatura alcanza los 150°C, gire la perilla de control a 220°C. Continúe observando su muestra, y si la muestra comienza a derretir, marque las temperaturas como se ha descrito anteriormente.
- Si la muestra no se ha fundido en el momento en que la temperatura alcanza los 190°C, gire la perilla a la posición RAPID HEAT. Cuando la muestra finalmente empiece a fundirse, marque el gráfico como se indicó anteriormente. Si la muestra no se derrite a 250°C, tome nota de ello y deje de calentar.
- Cuando haya determinado el rango aproximado de temperatura de fusión para la muestra, detenga la colección de datos; presione STOP (■). Almacene la ejecución tocando el icono del CASILLERO (📁) de archivos en LabQuest o eligiendo GUARDAR desde el menú ARCHIVO (asigne un nombre de archivo y SALVAR). Deseche el tubo capilar según lo indique su instructor.

- h. Imprima una copia de su gráfico y/o guarde sus datos, según las indicaciones de su instructor.
- i. En el fusiómetro, gire la perilla de control al ajuste VENTILADOR/ENFRIAMIENTO para prepararse para la próxima prueba. La luz azul se encenderá indicando que el ventilador está enfriando la estación de fusión.
- j. Al final del experimento, registre el rango de temperaturas de fusión y gire el mando de control de la estación de fusión a APAGADO.

7. PROFUNDIZACIÓN

7.1. Consigne en las Tablas 1 y 2, los valores obtenidos en las medidas de algunas propiedades físicas de las sustancias utilizadas e incluya en cada caso la incertidumbre de la medida. Evalúe lo acertado del método al comparar los datos experimentales con los teóricos, citando la referencia correspondiente. Incluya en el análisis de sus resultados la comparación de los resultados obtenidos por su equipo de trabajo, en relación al promedio obtenido por el grupo.

Tabla 1. Puntos de fusión y ebullición de algunas sustancias químicas

	Muestra sólida	Muestra líquida
Propiedad física	Rango de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Valor experimental		
Valor teórico		
Porcentaje de error		

Tabla 2. Densidad del líquido

Peso en gramos (g)			Volumen líquido (mL)	Densidad (g/mL)		Porcentaje de error
Picnómetro vacío	Picnómetro lleno	Líquido		Experimental	Teórica	

7.2. Punto de fusión por el método del fusiómetro

7.2.1 Basado en la lista de posibles compuestos, (Tabla 3) ¿qué identidades propone para las muestras analizadas?

7.2.2 Para cada muestra use su punto de fusión para apoyar sus predicciones para los 3 compuestos y describa el tipo de unión y la intensidad de las fuerzas intermoleculares presentes (si las hay) en cada compuesto.

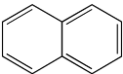
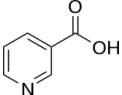
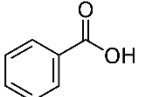
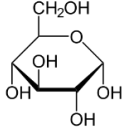
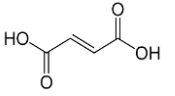
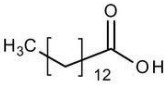
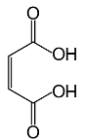
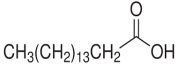
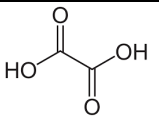
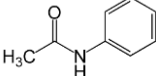
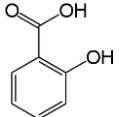
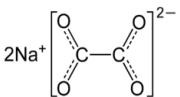
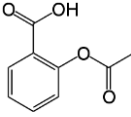
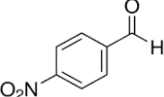
7.2.3 A partir del gráfico de *Temperatura vs. Tiempo*, determine la velocidad de calentamiento (opcional, si fue realizado durante el procedimiento)

7.3 Presente los cálculos realizados al determinar el porcentaje de error para el caso específico de la densidad de la sustancia líquida.

7.4 Mencione las causas de error asociadas a cada una de las mediciones anteriores.

7.5 Presente un diagrama de flujo que resuma el procedimiento para calcular la densidad de líquidos.

Tabla 3. Temperaturas de fusión de algunos compuestos orgánicos

Compuesto	Estructura	Punto de fusión	Compuesto	Estructura	Punto de fusión
Naftaleno		79 - 81°C	Ácido nicotínico		237 - 238°C
Ácido benzoico		121 - 123°C	D-Glucosa		145 - 147°C
Ácido fumárico		286 - 288°C	Ácido mirístico		53 - 55°C
Ácido maléico		138 - 139°C	Ácido palmítico		62 - 63°C
Ácido oxálico		101 - 103°C	Acetanilida		114 - 115°C
Ácido salicílico		158 - 160°C	Oxalato de sodio		259 - 261°C
Ácido acetil salicílico		137 - 139°C	4-Nitrobenzaldehído		104 - 106°C

7.6 A continuación, presente los valores obtenidos por usted en las mediciones efectuadas en el laboratorio para calcular la densidad de sólidos regulares e irregulares:

Tabla 4. Determinación de la densidad de sólidos

Sólido	Material	Peso (g)	Volumen (cm³)	Densidad (g/ cm³)		
				Experimental	Teórica	Porcentaje de error
Regular						
Irregular						

Recuerde que el número de cifras empleadas, es relativo a la precisión que ofrece cada instrumento, lo cual debe quedar claramente reflejado en los datos de la tabla. Muestre claramente los cálculos realizados en la determinación de la densidad del sólido irregular, teniendo en cuenta el manejo de las cifras significativas.

7.7 Consulte las fichas de seguridad de los siguientes reactivos: tolueno, acetanilida, hexano, azufre en polvo y etanol, y describa claramente sus características de peligrosidad, precauciones en su manejo (implementos de seguridad) y el procedimiento adecuado para realizar su disposición final. Si lo requiere, presente una hoja anexa.

7.8 ¿Cuáles son los diferentes estados de la materia y cómo se definen? Realice la respectiva cita bibliográfica.

7.9 Explique bajo qué condiciones no es recomendable utilizar el principio de Arquímedes en la determinación de la densidad de un sólido irregular.

Práctica N. 3 **GEOMETRIA MOLECULAR****1. OBJETIVOS**

- 1.1 Diseñar estructuras de Lewis para diferentes compuestos químicos y reconocer las hibridaciones de los orbitales atómicos utilizando la Teoría del Enlace de Valencia T.E.V.
- 1.2 Relacionar la hibridación y los diferentes tipos de enlace sigma (σ) y (π), con la geometría molecular.
- 1.3 Mostrar la geometría de algunas moléculas con hibridación común (sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d^2).
- 1.4 Representar gráficamente y con ayuda de modelos, previa determinación de la hibridación, la forma geométrica de algunas moléculas.
- 1.5 Deducir a partir de la geometría algunas propiedades físicas y químicas.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

En la teoría de Lewis, el enlace covalente se describe en la medida en que dos átomos puedan compartir electrones, es decir, los electrones están atraídos por los núcleos de átomos enlazados. En la teoría del **enlace de valencia (EV)**, el enlace covalente se forma cuando un orbital atómico de un átomo se traslapa o superpone con uno de otro átomo. Se dice entonces que los orbitales comparten una región del espacio o que se superponen. La superposición de estos orbitales, permite a dos electrones con espín opuesto compartir el espacio común entre los núcleos y formar así un enlace covalente.

Como hay diferentes tipos de orbitales atómicos, la manera como se aproximan y superponen, conduce a diferentes tipos de enlace. En la Figura 1a se ilustra la interacción entre dos orbitales atómicos tipo “s” que se aproximan de forma frontal, generando un **Enlace sigma (σ)**, enlace covalente en el que se comparten dos electrones. En general, la superposición frontal de **dos orbitales atómicos**, generan **dos orbitales moleculares**; uno de ellos enlazante con dos electrones, y otro de ellos antienlazante sin electrones. La región inter nuclear, situada alrededor de la línea que une los núcleos presenta una alta densidad de carga, es decir, alta probabilidad de encontrar los electrones.

De forma similar, la **superposición lateral** de orbitales atómicos genera un enlace covalente de tipo **pi (π)**, donde las regiones de mayor densidad de carga (localización de electrones) están situadas arriba y abajo del eje inter nuclear, como se ilustra en la Figura 1b. Dado que la superposición total en los enlaces π tiende a ser menor que un enlace σ , un enlace π es generalmente más débil que un enlace σ (ver Tabla 1). En todos los casos los enlaces sencillos son enlaces σ .

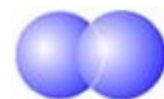
Tabla 1. Distancias y energías de enlace promedio en función del número de enlaces

Enlaces	Distancia Å	Energía KJ/mol
C – C	1,54	347
C = C	1,34	598
C \equiv C	1,20	811

Cada par de electrones compartidos implica un enlace. Por ejemplo, dos electrones compartidos por dos átomos involucran un enlace sencillo; cuatro electrones compartidos por dos átomos un enlace doble; y el triple, considera tres pares de electrones compartidos. Los enlaces dobles consisten en un enlace σ y un enlace π , y un enlace triple lo constituye un enlace σ y dos enlaces π .

a) *Solapamiento frontal de orbitales atómicos “ σ ”*

Entre dos orbitales “s”



Entre un orbital “s” y uno “p”



Entre dos orbitales p”



b) *Solapamiento lateral de orbitales “ π ”*

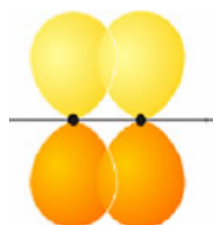


Figura 1. Superposición de orbitales atómicos, para formar orbitales moleculares σ y π

El concepto de superposición de orbitales propuesto para explicar la formación del enlace covalente, no es satisfactorio cuando se trata de moléculas poliatómicas. En efecto, este modelo no justifica adecuadamente los hechos observados sobre tales moléculas, como por ejemplo, las longitudes y ángulos de enlace. En este caso, dentro del contexto de la teoría enlace valencia, se recurre al concepto de **hibridación**. La hibridación es la mezcla o combinación de orbitales atómicos de diferente energía de un mismo átomo, para obtener un conjunto de nuevos orbitales atómicos equivalentes llamados **orbitales híbridos**.

Para predecir la hibridación del átomo central se inicia con la configuración electrónica del átomo en su estado fundamental, se determina la cantidad de sus electrones de valencia y se dibuja la estructura de Lewis. Posteriormente, en la Tabla 2 se observa la distribución global de

los pares de electrones alrededor del átomo central y en base a esa geometría se puede recurrir a la Tabla 3 para concluir sobre la hibridación que debe tener ese átomo central.

Ejemplo: Determine la hibridación del átomo central en la molécula de CH_4 .

El átomo central es el C, cuya distribución electrónica fundamental es: $[\text{He}]2s^2 2p^2$, por tanto, tiene cuatro electrones en su capa de valencia y su estructura de Lewis es:



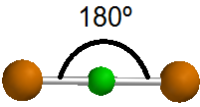
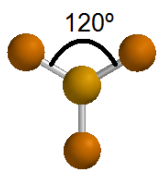
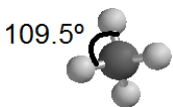
Hay cuatro pares de electrones enlazantes y ninguno libre alrededor del átomo de C.

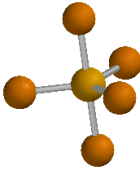
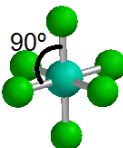
De la Tabla 2 vemos que ellos se distribuyen de forma tetraédrica y en la Tabla 3 se observa que la distribución tetraédrica corresponde a la geometría de una hibridación de orbitales SP^3 .

Tabla 2. Distribución de los pares de electrones alrededor de un átomo central en una molécula

Número de pares de electrones	Distribución de los pares de electrones
2	Lineal
3	Trigonal plana
4	Tetraédrica
5	Bipiramidal trigonal
6	Octaédrica

Tabla 3. Tipos de hibridación

Orbitales atómicos	Hibridaciones átomo central	Número de Orbitales híbridos	Orientaciones geométricas	Representaciones esquemáticas	Ejemplos
s+p	sp	2	Lineal		BeCl_2
s+p+p	sp^2	3	Trigonal plana		BCl_3
s+p+p+p	sp^3	4	Tetraédrica		CH_4

$s+p+p+p+d$	sp^3d	5	Bipiramidal Trigonal		PCl_5
$s+p+p+p+d+d$	sp^3d^2	6	Octaédrica		SF_6

La **Geometría molecular** se refiere a la organización tridimensional de los átomos en una molécula o ión. El tipo de hibridación que forma el átomo central es una buena guía para obtener la forma geométrica de las moléculas. Tener en cuenta que sólo los átomos enlazados definen la geometría molecular. En la Tabla 3 se resumen los diferentes tipos de hibridación y sus orientaciones geométricas.

La **Polaridad** de los enlaces se crea por una descompensación de cargas δ^- sobre el átomo más electronegativo y una δ^+ sobre el átomo más electropositivo, donde la polaridad de la molécula dependerá de la suma de estos vectores alrededor del átomo central según su geometría.

La **resonancia** hace referencia a la deslocalización electrónica y en el papel se evidencia cuando una molécula se puede representar por dos o más estructuras en las que el esqueleto sigma (σ) permanece invariable y puede cambiar la localización específica de los electrones tipo π y/o **n (no enlazante)**. La estabilidad relativa de cada una de las estructuras individualmente, permite evaluar su participación en el híbrido de resonancia.

3. MATERIALES

Modelos de orbitales moleculares, con piezas que representan la hibridación de los átomos en las moléculas y los enlaces.

4. PROCEDIMIENTO

4.1 Complete la información solicitada en cuanto a la estructura Lewis, hibridación y carácter covalente polar, covalente apolar o iónico de algunos compuestos presentados en la Tabla 4 del respectivo informe. Identifique sobre la estructura de Lewis, los enlaces covalentes coordinados.

4.2 Indique cuál de las anteriores estructuras no cumple la ley del octeto, justificando claramente su respuesta. Tenga en cuenta el nivel donde están los electrones de valencia e indique cuántos electrones tendría en su último nivel.

4.3 Análisis de polaridad. Para cada uno de los compuestos moleculares presentados en la Tabla 4, determine el carácter polar o no polar (considere polaridad de cada uno de los enlaces y la geometría) y recopile la información en la Tabla 5. Indique en cada caso si se anulan o no los dipolos.

4.4 ¿Cuáles de los compuestos presentados en la Tabla 5, esperaríamos que fueran solubles en agua y por qué? Recuerde que el agua (H_2O) es un compuesto polar y la regla general señala: “compuestos de polaridad similar, son solubles entre sí”.

5. PROFUNDIZACIÓN

5.1. Complete la información solicitada en la siguiente tabla y en el recuadro de la estructura de Lewis, señale los enlaces covalentes coordinados.

Tabla 4. Geometría de algunos iones y moléculas

Molécula o ion	Fórmula Química	# total de electrones de la molécula	Estructura de Lewis	Carga Formal de cada átomo	# pares de electrones (libres y enlazantes) alrededor del (los) átomo(s) central(es)	Geometría molecular Dibuje una estructura que indique la distribución espacial (modelo de palos y cuñas) e indique el término que define esa geometría	Hibridación del (los) átomo (s) central (es)
Ozono	O_3						
Eteno	C_2H_4						
Hidruro de boro	BH_3						
Ion tiosulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$						
Ion fosfato	PO_4^{3-}						
Trifluoruro de cloro	ClF_3						
Peróxido de hidrógeno	H_2O_2						

5.2 ¿Cuál de las anteriores estructuras no cumple la ley del octeto? Justifique, teniendo en cuenta el nivel donde están los electrones de valencia e indicando cuántos electrones tendría en su último nivel.

5.3 Análisis de polaridad de las moléculas. Para cada uno de los compuestos moleculares presentados en la Tabla 4, determine el carácter polar o no polar (considere polaridad de cada uno de los enlaces y la geometría) y recopile la información en la Tabla 5. Indique en cada caso si se anulan o no los dipolos.

Tabla 5. Polaridad de algunos compuestos moleculares

Molécula	Fórmula Química	Polaridad (justifique)
Ozono	O ₃	
Eteno	C ₂ H ₄	
Trihidruro de boro	BH ₃	
Trifluoruro de cloro	F ₃ Cl	
Peróxido de hidrógeno	H ₂ O ₂	

5.4 ¿Cuáles de los compuestos presentados en la Tabla 5, esperarías que fueran miscibles en agua y por qué? Recuerde que el agua (H₂O) es un compuesto polar y la regla general señala: “compuestos de polaridad similar, son solubles entre sí”.

5.5 Consulta la práctica siguiente, e incluye las fichas de seguridad de los reactivos con los que se trabajará.

Práctica N. 4 FUERZAS INTERMOLECULARES

1. OBJETIVOS

- 1.1 Diferenciar algunos tipos de interacciones que presentan los sistemas químicos y que incluyen atracciones internas o **intramoleculares** y externas o **intermoleculares**.
- 1.2 Reconocer distintas fuerzas intermoleculares tales como dipolo-dipolo, fuerzas de van der Waals y puentes de hidrógeno y su intensidad relativa. Así mismo, verificar su notable influencia sobre las propiedades físicas de los compuestos.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

Las propiedades químicas y físicas de los compuestos (moléculas o iones) están directamente relacionadas con la fuerza de los enlaces e interacciones en los que puede participar cada uno de los átomos en dicho compuesto, tanto a nivel **intramolecular**, como **intermolecular**.

En particular, las fuerzas que mantienen unidos los átomos en las moléculas se conocen como fuerzas internas o intramoleculares (enlace covalente, iónico, etc.). Cuando dos moléculas se aproximan, pueden ocurrir dos eventos, se atraen o repelen entre sí. Esta interacción puede describirse de manera sencilla en el caso de átomos, como los gases nobles, o de moléculas simples como el H_2 .

En general, las fuerzas son de atracción hasta que las moléculas se acercan tanto que sobrepasan sus radios de van der Waals. Si esto ocurre, la pequeña fuerza de atracción se convierte en una gran fuerza de repulsión.

Para las moléculas orgánicas, con una estructura química más compleja, estas fuerzas de atracción y repulsión son más difíciles de predecir, pero pueden ser descritas considerando todas las interacciones presentes.

Es importante precisar que la existencia de los diferentes estados de la materia (sólido, líquido o gaseoso) es consecuencia de las fuerzas intermoleculares. Así, al estado sólido se le asocia en general con un estado más ordenado en el cual las moléculas están más cerca que en el estado líquido (a excepción del agua), y a su vez, mucho más cercanas que en el estado gaseoso, donde las fuerzas intermoleculares son mínimas por la gran separación de las moléculas. En este último, las colisiones se presentan debido a la gran energía cinética que poseen las moléculas.

En cuanto a las interacciones intermoleculares que pueden presentarse entre moléculas de un mismo compuesto o de compuestos diferentes, y que pueden ser de atracción o de repulsión, se presenta a continuación la siguiente clasificación general:

A. Repulsivas:

- Repulsión de Pauli a corta distancia
- Ion-ion (del mismo signo)

B. Atractivas:

- Fuerzas electrostáticas o coulombicas
 - Ion-ion (de signos opuestos)
 - Ion-dipolo
- Fuerzas de van der Waals
 - Dipolo-dipolo

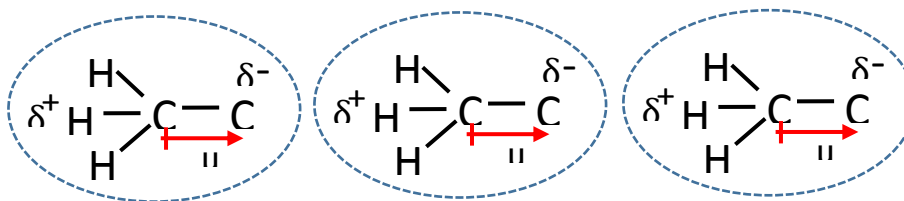
- Dipolo-dipolo inducido
- Dispersión de London
- Puentes de hidrógeno

A continuación, se describen algunas de las principales interacciones entre átomos que pueden ser intermoleculares o intramoleculares.

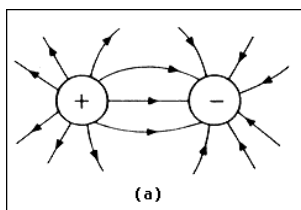
Fuerzas dipolo - dipolo

La polaridad de una molécula depende tanto de la polaridad de sus enlaces como de su geometría. Como consecuencia de la diferencia en la distribución de carga a través de los enlaces polares (elementos no metálicos con diferente electronegatividad), se pueden distinguir extremos positivos y negativos, cuyo término de expresión sería **bipolos**, no obstante, cotidianamente se nombran como **dipolos**. Cuando el tamaño de este bipolo se mide, su magnitud se conoce como **momento dipolar** (μ), que se define como el producto de la carga por la distancia y se expresa mediante la siguiente relación, $\mu = Q \times r$.

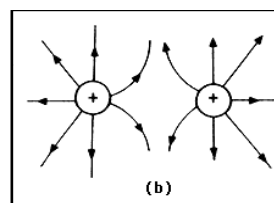
Cuando las moléculas que poseen momento dipolar no nulo, se aproximan por los extremos opuestos (carga parcial positiva y carga parcial negativa) se genera una atracción de tipo electrostático. Para el caso en que estas mismas moléculas se aproximan por extremos de igual carga, se generará una repulsión, llevando a la molécula a girar y orientar los extremos negativos cerca de los extremos positivos de otra molécula, lo que se constituye en un arreglo más favorable energéticamente (más estable) y la fuerza neta de atracción, será inversamente proporcional a la distancia que separa las moléculas $F = k / d^2$. En la Figura 1 se ilustra el dipolo de enlace al interior de cada molécula de clorometano generado por el enlace Cl-C, estos dipolos dan lugar a las orientaciones de atracción y repulsión descritas previamente. La sumatoria de todos los dipolos de enlace da lugar al momento dipolar global de la molécula.



Simbolizado como:



Atracción (común)



Repulsión (poco común)

Figura 1. Orientación de los dipolos en cada enlace C-Cl de la molécula de CH_3Cl

Como consecuencia de estos dipolos y las fuerzas implicadas de la interacción entre ellos, se observan variaciones importantes en las propiedades físicas como: la solubilidad, calores de evaporación, puntos de ebullición y de fusión.

Fuerzas de dispersión de London

También es posible que se presente interacción entre moléculas que no posean dipolos permanentes, esto es, algunas fuerzas de atracción entre moléculas no polares, debidas al continuo movimiento de los electrones en la nube electrónica molecular, que origina en determinados instantes un desbalance en la distribución de cargas, ocasionando un **momento dipolar temporal**. Estos dipolos temporales sólo duran una fracción de segundo y cambian constantemente; sin embargo, están correlacionados, por tanto, la fuerza neta es de atracción. Estas fuerzas, dependen ampliamente del área superficial y del peso molecular. Por ejemplo, el tetracloruro de carbono (CCl_4), al poseer mayor peso y tamaño que el clorometano (CH_3Cl), presenta mayores fuerzas de dispersión. Así, la molécula más grande y pesada, más polarizable, presenta mayor tendencia a variar su distribución de cargas y por tanto tiene la posibilidad de formar un dipolo temporal mayor. Por su parte, la molécula de cloroformo (CHCl_3) tiene un peso y tamaño molecular mayor que el del clorometano pero menor que el del CCl_4 , características que influyen en sus propiedades físicas. Es importante anotar que las tres moléculas poseen geometría tetraédrica y sus diferencias estructurales originan importantes diferencias en sus propiedades físicas tal como se ilustra en la Figura 2 con sus puntos de ebullición.

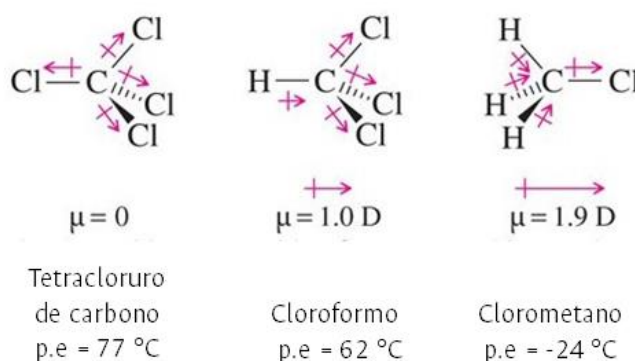
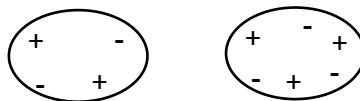


Figura 2. Estructura del tetracloruro de carbono, cloroformo y clorometano.

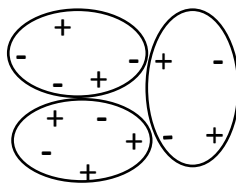
De esta forma, las fuerzas existentes entre moléculas no polares se conocen como fuerzas de dispersión de London, las cuales también puede estar presentes en moléculas polares, ya que en ellas puede distorsionarse el dipolo permanente en función del área superficial. En general, las fuerzas entre moléculas polares y no polares colectivamente, se denominan **fuerzas de van der Waals**, por ser quien primero las descubrió (Figura 3).

Es importante señalar que las fuerzas de dispersión de London afectan las propiedades físicas de los compuestos. Un caso particular se aprecia en los puntos de ebullición de los hidrocarburos simples. Aquellos con mayores áreas superficiales, (mayor potencial para una fuerza de atracción de London) presentan los puntos de ebullición más elevados. En la Figura 4 se muestra los puntos de ebullición de los tres isómeros del C_5H_{12} . El isómero de cadena lineal (n-pentano) tiene el área superficial más grande y el punto de ebullición más elevado. A medida que aumenta la cantidad de ramificaciones en la cadena, la molécula se vuelve más esférica y su

área superficial disminuye. Por esta razón, el neopentano, (isómero con el mayor número de ramificaciones) tiene el punto de ebullición más bajo.



a. Distribución al azar de los dipolos temporales cuando las moléculas están separadas



b. Dipolos temporales complementarios cuando las moléculas están en contacto

Figura 3. Fuerzas de dispersión de London

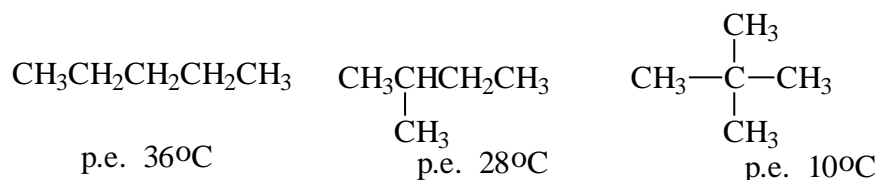
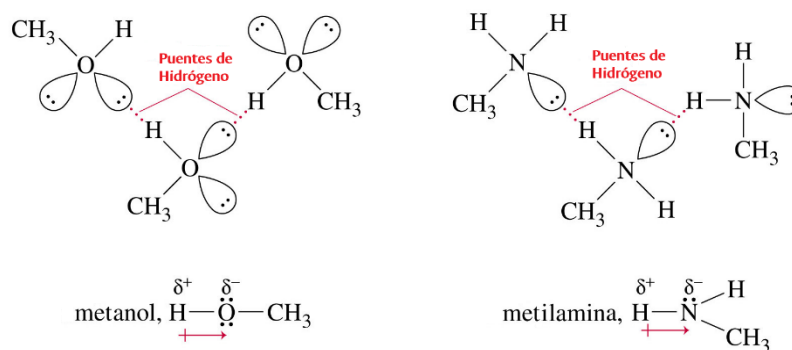


Figura 4. Punto de ebullición de los isómeros del pentano (*n*-pentano, isopentano y neopentano)

Puentes de hidrógeno

Es un tipo especial de atracción dipolo-dipolo particularmente fuerte. Un átomo de hidrógeno puede participar de un puente de hidrógeno si va unido a átomos electronegativos como oxígeno, nitrógeno o flúor. Los enlaces O – H y N – H están fuertemente polarizados de tal forma que el átomo de hidrógeno queda con una carga parcial positiva y por tanto tiene una gran afinidad por los electrones no enlazantes, formando uniones intermoleculares con los electrones no enlazantes de los átomos de oxígeno y nitrógeno de las moléculas vecinas.

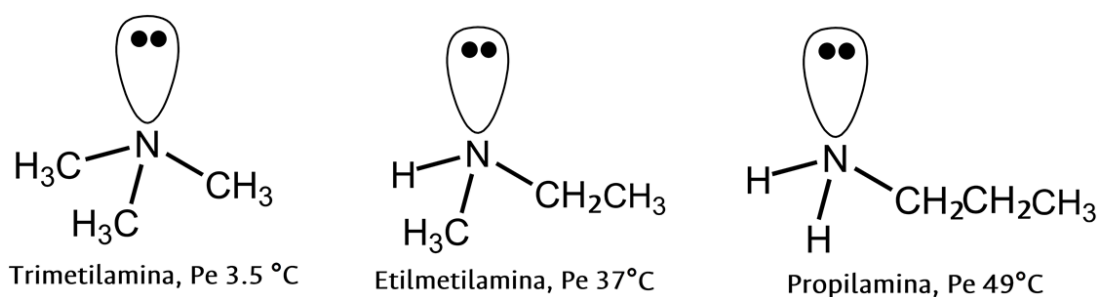
Así, el puente de hidrógeno convencional se origina debido a la fuerte atracción entre un átomo de hidrógeno unido a un átomo electronegativo, como flúor, oxígeno o nitrógeno, con el par de electrones libres de otro átomo electronegativo con el cual no tenga un enlace covalente (Figura 5). Si tanto el hidrógeno como el átomo electronegativo están en moléculas diferentes, se dice que la interacción es intermolecular, pero si están en la misma molécula, se dice que es una interacción intramolecular.

**Figura 5.** Formación de puentes de hidrógeno

Un puente de hidrógeno es mucho más débil que un enlace covalente normal C – H, O – H ó N – H. Se requieren aproximadamente 20 kJ/mol (≈ 5 kcal/mol) para romper un puente de hidrógeno, en tanto que 400 kJ/mol (≈ 100 kcal/mol) para romper un enlace covalente.

Estos puentes de hidrógeno influyen notablemente en las propiedades físicas de los compuestos orgánicos, tales como: punto de ebullición, solubilidad, tensión superficial y viscosidad. Así por ejemplo, al comparar los puntos de ebullición del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) y del dimetiléter ($\text{CH}_3\text{--O--CH}_3$), isómeros ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), se aprecia que el alcohol tiene mayor punto de ebullición (78°C) ya que posee el enlace O-H que le permite formar puentes de hidrógeno, en tanto que el dimetiléter al carecer de enlace O-H no puede formar este tipo de interacción por puentes de hidrógeno y por ello registra un punto de ebullición menor, de 25°C .

Un efecto similar es observado en los puntos de ebullición de las aminas isoméricas de fórmula $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$. La trimetilamina no tiene enlaces N-H por tanto no puede formar puentes de hidrógeno. La etilmetilamina tiene un enlace N-H y por ello el puente de hidrógeno formado eleva su punto de ebullición en aproximadamente 34 unidades con respecto a la trimetilamina. La propilamina, con dos enlaces N-H, tiene más enlaces por puentes de hidrógeno y tiene el punto de ebullición más elevado, Figura 6.

**Figura 6.** Formación de puentes de hidrógeno y su influencia en los puntos de ebullición

Los alcoholes forman enlaces por puentes de hidrógeno más fuertes que las aminas, lo cual probablemente se debe a que el oxígeno es más electronegativo que el nitrógeno. Por lo tanto, el enlace O – H tiene una polarización mucho más fuerte que el enlace N – H, este efecto se aprecia en los puntos de ebullición de los isómeros anteriores, con más de 100°C de diferencia en los puntos de ebullición del etanol y dimetiléter, en comparación con los 34°C de diferencia de la etilamina y la trimetilamina.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- Beaker
- Bureta
- Gradilla
- Pera de succión
- Pinzas para bureta
- Pipetas graduadas
- Soporte universal
- Tubos de ensayo
- Agua
- Etanol
- Glicerina
- Hexano
- Tolueno

4. RECOMENDACIONES

Leer las cartas o fichas de seguridad de todas las sustancias químicas y prestar especial atención a sus características de peligrosidad, consejos de seguridad, elementos de seguridad necesarios para su manipulación y recomendaciones para su disposición final.

Utilizar bata de laboratorio, gafas de seguridad, guantes de nitrilo y calzado cubierto entre otros. (Recuerde realizar la cita bibliográfica cuando presente algún dato teórico.)

5. PROCEDIMIENTO

5.1 Inicialmente tomar cuatro tubos de ensayo y numerarlos de 1 a 4; adicionar a cada tubo 1 mL de agua, luego adicionar 1 mL de etanol al tubo 1, 1 mL de tolueno al tubo 2, 1 mL de hexano al tubo 3, y 1 mL de glicerina al tubo 4. Agitar individualmente cada tubo con el fin de homogenizar las mezclas y poder observar con claridad, si se forma una sola fase, dos o más fases.

Si tiene dudas acerca de la cantidad de fases presentes, puede utilizar una gota de anaranjado de metilo. Este compuesto tiene un carácter polar y por ende pintará de color naranja la fase acuosa.

Repetir el procedimiento de forma similar, para completar las mezclas presentadas en la Tabla 2.

Observar y analizar, con base en la naturaleza de las sustancias y las interacciones que puedan presentar, acerca de la miscibilidad de las mezclas utilizadas.

5.2. Desde una bureta llena con **agua**, dejar caer líquido a un beaker que está separado aproximadamente a 15 cm por debajo. Frotar un plástico (por ejemplo una bomba inflada) y acercarlo al líquido sin tocarlo, observar la posible desviación del recorrido del líquido al caer.

Repetir el procedimiento con **hexano**. Explique en el informe la razón de las diferencias observadas.

6. BIBLIOGRAFIA

1. Wade L. G. Química Orgánica. Vol. 1. 7ª ed. México: Pearson Education; 2012. p. 62-656.
2. Brown T, Lemay H E, Bursten B. Química la ciencia central. Vol. 1. 7ª ed. México: Prentice Hall, 1998. p. 385-391.

7. PROFUNDIZACIÓN

7.1 ¿A qué se debe el fenómeno de adherencia de pinturas? Explique claramente.

7.2 Para los siguientes compuestos, presente la fórmula de Lewis. Mencione el tipo de fuerzas intermoleculares que se presenta en la interacción de las siguientes moléculas y cual predomina. **Presente un orden de solubilidad relativo con respecto al agua** y si cree que dos o más sustancias presentan solubilidad similar, asigne el mismo valor relativo.

Tabla 1. Relación estructura-solubilidad

Fórmula Química	Estructura de Lewis	Fuerzas de interacción intermolecular predominante (Justifique)	Orden relativo de solubilidad con respecto al agua
C ₆ H ₆			
C ₆ H ₁₂			
C ₂ H ₅ OH			
CH ₃ COCH ₃			
CH ₃ COOH			
CCl ₄			
HCl			
H ₂ S			

Tabla 2. Solubilidad y fuerzas intermoleculares de algunos líquidos

Solvente	Sustancia líquida		# Fases	Tipo de fuerza (Explique qué tipo de interacción se presenta entre las sustancias si están en la misma fase)
	Nombre	Fórmula Estructural		
Agua	Etanol			
Agua	Tolueno			
Agua	Hexano			
Agua	Glicerina			
Etanol	Tolueno			
Etanol	Hexano			
Etanol	Glicerina			
Tolueno	Hexano			
Tolueno	Glicerina			
Hexano	Glicerina			

7.3 Con base en los datos consignados en la Tabla 2, determine el carácter polar o no polar de los siguientes compuestos (considere la polaridad de los enlaces y la geometría de la molécula) y compare su análisis con los datos teóricos del **momento dipolar** (citar la referencia bibliográfica).

Sustancia	Carácter polar o no polar derivado del análisis de miscibilidad	Momento dipolar (teórico)
Agua		
Etanol		
Tolueno		
Hexano		

7.4 ¿Cuáles de las siguientes moléculas presentan la posibilidad de formar puentes de hidrógeno intramoleculares y/o intermoleculares? Explique claramente.

NH_3

CH_3COCH_3

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

$\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH}$

7.5 Para las siguientes sustancias, presente las características de peligrosidad, consejos de seguridad, implementos de seguridad necesarios para su manipulación (especificar en el caso de guantes y filtros en máscara, los materiales específicos que ofrezcan la resistencia y la protección adecuada), y recomendaciones para su disposición final.

Agua

Etanol

Tolueno

Glicerina

Hexano

7.6 Explique el carácter polar del agua y no polar del hexano, según lo observado en los procedimientos de caída libre, al acercársele un material (plástico) cargado por frotación.

Práctica N. 5 PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS

1. OBJETIVOS

- 1.1 Analizar las diferencias en la presión de vapor de los líquidos etanol y metanol, en función de la naturaleza de sus fuerzas intermoleculares.
- 1.2 Determinar la tensión superficial de varios líquidos por el método del capilar.
- 1.3 Determinar la viscosidad de algunos líquidos y reconocer las variables que influyen sobre ella.

2. MARCO TEÓRICO

Presión de vapor

Si colocamos un líquido en un recipiente abierto, se observa que las moléculas que permanecen en la superficie del líquido tienden a evaporarse. Esto se produce porque tienen una energía cinética mayor a las del interior y logran vencer las fuerzas de atracción intermoleculares. Paralelo al fenómeno de evaporación se produce la condensación de algunas moléculas gaseosas que al perder energía regresan al seno del líquido. Cuando ambos fenómenos se encuentran en un equilibrio dinámico evaporación-condensación, la presión producida se conoce como presión de vapor. Si la evaporación de un líquido en comparación con otro (a la misma temperatura) se da a mayor velocidad, se dice que tiene mayor presión de vapor. Esta propiedad depende tanto de la temperatura, como de la naturaleza de las moléculas de líquido, pero no se ve afectada por la cantidad de materia y, en consecuencia, es una propiedad intensiva.

De forma general, el peso molecular y la presencia de fuerzas intermoleculares son factores asociados a la naturaleza del líquido y puede decirse que, al comparar dos sustancias de naturaleza similar, tendrá mayor presión de vapor aquella que tenga menor peso molecular, es decir, el equilibrio dinámico se logra más rápidamente en moléculas más livianas. En general, la presencia de fuerzas de atracción intermoleculares como puentes de hidrógeno, dipolo - dipolo o fuerzas de van der Waals, afectan la presión de vapor, disminuyéndola, debido a que hay que vencer esas fuerzas para separar las moléculas y llevarlas al estado de vapor o gaseoso.

Por ejemplo, si se compara el tetracloruro de carbono (CCl_4 , 154 g/mol) y el agua (H_2O , 18 g/mol), en función del peso molecular se predice mayor presión de vapor para el agua, pero se observa lo contrario debido a la presencia de puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua, que conllevan a disminuir su presión de vapor.

Punto de ebullición

Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido iguala la presión atmosférica o del medio circundante.

La diferencia entre los puntos de ebullición de los componentes de una mezcla, puede ser aprovechada para su separación. Si esta diferencia es mayor a 20 °C, entonces, es posible utilizar destilación simple; ahora, si la diferencia es menor, es recomendable ensayar otros métodos de separación como, por ejemplo, la destilación fraccionada. Lo anterior debido a que diferencias en temperaturas de ebullición inferiores a 20 °C, pueden dar lugar a la formación de mezclas

azeotrópicas: **mezclas de composición definida que ebulen a una temperatura determinada y se comportan como un líquido puro**. Este fenómeno también se asocia a la naturaleza de sus componentes, es decir, presencia del mismo tipo de fuerzas intermoleculares entre los componentes de la mezcla.

Tensión superficial

Es la resistencia que presentan las moléculas en la superficie de un líquido a pasar a la fase gaseosa. En la Figura 1, se puede apreciar que las moléculas del interior están sometidas a fuerzas en todas las direcciones, así que es de esperarse que dichas fuerzas se anulen. Ocurre una situación diferente con las moléculas de la superficie, ellas únicamente interactúan con las moléculas del interior, lo cual genera una fuerza neta hacia el interior del líquido y esto impide el paso de las moléculas de su estado líquido al gaseoso.

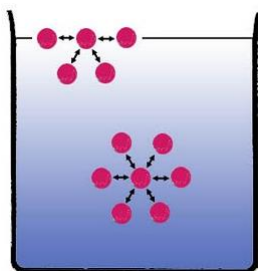


Figura 1. Fuerzas de atracción intermoleculares

Medida de la tensión superficial

Un método sencillo es **el método del capilar**. En éste, se procede a introducir un capilar abierto al interior de un líquido; el líquido asciende por el capilar hasta lograr un equilibrio entre las fuerzas que producen el mojado de las paredes del capilar conocido como fenómeno de adhesión y las fuerzas de cohesión entre las moléculas del líquido. Este equilibrio da como producto la tensión superficial y tiene como consecuencia la reducción del área superficial. El líquido asciende hasta que el peso de la columna iguale la fuerza ejercida por la tensión superficial. En este proceso se generan los meniscos cóncavos o convexos, como en el caso del agua y el mercurio respectivamente.

Cuando se emplea el método del capilar para la determinación de la tensión superficial, en la derivación de la ecuación hay que tener en cuenta que la fuerza es igual a la masa por aceleración ($F = m \times a$), y la masa (m) es densidad (ρ) por volumen (v) ($m = \rho \times v$). El volumen que ocupa el líquido que ascendió por el capilar cilíndrico es $v = \pi r^2 h$, donde h es la altura en cm; r es el radio del capilar ($2r=1.15$ mm) y a es la aceleración de la gravedad ($g = 9.80$ m/s²). De esta manera, la fuerza de ascenso del líquido será: $2 \pi r \gamma \cos(\theta)$, donde $\theta = 0^\circ$ para líquidos que mojan totalmente las paredes del capilar, y γ es la tensión superficial en dinas/cm o ergios/cm².

Así, la tensión superficial será:

$$\gamma = (r \times h \times \delta \times g)/2 \quad \text{Ecuación 1.}$$

Viscosidad

Propiedad intensiva que se asocia con la resistencia al desplazamiento de un fluido (gas o líquido) y que puede estudiarse a través del modelo de capas o láminas. Este modelo presenta

la viscosidad como la fuerza opuesta al movimiento de las moléculas “dispuestas en capas”, unas sobre otras.

La viscosidad es afectada en general por el cambio en la temperatura: en líquidos la viscosidad aumenta al disminuir la temperatura y en gases disminuye. El incremento en el peso molecular y las ramificaciones, hacen que una sustancia sea más viscosa. La presencia de fuerzas intermoleculares como los puentes de hidrógeno también aumenta la resistencia del líquido a fluir.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- | | |
|--|---------------------------|
| • Beaker | • Soporte universal |
| • Ensamble de tapón de goma | • Viscosímetro de Ostwald |
| • Interface LabQuest 2 | • Agua |
| • Jeringa de 40 mL | • Etanol |
| • Matraz Erlenmeyer de 100 mL | • Glicerina |
| • Pinzas de bureta | • Hexano |
| • Plancha de calentamiento | • Hielo |
| • Sensor de Presión de Gas Vernier® | • Metanol |
| • Sonda de Temperatura Vernier® | • Tolueno |
| • Tubería de plástico con dos conectores Capilares | |

4. RECOMENDACIONES

Leer las fichas de seguridad de los compuestos a utilizar y tomar nota específicamente de los riesgos y recomendaciones de seguridad.

5. PROCEDIMIENTO

5.1 Presión de vapor (Extraído de Vernier Software & Technology)

En este experimento, usted investigará la relación entre la presión de vapor de un líquido y su temperatura. Los datos de presión y temperatura serán medidos usando un sensor de presión y una sonda de temperatura. El matraz Erlenmeyer será colocado en un baño de agua-hielo que se irá calentando gradualmente para determinar el efecto de la temperatura en la presión de vapor. Usted también comparará la presión de vapor de dos líquidos diferentes, a la misma temperatura.

Se sugiere que algunos equipos trabajen con metanol y otros lo hagan con etanol, para luego compartir los resultados para efectos de comparación y análisis.

Cuidado:

Recuerde consultar las fichas de seguridad para cada una de las sustancias que se utilizarán en la práctica. Recuerde el uso de las gafas de seguridad. Los alcoholes usados en este experimento son inflamables y venenosos. Evite inhalar sus vapores. Evite el contacto con su piel o ropa.

Asegúrese de que no haya llamas abiertas en el laboratorio durante este experimento. Notifique a su profesor inmediatamente si ocurre un accidente.

1. Preparación de la sonda de temperatura y el sensor de presión para la recolección de datos.
 - a. Conecte la sonda de temperatura en el canal 1 (CH1) de la interfaz LabQuest 2.
 - b. Conecte el sensor de presión en el canal 2 (CH2) de la interface.
 - c. Obtenga un ensamble de tapón de goma con una pieza de tubería de plástico de pared pesada conectada a una de sus dos válvulas. Conecte el conector en el extremo libre del tubo de plástico al vástago abierto del sensor de presión con un giro a la derecha. Deje abierta su válvula de dos vías en el tapón de goma (alineada con el vástago de la válvula como se muestra en la Figura 2).

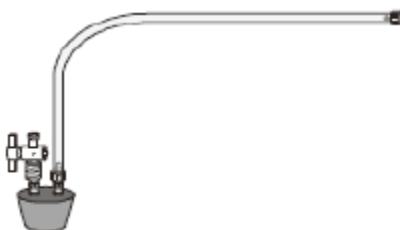


Figura 2. Tapón de goma

- d. Inserte el conjunto de tapón de goma en un Erlenmeyer de 100 mL. **Importante:** Gire el tapón en el cuello del matraz para asegurar un ajuste adecuado.
2. Presione y suelte el botón de encendido situado en el borde superior del LabQuest para encender la unidad. La aplicación de LabQuest se inicia automáticamente. De lo contrario presione “Home” y luego “LabQuest App”.
 - a. La aplicación LabQuest auto-identificará el sensor conectado y establecerá automáticamente la tasa de recopilación predeterminada para el sensor.
 - b. Presione el “VELOCÍMETRO (⌚)”. Seleccione Temperatura (CH1) y asegúrese de usar la unidad °C (En: “Cambiar Unidad”). Seleccione Presión (CH2) y use unidades de kPa (En: “Cambiar Unidad”).
3. Configure el modo de recolección de datos: presione cuadro “MODOS”. Seleccione “EVENTOS SELECCIONADOS” en el menú MODOS. Seleccione OK para volver a la pantalla principal.
4. Las lecturas de temperatura y presión deben aparecer ahora en la pantalla de la calculadora. Mientras la válvula de dos vías sobre el tapón de goma está todavía abierta, registre el valor para la presión atmosférica en su tabla de datos (redondee a 0,1 kPa más cercano).
5. Finalice el montaje como se muestra en la Figura 3:
 - a. Obtenga un baño de agua-hielo (4-10°C).
 - b. Coloque la sonda de temperatura en el baño de agua.
 - c. Mantenga el matraz en el baño de agua, con el frasco entero cubierto como se muestra en la Figura 3.

- d. Después de 30 segundos, cierre la válvula de dos vías por encima del tapón, como se muestra en la Figura 4. Haga esto girando la manija de la válvula blanca de forma perpendicular con el vástago de la válvula.

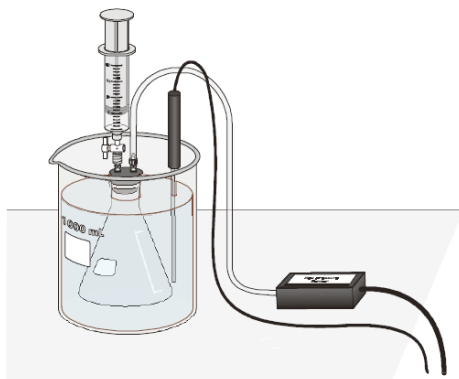


Figura 3. Montaje para la determinación de la presión de vapor

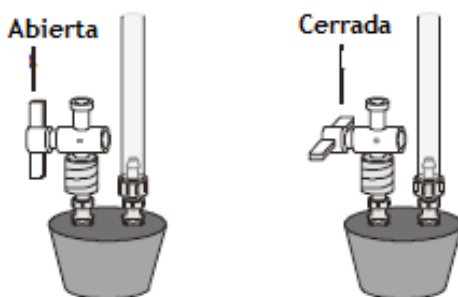


Figura 4. Posición de las válvulas

6. Tome, con la jeringa, 20 ml de la sustancia asignada. Con la válvula de dos vías todavía cerrada, atornille la jeringa en la válvula, como se muestra en la Figura 3.
7. Introducción de la sustancia en el matraz Erlenmeyer.
 - a. Abra la válvula de 2 vías por encima del tapón de goma, haga esto girando la válvula blanca para que esté alineada con el vástago de la válvula (vea la Figura 4).
 - b. Agregue la sustancia en el frasco presionando el émbolo de la jeringa.
 - c. Devuelva *rápidamente* el émbolo de la jeringa a la marca de 20 ml de la jeringa, luego cierre la válvula de 2 vías girando la manija de la válvula blanca para que quede perpendicular con el vástago de la válvula.
 - d. Retire la jeringa de la válvula de 2 vías con un giro a la izquierda.
8. Para monitorear y recolectar datos de temperatura y presión:
 - a. Seleccione INICIO (▶) para comenzar la recopilación de datos.
 - b. El matraz debe estar sumergido en el baño de agua.

- c. Cuando las lecturas de temperatura y presión mostradas en la pantalla de la calculadora se han estabilizado, se ha establecido el equilibrio entre líquido y vapor. Seleccione ENTRAR (⊙) en el LabQuest2 para almacenar el primer par de datos de temperatura-presión.
9. Encienda la plancha de calentamiento-agitación y gire la perilla hasta 200°C. **Precaución: Evite que la plancha de calentamiento entre en contacto con la manguera del Sensor de Presión.** Continúe ingresando pares de datos temperatura-presión; seleccione ENTRAR (⊙) en la calculadora para almacenar.
10. Después de haber recogido pares de datos hasta una temperatura de 60°C, presione STOP (■) para detener la recopilación de datos. Retire el matraz y la sonda de temperatura del baño de agua. Apague la plancha de calentamiento-agitación.
11. Abra la válvula lateral del sensor de presión para que el matraz Erlenmeyer esté a presión atmosférica. Retire el conjunto del tapón del matraz y deseche el líquido según lo indicado por su profesor.
12. Registre los pares de datos en su tabla de datos. Redondee la presión a 0.1 kPa del valor más cercano y la temperatura a 0.1 °C más cercana.
13. Seque el Erlenmeyer de 100 mL. Arrastre aire dentro y fuera de la jeringa suficientes veces para asegurar que toda la sustancia se ha evaporado.

5.2 Medida de la tensión superficial.

La medida de tensión superficial de varios líquidos se realizará por el método del capilar (Figura 5), aprovechando que el ascenso (o descenso) de los líquidos a través de tubos capilares puede explicarse como el balance entre las fuerzas de adhesión (entre el material de las paredes y el líquido) y de cohesión (fuerzas de atracción entre las moléculas del líquido). El líquido asciende hasta que el peso de la columna iguala la **tensión superficial** (responsable de disminuir el área superficial), la cual puede calcularse utilizando la Ecuación 1.

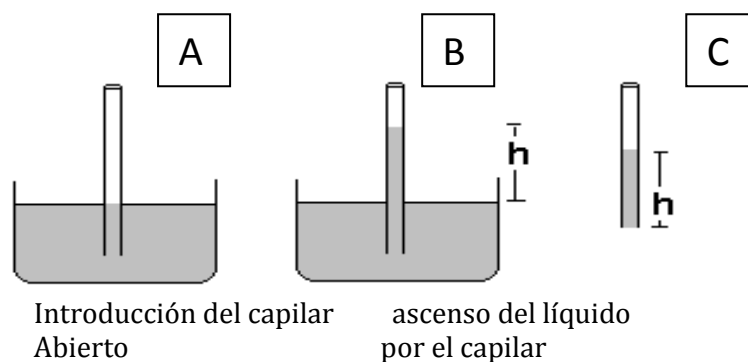


Figura 5. Tensión superficial. Equilibrio de fuerzas

La altura **h**, puede determinarse con el capilar al interior del líquido o por fuera, como se indica en la Figura 5B y 5C. **Pero es importante que las medidas de altura para cada líquido se realicen de la misma manera.**

Tome un tubo pequeño de fondo plano y adiciónale agua hasta la mitad aproximadamente. Seguidamente, introduzca un capilar limpio y seco dentro del líquido problema, como se muestra en la Figura 5a; permita que el líquido ascienda a través de él Figura 5b, y luego saque el capilar sin tapar sus bocas Figura 5c. Mida la altura **h** que alcanzó a subir el líquido en el capilar.

Realice este mismo procedimiento para glicerina, agua, etanol, tolueno y hexano, y registre la información. Con estos datos y la ecuación disponible, calcule la tensión superficial de los líquidos, expresada en Julio/m². Recuerde que 1 Julio = Kg.m²/s² y tenga en cuenta que esta determinación es una medida absoluta. Ilustre uno de los cálculos.

Ahora, realice la determinación de la tensión superficial de cada uno de los líquidos estudiados **como una medida relativa, tomando como referencia la tensión superficial del agua** ($\gamma_{H_2O} = 72.9 \times 10^{-3} \text{ J/m}^2$, a 20 °C y $\delta_{H_2O} = 1 \text{ g/cm}^3$) y repórtelos en la Tabla 2 de la profundización. La medida de la tensión superficial relativa para un líquido cualquiera (x) se realiza dividiendo la Ecuación 1, con los datos del líquido (x) entre la misma ecuación con los datos del agua, así:

$$\gamma_{\text{glicerina}} = \frac{h_{\text{glicerina}} \times \delta_{\text{glicerina}} \times \gamma_{\text{agua}}}{h_{\text{agua}} \delta_{\text{agua}}} \quad \text{Ecuación 2.}$$

5.3 Medida de la viscosidad

Esta medida se realizará con el viscosímetro de Ostwald (Figura 6), ampliamente utilizado para efectuar determinaciones relativas (viscosidad de una sustancia en comparación con un líquido patrón).

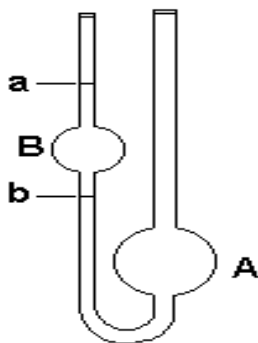


Figura 6. Viscosímetro de Ostwald

Adicionar líquido hasta llenar el bulbo **A** y succionar (con la ayuda de una perilla, jeringa u otro implemento, **NUNCA CON LA BOCA**) hasta que el líquido ascienda (llenar el bulbo pequeño, arriba de la marca “a”). Posteriormente permitir el descenso del líquido y medir (con cronómetro), el tiempo que utiliza el líquido en pasar de la marca “a” hasta la marca “b”. Repetir por triplicado y registrar los datos obtenidos, en la Tabla 3 de la sección de profundización.

Calcule la viscosidad relativa de la glicerina ($\eta_{\text{glicerina}}$) aplicando la siguiente ecuación.

$$\eta_{\text{glicerina}} / \eta_{\text{agua}} = (\rho_{\text{glicerina}} \times t_{\text{glicerina}}) / (\rho_{\text{agua}} \times t_{\text{agua}}) \quad \text{Ecuación 3.}$$

Donde ρ es la densidad y t el tiempo medido. Tome como referencia los siguientes datos (a 20 °C):

$\rho_{\text{glicerina}} = 1.26 \text{ g/cm}^3$, $\rho_{\text{agua}} = 1.0 \text{ g/cm}^3$ y $\eta_{\text{agua}} = 1.002 \text{ centipoises}$. Ilustre los cálculos.

6. BIBLIOGRAFIA

1. Brown T., Lemay H., Bursten B., Burdge J. Química. La ciencia central. 9ª ed. México: Pearson Educación; 2004. P. 418-427
2. Chang R., College W. Química. 7ª ed. México: Mc Graw-Hill; 2002. P. 424-428
3. Holmquist D., Randall J. Chemistry with Vernier. Vol. 2. 4ª ed. Beaverton, OR: Vernier Software & Technology; 2017
4. Petrucci R., Herring F., Madura J., Bissonnette C. Química general. Principios y aplicaciones modernas. 10ª ed. Madrid: Pearson Educación; 2011. P. 508-519

7. PROFUNDIZACIÓN

7.1 Presión de vapor

7.1.1 A partir de los datos obtenidos, realice la conversión de cada una de las temperaturas Celsius a Kelvin (K). Registre las respuestas en la Tabla 1.

7.1.2 Para obtener la presión de vapor del metanol y etanol, se debe sustraer la presión del aire de cada uno de los valores de presión medidos. Sin embargo, incluso si no hubo metanol o etanol, la presión en el matraz habría aumentado debido a una temperatura más alta, o disminuido debido a una temperatura más baja (¿Recuerda esa ley de los gases?). Por lo tanto, debe convertir la presión atmosférica a temperatura ambiente a la presión del aire corregida a temperaturas diferentes. Para ello, tome los pares de datos temperatura-presión y utilice la ecuación de la ley de los gases:

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{P_1}{T_1} \quad \text{Ecuación 4.}$$

Donde P_1 y T_1 son la presión atmosférica y la temperatura ambiente en el baño de agua (temperatura ambiente). T_2 es la temperatura del baño de agua a las otras temperaturas. Resuelva para P_2 y registre este valor como la presión de aire corregida para las otras temperaturas seleccionadas. Para la temperatura ambiente del metanol y etanol, no es necesario hacer corrección; para estos dos ensayos, simplemente registre el valor de la presión atmosférica como la presión del aire.

7.1.3 Obtenga la presión de vapor del líquido restando la presión de aire corregida de la presión medida. (Tabla 1)

7.1.4 En un mismo gráfico trace la presión de vapor frente a la temperatura (°C) para los datos que ha recogido para el metanol y el etanol. La temperatura es la variable independiente y la presión de vapor es la variable dependiente. Según lo indicado por su instructor, trace el gráfico manualmente o utilice el software de Análisis Gráfico.

7.1.5 ¿Cómo describiría la relación entre la presión de vapor y la temperatura, ¿cómo se representa en el gráfico que ha hecho en el paso anterior? Explique esta relación utilizando el concepto de energía cinética de las moléculas.

7.1.6 ¿Qué líquido, (metanol o etanol), tenía el mayor valor de presión de vapor a temperatura ambiente? Explique su respuesta. Tenga en cuenta las fuerzas intermoleculares en estos dos líquidos.

Tabla 1. Presión de vapor en función de temperatura

Sustancia	Metanol							Etanol						
Ensayo	1	2	3	4	5	6	7	1	2	3	4	5	6	7
Temperatura (°C)														
Temperatura (K)														
Presión medida (kPa)														
Presión del aire corregida (kPa)														
Presión de vapor (kPa)														

7.1.7 **Actividad Adicional:** La ecuación de Clausius-Clapeyron describe la relación entre la presión de vapor y la temperatura absoluta:

$$\ln P = \frac{\Delta_{vap}H}{RT} + B \quad \text{Ecuación 5.}$$

Donde $\ln P$ es el logaritmo natural de la presión de vapor, $\Delta_{vap}H$ es el calor de vaporización, T es la temperatura absoluta y B es una constante positiva. Si esta ecuación se reordena en forma de la ecuación $y = mx + b$:

$$\ln P = \frac{\Delta_{vap}H}{R} \cdot \frac{1}{T} + B \quad \text{Ecuación 6.}$$

La pendiente, m , debe ser igual a $\Delta_{vap}H/R$. Si se hace un gráfico de $\ln P$ frente a $1/T$, el calor de vaporización puede determinarse a partir de la pendiente de la curva. Complete la siguiente tabla, trace el gráfico y determine la pendiente.

Tabla 2. Datos para calcular $\Delta_{vap}H$

Sustancia	Metanol							Etanol						
Ensayo	1	2	3	4	5	6	7	1	2	3	4	5	6	7
1/T (K ⁻¹)														
lnP														

7.2 Tensión superficial

7.2.1 Documente las alturas presentadas en los capilares para la glicerina, el agua, el etanol, el tolueno y el hexano evaluadas en la medición de la tensión superficial.

$h_{\text{glicerina}}$ _____ metros
 h_{agua} _____ metros
 h_{etanol} _____ metros
 h_{tolueno} _____ metros
 h_{hexano} _____ metros

7.2.2 Calcule la tensión superficial de la glicerina, el agua, el etanol, el tolueno y el hexano, expresada en Julio/m². Recuerde que 1 Julio = Kg.m²/s² y tenga en cuenta que esta determinación es una medida absoluta. Ahora, determine la tensión superficial de cada uno de los líquidos, como una medida relativa a la tensión superficial del agua. Reportar los resultados en la Tabla 3. Ilustre uno de los cálculos y recuerde que el porcentaje de error se calcula con base al dato teórico.

Tabla 3. Tensión superficial relativa y absoluta: valores teóricos y experimentales

Sustancia	DATOS TEÓRICOS		DATOS EXPERIMENTALES			
			Tensión superficial (J/m ²) y % de error asociado			
	δ (g/cm ³)*	γ (J/m ²)*	γ relativa	Error (%)	γ^* absoluta	Error (%)
Agua	1.00	72.9 E-3				
Etanol	0.789	22.3 E-3				
Glicerina	1.260	63.4 E-3				
Hexano	0.660	18.4 E-3				
Tolueno	0.867	28.5 E-3				

* valores a 20 °C

7.2.3 Analice si el uso del método del capilar en la determinación de la tensión superficial es adecuado como una medida absoluta o relativa, teniendo en cuenta los porcentajes de error. Adicionalmente, presente las causas de error.

7.2.4 Analice a que se debe la diferencia en la tensión superficial entre líquidos como agua y glicerina. Discuta en este caso las implicaciones de la densidad.

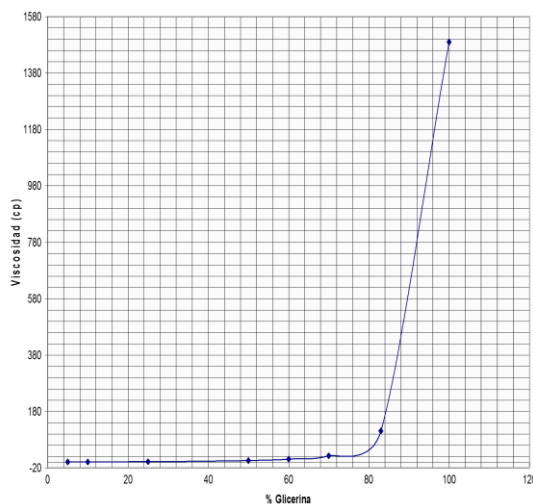
7.3 Viscosidad

7.3.1 Reportar en la Tabla 4 los resultados obtenidos en la medida de la viscosidad del agua y la glicerina, empleando el viscosímetro de Ostwald.

Tabla 4. Medidas en la determinación de la viscosidad relativa de Glicerina

COMPUESTO	Tiempo (s)	Tiempo promedio (s)
Agua, H ₂ O		
Glicerina, C ₃ H ₈ O ₃		

7.3.2 Calcule la viscosidad relativa de la glicerina ($\eta_{\text{glicerina}}$). Es importante saber que la glicerina es un líquido bastante higroscópico, y por tanto es normal que al dejar este líquido en contacto con el ambiente se reduzca la composición porcentual de glicerina. En la Figura 7 se muestra la variación de la viscosidad de la glicerina en función del porcentaje de hidratación. Determine cuál es el porcentaje de hidratación de la muestra (según Figura 7) e ilustre los cálculos.



%	Cp
100	1490
83	111
70	22.94
60	10.96
50	6.05
25	2.095
10	1.311
5	1.143

Figura 7. Variación de la viscosidad de la glicerina en función de la concentración porcentual.

7.3.3 ¿Qué relación encuentra entre la viscosidad y la tensión superficial?

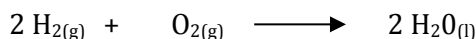
Práctica N. 6 **CLASIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS****1. OBJETIVOS**

- 1.1 Reconocer la ocurrencia de una reacción química a través de evidencias experimentales.
- 1.2 Identificar en el laboratorio diferentes clases de reacciones químicas.
- 1.3 Expresar la ecuación química balanceada de cada reacción, identificando el estado de oxidación de las sustancias participantes.

2. MARCO TEÓRICO

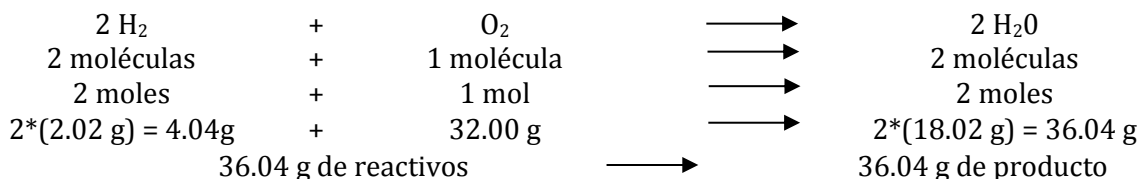
Una **reacción química** (o cambio químico) es un proceso en el que un conjunto de sustancias denominadas **reactivos** se transforman en un nuevo conjunto de sustancias denominadas **productos**. En este proceso, una o varias sustancias desaparecen para formar una o más sustancias nuevas y estos cambios químicos se expresan a través de **ecuaciones químicas**.

Por ejemplo, el hidrógeno gaseoso (H_2) puede reaccionar con oxígeno gaseoso (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El signo “+” se lee como “reacciona con”, la **flecha** significa “produce”. Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida (**reactivos**). A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas (**productos**). Los números situados al lado de las fórmulas son los **coeficientes** (el coeficiente 1 se omite).

Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la **ley de la conservación de la masa: los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química**. Entonces, el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en un reordenamiento de átomos y enlaces. Por lo tanto, **una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la flecha**. Se dice entonces que la ecuación está balanceada. También hay que tener presente la **ley de conservación de cargas**.



No siempre los procesos que ocurren en una reacción son observables directamente. ¿Cómo sabemos entonces que ocurre un cambio químico? Podemos sugerir que se ha formado una nueva especie cuando ocurran variados procesos, como por ejemplo:

- a. Formación de un precipitado
- b. Desprendimiento de una sustancia gaseosa
- c. Cambio de color
- d. Cambio de temperatura en el medio de reacción

De forma general podemos observar algunos tipos importantes de reacciones químicas y dado que existen varios tipos de clasificaciones propuestas, una reacción puede incluirse en varias de ellas.

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.

- | | |
|--|-------------|
| a. Elemento más elemento | Compuesto 1 |
| $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$ | |
| b. Elemento más compuesto 1 | Compuesto 2 |
| $\text{O}_2 + 2 \text{NO} \longrightarrow 2 \text{NO}_2$ | |
| c. Compuesto 1 más compuesto 2 | Compuesto 3 |
| $\text{BaO} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{BaCO}_3$ | |

En los dos primeros casos se evidencia un cambio de número de oxidación de reactivos a productos en los diferentes elementos involucrados y en consecuencia también podrían clasificarse como de óxido-reducción.

Reacción de descomposición

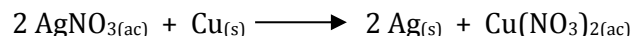
Las reacciones de descomposición son aquellas en que un compuesto se descompone en moléculas o elementos más sencillos, para producir:

- Dos elementos
Mediante descomposición térmica o electrolítica es posible obtener elementos como productos. Algunos óxidos metálicos, como el óxido de mercurio (II), se descompone al calentarse para producir oxígeno y mercurio:
 $2 \text{HgO}_{(s)} \longrightarrow 2 \text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
- Uno o más elementos y uno o más compuestos
 $2 \text{KCl}_{(s)} \longrightarrow 2 \text{K}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)}$
- Dos o más compuestos
 $2 \text{CaCO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$

Reacciones de desplazamiento

En estas reacciones un elemento reemplaza a otro que forma parte de un compuesto. Existen condiciones especiales para dicho desplazamiento; los metales activos desplazan a metales menos activos o al hidrógeno de sus compuestos en soluciones acuosas. Los metales activos son los que tienen baja energía de ionización y pierden con facilidad electrones para formar cationes. Cualquier metal que se encuentre por arriba del hidrógeno en la serie, al ser añadido a soluciones de ácidos no oxidantes se disuelve para producir hidrógeno y formar una sal. También los metales están ordenados de mayor a menor actividad. Es decir un metal cualquiera siempre será desplazado por otro que se ubique sobre él (ver Tabla 1).

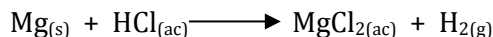
1. Metal activo + sal de metal menos activo \longrightarrow metal menos activo + sal de metal



En esta reacción el cobre es más activo que la plata, por lo cual desplaza y toma su lugar en la sal.

2. Metal activo + ácido \longrightarrow hidrógeno + sal de ácido

Un método como para preparar hidrógeno es la reacción de metales activos con ácidos como HCl y el H_2SO_4 .



Al disolver zinc en ácido sulfúrico o clorhídrico, la reacción produce sulfato o cloruro de zinc, respectivamente, y se desplaza hidrógeno del ácido al desprender en forma de burbujas el H_2 gaseoso.

3. Todos los metales alcalinos y algunos alcalinotérreos, que son los más reactivos de los elementos metálicos, desplazan al hidrógeno del agua fría.

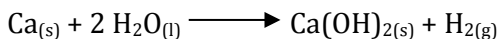


Tabla 1. Reactividad de metales

Elemento				Forma Común Reducida	Forma Común Oxidada
Li			Desplaza hidrógeno o de agua fría	Li	Li^+
K				K	K^+
Ca				Ca	Ca^{2+}
Na				Na	Na^+
Mg	Desplaza hidrógeno de ácidos no oxidantes	Desplaza hidrógeno de vapor		Mg	Mg^{2+}
Al				Al	Al^{3+}
Mn				Mn	Mn^{2+}
Zn				Zn	Zn^{2+}
Cr				Cr	$\text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{6+}$
Fe				Fe	$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$
Cd				Cd	Cd^{2+}
Co				Co	Co^{2+}
Ni	(un no metal) (un metaloide)			Ni	Ni^{2+}
Sn				Sn	$\text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}$
Pb				Pb	$\text{Pb}^{2+}, \text{Pb}^{4+}$
H				H_2	H^+
Sb				Sb	Sb^{3+}
Cu				Cu	$\text{Cu}^+, \text{Cu}^{2+}$
Hg				Hg	$\text{Hg}_2^{2+}, \text{Hg}^{2+}$
Ag				Ag	Ag^+
Pt				Pt	$\text{Pt}^{2+}, \text{Pt}^{4+}$
Au				Au	$\text{Au}^+, \text{Au}^{3+}$

Reacciones de precipitación

Es la reacción que da como resultado la formación de un sólido cuando se mezclan disoluciones, son muy evidentes y además útiles, pues sirven para separar iones en solución y tienen aplicaciones industriales. El sólido que se forma es insoluble y es denominado precipitado. Se dan reacciones de precipitación cuando algunos pares de iones con cargas opuestas se atraen con tal fuerza que llegan a formar un sólido iónico insoluble. La siguiente, es una reacción donde los iones se intercambian, por ello se denomina reacción de intercambio o metátesis, y también es una reacción de precipitación.

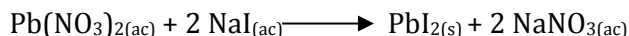
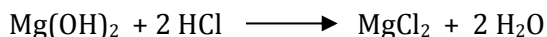


Tabla 2. Reglas de solubilidad para compuestos iónicos en agua 25 °C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contengan iones de metales alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) y el ión amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), Bicarbonatos (HCO_3^-) y Cloratos (ClO_3^-)	
Haluros (Cl^- , Br^- , I^-)	Haluros de Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} y Cu^+
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), Fosfatos (PO_4^{3-}), Cromatos (CrO_4^{2-}), Sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ión amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ión Ba^{2+}

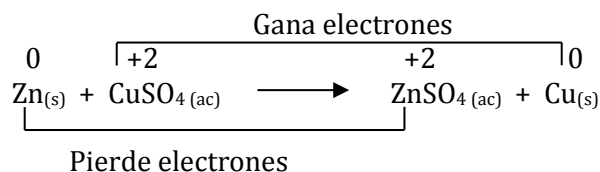
Reacción ácido-base

Son reacciones que se producen entre un ácido y una base dando como resultado la neutralización de las propiedades del ácido y la base con la formación de agua y una sal en medio acuoso. La siguiente reacción entre la leche de magnesia que es una suspensión de hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en agua y los iones H^+ del $\text{HCl}_{(\text{ac})}$ es una reacción ácido base :



Reacciones de oxidación – reducción (REDOX)

Son reacciones en las que se transfieren electrones entre los reactivos. Cuando una sustancia pierde electrones, adquiere una carga más positiva y decimos que se oxida. Análogamente, si una especie química gana electrones, adquiere una carga más negativa y decimos que se reduce. Los cambios en los números de oxidación permiten identificar a los elementos que se han oxidado y reducido.



3. MATERIALES Y REACTIVOS

- MATERIAL**

Astilla de madera
Cuchara
Espátula acanalada
Mechero
Pinzas para crisol
Pinzas para tubo de ensayo
Tubos de ensayo
Vidrio de reloj

- REACTIVOS**

Acetato de Plomo
Ácido clorhídrico
Amoníaco
Anaranjado de metilo
Azufre
Hierro
Clorato de potasio
Fenolftaleína
Magnesio
Yoduro de potasio

4. RECOMENDACIONES

Leer las fichas de seguridad de los reactivos antes de realizar la práctica, reconociendo las características de peligrosidad de los reactivos involucrados y las recomendaciones de seguridad en su manejo. También debemos tener presentes las recomendaciones para la disposición final, consignadas en el protocolo de manejo de residuos peligrosos del Laboratorio. Recuerde la obligación del uso de la bata, los guantes y las gafas de seguridad.

5. PROCEDIMIENTO

5.1 Reacción de síntesis

- Con la llama de un mechero queme un trozo de magnesio sujetándolo con las pinzas para crisol. Ponga el residuo sobre un vidrio de reloj al cual previamente le agregé 2 mL de agua destilada, luego de ello agregue 2 gotas de fenolftaleína. Anote sus observaciones y describa las reacciones químicas que ocurren.
- Tome con una pipeta una mínima cantidad de amoníaco (1 mL) y póngalos en un tubo de ensayo. Con otra pipeta tome una cantidad semejante de ácido clorhídrico y llévela a otro tubo de ensayo, ahora acerque lentamente la boca de ambos tubos, de manera que los gases se encuentren. Observe la formación de los vapores blancos. Finalmente mezcle ambos reactivos, presente las ecuaciones químicas y anote las observaciones que evidencian los cambios químicos involucrados.

5.2 Reacción de descomposición

Disponer de una pequeña cantidad de clorato de potasio (lo que salga con la punta de una espátula) en un tubo de ensayo sujeto con pinzas (NO DIRIGIR LA BOCA DEL TUBO DE ENSAYO HACIA NINGUNA PERSONA), y calentarlo en la llama del mechero. Por otro lado, quemar con la

llama del mechero la punta de una astilla de madera, permitiendo así su ignición; cuando el clorato se funde y empieza a desprender burbujas, se introduce al tubo de ensayo la astilla de madera previamente apagada. Registre sus observaciones.

5.3 Reacción de desplazamiento

Vierta entre 1 y 2 mL de ácido clorhídrico en un tubo de ensayo y agréguele un poco de magnesio. El gas desprendido de la reacción se recoge en otro tubo de ensayo (completamente seco) en posición invertida (procurando no tener escapes de gas, cerrando bien la unión entre ambos tubos de ensayo); una vez que el tubo esté lleno de gas, en esa misma posición se acerca su boca a la llama del mechero lo antes posible. Anote sus observaciones.

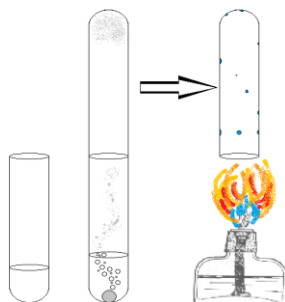


Figura 1. Esquema del montaje de la reacción de desplazamiento

5.4 Reacción de precipitación

Coloque en un tubo de ensayo 1 mL de acetato de plomo y adicione sobre él 1 mL de solución diluida de yoduro de potasio y mezcle bien el contenido final, deje reposar unos instantes y anote sus observaciones.

5.5 Reacción ácido – base

Se sugiere que esta reacción se realice de manera demostrativa, para evitar una contaminación del laboratorio por exceso de gases de la deflagración del azufre.

Con la llama del mechero queme un trozo de magnesio sujetándolo con las pinzas para crisol. Ponga el residuo en un Erlenmeyer de 250 mL que contiene agua, y adicione 2 gotas de fenolftaleína (indicador básico). Asimismo, colocar sobre una cuchara de deflagración azufre y quemarlo al calor de la llama del mechero; una vez fundido, disolverlo en un Erlenmeyer de 250 mL con agua destilada y adicionarle anaranjado de metilo (indicador ácido). Mezclar ambas soluciones en una o varias proporciones y evidenciar el cambio de color en la solución final. Anote sus observaciones. Describa las reacciones químicas que ocurren.

5.6 Reacción REDOX

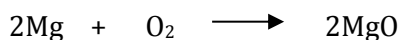
Disponer en un tubo de ensayo 2 mL de CuSO_4 como para cubrir un clic o un clavo de hierro. Espere 5 minutos y anote sus observaciones.

6. BIBLIOGRAFÍA

1. Chang, Raymond. Química. Séptima Edición. Editorial McGrawHill. Mexico, D.F., 2002. Capítulo 4.
2. Parril, Abby L. Everyday Chemical Reactions: A Writing Assignment to Promote Synthesis of Concepts and Relevant in Chemistry. *J Chem Educ.* 2002 (77) 1303.
3. Kenneth W Whitten; Raymond E Davis; Larry Peck; George G Stanley. General Chemistry. 7th Edition. Editorial Brooks Cole. 2003.

7. PROFUNDIZACIÓN

- 7.1. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas que correspondan a las reacciones de los experimentos que realizó. Indique las observaciones de cada reacción.
- 7.2. Si se quema 1.5 g de magnesio metálico en presencia de oxígeno. Suponga un rendimiento del 100%. ¿Cuántos gramos de MgO se obtiene?



PM (g/mol)

Mg = 24.3 ; O = 16; O₂ = 32 ; MgO = 40.3

- 7.3. Escriba 3 ejemplos de cada una de las reacciones citadas a continuación: síntesis, descomposición, desplazamiento, precipitación, ácido-base y oxido-reducción.
- 7.4. Explique de dónde proviene el oxígeno en la combustión del magnesio.
- 7.5. ¿En qué casos se produce una reacción de precipitación? ¿Qué factores influyen? Explique.
- 7.6. Prediga los productos de las siguientes reacciones:

Reacción de combinación $2\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow$

Reacción de desplazamiento $\text{SrCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$

Reacción de precipitación $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \longrightarrow$

Reacción de descomposición $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta}$

Práctica N. 7 COMPORTAMIENTO DE SISTEMAS GASESOSOS

1. OBJETIVOS

- 1.1. Estudiar algunas propiedades características de los gases, como difusión; volumen y forma, no definidos.
- 1.2. Explicar el comportamiento de los gases con base en las leyes fundamentales (Ley de Boyle, Ley de Charles - Gay Lussac y Principio de Avogadro), que relacionan las diferentes variables: **n** (número de moles), **P** (presión), **V** (volumen) y **T** (temperatura).
- 1.3. Reconocer la importancia del estado gaseoso, en particular del aire para la supervivencia de varias especies sobre la superficie terrestre.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

En general, la fortaleza del enlace entre átomos o moléculas define los tres estados fundamentales de la materia, sólido, líquido y gaseoso. El último se caracteriza por no tener forma ni volumen definidos, como consecuencia de las mínimas fuerzas de interacción entre las moléculas que forman el sistema gaseoso; esta concepción justifica una de las principales propiedades de los gases, "la difusión", que es mucho mayor que en sólidos y líquidos. Por difusión, el gas trata de ocupar el mayor volumen posible, esto explica porque un olor agradable o desagradable es rápidamente percibido en un espacio mayor.

Para el estudio de este importante estado de agregación de la materia, se considera la existencia de gases reales e ideales. En los primeros se considera que hay fuerzas atractivas entre las moléculas (fuerzas que son las responsables de que el gas se licue) y que estas ocupan volumen. En los gases ideales, por el contrario, las fuerzas atractivas entre las moléculas al igual que el volumen ocupado son despreciables.

La mayoría de ecuaciones para determinar el comportamiento de un sistema gaseoso se han realizado con base en la definición de gases ideales, sin embargo, a temperaturas elevadas (atracciones intermoleculares mínimas) y presiones bajas (máximo volumen ocupado), los gases reales tienden a comportarse idealmente, por lo cual podemos utilizar las mismas fórmulas bajo estas condiciones.

Para describir el comportamiento de un sistema gaseoso se requieren cuatro variables, **n**, **P**, **V** y **T**; la variación de estas propiedades manteniendo alguna variable constante, ha dado lugar a las leyes fundamentales de los gases:

2.1 Ley de Boyle: El objetivo principal de este experimento es determinar la relación entre la presión y el volumen de un gas confinado. El gas que usamos será aire, y será confinado en una jeringa conectada a un sensor de presión de gas. Cuando se cambia el volumen de la jeringa moviendo el pistón, se produce un cambio en la presión ejercida por el gas confinado. Este cambio de presión será monitoreado usando un sensor de presión de gas. Se supone que la temperatura será constante durante todo el experimento. Los pares de datos de presión y volumen se recogerán durante este experimento y luego se analizarán. A partir de los datos y el gráfico, debe ser capaz de determinar qué tipo de relación matemática existe entre la presión y el volumen del gas confinado.

Históricamente, esta relación fue establecida por primera vez por Robert Boyle en 1662 y desde entonces ha sido conocida como la ley de Boyle.

2.2 Ley de Gay-Lussac: Los gases están formados por moléculas que están en movimiento constante y ejercen presión cuando chocan con las paredes de su recipiente. La velocidad y el número de colisiones de estas moléculas se ven afectadas cuando la temperatura del gas aumenta o disminuye. En este experimento, se estudiará la relación entre la temperatura de una muestra de gas y la presión que ejerce. Se coloca un matraz Erlenmeyer que contiene una muestra de aire en un baño de agua de temperatura variable. La presión será monitoreada con un sensor de presión de gas y la temperatura será monitoreada usando una sonda de temperatura. El volumen de la muestra de gas y el número de moléculas que contiene se mantendrán constantes. Los pares de datos de presión y temperatura se recogerán durante el experimento y luego se analizarán. A partir de los datos y el gráfico, se determinará qué tipo de relación matemática existe entre la presión y la temperatura absoluta de un gas confinado. También puede hacer el ejercicio de extrapolación y utilizar sus datos para encontrar un valor para el cero absoluto en la escala de temperatura Celsius.

2.3 Ley de Difusión de Graham: Dice que “a igual temperatura y presión, la velocidad de difusión (V) de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares (M_i). Por definición se tiene que la velocidad es igual a distancia (r), sobre tiempo (t) en segundos.

$$V_A/V_B = (r_A/t)/(r_B/t) = \sqrt{M_B/M_A} \quad \text{Ecuación 1.}$$

Dónde: r_A , r_B : distancia recorrida por los gases A y B; t: tiempo; V_A , V_B : velocidad de los gases A y B;

M_A , M_B : Masa molar de los gases A y B

La ecuación de estado para los gases ideales $PV = nRT$ resulta de la combinación de las leyes de Boyle, Charles-Gay Lussac y el principio de Avogadro, de donde R es la constante de los gases y su valor corresponde a 0.0820 atm·L/(mol·K)

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- Algodón
- Beaker 600 mL
- Cubeta
- Ensamble de tapón de goma
- Erlenmeyer de 125 mL
- Interface LabQuest 2
- Jeringa de 20 mL
- Sensor de Presión de Gas Vernier®
- Sonda de Temperatura Vernier®
- Tapones con tubo de vidrio
- Tubería de plástico con dos conectores
- Solución de ácido clorhídrico (HCl)
- Solución de amoníaco (NH_4OH)

4. RECOMENDACIONES

Lea la ficha de seguridad de las sustancias químicas utilizadas en la práctica y siga los consejos de seguridad para su manejo.

5. PROCEDIMIENTO

5.1 Ley de Boyle

1. Preparación del sensor de presión y una muestra de aire para la recolección de datos.
 - a. Conecte el sensor de presión en el canal 1 (CH1) de la interfaz LabQuest 2.
 - b. Conecte la jeringa de 20 mL a la válvula de la presión.
2. Preparación de la interfase para la recopilación de datos.
 - a. Configure el modo de recolección de datos: presione cuadro “MODO”. Seleccione “EVENTO CON ENTRADA” en el menú MODO. NÚMERO DE COLUMNAS: 1. NOMBRE: Volumen. UNIDADES: mL. Seleccione OK para volver a la pantalla principal.
 - b. Con la jeringa de 20 mL desconectada del sensor de presión, mueva el pistón de la jeringa hasta que el borde delantero del anillo negro interior (indicado por la flecha de la Figura 1) hasta colocar en la marca de 10.0 mL.

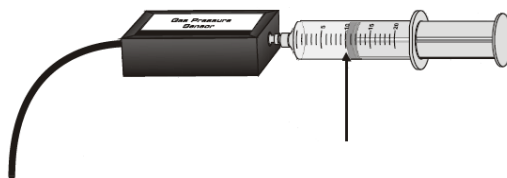


Figura 1. Jeringa conectada al sensor de presión

- c. Haga clic en INICIO (▶) para comenzar la recopilación de datos. En la ventana Gráfico, el eje vertical tiene una escala de presión (kPa). El eje horizontal tiene un volumen escalado de 0 a 20 mL. Seleccione ENTRAR (⊙) en la calculadora para almacenar el primer par de datos presión-volumen.
- d. Recopile los datos de presión vs. volumen. Es mejor que una persona cuide de la jeringa de gas para que el otro pueda operar la LabQuest 2.
- e. Mueva el pistón para colocar el borde delantero del anillo negro interior en la línea de 5.0 mL de la jeringa. Mantenga el pistón firmemente en esta posición hasta que el valor de presión se estabilice.
- f. Una vez que la lectura de la presión se haya estabilizado, haga clic en ENTRAR (⊙) en la calculadora para almacenar el segundo par de datos presión-volumen. Escriba "5.0" en el cuadro de edición.
- g. Nota: Puede optar por rehacer un punto presionando la tecla ESC (después de hacer clic, pero antes de ingresar un valor).
- h. Continuar el procedimiento para volúmenes de 7.5, 10.0, 12.5, 15.0, 17.5 y 20.0 mL.
- i. Haga clic en STOP (■) cuando haya terminado de recopilar datos.

- j. En su tabla de datos, registre los pares de datos de presión y volumen que se muestran en la ventana Tabla (o, si lo indica su instructor, guarde una copia en su dispositivo móvil).

5.2 Ley de Gay-Lussac

Precaución

Use gafas de seguridad. Tenga cuidado al manipular la plancha de calentamiento y el agua caliente. No permita que los cables de la sonda toquen la plancha de calentamiento.

1. Prepare un baño de agua a temperatura ambiente en un beaker de 600 mL.
2. Proceda a la preparación de la sonda de temperatura y el sensor de presión de gas para la recolección de datos con las siguientes indicaciones:
 - a. Enchufe el sensor de presión de gas en CH1 y la sonda de temperatura en CH2 de la interfaz de la LabQuest2.
 - b. Obtenga un conjunto de tapón de goma con una pieza de tubería de plástico de pared gruesa conectada a una de sus dos válvulas. Conecte el conector en el extremo libre del tubo de plástico al vástago abierto del sensor de presión de gas con un giro a la derecha.
 - c. Deje abierta su válvula de dos vías en el tapón de goma (alineada con el vástago de la válvula como se muestra en la Figura 2).

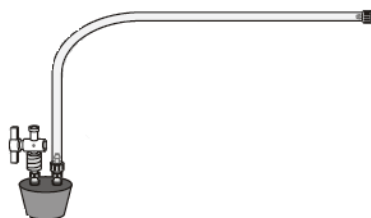


Figura 2. Válvula de dos vías y tapón de goma

- d. Inserte el conjunto de tapón de goma en un matraz Erlenmeyer de 125 mL. **Importante:** Gire el tapón en el cuello del frasco para asegurar un ajuste apretado.
3. Presione y suelte el botón de encendido situado en el borde superior del LabQuest2 para encender la unidad. La aplicación de LabQuest2 se inicia automáticamente. De lo contrario presione “Home” y luego “LabQuest App”.
 - a. La aplicación LabQuest auto-identificará el sensor conectado y establecerá automáticamente la tasa de recopilación predeterminada para el sensor.
 - b. Presione el “VELOCÍMETRO (⌚)”. Seleccione Temperatura (CH1) y asegúrese de usar la unidad °C (En: “Cambiar Unidad”). Seleccione Presión (CH2) y use unidades de kPa (En: “Cambiar Unidad”).
 4. Configure el modo de recolección de datos: presione cuadro “MODOS”. Seleccione “EVENTOS SELECCIONADOS” en el menú MODOS. Seleccione OK para volver a la pantalla principal.

5. Las lecturas de temperatura y presión deben aparecer ahora en la pantalla de la calculadora. Mientras la válvula de dos vías sobre el tapón de goma está todavía abierta, registre el valor para presión atmosférica en su tabla de datos (redondee a 0,1 kPa más cercano).

6. En el baño de agua coloque la sonda de temperatura. Introduzca el matraz en el baño, con el Erlenmeyer entero cubierto. Cierre la válvula de 2 vías por encima del tapón de goma, haga esto girando la manija de la válvula para que quede perpendicular con el vástago de la válvula. La muestra de aire a estudiar está ahora confinada en el matraz (ver Figura 3).

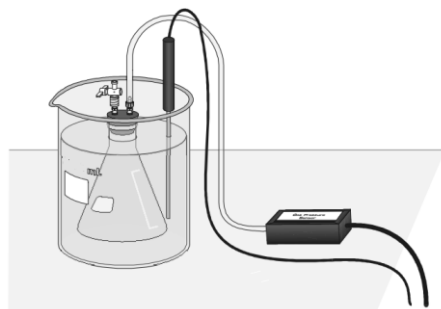


Figura 3. Montaje para ley de Gay-Lussac

7. Para monitorear y recolectar datos de temperatura y presión siga estas indicaciones:

- Seleccione INICIO (▶) para comenzar la recopilación de datos.
- El matraz debe estar todavía sumergido en el baño de agua. Agite.
- Cuando las lecturas de presión y temperatura mostradas en el medidor se estabilicen, haga clic en ENTRAR (⊙) en la computadora, para almacenar el primer par de datos temperatura-presión.

8. Encienda la plancha de calentamiento y gire la perilla hasta una temperatura de 300°C. Tome las lecturas de temperatura y presión mostradas a la derecha de la pantalla de la calculadora cada 10°C, seleccionando ENTRAR (⊙). Continúe el almacenamiento de datos hasta una temperatura de 90°C (**Cuidado:** Evite el contacto de los cables de la sonda con la plancha caliente. Utilice una pinza y una abrazadera para suspenderla). Después de haber recogido el último dato, presione STOP (■) para detener la recopilación. Retire el matraz y la sonda de temperatura del baño de agua.

9. Apague la plancha de calentamiento. Registre la presión y temperatura en su tabla de datos, o, si lo indica su instructor, guarde una copia en su dispositivo móvil.

5.3 Ley de Graham

Impregnar dos algodones por separado, con soluciones concentradas de amoníaco (NH_3) y ácido clorhídrico (HCl), respectivamente. Colocar estos algodones simultáneamente en los extremos opuestos de un tubo de vidrio dispuesto horizontalmente y observar la formación de un anillo blanco al interior del tubo, como consecuencia de la formación del anillo del sólido blanco que se deposita en las paredes (NH_4Cl , producto de la reacción). Medir la distancia de

formación del producto respecto de los extremos, tomando como punto de reacción donde se ve inicialmente el anillo (Figura 4).

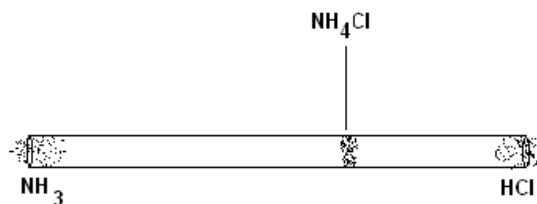


Figura 4. Montaje para la ley de difusión de Graham

6. PREGUNTAS

1. Con relación a cada uno de los experimentos, discuta los resultados obtenidos experimentalmente y como estos verifican el cumplimiento de cada una de las leyes de los gases mencionadas. Ilustrar en cada caso los cálculos realizados. Mencione también las causas de error.
2. Citar ejemplos de gases utilizados a nivel industrial, y mencionar aspectos relevantes de su uso.
3. Consultar sobre el ozono y describir brevemente detalles de la importancia de su presencia en la atmósfera.
4. ¿Cómo puede disponer los residuos generados en esta práctica?

7. BIBLIOGRAFÍA

1. Brown T., Lemay H., Bursten B., Burdge J. Química. La ciencia central. 9ª ed. México: Pearson Educación; 2004. P. 364-386
2. Chang R., College W. Química. 7ª ed. México: Mc Graw-Hill; 2002. P. 154-200
3. Holmquist D., Randall J. Chemistry with Vernier. Vol. 2. 4ª ed. Beaverton, OR: Vernier Software & Technology; 2017
4. Petrucci R., Herring F., Madura J., Bissonnette C. Química general. Principios y aplicaciones modernas. 10ª ed. Madrid: Pearson Educación; 2011. P. 192-216

8. PROFUNDIZACIÓN

8.1 Ley de Boyle

8.1.1 Examine la gráfica de presión vs volumen. Basándose en este gráfico, decida ¿qué tipo de relación matemática cree que existe entre estas dos variables, directa o inversa?

Para verificar si usted realizó la elección correcta, se sugiere operar lo siguiente en Excel o en el equipo LabQuest 2. En ANALIZAR y AJUSTE CURVA, haga clic en la pestaña de ECUACIÓN DE AJUSTE. Si considera que la relación es lineal (o directa), use LINEAL. Si estima que la relación

representa una potencia, use POTENCIA. Haga clic en la curva de mejor ajuste, la cual se mostrará en el gráfico. Si usted tomó la elección correcta, la curva debe coincidir adecuadamente con los puntos. Si la curva no coincide, intente una función matemática diferente. Cuando la curva tenga un buen ajuste con los puntos de datos, presione OK.

8.1.2 Una vez que haya confirmado la relación entre la presión y el volumen, guarde los datos en su dispositivo móvil, con la gráfica de presión vs volumen y su curva de mejor ajuste.

8.1.3 Si el volumen se duplica de 5.0 mL a 10.0 mL, ¿qué muestran sus datos de presión? Muestre los valores de presión en su respuesta.

8.1.4 Si el volumen se reduce a la mitad de 20.0 mL a 10.0 mL, ¿qué muestran sus datos de presión? Muestre los valores de presión en su respuesta.

8.1.5 Si el volumen se triplica de 5.0 mL a 15.0 mL, ¿qué muestran sus datos de presión? Muestre los valores de presión en su respuesta.

8.1.6 Escriba sus respuestas a las anteriores tres preguntas y la forma de la curva en el gráfico de presión versus volumen, ¿considera usted que la relación entre la presión y el volumen de un gas confinado es directa o inversa? Explique tu respuesta.

8.1.7 Basándose en sus datos, ¿qué esperaría que tuviera de presión si el volumen de la jeringa se incrementara a 40.0 ml? Explique o muestre su trabajo para apoyar la respuesta.

8.1.8 Tomando como base sus datos, ¿qué cambio tendría la presión si el volumen de la jeringa disminuyera a 2.5 mL? Explique o muestre su trabajo para apoyar la respuesta.

8.1.9 ¿Qué factores experimentales se supone que son constantes en este experimento?

8.1.10 Una manera de determinar si una relación es inversa o directa es encontrar una constante de proporcionalidad, k , a partir de los datos. Si esta relación es directa, $k = P/V$. Si es inversa, $k = P \cdot V$. En base a su respuesta a la Pregunta 2.1.6, elija una de estas fórmulas y calcule k para los siete pares ordenados en su tabla de datos (divida o multiplique los valores P y V). Muestre las respuestas en la tercera columna de la Tabla 1.

8.1.11 Usando P , V y k , escriba una ecuación que represente la ley de Boyle. Escriba una declaración verbal que exprese correctamente la ley de Boyle.

Tabla 1. Datos y cálculos ley de Boyle

Volumen (mL)	Presión (kPa)	Constante, k (P/V ó $P \cdot V$)

Actividad adicional: Para confirmar el tipo de relación que existe entre la presión y el volumen, también se puede trazar un gráfico de la presión frente al recíproco del volumen ($1/\text{volumen}$ o volumen^{-1}). Si la relación entre P y V es una relación inversa, el gráfico de P vs. $1/V$ debe ser directo; es decir, la curva debe ser lineal y pasar a través (o cerca) de sus puntos de datos. Examine su gráfico para ver si esto es cierto para sus datos.

8.2. Ley de Gay-Lussac

8.2.1 Realice una gráfica de presión vs temperatura ($^{\circ}\text{C}$). Con el fin de determinar si la relación entre la presión y la temperatura es directa o inversa, se debe utilizar una escala de temperatura absoluta en Kelvin. En lugar de agregar manualmente 273 a cada una de las temperaturas Celsius para obtener valores Kelvin, puede crear una nueva columna de datos para temperatura Kelvin. Para esto:

- Elija en el menú TABLA DE DATOS la opción TABLA y luego presione NUEVA COLUMNA CALCULADA.
- Introduzca "T Kelvin" como el NOMBRE, y "K" como la UNIDAD.
- Introduzca la fórmula correcta ($X + A$) para la columna en el cuadro de TIPO DE ECUACIÓN. Entonces seleccione "Temperatura" en la lista variables de la COLUMNA X. En el cuadro A escriba 273. De click en HECHO.
- Haga clic en la etiqueta del eje horizontal y seleccione "T Kelvin" para el eje horizontal.

8.2.2 Decida si su gráfica de presión vs temperatura (K) representa una relación directa o inversa:

- Haga clic en el botón GRAFICA y luego ANALIZAR. Seleccione AJUSTE CURVA y la opción COLUMNA CALCULADA. Luego en ECUACIÓN DE AJUSTE, elija la relación matemática de la lista en la parte inferior izquierda. Si piensa que la relación es lineal (o directa), use LINEAL. Si piensa que la relación representa una potencia, use POTENCIA. Haga clic en la curva de mejor ajuste, la cual se mostrará en el gráfico. Si usted hizo la elección correcta, la curva debe coincidir bien con los puntos. Si la curva no coincide bien, intente una función matemática diferente y haga clic de nuevo. Cuando la curva tenga un buen ajuste con los puntos de datos, presione OK.
- Haga clic en el botón GRÁFICA y luego en OPCIONES DE GRÁFICA. Autoescale ambos ejes desde cero.
- Guarde los resultados en un dispositivo móvil.

8.2.3 Para realizar este experimento, ¿cuáles dos factores experimentales se mantuvieron constantes?

8.2.4 Tomando como bases los datos y el gráfico que obtuvo para este experimento, exprese en palabras la relación entre la presión del gas y la temperatura.

8.2.5 Explique esta relación usando los conceptos de velocidad molecular y colisiones de moléculas.

8.2.6 Escribe una ecuación para expresar la relación entre presión y temperatura (K). Utilice los símbolos P, T y k.

8.2.7 Una manera de determinar si una relación es inversa o directa es encontrar una constante de proporcionalidad, k, de los datos. Si esta relación es directa, $k = P/T$. Si es inversa, $k = P \cdot T$.

En base a su respuesta a la pregunta 2.2.6, elija una de estas fórmulas y calcule k en su tabla de datos (divida o multiplique los valores P y T). Muestre la respuesta en la cuarta columna de la Tabla 2. ¿Cuán constantes fueron sus valores?

8.2.8 Según este experimento, ¿qué pasaría con la presión de un gas si se duplica la temperatura en Kelvin? Compruebe esta suposición encontrando la presión a $-73\text{ }^{\circ}\text{C}$ (200 K) y a $127\text{ }^{\circ}\text{C}$ (400 K) en su gráfica de presión en función de la temperatura. ¿Cómo se comparan estos dos valores de presión?

Tabla 2. Datos y cálculos ley de Gay-Lussac

Presión (kPa)	Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)	Temperatura (K)	Constante, k (P/T o $P \cdot T$)

Actividad adicional Los datos que ha recogido también se pueden utilizar para determinar el valor del cero absoluto en la escala de temperatura Celsius. En vez de trazar la presión en función de la temperatura en Kelvin como lo hicimos anteriormente, esta vez trace la temperatura Celsius en el eje Y y la presión en el eje X. Dado que el cero absoluto es la temperatura a la cual la presión teóricamente llega a ser igual a cero, la temperatura en la que la línea de regresión (la extensión de la curva temperatura-presión) intercepta el eje Y debe ser el valor de la temperatura Celsius para el cero absoluto (Figura 5). Puede utilizar los datos que recopiló en este experimento para determinar un valor para el cero absoluto.

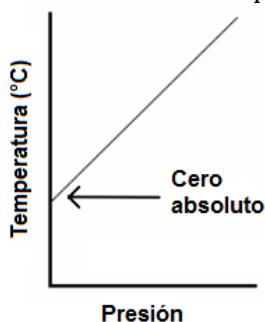


Figura 5. Gráfico para la determinación del cero absoluto

8.2.9 En GRAFICA, y OPCIONES DE GRÁFICA retire el cuadro AUTOESCALA y seleccione MANUAL.

8.2.10 Haga clic en la etiqueta del eje Y y seleccione "Temperatura" para representar la temperatura Celsius. De la misma manera, seleccione "Presión" para que se muestre en el eje horizontal.

- Redimensione el eje de la temperatura desde un mínimo de $-300\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta un máximo de $200\text{ }^{\circ}\text{C}$. Esto puede hacerse presionando en el valor mínimo o máximo mostrado en el eje del gráfico y editándolos. El eje de presión debe ser escalado de 0 kPa a 150 kPa .

- b. En ANALIZAR y AJUSTE CURVA, haga clic en la pestaña de ECUACIÓN DE AJUSTE y seleccione LINEAL. Se mostrará la curva de regresión lineal de mejor ajuste para los cuatro puntos de datos. La ecuación para la línea de regresión se mostrará en un cuadro de GRAFICO, en la forma $y = mx + b$. El valor numérico para b es el intercepto y representa el valor Celsius para el cero absoluto.
- c. Imprima el gráfico de la temperatura ($^{\circ}\text{C}$) frente a la presión, con la línea de regresión y sus estadísticas de regresión mostradas. Marque claramente la posición y el valor del cero absoluto en el gráfico impreso.

8.3 Ley de Graham

8.3.1 Coloque en el gráfico las distancias de cada reactivo al anillo de NH_4Cl y calcule la relación $(V_A/V_B = \sqrt{M_B/M_A})$, donde V es la velocidad de difusión de los gases y M es el peso molecular de cada uno de los reactivos.

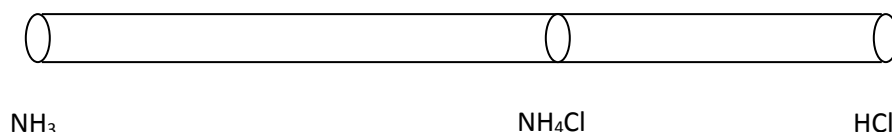


Figura 4. Montaje la ley de difusión de Graham

- 8.3.2 Calcule el porcentaje de error en el experimento anterior y enumere las causas de éste.
- 8.3.3 La presión de 3.5 g de nitrógeno en una lata de aerosol es de 18.0 lb/pulg². Asumiendo que el gas se comporta idealmente, ¿Cuál sería el volumen a 25 $^{\circ}\text{C}$?
- 8.3.4 ¿Cuál es la densidad del hidrógeno a una presión de 86 cm Hg y a una temperatura de 15 $^{\circ}\text{C}$?
- 8.3.5 ¿En qué consiste la licuefacción de gases?

Práctica N. 8 ESTEQUIOMETRÍA: PREPARACIÓN DE UNA SAL SOLUBLE

1. OBJETIVOS

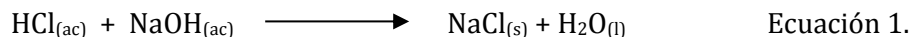
- 1.1 Aplicar conceptos de estequiometria en la obtención de una sal soluble en agua, a partir de un ácido y una base (reacción de neutralización).
- 1.2 Calcular en moles y/o gramos, la cantidad de cada sustancia que participa en la reacción química.
- 1.3 Evaluar las causas de error y calcular el porcentaje de rendimiento.

2. MARCO TEORICO

En química, una sal es un compuesto químico formado por cationes (iones con carga positiva) enlazados a aniones (iones con carga negativa). Son el producto típico de una reacción química entre una base y un ácido, donde la base proporciona el catión y el ácido el anión.

La combinación química entre un ácido y un hidróxido (base) o un óxido y un hidronio (ácido) origina una sal más agua, lo que se denomina reacción de neutralización.

Un ejemplo es la sal de mesa, denominada en el lenguaje coloquial sal común, sal marina o simplemente sal. Esta sal específica es cloruro de sodio. Su fórmula química es NaCl y es el producto de la reacción de la base hidróxido de sodio (NaOH) con ácido clorhídrico, HCl, tal como se ilustra a continuación:



En el ejemplo ilustrado, el ácido HCl tiene un solo protón H^+ , y éste se sustituye totalmente por el metal (Na) de la base, momento en el cual se alcanza el punto de equivalencia; cuando se tienen dos protones removibles como es el caso del ácido sulfúrico H_2SO_4 , se sustituye primero uno (primer punto de equivalencia) y luego el otro (segundo punto de equivalencia). Para un ácido triprótico como el H_3PO_4 se tienen tres sustituciones paulatinas de sus protones, lo cual genera tres puntos de equivalencia.

En general, las sales son compuestos iónicos que forman cristales. Son generalmente solubles en agua, donde se separan los dos iones. Las sales típicas tienen un punto de fusión alto, baja dureza, y baja compresibilidad; fundidos o disueltos en agua, conducen la electricidad.

Recuerde que el punto de equivalencia es aquel en el cual el ácido y la base se combinan estequiométricamente para formar la respectiva cantidad de sal.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- Balanza
- Erlenmeyer 250 mL
- Pipetas graduadas
- Pipeteadores

- Plancha de agitación y calentamiento
- Vidrio de reloj
- Ácido clorhídrico $\approx 2.0\text{ M}$
- Hidróxido de sodio $\approx 2.0\text{ M}$

4. RECOMENDACIONES

Leer previamente las fichas de seguridad de los diferentes reactivos a utilizar en el laboratorio. Tener en cuenta sus características de peligrosidad y utilizar los implementos de seguridad recomendados en su manipulación. Siga las instrucciones del personal técnico para la correcta disposición de los residuos.

5. PROCEDIMIENTO

Primero debe realizar los cálculos necesarios para preparar una cantidad definida de cloruro de sodio (NaCl) a partir de soluciones acuosas de NaOH y HCl . Para ello utilice las concentraciones reales de cada uno de los reactivos suministrados en el laboratorio. Los valores serán cercanos a una concentración 2.0 M .

Se sugiere que los equipos preparen cantidades diferentes de sal, como por ejemplo: 1.0, 1.5, 2.0, 2.5 ó 3.0 gramos. Tenga presente la ecuación química balanceada que ya ha sido presentada en la ecuación 1.

Para realizar el pesaje tenga en cuenta el protocolo de manejo de la balanza analítica.

Proceda a pesar un Erlenmeyer limpio y seco de 250 o 300 mL, junto con un vidrio de reloj y consigne este valor en la Tabla 1 ($P_1 = \text{Erlenmeyer} + \text{vidrio de reloj}$).

Tenga la precaución de no exceder el peso permitido en la balanza.

Posteriormente mida con una pipeta graduada, limpia y seca, el volumen calculado de la solución de NaOH y adiciónelo en el Erlenmeyer. De forma similar, tome otra pipeta y mida el volumen calculado de solución de HCl y deposítelo también en el Erlenmeyer. **Bajo ninguna circunstancia debe succionarse con la boca**, para esto pueden emplearse peras de succión o pipeteadores.

Después de realizada la mezcla, tapar con el vidrio de reloj, permitiendo una pequeña apertura entre el vidrio y la boca del Erlenmeyer (por ejemplo interponiendo un click entre la boca del Erlenmeyer y el vidrio de reloj).

Colocar el sistema en la plancha de calentamiento y comenzar a calentar gradualmente hasta la evaporación total del agua (evite salpicaduras que pueden conllevar a la pérdida de la sal y asegúrese de que toda el agua se ha evaporado completamente). (Ver figura 1)



Figura 1. Montaje para la obtención de la sal soluble

Dejar enfriar completamente y pesar en conjunto el Erlenmeyer, el vidrio de reloj y la sal formada. Registre este valor en la Tabla 1 (P_2 = Erlenmeyer + vidrio de reloj + sal).

Para obtener el peso real de la sal formada (P_{sal}), aplique la siguiente fórmula:

$$P_{sal} = P_2 - P_1 \quad \text{Ecuación 2}$$

6. BIBLIOGRAFÍA

1. Jean B. UmLand, Jon M. Bellama. Química General, 3^{ra} edición, Ed. International Thomson Learning. México, 2000.
2. Martínez Lorenzo, Antonio (1997). *Formulación química IUPAC*. Editorial Bruño

7. PROFUNDIZACIÓN

Tabla 1. Datos experimentales

Medida	Valor	Unidad
Peso Erlenmeyer + vidrio de reloj (P_1)		g
Volumen de NaOH realmente tomado		mL
Molaridad real del NaOH		mol/L
Volumen de HCl realmente tomado		mL
Molaridad real del HCl		mol/L
Peso Erlenmeyer + vidrio de reloj + sal producida (P_2)		g
Peso de sal (NaCl) producida experimentalmente (P_{sal})		g
Peso de sal (NaCl) a producir teóricamente		g
Porcentaje de rendimiento		%

7.1. Realice e ilustre el cálculo de los gramos de agua que se evaporaron, teniendo en cuenta la cantidad producida en la reacción y la cantidad que aportó las soluciones de NaOH y HCl.

7.2. Calcular el porcentaje de rendimiento y analizar los resultados obtenidos, discutiendo acerca de cómo puede mejorarse ese procedimiento.

7.3. Ilustre dos ejemplos de la forma como en la vida cotidiana se evidencian las reacciones de neutralización y presente las ecuaciones químicas balanceadas.

Nota: Se anexan las fichas de seguridad resumidas del hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico.

Anexo 1. Ficha de seguridad del hidróxido de sodio 2.0 M

HIDROXIDO DE SODIO 2.0 M

(NaOH) = 2 mol/L (2M)



CORROSIVO

Información sobre producto

Datos químicos y físicos

Solubilidad en agua (20 °C) soluble

Densidad 1.09 g/cm³ (20 °C)

Valor de pH 13.8 (H₂O, 20 °C)

Información de seguridad de acuerdo al SGA (Sistema Globalmente Armonizado)

Indicaciones de peligro:

H314: Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.

Consejos de Prudencia:

P280: Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.

Anexo 2. Ficha de seguridad ácido clorhídrico 2.0 M

ACIDO CLORHÍDRICO 2.0 M



CORROSIVO

Información sobre producto

Datos químicos y físicos

Solubilidad en agua (20 °C): soluble

Densidad: 1.03 g/cm³ (20 °C)

Valor de pH < - 1 (H₂O, 20 °C)

Información de seguridad de acuerdo al SGA (Sistema Globalmente Armonizado)

Indicaciones de Peligro:

H290: Puede ser corrosivo para los metales.

Consejos de Prudencia:

P280: Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.

P301 + P330 + P331: EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuagarse la boca. NO provocar el vómito.

P305 + P351 + P338: EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado

Palabra de Advertencia: Atención

Clase de almacenamiento: 8B Materiales corrosivos peligrosos, no combustibles

Contamina ligeramente el agua

Práctica N. 9 SOLUCIONES QUÍMICAS

1. OBJETIVOS

- 1.1 Preparar disoluciones y determinar su concentración en diferentes unidades.
- 1.2 Preparar disoluciones a partir de una solución más concentrada.
- 1.3 Determinar la concentración de una solución por medio de titulación ácido-base.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

Una solución homogénea es una mezcla de dos o más componentes, la cual independientemente del número de componentes que la constituyen, formará una sola fase. Esto sugiere que a nivel molecular las partículas están uniformemente distribuidas, constituyendo un sistema físicamente diferente con relación a sus componentes individuales, que pueden ser separados mecánicamente.

Las soluciones más conocidas son las sólido-líquido ($\text{NaCl}_{(s)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$), pero también pueden ser gas-líquido ($\text{HCl}_{(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$), líquido-líquido (benceno $_{(l)}$ y tolueno $_{(l)}$), sólido-sólido (plata en oro) y gas-gas (aire).

Los componentes que conforman la solución se denominan soluto y solvente. El **soluto** es la sustancia que se disuelve o dispersa en un medio llamado **solvente**, y generalmente el soluto es el que se encuentra en menor cantidad. Por otro lado, el agua (H_2O) es por excelencia el disolvente universal.

De acuerdo a la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente a cierta temperatura, las soluciones se clasifican en:

Saturadas. Cuando se tiene una cantidad máxima de soluto disuelta en cierta cantidad de solvente, formando un sistema estable y en equilibrio; así por ejemplo, para obtener una solución saturada, la cantidad máxima de NaCl que puede disolverse en 100 mL de H_2O a 25 °C corresponde a 36.5 g.

Soluciones insaturadas. Cuando se tiene una cantidad de soluto menor del requerido para la saturación; también se denominan soluciones diluidas, aunque dicho nombre implica necesariamente bajas concentraciones.

Soluciones sobresaturadas. Contienen más soluto del requerido para alcanzar la saturación, constituyendo un sistema inestable, en el que cualquier cambio en la temperatura o una agitación, provocan la precipitación del soluto en exceso.

Cuando dos o más sustancias forman una solución, se dice que son miscibles y en caso contrario serán inmiscibles. A pesar de que solubilidad y miscibilidad se usan como sinónimos, ellos se refieren a aspectos diferentes; **la solubilidad es un término cuantitativo**, en tanto que **miscibilidad es cualitativa**, se refiere a la facilidad con la que las sustancias forman una solución. La solubilidad se define como la cantidad en gramos de un soluto que puede disolverse en 100 gramos de un solvente: $S = g_{\text{soluto}}/100g_{\text{solvente}}$

Experimentalmente, se ha establecido que entre más semejantes sean los componentes, en cuanto a la estructura y las propiedades, más fácilmente formarán la solución. Los factores que influyen en la solubilidad dependen de la naturaleza de los componentes, tanto del soluto como del solvente y son esencialmente fuerzas intermoleculares, por ejemplo, puentes de hidrógeno, polaridad, temperatura y presión, esta última de marcado efecto sobre las soluciones gas-líquido.

Titulación: Técnica que permite determinar la concentración de una solución, teniendo como referencia una solución de concentración conocida (solución estándar). A nivel de laboratorio y para el caso específico de una reacción química del tipo ácido-base, el punto de equivalencia se alcanza cuando se igualan los equivalentes de ácido y de la base ($\# \text{ eq-g}_{\text{ácido}} = \# \text{ eq-g}_{\text{base}}$). Por ejemplo, si estamos titulando una solución ácida de concentración desconocida con una solución básica de concentración conocida, o solución estándar, este cambio se puede visualizar a través de un cambio de color en la solución, con ayuda de un indicador. Como caso específico se encuentra la fenolftaleína, la cual es incolora en medio ácido (pH de 0.0 – 8.2) y rosada en medio básico (pH de 8.2 – 12.0).

Medidas de concentración de las soluciones

Las propiedades físicas y químicas de las soluciones dependen en gran parte de las cantidades relativas de soluto y solvente presentes. Por este motivo, en todo trabajo cuantitativo en que intervengan soluciones, es importante especificar las concentraciones.

La concentración de una solución pueden expresarse de varias formas:

a) **Porcentaje por peso (%p/p)**

$$\% p/p = \frac{\text{peso de soluto}}{\text{peso de solución}} \times 100$$

$$\text{peso de solución} = \text{peso de soluto} + \text{peso de solvente}$$

b) **Porcentaje peso-volumen (%p/v)**

$$\% p/v = \frac{\text{peso de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

c) **Fracción molar (X)**

$$x_{\text{solute}} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}}$$

d) **Molaridad (M)**

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litros de solución}}$$

e) **Normalidad (N)**

$$N = \frac{\# \text{ equivalentes del soluto}}{\text{litros de solución}}$$

f) **Partes por millón (ppm)**
$$ppm = \frac{mg \text{ de soluto}}{kg \text{ de solvente}}$$

g) **Diluciones.** En el caso de requerirse es posible preparar soluciones diluidas a partir de soluciones más concentradas y esto se expresa mediante la siguiente relación:

$$C_1V_1 = C_2V_2 \quad \text{Donde } C \text{ es la concentración y } V \text{ es el volumen.}$$

3. RECOMENDACIONES.

Revise las fichas de seguridad de todos los reactivos que se utilizarán durante la práctica y realice un resumen de los aspectos más relevantes incluidos los riesgos y recomendaciones en su manipulación y disposición final.

4. PROCEDIMIENTO

4.1 Preparar 50 mL de una solución de HCl a concentraciones que oscilen entre 0.15 N y 0.5 N (una por grupo) a partir de una solución de HCl de concentración conocida. Se recomienda utilizar un volumen menor de agua, antes de llevar hasta el volumen respectivo en el balón aforado.

Expresar la concentración de la solución preparada en %p/p, %p/v, x, M y ppm. Tenga en cuenta que si la solución es diluida, se puede asumir que la densidad de la solución es 1.0 g/mL

4.2 Titulación (Figura 1).

Tomar en un Erlenmeyer de 100 ó 250 mL una alícuota de 10 mL de la solución de HCl previamente preparada y adicionar un poco de agua (aproximadamente 15 mL); añadir de 1 a 3 gotas de fenolftaleína como indicador. Titular con una solución estándar de NaOH (solución cuya concentración se conoce con exactitud). Para esto, disponer la solución de NaOH en una bureta (previamente purgada y asegurando que no existan burbujas en su interior) y dejarla caer lentamente al Erlenmeyer, tomando éste con la mano derecha, mientras se le dan ligeros movimientos circulares para agitar la solución, a menos que se disponga de un agitador magnético, que nos permita homogenizar la solución. La adición de solución base se realiza hasta la aparición de un color rosado pálido que permanezca durante unos 15 ó 20 segundos.

La reacción finaliza cuando se alcanza el punto de equivalencia, es decir, cuando han reaccionado igual número de equivalentes de ácido y base. Para la determinación de la **concentración verdadera** (N) de la solución de HCl se aplica la siguiente relación:

$$C_{\text{ácido}}V_{\text{ácido}} = C_{\text{base}}V_{\text{base}}$$

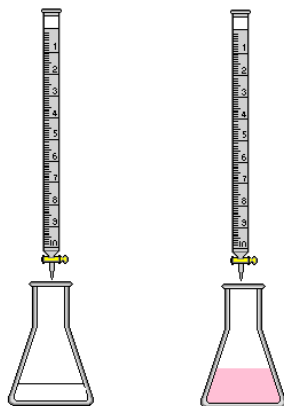


Figura 1. Montaje para una titulación ácido-base

5. PREGUNTAS

- 5.1. ¿Qué criterios debe tenerse en cuenta para escoger el indicador a en una titulación?
- 5.2. Calcular la normalidad (N) de una solución formada por 1.3 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ en 200 mL de solución acuosa.

6. BIBLIOGRAFIA

1. Brown T., Lemay H., Bursten B., Burdge J. Química. La ciencia central. 9ª ed. México: Pearson Educación; 2004. P. 114, 140-144
2. Chang R., College W. Química. 7ª ed. México: Mc Graw-Hill; 2002. P. 467-474
3. Petrucci R., Herring F., Madura J., Bissonnette C. Química general. Principios y aplicaciones modernas. 10ª ed. Madrid: Pearson Educación; 2011. P. 557-562

7. PROFUNDIZACIÓN

- 7.1 Prepare 50 mL de una solución de HCl a una concentración que oscile entre 0.15 N y 0.5 N, partiendo de una solución estándar de HCl de concentración conocida. Esto se hace aplicando la fórmula general de dilución $C_1V_1 = C_2V_2$, donde C es concentración y V es volumen. Presente los cálculos para saber cuánto volumen de la solución estándar debió utilizar.

Concentración inicial: _____

Concentración final: _____

Volumen final: _____

Cálculo del volumen a tomar: ($V_1 = C_2V_2/C_1$) _____

- 7.2 Con base en los datos anteriores, expresar la concentración de la solución en las unidades solicitadas, empleando la siguiente tabla:

Tabla 1. Diferentes formas de expresar la concentración de la solución de HCl preparada

Medida de concentración	Definición	Valor
%p/p		
%p/v		
x		
M		
ppm		

Como son soluciones diluidas, se asume que la densidad de la solución preparada es 1.0 g/mL.

- 7.3 Titular una alícuota (5 ó 10 mL) de la solución de HCl preparada anteriormente, utilizando una solución estándar de NaOH (de concentración conocida) y calcular la concentración verdadera de la solución de HCl preparada. Recuerde que en el punto de equivalencia, el número de equivalentes de la base es igual al número de equivalentes del ácido ($C_{\text{ácido}}V_{\text{ácido}} = C_{\text{base}}V_{\text{base}}$). Determine el porcentaje de error y mencione sus posibles causas.

- 7.4 ¿Cómo cree usted que influye en los resultados la adición de agua a la solución titulada?

- 7.5 Establezca claramente la diferencia entre los conceptos de solubilidad y miscibilidad.

- 7.6 Enumere y explique los factores que intervienen en la solubilidad.

- 7.7 ¿Qué volumen de H_3PO_4 concentrado (H_3PO_4 : M = 98.00 g/mol; %peso = 85 %; ρ = 1.70 g/mL) debe utilizarse para preparar 125 mL de H_3PO_4 3.00 M? Realice los cálculos.

Práctica N. 10 **TITULACIÓN ÁCIDO-BASE: DETERMINACIÓN DE ÁCIDO ACETILSALICÍLICO EN ASPIRINA Y ÁCIDO ACÉTICO EN VINAGRE**

Estimado estudiante, recuerde que para esta práctica debe traer dos tabletas de Aspirina® tradicional de 100 mg (No efervescente, ni con cubierta entérica) y una muestra comercial de vinagre

1. OBJETIVOS

- 1.1 Aplicar los conceptos de dilución, neutralización, titulación y punto de equivalencia.
- 1.2 Aprender a estandarizar una solución ácido-base.
- 1.3 Determinar el contenido de ácido acetilsalicílico en una tableta de aspirina y el contenido de ácido acético en una muestra de vinagre.
- 1.4 Conocer algunos indicadores ácidos y básicos.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

El fármaco más usado en todo el mundo es la **Aspirina®**, nombre comercial acuñado por Laboratorios Bayer. Su principio activo es el **ácido acetilsalicílico** o **AAS**, el cual es un antiinflamatorio, analgésico, antipirético y antiagregante plaquetario. Producto de su estructura química, el ácido acetilsalicílico es estable en aire seco, pero en contacto con la humedad se hidroliza lentamente, degradación que depende principalmente de la presión de vapor de agua y de la temperatura (factores medioambientales).

El ácido acetilsalicílico es un éster de ácido acético y ácido salicílico. La reacción de esterificación que tiene lugar se indica en la figura 1.

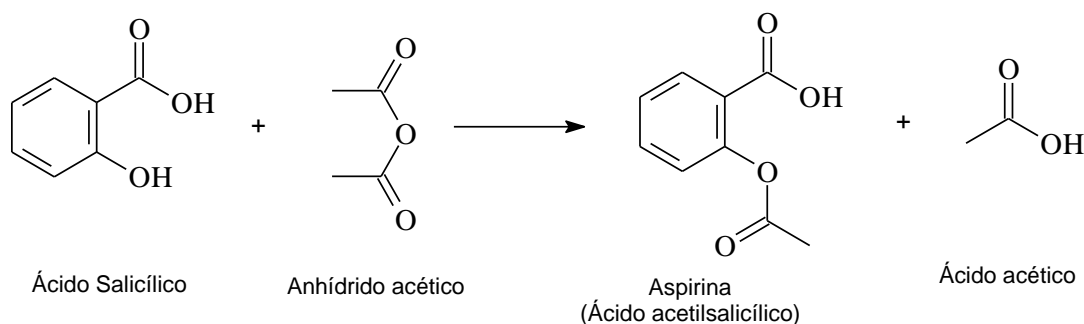


Figura1. Reacción para la obtención de ácido acetilsalicílico

La concentración de ácido acetilsalicílico en las tabletas de aspirina puede determinarse por valoración con hidróxido de sodio (NaOH), hasta encontrar el punto final usando como indicador la fenolftaleína. Dado que el ácido acetilsalicílico se hidroliza fácilmente para generar ácido acético y ácido salicílico, la selección de agua como disolvente resulta inadecuada para llevar a cabo dicha valoración.

Se supone que los protones carboxílicos tanto del ácido acético como del salicílico se neutralizan hasta el punto final de la fenolftaleína, de tal forma que la hidrólisis del producto

de partida daría resultados más altos y en consecuencia, un error por exceso. Esta situación se puede evitar teniendo en cuenta algunas condiciones, por ejemplo, la reacción de hidrólisis ocurre de forma más lenta a temperaturas más bajas. Otra manera para reducir la hidrólisis es disolver la muestra en un disolvente no acuoso como el etanol.

Por su parte, el vinagre es definido como un líquido ácido formado por ácido acético diluido, obtenido por fermentación acética del alcohol del vino o de otros jugos fermentados. Desde tiempos pre-históricos se utilizaba para preservar alimentos y se tiene evidencia que Hipócrates lo utilizaba como medicina. Actualmente tiene un amplio uso como aditivo importante en alimentos, en la preparación de vinagretas para ensalada, mayonesa, salsas y como medio para la elaboración de encurtidos, por su sabor y porque prolonga la vida útil de vegetales mediante el control del crecimiento de diferentes especies de levaduras, bacterias y en menor grado, de hongos, debido a la reducción del valor de pH.

Existen diferentes tipos de vinagres de acuerdo a su fuente, los más comunes son:

De frutas: obtenido de piña, manzana, maracuyá, sidra.

Blanco: uno de los más populares, se obtiene del jugo de caña de azúcar y granos de maíz.

De vino o de uva: muy común en zonas de producción de vinos, uno de los más conocidos es el balsámico.

De arroz: muy común en la comida asiática y se utiliza en la preparación de sushi.

En general, los medicamentos y aditivos de alimentos vienen en diferentes presentaciones; como tabletas, en soluciones, en polvo, etc., las cuales son una mezcla del (los) principio(s) activos (ácido acetil salicílico en el caso de la aspirina y ácido acético en el caso del vinagre) con material inerte o no reactivo llamado excipiente, que en ocasiones se les adiciona para mejorar el olor, sabor, color u otra propiedad deseable.

Por ley, las industrias farmacéuticas y de alimentos deben declarar en la etiqueta, el porcentaje del ingrediente activo que contiene; en nuestro país, El INVIMA (Instituto de Vigilancia de Medicamentos y Alimentos) es el encargado de verificar que los medicamentos y algunos aditivos cumplan con el contenido que viene declarado en la etiqueta.

En esta práctica se debe determinar la concentración del principio activo, es decir, la masa de ácido acetilsalicílico en una tableta comercial y el porcentaje de ácido acético en el vinagre y compararlos con el valor que aparece en la etiqueta de cada producto, por lo tanto, el estudiante va a efectuar una típica prueba de control de calidad sobre este medicamento y este aditivo de alimentos. Para verificar estas concentraciones se empleará la técnica de titulación, usando una solución de concentración conocida de NaOH (solución estándar o patrón).

2.1 TITULACIONES ÁCIDO-BASE

Una titulación o valoración es un procedimiento analítico, que consiste en añadir poco a poco una solución de concentración exactamente conocida a otra de concentración desconocida, hasta que la reacción química entre los solutos sea completa. Al reactivo de concentración conocida usado en la titulación se le conoce como solución patrón.

¿Cómo podremos determinar el punto en que la reacción es completa? Empleando **indicadores** que se utilizan para determinar con tanta aproximación como sea posible el punto en el que la reacción entre el ácido y la base sea completa (neutralización).

Esta situación se alcanza en lo que se conoce como el **punto de equivalencia**. Este punto en una titulación es un concepto teórico, puesto que en la práctica solo puede ser estimado mediante la observación de algún cambio físico que esté asociado a él. El punto en el cual este cambio es observado se conoce como **punto final**.

Existe una amplia variedad de sustancias (indicadores) cuyo color en la solución depende del pH del medio. Estos compuestos se llaman indicadores ácido-base y son empleados para determinar o señalar el punto final en la titulación ácido-base. Los indicadores ácido-base son generalmente compuestos orgánicos de naturaleza compleja, que en agua u otro solvente se comportan como ácidos o bases débiles.

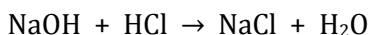
Un indicador ácido-base común es la fenolftaleína, la cual es incolora en soluciones acuosas con pH menores que 8 (o sea, $[H_3O^+] > 10^{-8} M$) y se vuelve rosada (fucsia) cuando la solución se hace ligeramente básica. La fenolftaleína, es el indicador más utilizado en las titulaciones ácido-base.

Tabla 1. Algunos indicadores ácido-base comunes

Indicador	Color forma ácida	Color forma básica	Zona de viraje (pH)
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0-2
Rojo congo	Azul	Rojo	3-5
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4-6
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8-10

2.2 NEUTRALIZACIÓN

Toda titulación ácido-base se fundamenta en una reacción ácido-base, la cual se lleva hasta la neutralización, y en la que un ácido y una base se combinan produciendo una sal y agua. Por ejemplo, la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio produce una sal, cloruro de sodio y agua:



Tanto el HCl como el NaOH son electrolitos fuertes y estarán completamente disociados en solución acuosa:



La reacción del ácido acetilsalicílico produce acetilsalicilato de sodio y agua como se muestra a continuación:



Ácido Acetilsalicílico

Dado que la aspirina contiene tanto un grupo éster como un grupo ácido, puede actuar como ácido, es decir, como una sustancia donante de protones, puede reaccionar con una base aceptora de protones, (NaOH), para producir la correspondiente sal y agua.

A partir de las ecuaciones balanceadas, es evidente, que cada mol de ácido acetilsalicílico, reacciona completamente con un mol de NaOH.

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

Para el vinagre, la reacción de titulación será entre el NaOH y el ácido acético, formándose acetato de sodio y agua, como se muestra a en la siguiente reacción:



Recuerde que moles $n = m/M$ siendo m : masa y M : masa molar. A partir de la masa del ácido se puede calcular el porcentaje de medicamento en la tableta y del ácido acético en el vinagre.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- Bureta
- Dos pipetas volumétricas de 10 mL
- Erlenmeyers
- Picnómetro
- Pinza para bureta
- Soporte universal
- Fenolftaleína
- Muestra comercial de vinagre
- Solución de NaOH 0.1M
- Solución hidroalcohólica al 50%
- Tabletas de aspirina de 100 mg

4. RECOMENDACIONES

Recuerde leer la ficha de seguridad de los reactivos a utilizar.

5. PROCEDIMIENTO

5.1 Estandarización de una solución de NaOH

(El personal técnico del laboratorio le indicará si debe realizar este procedimiento o utilizará una solución previamente estandarizada)

Se procede a la estandarización de la solución de NaOH haciendo uso de un patrón primario conocido como hidrógeno ftalato de potasio, $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$ (KHP).

Pese aproximadamente 0.06 g de KHP con una aproximación de 0.0001 g (balanza analítica). Ponga la sal en un matraz Erlenmeyer y disuélvala con unos 10 mL de agua destilada, luego agregue 1 ó 2 gotas del indicador ácido-base (fenolftaleína).

Llene la bureta (previamente lavada y ambientada) con el NaOH preparado por usted. Anote el volumen inicial.

Agregue NaOH desde la bureta al matraz, agitando lentamente la solución contenida en el Erlenmeyer (Figura 1).

Cuando usted se aproxima al punto final, la solución se tornará levemente rosada. Cuando suceda esto, agregue agua destilada al matraz, tratando de lavar las paredes. Ahora agregue gota a gota NaOH hasta que el color rosado persista en toda la solución por al menos un minuto. En el punto final de la titulación el color rosado se extiende a toda la solución después de mezclar. Registre la lectura final de la bureta con NaOH y repita este procedimiento haciendo una nueva titulación.

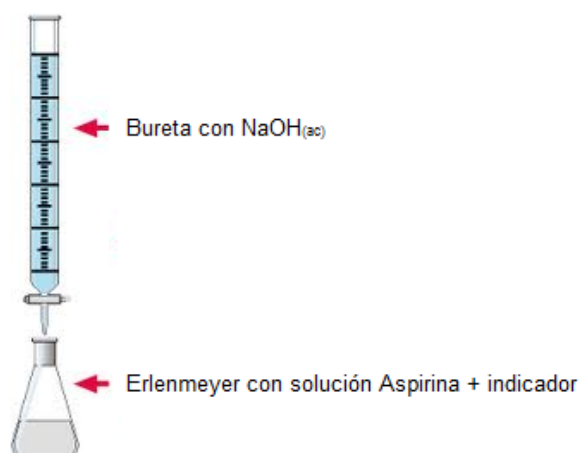


Figura 1. Esquema de Titulación ácido-base

Realice los cálculos y obtenga la concentración molar [M] real de la solución de NaOH con 3 decimales y regístrela en su cuaderno.

5.2 Determinación de ácido acetilsalicílico (AAS)

Pesar por duplicado un valor entre 0.1 y 0.3 g de la tableta de aspirina (macerada) con aproximación a décimas de miligramo y transfírela al Erlenmeyer de 250 mL. (Si el Erlenmeyer se encuentra seco, pese directamente en éste)

Como la aspirina es poco soluble en agua y para evitar su hidrólisis, se debe disolver en aproximadamente 20 mL de solución hidroalcohólica al 50% (Mezcla de alcohol etílico neutralizado y agua en partes iguales).

Adicione una barra de agitación al Erlenmeyer con la muestra y llévelo a la plancha de agitación magnética, no se preocupe si algunas partículas permanecen sin disolver pues éstas son el material de relleno.

Aliste la bureta con la que va a titular, recuerde que la debe purgar con pequeñas porciones de solución estándar de NaOH, luego llénela, cuidando que la parte inferior debajo de la llave también está llena (libre de burbujas) y fíjela al soporte dejándola lista para comenzar la titulación.

Proceda a titular la muestra del medicamento disuelto, empleando como indicador de 1 a 3 gotas de indicador (fenolftaleína), agregando el NaOH lentamente desde la bureta, mientras agita de una manera suave pero constante el contenido del Erlenmeyer. Cuando aparezca una coloración rosa pálida que persista más de 15 segundos, se habrá alcanzado el punto final.

Lea el volumen final de NaOH para los dos experimentos y anótelos en su cuaderno. Registre los resultados de cada una de las valoraciones en la tabla señalada en el apartado de datos y resultados y utilice el valor promedio para el resultado final.

Una vez terminado el procedimiento de titulación, deposite los residuos en el lugar indicado por la persona encargada del laboratorio, lave con abundante agua el material de vidrio que utilizó y guárdelo nuevamente en su lugar.

5.3 Determinación de ácido acético en el vinagre

Mida la densidad del vinagre comercial, siguiendo el procedimiento que ya realizó en la práctica No. 2 (Propiedades físicas de la materia). Es posible que ese valor se lo indique el técnico del laboratorio.

Mida 5 o 10 mL del vinagre comercial, con la pipeta volumétrica y llévelos a un balón volumétrico de 100 mL, complete el volumen con agua y homogenice la solución por agitación.

tome 5 o 10 mL de la solución anterior, llévelos a un Erlenmeyer de 250 mL y adicione de 1 a 3 gotas del indicador fenolftaleína.

Inicie la titulación, adicionando desde la bureta el hidróxido de sodio previamente estandarizado, mantenga en agitación suave el contenido del Erlenmeyer, hasta que la solución cambie de incoloro a un color lila o rosa pálido y ese color persista durante al menos 15 segundos.

Registre el volumen de hidróxido de sodio utilizado y calcule los porcentajes (porcentaje en masa, porcentaje masa en volumen) de ácido acético en la muestra del vinagre comercial que utilizó. Utilice el valor de densidad para calcular el porcentaje en masa de ácido acético en la muestra del vinagre.

6. BIBLIOGRAFÍA

1. Hardman, Joel; Limbird, Lee. Goodman & Gilman's The Pharmacological Basis of Therapeutics. 9° Ed. McGraw-Hill, New York, (1996)
2. Brown, Theodore L. Química. La Ciencia central. Pearson Educación. 9° Ed. 2004 p. 140-144.
3. Muir, MM; Díaz, JA; Figueroa, N. Chemistry Laboratory Manual. McGraw-Hill, 1978.
4. Badui, Salvador. Química de los Alimentos. Pearson Educación. 4° ed. México 2006 p. 512.
5. Desrosier N.W. Elementos de Tecnología de Alimentos. Continental. 12° ed. México 1997 p. 686- 689.

7. PROFUNDIZACIÓN

7.1 Con los datos obtenidos en los experimentos de titulación, completar la tabla 1.

Tabla 1. Datos y resultados

Muestra de Aspirina	1	2
Molaridad del NaOH utilizado (M)		
Peso tableta completa (g)		
Peso de Aspirina titulada (g)		
Volumen NaOH gastado (mL)		
Moles de ácido titulado (mol)		
Masa de ácido titulado (g)		
Porcentaje de ácido en la tableta (%)		
Porcentaje promedio		
Muestra de Vinagre		
Densidad del vinagre (g/mL)		
Alícuota de la solución (vinagre diluido), tomado para la titulación (mL)		
Volumen de NaOH utilizado en la titulación (mL)		
% p/p de ácido acético en el vinagre		
% p/v de ácido acético en el vinagre		

7.2 Un estudiante olvidó llenar la parte inferior de la bureta antes de comenzar la valoración. ¿De qué manera se ve afectado el valor de experimental de la masa de aspirina en la tableta y del ácido acético en el vinagre? Explique claramente su respuesta.

7.3 ¿Qué porcentaje del contenido de ácido acético que está declarado en la etiqueta del vinagre comercial, halló en el análisis que hizo en el laboratorio? ¿Considera que cumple con lo rotulado? Explique.

7.4 Analice y discuta los datos obtenidos en el laboratorio

Práctica N. 11 **EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER.
SOLUCIONES REGULADORAS O AMORTIGUADORAS**

Estudiantes, para esta práctica deben traer una tableta de Alka-Seltzer



A. EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

1. OBJETIVOS

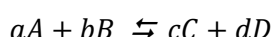
- 1.1 Estudiar el Principio de Le Châtelier a través de modelos físicos.
- 1.2 Conocer y manejar el concepto de equilibrio químico.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

Al presentarse una transformación física o química, podemos analizar la posibilidad de reversibilidad del proceso, es decir, el hecho de que la reacción sea factible tanto en sentido directo (de reactivos a productos) como en sentido inverso (de productos a reactivos). Evaluemos el caso de un cambio de estado o transformación física, específicamente cuando el agua pasa de estado líquido a gaseoso, a temperatura diferente del punto de ebullición estándar (100 °C) y en un sistema cerrado, en el que se permite el intercambio de calor entre el sistema de estudio y su entorno, pero no se permite el intercambio de materia. En estas condiciones y a temperatura ambiente, se logra un equilibrio dinámico entre las moléculas de la superficie del líquido que pasan al estado gaseoso y las moléculas gaseosas del entorno (en el recipiente cerrado) que pasan al estado líquido. Al incrementar la temperatura, se incrementa la presión de vapor y por tanto el equilibrio favorece el paso de líquido a gas en comparación con el sistema inicial (lo contrario se observa si se disminuye la temperatura), y con el tiempo se logra un nuevo equilibrio.

De forma general, es factible cambiar las condiciones de un sistema y variar incluso el sentido del proceso, todo depende del sistema objeto de estudio. Por ejemplo es posible cambiar presión, volumen, concentraciones de reactivos y productos y otros agentes como solvente y catalizadores. Es importante mencionar que el equilibrio, sólo puede ser alcanzado en procesos que sean “**reversibles**”. En el ejemplo anterior, las moléculas gaseosas pueden pasar al estado líquido, el paso de las moléculas líquidas al estado gaseoso, también es factible, así que se trata de un proceso reversible.

Si se considera una reacción química reversible, en la cual los reactivos **A** y **B** se transforman en los productos **C** y **D** ($A + B \rightleftharpoons C + D$), este proceso solo alcanzará el equilibrio cuando todas las fuerzas que actúan sobre él estén balanceadas, lo cual se verifica cuando la velocidad de reacción, medida como la desaparición de los reactivos **A** y **B** es igual a la velocidad de transformación o aparición de los productos **C** y **D**, esto es, “la velocidad en sentido directo y sentido inverso se iguala en el equilibrio”.



En esta ecuación química se utiliza flechas apuntando en ambas direcciones para señalar que existe el equilibrio, como se mencionó previamente. **A** y **B** son las especies químicas que reaccionan. **C** y **D** son los productos formados, y las letras *a*, *b*, *c* y *d* corresponden a los coeficientes estequiométricos de los reactivos y los productos respectivamente. La posición

de equilibrio de la reacción se indica por el mayor o menor desplazamiento de la flecha. Así, si ella está muy desplazada a la derecha, significa que en el equilibrio casi toda la cantidad de los reactivos han reaccionado; si la flecha está muy desplazada a la izquierda, señala que en el equilibrio habrá poca cantidad de producto a partir de los reactivos.

La anterior condición puede ser representada a través de una ecuación de equilibrio a una determinada presión y temperatura a través de la siguiente expresión general, donde **R** son los reactivos y **P** los productos formados:

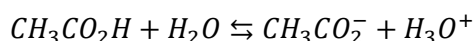
$$K_{eq} = \frac{[P]}{[R]}$$

K_{eq} , es la constante de equilibrio, [P] la concentración de los productos y [R] la concentración de los reactivos.

En la anterior ecuación y dado que no se especifican los exponentes de las concentraciones de las especies involucradas, se asume que en ambos casos es igual a uno. Si la $K_{eq} \ll 1$, la reacción se encuentra desplazada hacia la izquierda, es decir, hay mayor cantidad de reactivos que de productos. Si la $K_{eq} = 1$, es una reacción en la que se obtiene 50% de reactivos y 50% de productos. Finalmente, si $K_{eq} \gg 1$, la reacción está desplazada a la derecha, por tanto habrá mayor cantidad de productos que de reactivos.

La constante de equilibrio para una reacción química depende de la temperatura a la cual sea llevada a cabo. La adición de un catalizador afecta de la misma forma tanto a la reacción directa como a la reacción inversa y no tendrá un efecto sobre la constante de equilibrio. El catalizador acelera la velocidad de ambas reacciones con lo cual aumenta la velocidad a la que se alcanza el equilibrio.

Aunque las concentraciones de equilibrio macroscópico son constantes en el tiempo, las reacciones se producen en el nivel molecular. Por ejemplo, en el caso del ácido acético disuelto en agua y la formación del ion acetato e iones hidronio, mostrado a continuación:



Se aprecia que el ion acetato formado (la base conjugada) puede tomar un protón de la molécula de agua protonada y volver a regenerar el ácido acético y la molécula de agua, mostrando un ejemplo de equilibrio dinámico.

Principio de Le Châtelier

Fue postulado en 1884 por Henri-Louis Le Châtelier (1850-1936), químico industrial francés, y establece que: "Si se presenta una perturbación externa sobre un sistema en equilibrio, el sistema se ajustará de tal manera que se cancele parcialmente dicha perturbación en la medida que el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio".

Por el término perturbación se entiende un cambio en la concentración, volumen o temperatura que altera el estado de equilibrio de un sistema. Este principio se utiliza para valorar los efectos de tales cambios y es útil ya que ofrece una idea cualitativa de la respuesta de un sistema de equilibrio ante cambios en las condiciones de reacción. Si un equilibrio dinámico es perturbado por cambiar las condiciones, la posición de equilibrio se traslada para contrarrestar el cambio.

Por ejemplo, al añadir más de uno de los reactivos desde el exterior, se producirá un exceso de productos, y el sistema tratará de contrarrestar este cambio aumentando la reacción

inversa y empujando el punto de equilibrio hacia atrás, aunque la constante de equilibrio continuará siendo la misma.

Considerando el ejemplo del ácido acético en agua, si se agrega un ácido mineral a la mezcla de ácido acético, el aumento de la concentración del ion hidronio, hace que la disociación de este compuesto disminuya, desplazando la reacción hacia la izquierda, de conformidad con este principio. Esto también se puede deducir a partir de la expresión de la constante de equilibrio para la reacción:

$$K = \frac{[CH_3CO_2^-][H_3O^+]}{[CH_3CO_2H]}$$

Donde si $[H_3O^+]$ aumenta, $[CH_3CO_2H]$ debe aumentar y $[CH_3CO_2^-]$ disminuir. El H_2O no se considera ya que es un líquido puro y su concentración no está definida.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

- Cilindros graduados de 100 mL
- Gradilla
- Fenolftaleína
- $CaCO_3$
- Manguera de caucho
- Tubos de ensayo
- Agua
- HCl (1.0 M)
- K_2CrO_4 (1.0 M)
- NaOH (1.0 M)

4. PROCEDIMIENTO

(Nota: su profesor o el técnico de laboratorio le indicarán si se llevará a cabo esta parte del procedimiento)

4.1 Principio de Le Châtelier. Tomar dos cilindros graduados de 100 mL. Colocar en cada uno de los cilindros 50 mL agua y conectarlos a través de una manguera de caucho o látex. Marcar uno de ellos con R y el otro con P.

Ubicados ambos cilindros a la misma altura, adicione 20 mL de agua en el cilindro marcado con la R (R representa los reactivos en una reacción química). Observe. ¿Se restablece el equilibrio? ¿Qué sentido de la reacción se favorece al adicionar más cantidad de reactivos?

Retire 20 mL de agua del cilindro marcado con la P. Observe. ¿Se restablece el equilibrio? ¿Qué sentido de la reacción se favorece al retirar parte de los productos del medio de reacción?

Ubique el cilindro R en una base más alta que el cilindro P e interprete los resultados. Repita el procedimiento anterior con el cilindro P más alto que el R.

4.2 Análisis de equilibrio con indicadores.

Tomar un tubo de ensayo, adicionar 5 mL de agua y unas gotas de indicador (fenolftaleína). Observar el color. Adicionar unas gotas de NaOH (1.0 M). Adicionar posteriormente gotas de HCl (1.0 M). Repetir el procedimiento y discutir lo observado.

4.3 Equilibrio cromato de potasio – dicromato de potasio.

En un tubo de ensayo con 2 mL de una solución de K_2CrO_4 (1.0 M), adicionar 5 gotas de HCl (1.0 M) y posteriormente 5 gotas de NaOH (1.0 M). Discutir sus observaciones.

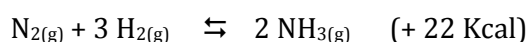
4.4 Adicionar CaCO_3 sólido en un tubo de ensayo con 5 mL de agua. Añadir lentamente y con agitación HCl (1.0 M) hasta que el precipitado desaparezca. Presente sus conclusiones.

5. PREGUNTAS

5.1 Proponer una forma de alterar el equilibrio de la parte 4.1 del procedimiento. Analice los resultados esperados.

5.2 ¿Cómo puede alterar un catalizador el equilibrio químico?

5.3 Considere el siguiente sistema en equilibrio en fase gaseosa:



La reacción en sentido directo es exotérmica (libera calor) y en sentido inverso endotérmica (necesita de calor). ¿Qué pasa si se aumenta la temperatura?

B. SOLUCIONES REGULADORAS O AMORTIGUADORAS

6. OBJETIVOS

- 1.1 Preparar una solución amortiguadora ácida.
- 1.2 Estudiar el comportamiento de una solución amortiguadora y del agua ante la adición de una pequeña cantidad de un ácido y una base fuerte.
- 1.3 Calcular la capacidad reguladora de la solución amortiguadora ácida a partir del Alka-Seltzer y compararla con la del agua.

7. FUNDAMENTO TEÓRICO

Mantener el pH constante es vital para el correcto desarrollo de las reacciones químicas y bioquímicas que tienen lugar tanto en los seres vivos como, a nivel experimental, en el laboratorio. Los **amortiguadores** (también llamados disoluciones amortiguadoras, sistemas tampón o *buffers*) son aquellas **disoluciones cuya concentración de protones apenas varía** al añadir ácidos o bases fuertes (Figura 1).

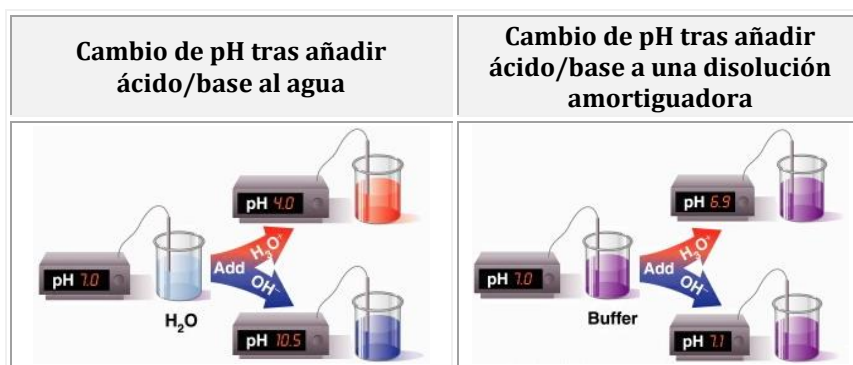


Figura 1. Soluciones amortiguadoras

Los amortiguadores más sencillos están formados por **mezclas binarias**:

- Un **ácido débil y una sal del mismo ácido con una base fuerte** (por ejemplo, ácido acético y acetato sódico)
- Una **base débil y la sal de esta base con un ácido fuerte** (por ejemplo, amoníaco y cloruro amónico)

La utilidad de los amortiguadores, tanto en la regulación del equilibrio ácido-base en los seres vivos como al trabajar en el laboratorio, estriba precisamente en la posibilidad de **mantener la $[H^+]$ dentro de límites tan estrechos que puede considerarse como invariable.**

La concentración de protones del agua pura experimenta una elevación inmediata cuando se añade una mínima cantidad de un ácido cualquiera. Las soluciones amortiguadoras se componen de un ácido débil y su sal (base conjugada), a concentraciones similares y se caracterizan por mantenerse estables dentro de un rango el pH, porque al agregarle pequeñas cantidades de ácidos o bases, o diluirlas, no se produce un cambio significativo en el pH.

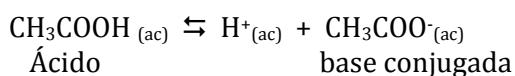
En la naturaleza existen varias soluciones buffer como por ejemplo la sangre y el agua de mar, y en ambos casos es muy importante el control del pH. En la sangre, la capacidad transportadora del oxígeno de la hemoglobina sanguínea depende del pH y un cambio en el pH sanguíneo mayor de 0.6 unidades durante pocos segundos, puede incluso producir la muerte. En los humanos el pH es de 7.35 a 7.40, rango adecuado para la actividad enzimática, La estabilidad de la membrana celular y de las proteínas en general. Cuando el pH asciende por encima de 7.8 o desciende por debajo de 6.8, se produce muerte celular.

En el laboratorio o en la industria, ocurren ciertas reacciones que se efectúan a ciertos valores de pH y para mantenerlo estable se trabaja con soluciones buffer.

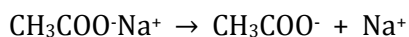
Las soluciones que se resisten a los cambios en la concentración del ión hidrógeno o ión hidronio (H^+ ó H_3O^+), se llaman **soluciones buffer, amortiguadoras o reguladoras.**

A continuación se describe cómo una solución buffer puede controlar variaciones en el pH:

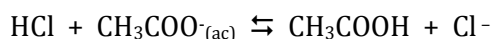
Consideremos el equilibrio de disociación de un ácido débil como el ácido acético, donde en medio acuoso están presentes las especies indicadas en la siguiente ecuación química:



También se presentan a continuación las especies presentes en la disociación del acetato de sodio, una sal del ácido débil (sal de la base conjugada):



Las dos ecuaciones anteriores, incluyen las especies presentes en una solución buffer del ácido acético y su sal, acetato de sodio. Así, si se agrega un ácido como el ácido clorhídrico a la solución buffer anterior, se presentará la siguiente reacción:



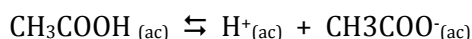
En este caso, el ácido fuerte HCl, se transforma con la ayuda del ión acetato en el ácido acético que es un ácido débil.

Por otra parte, si se agrega una base a la misma solución buffer se presentará la reacción:



En esta ocasión, el hidróxido de sodio, una base fuerte, reaccionará con el ácido débil presente en la solución, generando la sal, acetato de sodio.

Para conocer el pH de la solución buffer, consideramos de forma inicial el equilibrio de disociación en medio acuoso del ácido acético:



Cuando esta reacción alcance el equilibrio, corresponde la siguiente ecuación:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Para buscar el pH despejamos $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Aplicando propiedades de los logaritmos, se obtiene la ecuación de **Henderson-Hasselbalch**.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Cuando se trabaja con un buffer básico, por ejemplo, con amoníaco y cloruro de amonio y aplicando el análisis anterior se llega a:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

De forma general, la capacidad reguladora de una solución amortiguadora, es la cantidad de ácido o base que se puede agregar a la misma sin que su pH se modifique en forma considerable; esta capacidad amortiguadora se puede calcular cuantitativamente con la fórmula:

$$\beta = \frac{n}{\Delta\text{pH} \times V_{\text{buffer}}}$$

Donde β , es la capacidad amortiguadora; n representa la cantidad de moles de OH^- ó H_3O^+ adicionados a la solución amortiguadora. ΔpH , se refiere a la variación del pH de la solución (pH sin adicionar ácido o base y pH luego de la adición); V_{buffer} , es el volumen de la solución buffer en litros.

Cuando se tiene K_a de un ácido y se requiere conocer el valor de K_b de la base conjugada o viceversa para un sistema acuoso, éste se puede calcular a partir de la constante de disociación del agua así:

$$K_w = K_a K_b$$

Por ejemplo, algunos valores para K son:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1.8 \times 10^{-5}, \quad K_{\text{HCO}_3^-} = 5.6 \times 10^{-11}, \quad K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

8. MATERIALES Y REACTIVOS

- Balanza
- Beakers
- Bureta
- pH-metro
- Probetas
- Soporte universal
- Acetato de sodio
- Ácido acético 0.1 M
- Ácido clorhídrico 0.1 M
- Agua
- Alka-Seltzer®
- Hidróxido de sodio 0.1 M

9. RECOMENDACIONES

El material de vidrio que se va a utilizar en la práctica, debe estar bien lavado.
El pH-metro debe estar correctamente calibrado

10. PROCEDIMIENTO

10.1 Solución amortiguadora ácida ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$).

Calcular los gramos de acetato de sodio (CH_3COONa) necesarios para preparar 50 mL de una solución amortiguadora a pH 5.0, a partir de una solución de ácido acético (CH_3COOH) 0.1 M. Para los cálculos tener en cuenta la ecuación de **Henderson-Hasselbalch**.

Pesar la cantidad calculada en un beaker de 100 mL, adicionar 50 mL de ácido acético 0.1 M y registrar el pH (pH_1). Distribuir esta solución en dos probetas y adicionar a una de las probetas 3 gotas de HCL 0.1 M y registrar el pH (pH_2); adicionar en la otra probeta 3 gotas de NaOH 0.1 M y medir nuevamente el pH (pH_3).

Se puede asumir que el acetato de sodio adicionado no genera una variación significativa del volumen total de la solución.

10.2 Solución amortiguadora neutra (Alka-Seltzer).

En un beaker de 100 mL, disolver una pastilla de **Alka-Seltzer** con 50 mL de agua destilada, y registrar el pH (pH_1). A continuación, distribuir esta solución en dos probetas y adicionar a una de las probetas 3 gotas de HCL 0.1 M y registrar el pH (pH_2); adicionar en la otra probeta 3 gotas de NaOH 0.1 M y medir nuevamente el pH (pH_3).

10.3 Medida de la capacidad amortiguadora del agua.

En un beaker adicione 50 mL de agua destilada y registre el pH (pH_1). Distribuir esta solución en dos probetas y adicionar a una de las probetas 3 gotas de HCL 0.1 M y registrar el pH (pH_2); adicionar en la otra probeta 3 gotas de NaOH 0.1 M y medir nuevamente el pH (pH_3).

Calcular la capacidad amortiguadora (β) de cada una de las soluciones anteriores, teniendo en cuenta los datos registrados en la Tabla 1, asumiendo que 3 gotas equivalen a 0.15 mL.

Observaciones:

Si no dispone de dos probetas para medir el pH, transfiera la mitad de la solución en una probeta y la otra mitad déjela en el beaker en el cual se encuentra la solución.

Se debe adicionar ácido y base (de forma separada) tanto a la solución amortiguadora ácida como a la solución de Alka-Seltzer para observar y comparar resultados con el agua.

11. BIBLIOGRAFÍA

1. Umland J. y Bellana J. Química General 3ra ed. Ed. Thomson. México 2000 Pag. 596-599.
2. <http://www.scribd.com/doc/504233/informe-soluciones-reguladoras-roger.9/02/2009>.
3. Chemical Principles: The Quest for Insight. P. Atkins and L. Jones 5ta Ed. 2012.
4. Brown, T; LeMay, H. E and Burdge, J. Química – La Ciencia Central. Capítulo 15 “Equilibrio químico”. Ed. Pearson. Edición: 9na. 2004

12. PROFUNDIZACIÓN

- 12.1 Represente mediante una ecuación química la reacción que ocurre al adicionar el HCl a la solución amortiguadora ácida.
- 12.2 Ilustre los cálculos necesarios en la determinación de la capacidad reguladora de las soluciones del procedimiento 4 y consigne los resultados en la siguiente Tabla.

Tabla 1. Datos y resultados

Solución	pH ₁	pH ₂ (adición de HCl)	pH ₃ (adición de NaOH)	β
CH ₃ COOH/CH ₃ COONa				
Alka-Seltzer				
H ₂ O				