



UNIVERSIDAD DE NARIÑO

MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

PROGRAMA DE QUÍMICA

PROFESOR: Yaneth Gabriela Misnaza Rodríguez



2019



Contenido

	Pág.
INTRODUCCIÓN	4
A. NORMAS GENERALES DE HIGIENE Y SEGURIDAD EN LOS LABORATORIOS	5
B. TOMA DE DATOS Y PRESENTACIÓN DE RESULTADOS.....	9
B.1. Cuaderno de laboratorio. Elaboración de un Pre-informe	9
B.2. Manejo de datos experimentales.....	12
B.2.1. Incertidumbre de las mediciones.....	12
B.2.2. Exactitud y precisión.....	12
B.2.3. Cifras significativas.....	13
B.2.4. Redondeo de Cifras.....	13
B.2.5. Notación Científica	14
B.2.6. Referencias Bibliográfica	14
C. ELABORACIÓN DE INFORMES	15
1. TALLER GUÍA DE RECOMENDACIONES PARA LA ELABORACIÓN DE INFORMES.....	19
1.1. Objetivos	19
1.2. Introducción	19
1.3. El artículo científico.	20
A. Título del experimento	20
B. Resumen.....	21
C. Palabras Claves O Key Words	21
D. Introducción	21
E. Metodología	22
F. Resultados	22
G. Discusión De Los Resultados.....	23
H. Conclusiones.....	23
I. Respuestas A Cuestionario	24
J. Bibliografía	24
1.4. Preguntas	24
2. Práctica N° 1. ESTUDIO Y OBTENCIÓN DE GASES.....	25



3. Práctica N° 2. DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLAR DE UN COMPUESTO MEDIANTE EL DESCENSO CRIOSCÓPICO	33
4. Práctica N° 3. EQUILIBRIO QUÍMICO: DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE FORMACIÓN USANDO ESPECTROFOTOMETRÍA UV-VIS.....	45
5. Práctica N° 4. CALORIMETRÍA: DETERMINACIÓN LA CAPACIDAD CALORIFICA DE UN CALORIMETRO Y DEL CALOR ESPECÍFICO DE UN METAL	56
6. Práctica N° 5. LEY DE HESS: DETERMINACIÓN DE LAS ENTALPIAS DE NEUTRALIZACIÓN	68
7. Práctica N° 6. INVESTIGACIÓN DE LAS TENDENCIAS PERIÓDICAS.....	78
8. Práctica N° 7. ELECTROQUÍMICA: CELDAS GALVÁNICA, ECUACIÓN DE NERNST	91
9. Práctica N° 8. CINÉTICA QUÍMICA: FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN	100



INTRODUCCIÓN

El laboratorio de Química es un espacio creado para que los investigadores, científicos y estudiantes aprecien un mundo de experimentación, creatividad e investigación, el cual puede convertirse en un lugar riesgoso y peligroso en la medida que las personas que trabajan en él desconozcan o ignoren las normas básicas referentes al manejo de las sustancias, implementos de seguridad, los materiales y las técnicas que allí se utilizan. De igual forma, el propósito principal del curso de LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II es que los estudiantes adquieran las destrezas necesarias en las metodologías generales de fisicoquímica que tendrán aplicación en las demás ramas de la química y que serán tratadas en profundidad en los correspondientes cursos de Fisicoquímica I, Fisicoquímica II, Estructura Atómica y Química Cuántica. Así, los estudiantes adquirirán la experiencia en el manejo correcto de los materiales y equipos útiles para el estudio de los conceptos de la teoría de Química Fundamental II, y para realizar un buen trabajo en el laboratorio es un importante componente para su desempeño académico durante su carrera, y posteriormente, un buen desempeño profesional.

Este manual de laboratorio, está enfocado hacia estudiantes de que estén cursando la asignatura QUÍMICA FUNDAMENTAL II del programa de Química, y priorizaran conceptos para comprender y apropiarse de los conceptos básicos de las técnicas básicas empleadas en el trabajo de laboratorio. También sirve como herramienta para que el estudiante pueda discriminar las observaciones con carácter científico de los fenómenos tratados en cada una de las prácticas, y de obtención de información, la correcta recolección de los datos que conduzcan a una buena elaboración de un informe.



A. NORMAS GENERALES DE HIGIENE Y SEGURIDAD EN LOS LABORATORIOS

Los laboratorios de Química involucran una serie de *factores de riesgo* relacionados básicamente con las operaciones que allí se realizan y con los productos que se manipulan. Para lograr un desempeño seguro, es necesario la adopción de un conjunto de normas de conducta que deben seguirse estrictamente a manera de protocolo.

Es de vital importancia tener en cuenta que la infracción de cualquiera de estas normas o la desatención a las recomendaciones, pondrá en riesgo la salud y la vida tanto para quien realiza el experimento, como para las demás personas que se encuentran trabajando en el laboratorio.

A continuación se describen las diferentes normas a tener en cuenta cuando se trabaja en un laboratorio de Química:

A. NORMAS GENERALES

- Antes de entrar a un laboratorio de Química debe ubicar las salidas de emergencias, los elementos de seguridad (duchas, lavajos, botiquín, extintores, etc), recipientes de residuos y las normas de trabajo.
- Está prohibido fumar, comer o beber durante su permanencia en el laboratorio de Química.
- Siempre utilice una bata blanca de manga larga y siempre debe tenerla bien abrochada, así protegerá su ropa.
- Siempre utilice gafas de seguridad para trabajar en el laboratorio de Química
- Guarde sus prendas de abrigo y los objetos personales en un armario o taquilla y no los deje nunca sobre la mesa de trabajo.
- No lleve bufandas, pañuelos largos ni prendas u objetos que dificulten su movilidad.
- Procure no andar de un lado para otro sin motivo y, sobre todo, no corra dentro del laboratorio.
- Si tienes el cabello largo, debe recogerlo. Se recomienda el uso de gorro o cofia para la protección de su cabello.
- Su mesón de trabajo debe estar vacío, evite llevar al laboratorios libros u objetos que no necesite y que puede entorpecer su trabaja. Únicamente lleve su cuaderno de laboratorio.
- Utilice siempre guantes de nitrilo y de uso personal.
- No pruebe ni ingieras los productos obtenidos en el laboratorio.
- Nunca pipetee con la boca. Para ello utilice o fabrique una propipeta.
- En caso de producirse un accidente, quemadura o lesión, comuníquelo inmediatamente al profesor.
- Ubique el lugar dónde se encuentra ubicado el botiquín.
- Siempre mantenga el área de trabajo limpia y ordenada.
- Hay que lavarse las manos y quitarse la bata antes de salir del laboratorio.
- Nunca entre en estado de alicoramiento o en condiciones mentales no aptas para trabajar con reactivos químicos.



B. NORMAS PARA MANIPULAR INSTRUMENTOS Y PRODUCTOS

- Antes de manipular un aparato o montaje eléctrico, debe desconectarlo de la red eléctrica.
- No ponga en funcionamiento un circuito eléctrico o equipo sin que el profesor haya revisado la instalación.
- No utilice ninguna herramienta, equipo o instrumento sin conocer su uso, funcionamiento y normas de seguridad específicas.
- Maneje con cuidado el material frágil, por ejemplo, el vidrio. Recuerde que ese material bajo su cuidado, por lo tanto debe responder por ello ante el personal del depósito de Vidriería.
- En caso de accidentes, informa al profesor del material roto o averiado, o las posibles heridas presentadas.
- Observe cuidadosamente las señales de seguridad dentro del laboratorio y los pictogramas de peligrosidad que aparecen en los frascos de los productos químicos.
- Al acabar la práctica, limpie y ordene el material y el espacio utilizados.
- Si por accidente algún reactivo químico le salpica, lave la zona afectada con abundante agua. Si salpica el mesón, límpielo con agua y sécala después con un paño.
- Evite el contacto con fuentes de calor. No manipule cerca de ellas sustancias inflamables.
- Para sujetar el instrumental de vidrio y retirarlo del fuego, utilice las pinzas suministrado por el auxiliar de laboratorio. Cuando caliente los tubos de ensayo con la ayuda de dichas pinzas, procure darles cierta inclinación. Nunca mire directamente al interior del tubo por su abertura ni dirija esta hacia algún compañero.
- Todos los productos inflamables deben almacenarse en un lugar adecuado y separados de los ácidos, las bases y los reactivos oxidantes.
- Los ácidos y las bases fuertes deben manejarse con mucha precaución, ya que la mayoría son corrosivos y, si caen sobre la piel o la ropa, pueden producir heridas y quemaduras importantes.
- Si tiene que mezclar algún ácido (por ejemplo, ácido sulfúrico) con agua, añada el ácido sobre el agua, nunca al contrario, pues el ácido «saltaría» y podría provocarle quemaduras en la cara y los ojos.
- No deje destapados los frascos ni aspire su contenido. Muchas sustancias líquidas (alcohol, éter, cloroformo, amoníaco...) emiten vapores tóxicos.
- Si trabaja con reactivos fumeantes, es necesario que los trabaje en la campana de extracción.
- Evite el contacto de los productos químicos con la piel. No pipetear con la boca, utilice embudos para trasvasar líquidos y propipetas.
- En los montajes de reflujo y destilación debe añadir el germen de ebullición (plato poroso) en frío, las juntas esmeriladas deben estar bien ajustadas. No abandone nunca el puesto de trabajo mientras se esté llevando a cabo alguna reacción, destilación o medida.
- Asegure de la desconexión de aparatos, agua y gases al finalizar.

C. NORMAS PARA RESIDUOS

La Jefatura de Laboratorios de la Universidad de Nariño, ha dispuesto en el laboratorio contenedores debidamente etiquetados donde debe introducir los residuos generados. Antes de clasificar los residuos pregunte al auxiliar del laboratorio.

D. NORMA DE EMERGENCIA

En caso de tener que evacuar el laboratorio, cierre la llave del gas y salga de forma calmada y ordenada siguiendo en todo momento las instrucciones que haya impartido el Profesor. Localice al iniciar la sesión de prácticas los diferentes equipos de emergencia en el correspondiente laboratorio: Duchas y lavajos, Extintores, Botiquín, entre otros. Nunca use el ascensor en caso de emergencia.

E. PICTOGRAMAS DE SEGURIDAD DE LOS REACTIVOS QUÍMICOS

Los pictogramas son símbolos que se están estampados en las etiquetas de los productos químicos y que sirven para dar una percepción instantánea del tipo de peligro que implica uso, manipulación, transporte y almacenamiento de estos.

Estos pictogramas están diseñados para ser intuitivos y advertirle sobre una posible amenaza. Sin embargo, son solo una parte de un sistema de clasificación y etiquetado universal más grande que identifica y clasifica productos químicos peligrosos. Es el Sistema Global Armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos (SGA) o *Globally Harmonized System of Classification and Labelling of Chemicals* (GHS).

La forma en que funciona el sistema es simple. Una vez que un producto químico se clasifica en un país como carcinógeno, tóxico o inflamable de acuerdo con los criterios del SGA, se etiqueta y luego se identifica como tal en todos los países que usan el sistema. Ya son 68 países los que disfrutan del mismo nivel de protección gracias a estos criterios de clasificación acordados universalmente, que incluye pictogramas reconocibles al instante, palabras de advertencia y declaraciones de peligro. Estos identifican el grado y el nivel del peligro del producto químico, desde el de un irritante de la piel hasta el posible daño a un órgano. Por lo tanto, cualquiera que fabrique, almacene, transporte, manipule o utilice estos productos químicos puede identificar los riesgos planteados y aplicar las medidas de protección adecuadas.



		bombona de gas	Gases a presión en un recipiente (gases comprimidos, licuados o disueltos). Algunos pueden explotar con el calor. Los licuados refrigerados pueden producir quemaduras o heridas relacionadas con el frío, son las llamadas quemaduras o heridas criogénicas.
		Calavera con tibias	Tóxicos: sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en pequeñas cantidades producen efectos adversos para la salud. Pueden provocar náuseas, vómitos, dolores de cabeza, pérdida de conocimiento e, incluso, la muerte.
		Corrosión	Corrosivos: Pueden causar daños irreversibles a la piel u ojos, en caso de contacto o proyección.
 Xn Nocivos Xi Irritantes		Exclamación	Producen efectos adversos en dosis altas. También pueden producir irritación en ojos, garganta, nariz y piel. Provocan alergias cutáneas, somnolencia y vértigo.
		Peligro para la salud	Pueden ser: Cancerígenos (pueden provocar cáncer); Mutágenos (pueden modificar el ADN de las células); Tóxicos para la reproducción; Pueden modificar el funcionamiento de ciertos órganos, como el hígado, el sistema nervioso, etc., provocar alergias respiratorias o entrañar graves efectos sobre los pulmones..
 N		Medio ambiente	Peligroso para el medio ambiente: presentan o puedan presentar un peligro inmediato o futuro. Provocan efectos nefastos para los organismos del medio acuático (peces, crustáceos, algas, otras plantas acuáticas, etc.). Símbolo en el que no suele existir la palabra de advertencia pero, cuando existe, es siempre: "Atención".



B. TOMA DE DATOS Y PRESENTACIÓN DE RESULTADOS

B.1. Cuaderno de laboratorio. Elaboración de un Pre-informe

El cuaderno de laboratorio es una herramienta de gran importancia dentro del trabajo experimental. Los apuntes que en él se registren son la base, junto con la guía original de la práctica, para la elaboración del informe. Es por ello, que un cuaderno organizado, donde se consigne de forma clara, detallada y completa los datos, observaciones, y decisiones, facilita la interpretación de los resultados y la elaboración del informe.

Cada estudiante debe llevar un cuaderno exclusivo para realizar los pre-informes de laboratorio, el cual debe estar numerado. Este pre-informe se debe realizar antes de llevar a cabo la práctica, con el fin de garantizar que el estudiante ha adquirido el conocimiento necesario de lo que se va a hacer en el laboratorio. Es preferible utilizar cuadernos de hojas no removibles; no arrancarle las hojas, ni siquiera aquellas que contienen información que se considera errada. Si se registran datos erróneos estos no deben ser tachados ya que a menudo resultan útiles para efectos de comparación o porque no eran errados como se les consideró en un principio. Para significar que estos son resultados dudosos es suficiente cruzarlos con una línea.

Las anotaciones deben hacerse directamente sobre el cuaderno, nunca en hojas sueltas o borradores para pasarlas luego a limpio.

Si usted no elabora el pre-informe, no realizará las actividades relacionadas con la práctica.

El pre-informe está constituido por:

1. **Número y Título de la práctica**
2. **Objetivos de la práctica**

Debe redactar los objetivos de la guía con sus propias palabras. Los verbos a emplear deben estar en infinitivo, es decir, terminar en ar, er o ir.

3. **Fundamento teórico**

Esta sección es un complemento de la introducción de la guía. Se define al fundamento teórico como la explicación basada en ideas que están relacionadas con el tema a tratar en la respectiva guía de laboratorio. Es una revisión crítica de los elementos teóricos que sirven de marco de referencia en una investigación. Para elaborar un buen fundamento teórico se requiere examinar el tema y definir en forma clara el problema de investigación. Para ello, se debe establecer el orden en el cual se colocarán las ideas, los temas y subtemas que se derivan de la fundamentación teórica.

Tenga en cuenta que un buen fundamento teórico le ayudará a encontrar respuestas a sus preguntas de investigación y por ende beneficiarán a la misma, permitiéndole hacer un trabajo de calidad.

Las ecuaciones deben ser numeradas en orden correlativo. Ejemplo:

$$s = Ken \quad \text{ecuación (1)}$$

$$eu = n \quad \text{ecuación (2)}$$

No olvide referenciar las fuentes de información empleada para la elaboración del marco teórico.

4. Actividades pre-práctica

Es el desarrollo del cuestionario de las preguntas pre-práctica de la guía. Es importante que tenga en cuenta la fuente de las referencias consultadas.

5. Metodología (parte experimental)

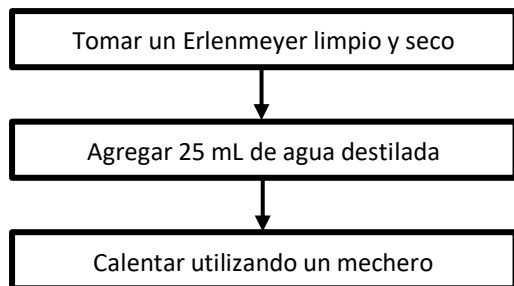
Se debe realizar en diagrama de flujo o en esquema gráfico con el fin de resumir el procedimiento descrito en la guía en la parte experimental.

Ejemplo para la metodología del calentamiento del agua:

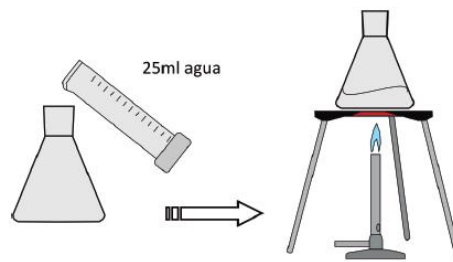
Metodología de la guía: Tome un matraz Erlenmeyer de 100 mL y lávelo bien jabón y agua. Posteriormente seque bien el matraz. En una probeta de 50 mL, mida 25 mL de agua destilada. Prepare un montaje para calentamiento: un trípode, una placa vitrocerámica y un mechero. Coloque el Erlenmeyer sobre la placa vitrocerámica y prenda el mechero. Caliente el agua.

La anterior metodología puede ser representada de la siguiente manera, usted debe escoger la que mejor se le facilite.

5.1. Diagrama de flujo



5.2. Esquema gráfico



6. Tablas de recolección de datos.

Debe consignar las tablas de resultados que se presentan en la guía de laboratorio y completarlas con los datos obtenidos experimentalmente.

7. Fichas de seguridad

Características y clasificación de cada reactivo a utilizar en la práctica. Se debe llenar para cada reactivo la tabla 1.

Si anteriormente ha consultado una ficha de seguridad de algún reactivo, simplemente haga la referencia al número de la página donde se encuentra dicha ficha.

Las fichas de seguridad pueden ser consultadas en:

- Merck: <http://www.merckmillipore.com/CO/es>
- Sigma Aldrich: <https://www.sigmaaldrich.com/us-export.html>

8. Referencias bibliográficas:

A. Referencia de Libros: Autor(es) (Apellido, Nombre). Nombre de Texto. Edición. Lugar de Edición, Editorial, Año de Edición. Ejemplo:



- ✓ John W. Hole, Jr. "Human Anatomy Physiology". Sexta Edición. Dubuque. Wm. C. Brown Publisher. 1993.

B. *Referencias de páginas web:* Cuando se busque una información en el internet, la página en la cual se encontró la información debe ser copiada en la bibliografía en forma específica siguiendo el siguiente formato:

Autor: El nombre de quien o quienes publican la página. Título de la página: Tema específico del cual se consulta. <Dirección Web>. Fecha de Acceso o Revisión: Fecha en que fue hecha la consulta. Ejemplo.

- ✓ Casiday, Rachel and Frey, Regina. Blood, Sweat, and Buffers: pH Regulation During Exercise. On line: <<http://www.chemistry.wustl.edu/~edudev/LabTutorials/Buffer/Buffer.html>>, consultado: 05-01-2019

c. *Guía de laboratorio.* Es necesario hacer referencia a la guía de laboratorio utilizada, usando la metodología para citar referencia bibliográfica de libros antes mencionados.

INFORMACIÓN GENERAL DEL COMPUESTO	
Nombre:	
Fórmula Química:	
N° CAS:	N° UN:
PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS	
Estado físico:	Punto de fusión:
Color:	Punto de ebullición:
Densidad:	Punto de ignición:
Solubilidad:	
RIESGOS	
PRECAUCIONES	
PROTECCIÓN PERSONAL	
MANEJO DE EMERGENCIAS	
MANEJO DE RESIDUOS	

Tabla 1. Formato general para realizar fichas de seguridad de los reactivos químicos

9. Cálculos preliminares

En esta sección es importante realizar los Cálculos preliminares, y además, aquellos que se realicen durante el desarrollo de la práctica y se consideren claves para el desarrollo del informe.



10. Observaciones

El estudiante debe consignar en su cuaderno las observaciones de interés como incidentes, desviaciones en el procedimiento, posibles fuentes de error, características y cambios físicos y químicos (color, cambios de estado, etc.) de las sustancias, que se presentaron durante el experimento.

B.2. Manejo de datos experimentales

En el laboratorio de Química, la mayoría de los experimentos realizados arrojan datos cuantitativos, ante los cuales los estudiantes, inclusive de semestres avanzados, enfrentan algunas dificultades a la hora de procesarlos. Aunque para los cursos prácticos de pregrado el manejo de los datos numéricos no requiere de conocimientos profundos en estadística ni de herramientas avanzadas para el cálculo y representación de resultados, es importante que el estudiante adquiera las destrezas en la aplicación de estos conocimientos.

En la presente sección se tratará las directrices que le permitirán valorar, analizar y expresar un conjunto de datos numéricos obtenidos de la experimentación.

B.2.1. Incertidumbre de las mediciones

En los trabajos científicos se manejan dos tipos de números: *números exactos* (cuyos valores se conocen con exactitud) y *números inexactos* (cuyos valores tienen cierta incertidumbre).

Casi todos los números exactos tienen valores definidos. Por ejemplo, hay exactamente 12 huevos en una docena de huevos, exactamente 1000 g en un kilogramo, y exactamente 2.54 cm en una pulgada. El número 1 en cualquier factor de conversión entre unidades, como $1\text{m} = 100\text{cm}$ o $1\text{kg} = 2.2046\text{lb}$, también es un número exacto. Los números exactos también pueden ser resultado de contar números de objetos. Por ejemplo, se puede contar el número exacto de canicas en un frasco o el número exacto de personas en un salón.

Los números que se obtienen midiendo siempre son inexactos. Siempre hay limitaciones inherentes en el equipo empleado para medir cantidades (errores de equipo), y hay diferencias en la forma en que diferentes personas realizan la misma medición (errores humanos). Al suponer que se da a 10 estudiantes provistos con 10 balanzas distintas la misma moneda para que la pesen. Las 10 mediciones tendrán pequeñas variaciones. Las balanzas podrían tener calibraciones un poco distintas, y podría haber diferencias en la forma en que cada estudiante toma la lectura de masa de la balanza. El conteo de números muy grandes de objetos por lo regular conlleva también cierto error. Por ejemplo, lo difícil que es obtener información censal exacta para una ciudad o contar los votos en unas elecciones. Recuerde: siempre hay incertidumbres en las cantidades medidas.

B.2.2. Exactitud y precisión

Todas las medidas están sometidas a error. Los instrumentos de medida están contruidos de modo que se producen errores inherentes, denominados *errores sistemáticos*. Por ejemplo, un termómetro da lecturas 2 °C demasiado bajas. Las limitaciones en la habilidad del experimentador o en la capacidad para



leer un instrumento científico también conducen a errores y dan resultados que pueden ser demasiado altos o demasiado bajos. Estos errores se denominan errores aleatorios.

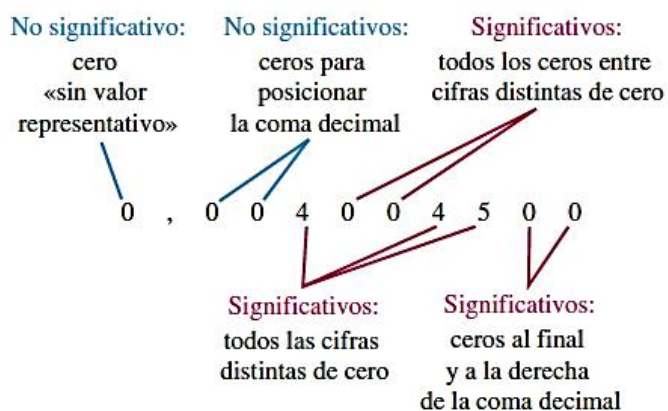
La **precisión** es una medida de la concordancia de mediciones individuales entre sí. La **exactitud** se refiere a qué tanto las mediciones individuales se acercan al valor correcto, o “verdadero”.

B.2.3. Cifras significativas

Para un científico, la medida 10,3 g significa que tiene **tres cifras significativas**. Por lo tanto, son todos los dígitos de una cantidad medida, incluido el incierto. En el laboratorio, las cantidades medidas generalmente se informan de tal manera que sólo el último dígito es incierto.

Las siguientes pautas describen las diferentes situaciones en las que intervienen ceros:

- Los ceros que están entre dígitos distintos de cero siempre son significativos: 1005 kg (cuatro cifras significativas); 1,03 cm (tres cifras significativas).
- Los ceros al principio de un número nunca son significativos; simplemente indican la posición del punto decimal: 0,02 g (una cifra significativa); 0,0026 cm (dos cifras significativas).
- Los ceros que están al final de un número después del punto decimal siempre son significativos: 0,0200 g (tres cifras significativas); 3,0 cm (dos cifras significativas).
- Cuando un número termina en ceros pero no contiene punto decimal, los ceros podrían ser significativos o no: 130 cm (dos o tres cifras significativas); 10,300 g (tres, cuatro o cinco cifras significativas).



Es importante tener en cuenta:

- El resultado de una multiplicación o una división puede tener como máximo tantas cifras significativas como la magnitud que se conoce con menor precisión en el cálculo.
- El resultado de la suma o la resta debe expresarse con el mismo número de cifras decimales que la magnitud con menos cifras decimales.
- Puede considerarse que los números exactos tienen un número ilimitado de cifras significativas.

B.2.4. Redondeo de Cifras

Redondear un número significa reducir el número de cifras manteniendo un valor similar. El resultado es menos exacto, pero más fácil de usar, así se evita trabajar con valores excesivamente grandes.



C. ELABORACIÓN DE INFORMES

Después de la realización de cada práctica, cada grupo de laboratorio debe entregar un informe de resultados, el cual le permitirá al docente evaluar el nivel de comprensión del tema estudiado y el desempeño de los estudiantes en el laboratorio. La escritura del informe ayuda, además, a que el estudiante aprenda a pensar como científico, a afianzar los principios aplicados en el trabajo experimental, a apropiarse de lenguaje técnico de la Química y a desarrollar su capacidad de análisis.

La destreza en comunicar las ideas o hallazgos a otras personas es tan relevante como el conocimiento mismo, y esta destreza, es lo que el profesor tendrá en cuenta a la hora de evaluar el informe de laboratorio. A continuación se presentan algunas normas que se deben tener en cuenta para la elaboración de un buen informe:

1. El informe de resultados **No** debe ser una transcripción de la guía utilizada para realizar la práctica, ni mucho menos una copia de algún libro, o documento publicado en la Web; su contenido **debe ser original** de acuerdo con el del estilo de escritura, comprensión y habilidades interpretativa y analítica, que posea cada estudiante o grupo de trabajo, con relación al tema tratado.
2. El informe debe ser breve sin afectar con ello la claridad, utilizando el término técnico, de tal forma que un lector familiarizado con el tema pueda evaluar y extraer sus propias conclusiones.
3. En la elaboración del informe se debe cuidar su redacción, gramática y ortografía. Se debe escribir siempre en modo impersonal. Los informes escritos a mano cuidarán la legibilidad, el orden y la limpieza del documento. Deben evitarse los tachones, enmendaduras y el uso de correctores.
4. Para ahorrar papel y así promover una “cultura verde” el informe se debe elaborar en papel reciclado en buen estado, o si se utilizan hojas nuevas escribir o imprimir por ambas caras. El trabajo debe ser entregado sin hoja en blanco como anteportada, sin carpeta y aseguradas con una grapa en el borde superior izquierdo (nunca sujetadas con clips). Además, cuando el informe se elabore a computador se recomienda observar la siguiente configuración:
 - A. Tamaño de hoja: carta.
 - B. Fuente: Times New Roman, tamaño 12 o Arial, tamaño 10.
 - C. Márgenes: 1.5 cm para superior, inferior y derecho, y 2.0 cm para izquierdo.
 - D. Párrafo: justificado, a una o dos columnas, interlineado sencillo y después de un punto aparte se dejan dos interlíneas.
5. Las ecuaciones, tablas, esquemas y figuras deben numerarse en orden de aparición y por separado, y además, es imprescindible que se citen en el texto y que se ubiquen lo más próximo posible al párrafo donde se aluden por primera vez. En las ecuaciones el número se pone entre paréntesis al final del renglón donde se escribe la fórmula.
6. En orden a alcanzar una comunicación efectiva, y tener una correcta evaluación es **ABSOLUTAMENTE INDISPENSABLE SEGUIR EL SIGUIENTE FORMATO EN CADA UNO DE LOS INFORME QUE SE PRESENTEN**. Para conseguirlo, se sugiere que el informe sea elaborado tipo “artículo científico”, con algunas modificaciones, que sirven al propósito de adaptación al nivel de prácticas de laboratorios de enseñanza cuyas hipótesis a evaluar rara vez son originales. Las partes que deben tener un informe se indican a continuación:

Informe N° X. Nombre de la práctica realizada

Nombre y Apellido de cada integrante del grupo (código estudiantil)

Grupo X, sub-grupo X, Laboratorio de Química Fundamental II, Departamento de Química, Facultad de Ciencias Exactas, Universidad de Nariño

Correo electrónico de cada integrante

Fecha de entrega de informe

Resumen: Debe dar una visión completa del trabajo realizado, en forma breve debe describir cuál es el objetivo del trabajo, qué se hizo y cuál fue el resultado. No más de 200 palabras.

Palabras claves. Las *palabras claves*: o *keywords* son una lista de cuatro a ocho términos clave relacionados con el contenido del artículo

1. **Introducción.** En ella se exponen las motivaciones del trabajo. Mencione los objetivos perseguidos en cada práctica, o sea, ¿qué cantidades físicas deben ser determinadas?, ¿qué leyes físicas deben ser verificadas?, ¿qué fenómenos deben ser estudiados? Se debe incluir la mínima explicación teórica que permite la comprensión del trabajo. Aplicación de esta información al experimento específico. Al final de la introducción indicar el objetivo de la práctica. Esto permite vincular la introducción con la siguiente sección. No deben incluirse resultados ni conclusiones. Un aspecto importante a tener en cuenta en esta sección es el de las referencias bibliográficas. Deben aparecer citados los textos, apuntes, artículos o direcciones electrónicas que hayan sido usadas en la elaboración de esta sección. Las ecuaciones deben ser numeradas en orden correlativo.

$$s = Ken \quad \text{ecuación (1)}$$

$$eu = n \quad \text{ecuación (2)}$$

2. **Procedimiento Experimental.** Incluye una breve descripción de la actividad y metodologías empleadas en el desarrollo del experimento. La escritura debe hacerse en tercera persona y usando todos los verbos en pasado, estudie cuidadosamente el siguiente ejemplo:

Se prepararon 3 tubos de ensayo, los cuales se rotularon como **m1**, **m2**, y **m3**, a cada tubo de ensayo se adicionó 3 ml de agua destilada y 0.20g

de yoduro de potasio (KI), la mezcla se agitó vigorosamente.

3. **Resultados y Cálculos.** La presentación de los cálculos y resultados obtenidos, debe incluir tablas, gráficos e imágenes según corresponda. Las tablas, gráficos e imágenes deben ser numerados secuencialmente y poseer un título donde figure el número seguido de una corta descripción de su contenido; en los esquemas y figuras, dicha anotación debe hacerse en la parte inferior. Dentro del cuadro y el gráfico se deben incluir las variables y unidades correspondientes. A continuación un ejemplo de tabla de datos y gráfico para un sencillo experimento:

El matraz Erlenmeyer (fig.1) contiene 500 mL de una solución de NaCl en agua (sal común disuelta en agua), cuya concentración es 0.1 g/mL. Paulatinamente se evaporaron distintos volúmenes de agua de la solución al someter el matraz Erlenmeyer a calentamiento, y se calculó la nueva concentración de la solución para cada volumen de solvente evaporado como indica la tabla 1.



Figura 1. Evaporación paulatina de agua a partir de una solución de NaCl (0,1g/mL)



MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

Para presentar los resultados obtenidos experimentalmente se pueden utilizar tablas de la siguiente forma:

Tabla 2. Relación entre el volumen de agua que permanece en el recipiente a lo largo del proceso de vaporación y su concentración de NaCl en (g/mL)

Volumen de solución (mL)	Concentración de NaCl (g/mL)
10	1,2
40	0,8
100	0,5
200	0,2
500	0,1

Los datos que aparecen en la tabla 1 fueron usados para hacer el gráfico 1 que muestra la variación de la concentración de NaCl con el volumen de solvente.

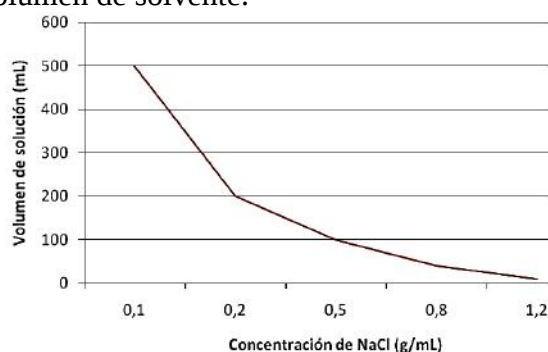


Gráfico 1. Relación entre la concentración de la solución NaCl-agua y el volumen de agua, manteniendo la cantidad de NaCl constante en el recipiente.

4 Discusión de resultados: Sección dedicada a un *análisis crítico*, preguntándose por qué ocurre esto? Cuál es la causa de este comportamiento? Etc., apoyándose en la revisión de la literatura sobre el tema (libros, guías, páginas web, y otros recursos bibliográficos disponibles). Esto no significa que la discusión va a estar llena de copias textuales de párrafos sobre el tema, quiere decir que el estudiante aprende sobre el tema y a la luz de esos conocimientos analiza sus resultados

redactando sus interpretaciones con sus propias palabras.

5. Cuestionario: en esta sección se desarrolla las preguntas del cuestionario de la guía de laboratorio. Recuerde referencias la fuente de información.

6. Conclusiones: Son el resultado de una reflexión profunda sobre los resultados obtenidos, estas son afirmaciones conceptuales o simplemente deducciones lógicas que permiten afirmar algo concreto basado únicamente en el experimento realizado.

El siguiente ejemplo muestra conclusiones de un experimento basado en el ejemplo del ítem 3.

- La concentración de la solución de NaCl aumenta en la medida en que el agua (solvente) se evapora. Lo cual quiere decir que la cantidad de soluto inicial se mantiene constante.

7. Referencias bibliográficas:

- **Referencia de Libros:** Autor(es) (Apellido, Nombre). Nombre de Texto. Edición. Lugar de Edición, Editorial, Año de Edición. Ejemplo:
✓ John W. Hole, Jr. "Human Anatomy Physiology". Sexta Edición. Dubuque. Wm. C. Brown Publisher. 1993.
- **Referencias de páginas web:** Cuando se busque una información en el internet, la página en la cual se encontró la información debe ser copiada en la bibliografía en forma específica siguiendo el siguiente formato:

Autor: El nombre de quien o quienes publican la página. Título de la página: Tema específico del cual se consulta. <Dirección Web>. Fecha de Acceso o Revisión: Fecha en que fue hecha la consulta. Ejemplo.

- ✓ Casiday, Rachel and Frey, Regina. Blood, Sweat, and Buffers: pH Regulation During Exercise. On line:
<<http://www.chemistry.wustl.edu/~edudev/LabTutorials/Buffer/Buffer.html>>,
consultado: 05-01-2019



- *Guía de laboratorio.* Es necesario hacer referencia a la guía de laboratorio utilizada, usando la metodología para citar referencia bibliográfica de libros antes mencionados



1. TALLER GUÍA DE RECOMENDACIONES PARA LA ELABORACIÓN DE INFORMES

1.1. Objetivos

- Conocer la importancia de comunicar los resultados de una investigación científica
- Entender las partes principales de un informe científico
- Conocer las funciones de cada parte y sus características
- Entender el concepto de plagio y sus implicaciones éticas

1.2. Introducción

La experimentación y la divulgación del conocimiento no se puede concebir como procesos aislados en el terreno de la ciencia; Juntos se complementan y se integran de manera armónica, nutriéndose mutuamente para favorecer el adelanto del conocimiento mismo. Saber usar el intelecto para estudiar fenómenos naturales a partir de la experiencia, es tan importante como poseer la habilidad de transmitir con claridad y categoría lo que se hizo. Poco o nada vale un experimento excepcional si no se plasma en el papel de manera lúcida los fundamentos involucrados, objetivos trazados, la hipótesis de trabajo, la justificación, la metodología, los resultados, la discusión de resultados y las conclusiones; de tal forma que quien haya realizado el experimento u otros que quieran repetir la experiencia en algún momento ulterior, puedan hacerlo con toda precisión y certeza.

El informe de laboratorio es una acabada prueba de que hicimos un experimento, lo analizamos y comprendimos. Cuando redactamos el informe es cuando terminamos de ordenar nuestros datos, gráficos, anotaciones y, sobre todo, nuestras ideas. El informe debe ofrecer a los lectores un recuento claro y completo de las actividades experimentales realizadas, de nuestras conclusiones y reflexiones. El informe no debe ser considerado como un documento que se presenta con el solo fin para que el docente juzgue el trabajo realizado, sino que debe ser pensado como un texto que sea capaz de mostrar que hemos ganado la habilidad de comunicar por escrito nuestras ideas y resultados. Con esto en mente, los informes que se realizan en los cursos básicos de laboratorio son un muy buen entrenamiento para mejorar nuestra redacción y nuestra capacidad de comunicar temas científicos y técnicos.

La persona que realiza una investigación científica debe comunicar sus resultados. Siempre hay que recordar que uno de los requisitos más importantes al plantear una hipótesis es que ésta debe estar sujeta a crítica y que debe ser posible probarla falsa. Durante este curso su instructor le pedirá ocasionalmente que prepare un informe escrito describiendo el experimento hecho en el laboratorio. Estos informes no se publicarán en una revista científica pero son esenciales para practicar el método científico y para entender cómo se prepara un artículo científico. En el laboratorio anterior estudiamos los pasos de una investigación y aquí se resumen de nuevo:

- | | |
|-------------------------------------|---|
| ✓ Hacer observaciones | ✓ Recoger resultados, posiblemente en tablas y gráficas |
| ✓ Hacer preguntas | ✓ Interpretar los resultados y llegar a conclusiones |
| ✓ Proponer hipótesis | |
| ✓ Diseñar y conducir un experimento | |



1.3. El artículo científico.

Típicamente contiene las siguientes secciones:

- | | |
|------------------------|---------------------|
| ✓ Título | ✓ Discusión |
| ✓ Resumen | ✓ Conclusiones |
| ✓ Introducción | ✓ Literatura citada |
| ✓ Materiales y métodos | ✓ Agradecimientos |
| ✓ Resultados | |

A. *Título del experimento*

Debe ser corto (no más de 90 caracteres), completo y sugerente, que describa de manera objetiva la práctica realizada: El título del informe en si describe el gran objetivo de la práctica y no necesariamente corresponde al título de la guía desarrollada. Un título inapropiado como “separación por destilación” no permite distinguir entre temas que enmarcan títulos más completos y acertados como: “separación de una mezcla de acetona-agua por destilación simple” o “separación de una mezcla de acetona-agua por destilación fraccionada”. Se debe evitar iniciar el título con artículos gramaticales como el/la/los/las, pero si es recomendable iniciar con la palabra que representa el aspecto más relevante del trabajo (ej: purificación de..., síntesis de...).

- Autores: Nombres y apellidos completos, junto con el código de cada estudiante que participó en la sesión del laboratorio y contribuyó a la elaboración del informe.
- Asignatura y grupo, nombre del profesor(a), carrera, facultad, universidad y fecha de entrega. A continuación se muestra un ejemplo de encabezado.

Separación De Los Pigmentos De Hojas De Espinaca Mediante Cromatografía De Papel

Miguel Ángel Rodríguez Muñoz (20140207)¹, Carlos Arturo España Gelpud (20140086)²
y Angie Carolina Rodríguez Basante (20140097)³

Laboratorio de Química Fundamental II, Grupo 2, sub-grupo 1, Prof. Gabriela Misnaza,
Departamento de Química, Facultad de Ciencias Exactas y Naturales, Universidad de
Nariño

¹ marodriguez@udenar.edu.co , ² caespaña@udenar.edu.co, ³ acrodriguez@udenar.edu.co

5 septiembre 2019

El título contesta las preguntas fundamentales ¿Qué se hizo? y ¿Dónde se hizo? El título debe ser lo suficientemente explicativo acerca de la investigación pero sin ser muy largo. En el caso de estudios sobre especies que no son ampliamente conocidas, el nombre científico debe acompañarse por la familia en el caso de las plantas o por la clase y orden en el caso de animales. Ejemplo: “Variabilidad genética de *Piper aduncum* (Piperaceae) en Puerto Rico”.



B. Resumen

El resumen es una descripción abreviada del informe que debe hacerse en un solo párrafo, sin extenderse más de 100 palabras. Este apartado debe dar al lector una perspectiva integrada de la información más relevante contenida en el documento, haciendo referencia breve al propósito o enfoque del experimento, la metodología aplicada, y refiriendo los resultados y conclusiones más trascendentales; obviándose aquella información que no esté escrita en el cuerpo del informe. Debe ser escrito en modo impersonal y en tiempo pasado, además, no se pueden citar referencias bibliográficas, ni esquemas, tablas, figuras, y demás elementos del escrito. Ayuda mucho en la elaboración de un buen resumen, no iniciando la escritura del informe con éste, sino dejándolo para el final, cuando ya se tenga una visión más completa del trabajo.

Este es un párrafo breve que resume lo que se investigó en el proyecto, los métodos usados, los resultados obtenidos y las conclusiones principales. El resumen contesta las preguntas: ¿Qué se hizo? ¿Cómo se hizo? y ¿Cuáles fueron los resultados e interpretaciones más importantes de los mismos? El resumen se coloca luego del título, pero usualmente se escribe después de redactado el resto del artículo. El resumen provee una idea general del contenido de la investigación y sirve de guía para que los investigadores determinen si deben obtener y/o leer el artículo completo.

C. Palabras Claves O Key Words

Este es un grupo de varias (usualmente cuatro a ocho) palabras importantes relacionadas con la investigación; las mismas se usan para clasificar y luego encontrar el artículo en un catálogo o base de datos computadorizada. Las palabras clave se colocan generalmente después del resumen.

D. Introducción

Una forma de estructurar la introducción para simplificar su escritura, consiste en dividirla en tres párrafos o secciones, cada uno conteniendo una información específica, pero que en su conjunto destaque la conexión entre el entorno científico y teórico, y el experimento realizado:

- ✓ Inicialmente debe hacerse una exposición clara sobre la naturaleza y la importancia del tema estudiado, envolviendo una descripción resumida sobre el contexto dentro del cual se enmarca la experiencia realizada. Esta primera parte de la introducción, conocida como “estado del arte”, consiste en ir tras el rastro del tema investigado, respondiendo de forma sucinta a preguntas como ¿qué se sabe?, ¿qué se ha hecho?, ¿cómo se ha hecho? y ¿qué hace falta por hacer?
- ✓ Posteriormente se debe incorporar únicamente el fundamento teórico necesario para entender el tema, haciendo referencia a las leyes y principios físico-químicos aplicados en la práctica, sin dejar de lado la mención explícita de las hipótesis que se ponen a prueba con el experimento; no se incluirán apreciaciones personales o sin fundamento. Se deben describir las ecuaciones usadas y definir sus respectivas variables y constantes. Buena parte de la información anterior puede estar contenida en la guía de laboratorio, y con seguridad se encuentra en libros de texto o artículos, sin embargo, se debe evitar caer en la tentación de hacer copia textual de cualquiera de estas



fuentes de información. No se aceptan estas copias, como tampoco la transcripción de párrafos de documentos de Wikipedia, El Rincón del Vago, Monografias.com y demás páginas de consulta por Internet. Cada estudiante o grupo de estudio debe demostrar que ha revisado la literatura y que la ha comprendido, redactando el informe con sus propias palabras.

- ✓ Para finalizar, se hace una breve descripción de la motivación del trabajo, es decir, el “por qué”, debidamente justificada; se detallan los objetivos que se persiguen en el trabajo, el “qué se quiere conseguir con el trabajo”, y la forma como se aborda el tema de estudio en el informe.

E. Metodología

Esta parte del informe, conjugada en tiempo pasado, describe clara y detalladamente, pero de forma precisa y breve los pasos seguidos para desarrollar el experimento. Aquí se deben incluir observaciones de los cuidados experimentales más importantes que se aplicaron para realizar el experimento con toda precisión y eficiencia, descartando aquellos de rutina. Puede que no sea suficiente redactar esta sección siguiendo la secuencia de pasos descritos en la guía de laboratorio; se debe contar lo que se hizo exactamente, no como se planeó hacer. Si hubo desviaciones intencionadas o por equivocación en el procedimiento, se deben describir los cambios realizados y si es preciso, en la sección de análisis y discusión de resultados, explicar de qué forma estos cambios incidieron en los resultados. Puntualizar cantidades y variables de proceso como masa, volumen, mol, temperatura, tiempo, etc. De igual manera, en el texto se deben mencionar los reactivos, materiales, instrumentos, equipos y aparatos usados, con sus especificaciones técnicas, si es necesario. Cuando proceda, es aconsejable que el procedimiento se complemente con un esquema o figura del método, donde se muestre el montaje experimental utilizado con todas sus principales características

F. Resultados

Es la sesión más corta debido a que es la “interfaz” que comunica las secciones de procedimiento y discusión de resultados. En esta sección se reportan, de forma cuidadosa y ordenada, todos los resultados cuantitativos y cualitativos obtenidos durante ejecución de la práctica. Si los resultados son procesados es necesario mostrar las ecuaciones utilizadas y el tratamiento de los cálculos, presentando tan solo un ejemplo en caso de que estos sean repetitivos. Estos resultados, junto con los datos originales y medidos, se deben recoger en tablas, colocando en la cabecera de las columnas el nombre, símbolo y unidad de medida de cada cantidad, mientras que en las casillas se deben disponer las magnitudes con sus respectivas incertidumbres. Si el conjunto de estas cantidades numéricas sigue un comportamiento matemático es conveniente mostrar su tendencia a través de gráficas, en las cuales, los ejes coordenados deben escalarse debidamente y rotularse con las variables y las unidades correspondientes. Las tablas y las gráficas permiten interpretar con mayor facilidad los resultados y extraer las conclusiones, sin embargo, no son suficientes, o no aplican como ocurre comúnmente con los resultados cualitativos; hace falta comentarlos, y enunciar explícitamente los más importantes, pero sin dar interpretaciones. Se requiere que los resultados expuestos sean fieles a la realidad experimental; nunca deben ser producto del criterio especulativo del estudiante.



G. *Discusión De Los Resultados*

Se considera que este apartado es el corazón del informe y el más complejo de elaborar, dado que aquí se consigna un análisis crítico y riguroso de los datos y las observaciones experimentales. Debe ser escrito en presente (ej: estos resultados indican que...) ya que los datos encontrados hacen parte de la evidencia científica actual. Las explicaciones e interpretaciones deben ser claras y sólidas, que involucren las relaciones entre variables y la confrontación de los datos experimentales con los teóricos o esperados, indicando sus similitudes y discrepancias, e incluyendo la validez de la hipótesis formulada. Los resultados anómalos se deben comentar, en lugar de ocultarlos, indicando las posibles fuentes de error. Una discusión bien planteada interconecta ingeniosamente los resultados experimentales con los objetivos propuestos y, a su vez, conduce de manera coherente a las conclusiones, dando de esta forma fluidez y credibilidad al documento, y demostrando que el estudiante entiende correctamente los fundamentos teórico-prácticos del experimento más allá del simple ejercicio mecánico de efectuarlo. La discusión debe ser redactada sin introducir apreciaciones personales del tipo: me pareció que..., me ha gustado...no esperaba que..., etc.; también, está fuera de foco formular especulaciones de lo que podría haber ocurrido si las cosas se hubiesen hecho de otra manera, como también hacer anotaciones de quejas y reclamos sobre reactivos, materiales y equipos, el clima o la cantidad de tiempo asignada para desarrollar.

En esta parte del artículo se explican y se interpretan los resultados. Luego de explicar por qué se obtuvieron estos resultados específicos, el autor los discute comparándolos con investigaciones relevantes hechas por otros investigadores. Si los resultados difieren de lo esperado, se deben explorar las razones, mencionar las limitaciones que tuvo el trabajo, e incluir sugerencias para mejorar el experimento. Las últimas oraciones de esta sección deben presentar una conclusión general del experimento y señalar cómo esta investigación abre las puertas a otros trabajos.

H. *Conclusiones*

Aquí se consigna, en forma de listado, un resumen de los resultados experimentales, haciendo hincapié en su naturaleza, implicaciones y alcances. Las enunciaciones que se hagan deben ser consecuencia directa de la discusión de resultados, sin repetir su texto. Un error habitual de los estudiantes es poner por conclusiones fragmentos textuales de afirmaciones contenidas en la introducción; no hay semejanza práctica entre las generalidades de un tema de estudio y los resultados específicos de un experimento. Las conclusiones deben estar sustentadas en evidencia compacta y lógica, obtenida de la experiencia; no se afirme más de lo que los hechos admitan, tampoco se hagan generalizaciones amplias e inconsistentes. Para elaborar correctamente las conclusiones, es clave tener en cuenta que estas son la consecuencia del cumplimiento de los objetivos planteados, de tal forma que por cada objetivo específico debe obtenerse una conclusión; de ahí la importancia de formular correctamente los objetivos. Aunque se compartan algunos resultados e ideas generales con otros grupos de trabajo, las conclusiones deben ser únicas y originales, de manera que se puedan diferenciar claramente de las contenidas en otros informes realizados sobre el mismo experimento.



I. Respuestas A Cuestionario

En este apartado el estudiante debe registrar y responder, de forma clara y resumida, cada una de las cuestiones formuladas en la parte final de la guía original de laboratorio. Las preguntas han sido elaboradas a propósito para que el estudiante, haciendo uso de la literatura, identifique los aspectos claves de la práctica experimental, profundice y comprenda el “por qué” de ciertos procedimientos y principios inmersos en esta.

J. Bibliografía

Algunas disciplinas tienen requisitos estandarizados que indican la forma de registrar las fuentes de información empleadas en la elaboración de sus documentos. En el caso de la Química, la American Chemical Society (ACS) es uno de los organismos que establecen normas en esta dirección, que aquí se recomiendan seguir. Si bien, estas reglas cubren con riguroso detalle todo el amplio espectro de fuentes de información, a continuación, se presenta un resumen relacionado sólo con aquellas fuentes de consulta normalmente utilizadas en la preparación de los informes de laboratorio.

Para aprender a referenciar fuentes bibliográficas se deben tener en cuenta el tipo de fuente, y se debe tener en cuenta lo mostrado en el anexo.

1.4. Preguntas

- 1.4.1.** Una copia de los artículos científicos del campo de la química “**Assessing College Students’ Risk Perceptions of Hazards in Chemistry Laboratories**” de Álavares, C. et al. y “**Developing Student Process Skills in a General Chemistry Laboratory**” de Reynders, G et al. Léalos. No es necesario profundizar en el tema del artículo para este ejercicio.
- 1.4.2.** Se dividirán los artículos en partes para leerlo individualmente y se dividirá el salón en cuatro grupos para discutir las características de cada parte:
Grupo A: Título, Resumen e Introducción.
Grupo B: Materiales y Métodos, y Literatura Citada.
Grupo C: Resultados.
Grupo D: Discusión y Conclusiones.
- 1.4.3.** Analice con su grupo de trabajo las partes asignadas e identifique el contenido más importante de cada una. Repase la teoría relevante a las partes asignadas y determine si el artículo cumple con lo estipulado.
- 1.4.4.** Basándose en el resumen, describa brevemente de qué trata el artículo.
- 1.4.5.** ¿Cuál es la hipótesis del experimento? ¿Se predicen los resultados?
- 1.4.6.** ¿Cuál o cuáles son los objetivos del estudio?
- 1.4.7.** ¿Qué tipo de tablas, gráficas y figuras utilizan los autores? Analice una tabla y/o gráfica para determinar si está preparada correctamente.
- 1.4.8.** Muestre dónde en la discusión se comparan los resultados con investigaciones previas.
- 1.4.9.** ¿Cuáles son las conclusiones generales del estudio? ¿Se proveen recomendaciones para investigaciones futuras?



2. PRÁCTICA N° 1. ESTUDIO Y OBTENCIÓN DE GASES

2.1. Objetivos

- Producir y cuantificar las moles de oxígeno producido
- Obtener, por reacción química, un número determinado de moles de dióxido de carbono y medir cuantitativamente su volumen para calcular la constante de los gases.
- Comparar dos metodologías de obtención de gases para elegir la más indicada en la determinación cuantitativa de una sustancia por desprendimiento de gases.
- Determinar el porcentaje de NaHCO_3 en una tableta de Alka-Seltzer

2.2. Introducción

Diferentes tipos de sustancias gaseosas pueden tener diferentes propiedades químicas, se comportan de forma muy similar en lo que a sus propiedades físicas respecta. Un ejemplo es la atmósfera que se compone de una mezcla de gases que se conoce como aire. El ser humano respira aire para absorber oxígeno, O_2 , que mantiene con vida. El aire también contiene nitrógeno, N_2 , cuyas propiedades químicas son muy diferentes de las del oxígeno. Además del O_2 y el N_2 , unos cuantos elementos más (H_2 , F_2 , Cl_2) existen como gases en condiciones de temperatura y presión ordinarias. Los gases nobles (He , Ne , Ar , Kr , y Xe) son gases monoatómicos. En la atmósfera hay además cantidades menores de otras sustancias gaseosas; sin embargo, se comporta físicamente como un solo material gaseoso. La relativa sencillez del estado gaseoso es un buen punto de partida para entender las propiedades de la materia en términos de su composición atómica y molecular.

2.2.1. Ley de los gases ideales o ecuación de estado

Los científicos que han estudiado el comportamiento de los gases, demostraron que, a temperaturas altas y presiones bajas, todos los gases, independientemente de su composición química, siguen un comportamiento similar. Se dice que este comportamiento, que es el que describen las leyes de los gases, es el comportamiento del gas ideal. De forma que, a temperaturas altas y presiones bajas, los gases se comportan como un gas ideal.

Las leyes individuales de los gases se resumen en lo que se conoce como la ecuación del gas ideal. La ecuación 1 expresa la relación entre las cuatro propiedades de los gases:

$$PV = nRT \quad \text{Ecuación 1}$$

Donde: P es la presión del gas (atm); V es el volumen del gas (L); n es el número de moles del gas, R es la constante de los gases ideales ($0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$); T es la temperatura del gas en la escala kelvin (K)

Se puede observar que la ley de los gases ideales permite calcular las moles de una muestra del gas si se puede medir experimentalmente la presión, el volumen y la temperatura de la muestra del gas. Si la ecuación de estado se reorganiza de otro modo y se reemplaza mas/volumen (m/V) por densidad (d), M la masa molar del gas, se obtiene la ecuación 2 que es útil para otro tipo de cálculo.

$$PV = nRT = \left(\frac{m}{M}\right) RT; M = \left(\frac{mRT}{PV}\right) = \left(\frac{dRT}{P}\right) \quad \text{Ecuación 2}$$



El montaje utilizado en la recolección de gases puede verse en la figura 10.1. Su utilización tiene una gran validez cuando el gas es insoluble en agua y aun cuando se solubilice el gas, la cantidad es mínima y un tiempo corto impide una difusión significativa.

La presión, P , del gas puede calcularse considerando que se establece un equilibrio entre la presión del sistema y la presión atmosférica, mediante la ecuación 3:

$$P_{atm} = P_{gas} + P_{vapor\ de\ agua} + P_{columna\ de\ agua} \quad \text{Ecuación 3}$$

Si se despeja la presión del gas, se obtiene la ecuación 4:

$$P_{gas} = P_{atm} - P_{vapor\ de\ agua} - P_{columna\ de\ agua} \quad \text{Ecuación 4}$$

En la ecuación P_{atm} es la presión atmosférica, a la cual se puede terminar utilizando la ley barométrica, representada por la ecuación 5:

$$P = P_0 e^{\frac{-Mg(h-h_0)}{RT}} \quad \text{Ecuación 5}$$

Donde P , es la presión en el lugar de trabajo. P_0 , la presión a nivel del mar (1 atm), M , la masa molar promedio del aire (28,9 g/mol), g , la gravedad (9,8 m/s²), h , la altitud y h_0 , es cero. T , se toma como la temperatura ambiente. Todos los valores se deben colocar en la SI P_{agua} = presión del vapor de agua a la temperatura del sistema (el valor se busca en tablas). Entonces se obtiene la ecuación 6.

$$P_{columna\ de\ agua} = \frac{h_{columna(mm)}}{13,6} \quad \text{Ecuación 6}$$

La columna de agua corresponde a la que permanece en la probeta, medida desde la superficie del baño de agua en el recipiente extremo, hasta el menisco. Una vez determinado el valor de P_{gas} puede utilizarse la ecuación de estado del gas ideal para determinar las moles de gas encerradas en la probeta. El volumen de gas se mide directamente en la probeta con las cifras significativas correctas, se obtiene la ecuación 7:

$$n_{gas} = \frac{(P_{gas} \times V_{gas})}{RT} \quad \text{Ecuación 7}$$

Conociendo la cantidad de moles se pueden relacionar con alguna reacción química (utilizada para generar el gas) y realizar cálculos estequiométricos de pureza y cantidad de reactivos.

El trabajo con gases requiere utilizar sistemas sellados y cuidados especiales para evitar los escapes, sobre todo si tienen gases peligrosos o irritantes como el cloro (Cl₂). En esta práctica se va a generar un gas, dióxido de carbono (CO₂) utilizando un método sencillo, y a confirmar su presencia por medio de pruebas cualitativas. También se utilizará el desprendimiento y recolección de un gas como forma de determinar el porcentaje de NaHCO₃ en una tableta de Alka-Seltzer, permitiendo con esto aprender a utilizar el método de recolección de gases sobre agua y la comparación de dos métodos experimentales.

2.3. Actividades Pre-laboratorio

2.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- Las leyes de los gases, la ecuación de estado, la solubilidad de los gases trabajados en agua (dióxido de carbono, oxígeno e hidrógeno), concepto de presión a vapor, métodos de recolección de gases.

2.3.2. Balancee la ecuación N° 8.



2.3.3. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica 1.

2.4. Materiales y reactivos

2.4.1. Materiales de los estudiantes

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes
- Dulce abrigo
- Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón
- Regla y cinta métrica
- Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta
- 2 tabletas de ALKA-SELTZER
- Levadura
- Globo de fiesta
- Vela y fósforos

2.4.2. Materiales del laboratorio

- Tubo con desprendimiento
- Corcho de plástico
- Probeta de 100 mL
- Recipiente plástico
- 2 Vidrio de reloj
- 1 manguera
- 2 Beaker de 250 mL
- Termómetro
- Pinza para balón
- Pipeta aforada de 1 mL
- Espátula con mango
- Beaker de 100 mL
- Balón de fondo plano de 100 mL
- 2 tubos de ensayos
- Gradilla para tubo de ensayo

De uso común

- Balanza
- Papel secante
- Pipeta de 10 mL
- Probeta de 100 mL para ácido acético
- Probeta de 25 mL para H_2O_2

2.4.3. Reactivos

- Peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , 0,10 M
- Bicarbonato de sodio
- Ácido Sulfúrico, H_2SO_4 , 1,0 M,
- Permanganato de potasio (sólido), $KMnO_4$
- Ácido acético al 2,5 %, CH_3COOH

2.5. Parte Experimental

PREPARACIÓN DE OXÍGENO

2.5.1. Obtención de oxígeno

En un tubo de ensayo coloque 10 mL de peróxido de hidrógeno (H_2O_2), dentro de un globo (previamente pesado) coloque una cucharadita de levadura. Evitando que se riegue la levadura Sujete cuidadosamente la boca del globo al tubo de ensayo. Coloque el tubo y el globo en forma vertical para que la levadura caiga en el tubo y agite suavemente. Observe los cambios sucedidos, midiendo el tiempo empleado en cada cambio, anote las observaciones en el cuaderno. Una vez terminada la reacción, haga un torniquete a la bomba y sepárela del tubo evitando que se escape el gas. Encienda la vela pequeña y sujétela al puesto. Abra lentamente el globo de tal forma que el gas se dirija hacia la vela, registre las observaciones en la tabla 1.1 de la sección de la tabla de resultados de la práctica N° 1. Coloque el tubo con el residuo en la gradilla para su tratamiento posterior y diseñe la forma indicada de llevar a cabo este tratamiento.

2.5.2. Preparación y cuantificación de oxígeno

Para producir oxígeno en el laboratorio, se utilizará la reacción 8, la cual debe ser balanceada mediante ion electrón en medio ácido, y escriba el proceso en su cuaderno de laboratorio antes de la práctica.



De acuerdo a las instrucciones del docente, construya el montaje de la figura 2.1. Pese uno de los valores de KMnO_4 asignado por el docente de acuerdo a la tabla 1.

Tabla 1. Valores de la masa de KMnO_4 para

Medida	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Masa KMnO_4 (mg)	50	60	70	80	90	95	100	105	110	115	120	130

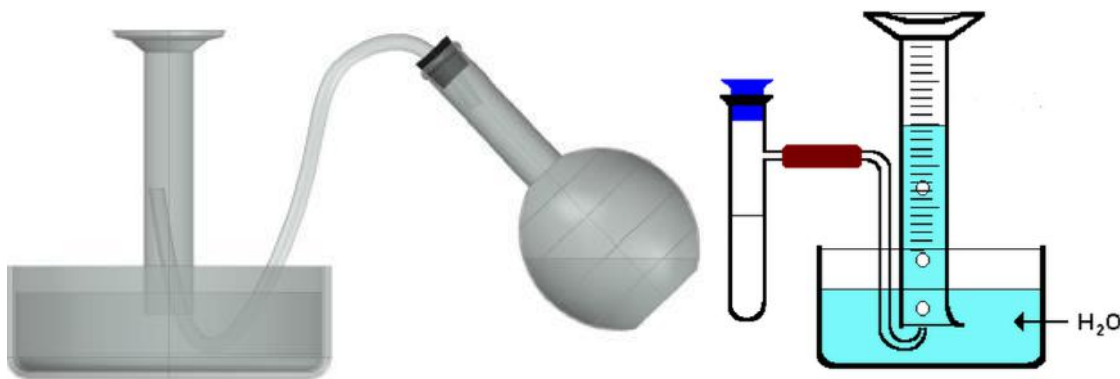


Figura 2. 1. Montaje para la recolección de un gas sobre agua

Mida la masa de KMnO_4 del valor asignado (no debe ser exactamente igual, pero si cercana y apunte correctamente el valor medido) sobre un trozo de papel secante suministrado por el laboratorio, envuelva la cantidad.

Seguidamente, con la bureta mida 20 mL de H_2O_2 0,10 M y transfíralo al balón de fondo plano, y adicione 10 mL de H_2SO_4 1,0 M. Con el montaje hecho, coloque de lado el balón para que pueda ingresar el KMnO_4 en la boca del balón sin que este caiga sobre el H_2O_2 . Tape el balón y colóquelo verticalmente y agite para que la reacción comience. En la tabla 1.3 de resultados de la práctica N° 1, registre el volumen desplazado cada 20 segundos, hasta que termine la reacción. Construya una gráfica, que represente las moles de gas obtenido con respecto al tiempo gastado.

Al terminar la reacción, mida el volumen de gas obtenido y la altura de la columna de agua. Calcule la cantidad la cantidad de moles de oxígeno y registre su valor junto con el de la masa de



permanganato en la tabla 1.2 de la sección de resultados de la práctica N° 1. Para el informe, construya una gráfica de masa de permanganato de potasio contra el volumen de gas recolectado, otra cambiando volumen por moles de gas y una final de moles de permanganato de potasio contra moles de oxígeno.

DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE DE NaHCO_3 EN UNA TABLETA DE ALKA-SELTZER

2.5.3. Método por pérdida de masa

Mida 30 mL de ácido acético diluido y trasvase a un beaker de 100 mL previamente pesado. Coloque un vidrio de reloj tapando el beaker, pese y registre la masa en conjunto. Pese y registre la masa de media pastilla de Alka-Seltzer y con cuidado deposite media pastilla en el vaso de forma cuidadosa. Después de alrededor de 10 minutos (tiempo en el cual la reacción este completa), observe cuidadosamente lo que ocurre en el beaker y registre en su cuaderno. Pese y registre la masa del conjunto luego de la reacción.

Calcule la masa pérdida de CO_2 , masa de NaHCO_3 que reaccionó y calcule el % de NaHCO_3 presente en la tableta de Alka-Seltzer. Llene los valores de la tabla 1.4 de resultados de la práctica N° 1. Contraste contra el valor esperado asumiendo los datos del sobre.

2.5.4. Método de recolección de gases

Utilice el montaje de la figura 2.1. Llene la probeta de 100 mL con agua. Mida 35 mL de ácido acético diluido y colóquelo dentro del balón de fondo plano.

Parta una tableta de Alka-Seltzer de tal forma que obtenga aproximadamente 1/8 de tableta, unos 0,4 g. Pese y registre la masa de la fracción de pastilla de Alka-Seltzer. Cloque el balón formando un ángulo de 40° , y deposite la masa de Alka-Seltzer pesado sobre el cuello del balón, tape el balón y cubra las posibles fugas con cinta de teflón. Deje caer el Alka-Seltzer y agite suavemente el balón y permita que la reacción se complete. Registre el volumen de gas recolectado en la probeta invertida. Mida y registre la altura de la columna de agua dentro de la probeta desde la superficie del agua en el baño de agua hasta el menisco (puede utilizar una regla). Mida y registre la temperatura del baño de agua. Calcule el % de NaHCO_3 . Llene los valores de la tabla 1.4 de resultados de la práctica N° 1. Compare sus resultados con el método 2.5.3.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

Para cada uno de los cuatro procedimientos realizados en el laboratorio tener en cuenta lo siguiente:

- Escribir las ecuaciones de las reacciones químicas que suceden.
- Describir adecuada y detalladamente las observaciones realizadas en los resultados.
- Realice y demuestre los cálculos necesarios en todos los procedimientos estequiométricos que lo requieran.
- Realice y analice las gráficas realizadas para la cuantificación de oxígeno gaseoso.
- Compare los dos métodos de cuantificación de gas CO_2 y discuta los resultados obtenidos.
- Realice el tratamiento estadístico de los resultados y analice los parámetros de precisión y exactitud (tome como verdadero el valor de bicarbonato de sodio que reporta el sobre)



2.6. Preguntas Adicionales

- Investigue por qué el incendio del Hindenburg fue tan letal, puede revisar en internet e información al respecto
- Consulte qué efecto tendría el aumento o la disminución de la cantidad de oxígeno en el cuerpo humano
- Si toda la pastilla reacciona en la recolección de gases, determine el volumen de dióxido de carbono que se recolectaría a las condiciones del laboratorio.
- Consulte los métodos de obtención industrial de los gases estudiados
- Consulte qué efecto tendría el aumento o la disminución de la cantidad de oxígeno en el cuerpo humano.
- Consulte el porcentaje de ácido acético en el vinagre. ¿cómo cambia este valor en el comercio?
- Analice las repercusiones sociales que pueden derivarse de la instalación de una fábrica de bicarbonato de sodio cerca a su lugar de residencia (implica conocer el proceso de obtención)

2.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Brown, R. L.; LeMay H. E., Bursten B. E., Burdge J. R., (2004) Química la Ciencia Central, 9th edición. Pearson Pretice Hall.
- Trujillo, C, A.J Sánchez R., J. E. (2007). Técnicas y medidas básicas en el laboratorio de química. Universidad Nacional de Colombia. Unibiblos, Bogotá, Colombia.
- Facultad de Ciencias Químicas. (2015). Prácticas de Química Aplicada a la Biología. Universidad Complutense de Madrid, Madrid.



TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 1

FECHA: _____ GRUPO: _____ SUB-GRUPO: _____

Tabla 1.1. Generación de oxígeno

	O ₂
Reacción de generación	
Identificación del reactivo limitante	
Calculo estequiométrico de la cantidad de gas generado, en moles, gramos, y volumen a las condiciones de laboratorio	Peso inicial globo (g): _____ Peso final globo inflado (g): _____ Volumen de globo inflado (mL): _____ Moles de reactivos: _____ Moles de productos: _____ Temperatura (°C): _____ Otros: _____
Observaciones sobre el proceso de generación y de la identificación cualitativa del gas. Reacción química efectuada	

Tabla 1.2. Determinación cuantitativa de oxígeno (tabla común)

Medida	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Masa KMnO ₄ (mg)	50	60	70	80	90	95	100	105	110	115	120	130
Volumen (mL) (regla)												
Volumen (mL) (probeta)												
MOLES O ₂ (regla)												
MOLES O ₂ (probeta)												
Temperatura del baño (K)												

Tiempo (s)	Volumen (mL)	Tiempo (s)	Volumen (mL)

Variable	DATO
Masa del conjunto: Beaker con vidrio de reloj y vinagre (g)	
Masa de la pastilla de Alka-Seltzer (g)	
Masa de Alka-Seltzer utilizado (g)	
Masa del conjunto + fracción de la pastilla (g)	
Masa del conjunto luego de la reacción (g)	
Masa de CO ₂ perdida (g)	
Valor de la masa de NaHCO ₃ que reaccionó (g)	
Valor del % de masa de NaHCO ₃ en la tableta	

Variable	DATO
Masa de pastilla Alka-Seltzer	
Masa de la fracción de pastilla Alka-Seltzer utilizado (g)	
Volumen de CO ₂ en la probeta (mL)	
Altura en mm de la columna de agua	
Presión atmosférica en el lugar de trabajo	
Temperatura del baño de agua	
Presión de vapor del agua a temperatura de trabajo	
Valor calculado en moles de CO ₂ recolectado	
Valor calculado de la masa de NaHCO ₃ que reaccionó	
Valor del % de masa de NaHCO ₃ en la tableta	



3. PRÁCTICA N° 2. DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLAR DE UN COMPUESTO MEDIANTE EL DESCENSO CRIOSCÓPICO

3.1. Objetivos

- Determinar el punto de fusión de un compuesto orgánico puro.
- Estudiar el efecto de la adición de alícuotas de soluto sobre el punto de fusión de este disolvente.
- Establecer experimentalmente el peso molecular de un soluto mediante medidas del descenso crioscópico.

3.2. Introducción

Un líquido, tal como el agua o etanol, tiene propiedades físicas características: el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad, la presión de vapor, la viscosidad, la tensión superficial y otros datos están enlistados en Handbooks de química. La adición de un soluto soluble a un líquido forma una mezcla homogénea llamada **solución**. El disolvente de la solución asume propiedades no son definitivas, sino que dependen de la cantidad de soluto agregado. La presión de vapor del disolvente disminuye, el punto de congelación del disolvente disminuye, el punto de ebullición del disolvente aumenta y la presión osmótica del disolvente aumenta. El grado del cambio depende del número de partículas de soluto que se hayan disuelto, no de la naturaleza química del soluto. Estas cuatro propiedades físicas que dependen del número de partículas de soluto disueltas en un solvente se llaman **propiedades coligativas**.

Por ejemplo, un mol de glucosa o urea (ninguno se disocia en agua) reduce el punto de congelación de un kilogramo de agua en 1,86 °C; mientras que un mol de cloruro de sodio reduce el punto de congelación de un kilogramo de agua en casi el doble de esa cantidad (~ 3.72 °C) porque, cuando se disuelve en agua, se disocia en Na^+ y Cl^- proporcionando el doble de moles de partículas de soluto por mol de soluto como la glucosa o la urea.

Al congelar helados en casa, una mezcla de hielo y agua salada proporciona un baño de temperatura más baja que una mezcla de hielo/agua sola. El anticongelante etilenglicol, agregado al sistema de enfriamiento de un automóvil reduce la probabilidad de congelación en invierno y de ebullición en verano porque la solución anticongelante / agua tiene un punto de congelación más bajo y un punto de ebullición más alto que el puro agua.

Estos cambios en las propiedades del agua pura que resultan de la presencia de un **soluto no volátil** se representan en el diagrama de fase de la figura 3,1, representa una gráfica de la presión de vapor versus la temperatura. Las líneas continuas se refieren a las condiciones de equilibrio entre las fases respectivas para agua pura; Las líneas discontinuas representan las mismas condiciones para una solución acuosa.

La presión de vapor del agua es de 760 torr en su punto de ebullición de 100 °C. Cuando un soluto no volátil se disuelve en agua para formar una solución, las moléculas de soluto ocupan una parte del área de



la superficie. Esto inhibe el movimiento de algunas moléculas de agua al vapor, provocando una disminución de la presión de vapor del agua ($\Delta v.p.$ en la Figura 3.1), inferior a 760 torr. Con una presión de vapor inferior a 760 torr, la solución (es decir, el agua en la solución) ya no hierve a 100 °C. Para que la solución hierva, la presión de vapor debe aumentarse a 760 torr. La ebullición puede reanudarse solo si la temperatura aumenta por encima de 100 °C. Esta elevación del punto de ebullición (ΔT_b en la Figura 3.1) del agua se debe a la presencia del soluto.

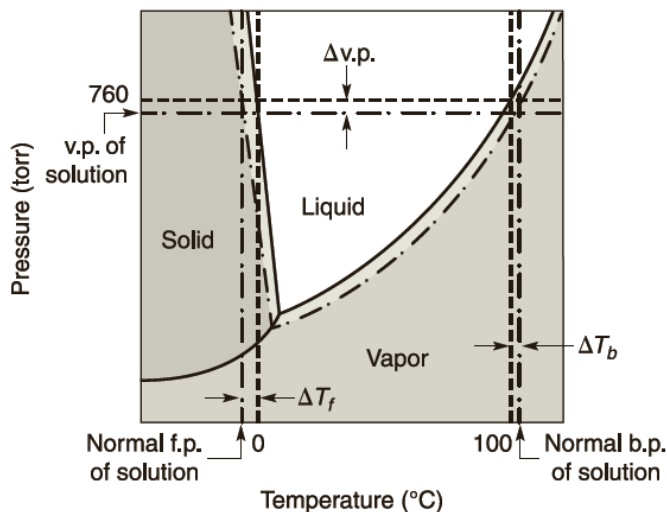


Figura 3. 1. Diagrama de fase (no se muestra a escala) para agua (—) y para una solución acuosa (—•—)

3.2.1. Descenso del punto de congelación y aumento del punto de ebullición

Un soluto agregado al agua también afecta su punto de congelación. El punto de congelación normal del agua es 0 °C, pero en presencia de un soluto, la temperatura debe reducirse por debajo de 0 °C antes de que se produzca la congelación (la energía de las moléculas de agua debe reducirse para aumentar la magnitud de las fuerzas intermoleculares para que las moléculas de agua se "unen" para formar un sólido); Esto se llama **depresión del punto de congelación** o **descenso crioscópico** del agua (T_f en la Figura 3.1).

Los cambios en el punto de congelación, ΔT_f , y el punto de ebullición, ΔT_b , son directamente proporcionales a la molalidad, m , del soluto en solución. La proporcionalidad es una constante, característica del solvente real. Para el agua, la constante del punto de congelación, k_f , es 1,86 °C kg /mol, y la constante del punto de ebullición, k_b , es 0,512 °C kg /mol. Los valores de k_f y k_b de varios disolventes se pueden consultar en la tabla 3.1.

$$\Delta T_f = |T_{f, \text{disolvente}} - T_{f, \text{solución}}| = k_f m \quad \text{Ecuación 3.1}$$

$$\Delta T_b = |T_{b, \text{disolvente}} - T_{b, \text{solución}}| = k_b m \quad \text{Ecuación 3.2}$$

En las ecuaciones 3.1 y 3.2, T_f representa el punto de congelamiento y T_b representa el punto de ebullición de los respectivos sistemas. $|T_{f, \text{disolvente}} - T_{f, \text{solución}}|$ representa el valor absoluto de las temperaturas en el punto de congelación. La molalidad está definida como:



$$\text{molalidad, } m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{(\text{masa} / \text{masa molar})}{\text{kg disolvente}}$$

Ecuación 3.3

Tabla 3.1. Constantes molal de punto de congelación y punto de ebullición varios solventes disolventes

Substance	Freezing Point		Boiling Point	
	(°C)	$k_f \left(\frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \right)$	(°C)	$k_b \left(\frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \right)$
H ₂ O	0.0	1.86	100.0	0.512
Cyclohexane	—	20.0	80.7	2.69
Naphthalene	80.2	6.9	—	—
Camphor	179	39.7	—	—
Acetic acid	17	3.90	118.2	2.93
<i>t</i> -Butanol	25.5	9.1	—	—

Experimentalmente, los puntos de congelación del disolvente y la solución se obtienen a partir de una **curva de enfriamiento**, un gráfico de temperatura versus tiempo. Una representación ideal de los datos aparece en la Figura 3.2. La curva de enfriamiento para un disolvente puro alcanza un valor constante de depresión en su punto de congelación: la extrapolación del valor constante de depresión al eje de temperatura determina su punto de congelación. La curva de enfriamiento de la solución no alcanza un valor constante de depresión, pero continúa disminuyendo lentamente a medida que el solvente se congela. Su punto de congelación se determina en la intersección de dos líneas rectas dibujadas a través de los puntos de datos arriba y debajo del punto de congelación (Figura 3.2).

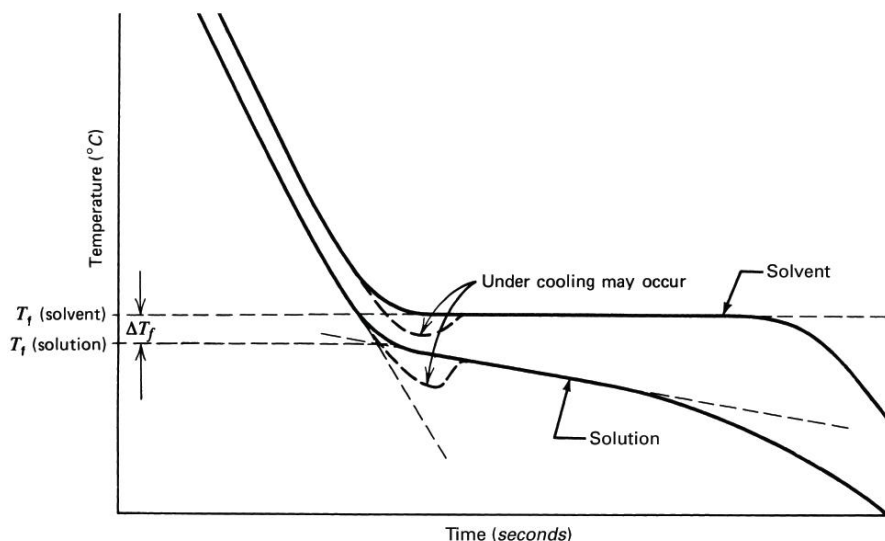


Figura 3. 2. Curvas generales de enfriamiento para un disolvente y solución

3.2.2. Ejercicio

El punto de congelación del ciclohexano es de 6,50 °C. Se prepara una solución disolviendo 0,5580 g de un soluto desconocido en 33,50 g de ciclohexano. El punto de congelación de la solución es 4,32 °C. Calcule la masa molar del soluto desconocido. k_f para ciclohexano es 20,0 °C kg / mol.

a) Para encontrar la molaridad de la solución

$$\Delta T_f = k_f m$$



$$\text{molalidad} = \frac{\Delta T_f}{k_f} = \frac{2,18\text{ }^{\circ}\text{C}}{20,0\text{ }^{\circ}\text{C kg/mol}} = \mathbf{0,109\text{ mol soluto /kg}}$$

b) Para encontrar el número de moles de soluto disuelto en 33,50 g de ciclohexano

$$\text{molalidad} = m = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{n}{\text{kg de disolvente}}$$

$$n = m \times \text{kg de disolvente} = 0,109 \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg}} \times 0,03350 \text{ kg} = \mathbf{0,00365\text{ mol soluto}}$$

c) Para encontrar la masa molar del soluto

$$\text{masa molar de soluto} = \frac{0,5580\text{ g soluto}}{0,00365\text{ mol de soluto}} = \mathbf{153\text{ g/mol}}$$

La masa molar del compuesto es 135 g/mol.

3.3. Actividades Pre-laboratorio

3.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- ¿Qué son las propiedades coligativas? Definición de punto de ebullición, punto de fusión, presión de vapor, viscosidad, tensión superficial, presión osmótica, punto de congelación
- Definición de soluto no volátil, curva de enfriamiento

3.3.2. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica N° 2.

3.4. Materiales y reactivos

3.4.1. Materiales de los estudiantes

- | | |
|---|---|
| • Blusa de manga larga, Gafas de protección,
Guantes, dulce abrigo | • Regla, cinta métrica y cronómetro |
| • 2 hojas milimetradas | • Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta |
| • Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón | • Toalla de papel adsorbente |
| | • 100 g de sal |

3.4.2. Materiales del laboratorio

- | | |
|--|---------------------------------|
| • Espátula de níquel | • Beaker de 100 mL |
| • Beaker de 600 mL | • Pinza para termómetro |
| • Termómetro digital | • Termómetro |
| • Tubo de ensayo para determinación punto
crioscópico | • Espátula con mango |
| • Agitador metálico | • Beaker de 250 mL |
| • Corcho para tubo de ensayo | • Tubo de ensayo pequeño (8 in) |
| • Piza para tubo de ensayo (balón) | • 2 tubos de ensayos |
| | • Varilla de agitación |

De uso común

- | | | |
|-----------|-----------------|--------------------|
| • Balanza | • Papel secante | • Probeta de 25 mL |
|-----------|-----------------|--------------------|

3.4.3. Reactivos

- | | |
|------------------|-------------------|
| • Ciclohexano | • ácido estéarico |
| • Ácido benzoico | • ácido laurico |
| • acetona | • ácido palmítico |

3.5. Parte Experimental

Preparación del baño de hielo/agua: Realice el montaje mostrado en la figura 3.3. Consta de un beaker de 600 mL, un tubo de ensayo, termómetro digital, un corcho, un agitador metálico pinzas y soporte universal. El beaker de 600 mL debe estar aislado al exterior (puede usar toallas de papel entre los beaker como aislante del baño de hielo/agua). Monte el termómetro digital en tubo de ensayo y ajuste la pinza para dar estabilidad. **Precaución:** El tubo de ensayo está limpio. ¡No lo lave con agua! Use con cuidado el termómetro digital.

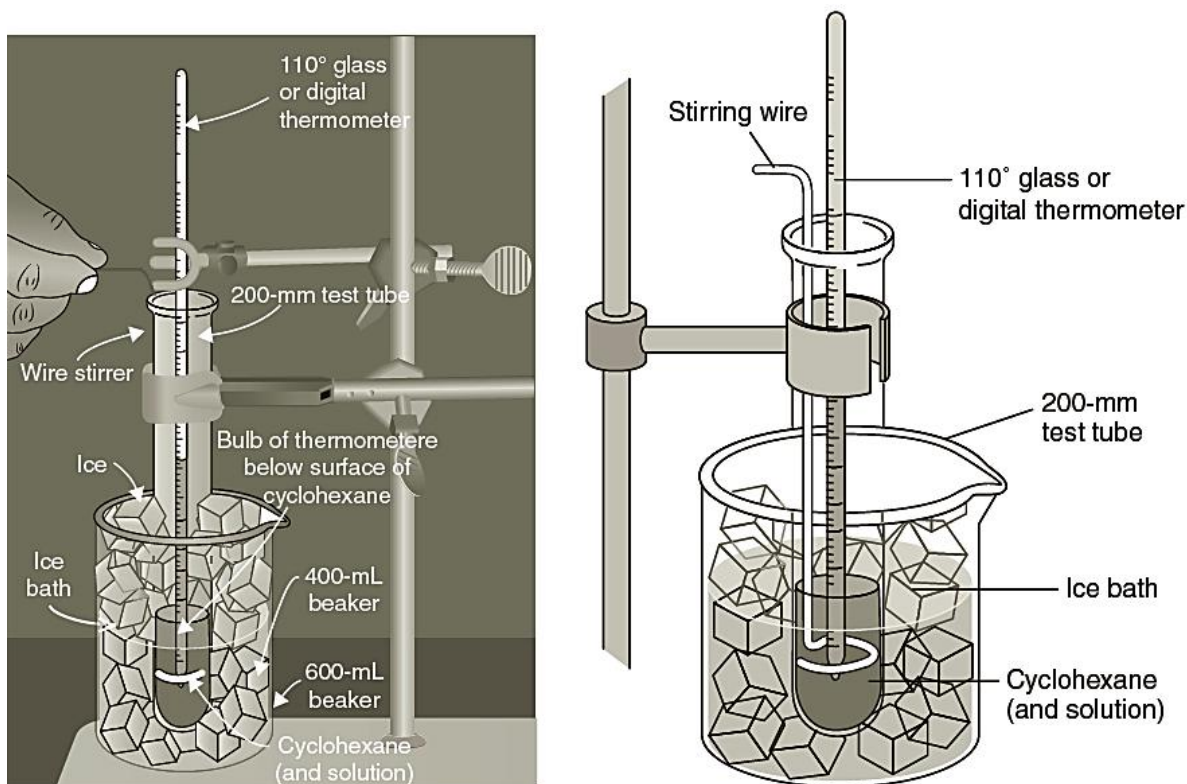


Figura 3. 3. Montaje para determinar el descenso crioscópico

Tape el tubo de ensayo del punto de congelación y colóquelo en un vaso de precipitados pequeño previamente pesado. Precisamente, péselo al 0,01 g más cercano usando la balanza de carga superior. Tape el tubo de ensayo del punto de congelación y colóquelo en un vaso de precipitados tarado pequeño. Registrar la masa en la hoja de datos. Con una probeta de 25 mL, que se encuentra en la campana de extracción, mida 12 mL de ciclohexano y transfíralos al tubo de ensayo. Vuelva a tapar el tubo de ensayo y pese nuevamente sobre el beaker pequeño como en la figura 3.4.A. Registrar la masa en la hoja de datos.

Obtenga de su instructor de laboratorio una muestra de masa molar desconocida. Registre el número de muestra en su hoja de resultados de la práctica N° 2.

**PRECAUCIONES DE SEGURIDAD**

- 1) La muestra desconocida es tóxica. Asegúrese de manejarlo con cuidado sin derramarlo. Lávese las manos antes de salir del laboratorio.
- 2) El ciclohexano es muy inflamable, por lo que ni el líquido y ni sus vapores se deben exponer a ninguna llama. También debe evitar oler sus vapores.
- 3) Cuando se haya completado el experimento, deseche el ciclohexano en el contenedor de residuos de disolventes orgánicos. El contenedor de residuos se encuentra debajo de la campana extractora.
- 4) Devuelva el vial que contiene el compuesto desconocido no utilizado al laboratorista.

3.5.1. Determinación del punto de congelación del disolvente

Llene el Beaker de 600 ml con hielo. Añada 15 g de sal común. Agregue suficiente agua para casi cubrir el hielo. Agite, ya que este beaker se usará como un baño de hielo. Verifique la temperatura del baño de hielo con el termómetro de mercurio, recuerde **NO USAR EL TERMÓMETRO DIGITAL PARA ESTE PROCESO**. Si el baño no está a 0 °C o menos, agregue más sal común para bajar la temperatura.

Inserte el agitador y el termómetro digital en el tubo de ensayo que contenía ciclohexano. La punta del termómetro debe sumergirse en el ciclohexano, y el agitador de alambre debe moverse libremente alrededor del termómetro. Seguidamente, ensamble este tubo para la determinación del punto de congelación sobre un tubo de ensayo de 8 pulgadas con corcho. El corcho ayuda absorber el impacto durante la agitación. El tubo de ensayo externo sirve como una camisa de aire para evitar que el solvente se enfríe demasiado rápido.

Sumerja los tubos de ensayo ensamblados en el baño de hielo y asegúrelo con una pinza como se muestra en la figura 3.3. Asegúrese de que toda la muestra de ciclohexano esté sumergida en el baño de hielo. Seguidamente, con el agitador de alambre, agite suave y continuamente el ciclohexano. Tan pronto como la temperatura del ciclohexano baje a los 12 °C, comience a tomar lecturas cada 30 segundos. Continúe tomando lecturas hasta que la temperatura sea **CONSTANTE** durante aproximadamente 8 lecturas (4 minutos). Registre sus datos en la tabla de resultados de la práctica N° 2. No levante el tubo que contiene el ciclohexano del baño de hielo durante todo el período de registro de temperatura, de lo contrario, introducirá malas lecturas. Tenga en cuenta que el ciclohexano comenzará a congelarse a medida que va bajando la temperatura.

Después de obtener los datos del punto de congelación, retire los tubos de ensayo ensamblados del baño de hielo, tapone el tubo de ensayo que contiene ciclohexano y permita que se caliente hasta aproximadamente la temperatura ambiente.

Mientras el ciclohexano se está fundiendo, trace una cala de enfriamiento para el ciclohexano. Grafique la relación de la temperatura del ciclohexano a medida que se enfría frente al tiempo en minutos. Notará que el ciclohexano permanece a la misma temperatura durante varios minutos. Esto da como resultado

una región plana horizontal en la curva de enfriamiento. Esta temperatura representa el punto de congelación del ciclohexano. El punto de congelación de ciclohexano muy PURO medido con un termómetro CALIBRADO es $6,5^{\circ}\text{C}$. Puede obtener diferentes puntos de congelación dependiendo de la pureza de su ciclohexano y la precisión de la lectura del termómetro.

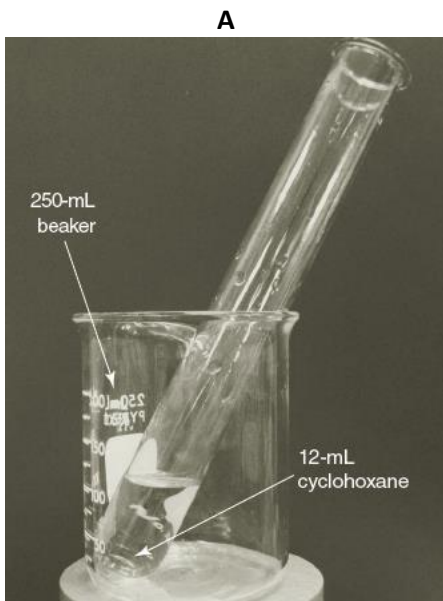


Figura 3. 4.A. Determinación de la masa del beaker y el tubo de ensayo antes y después de agregar ciclohexano

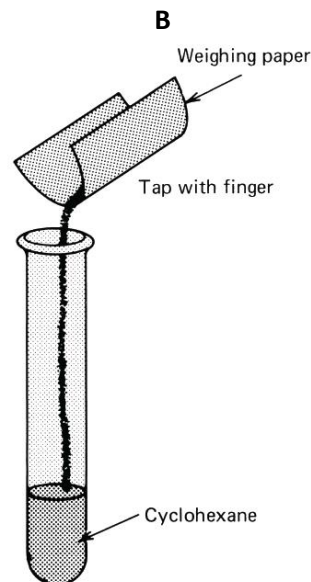


Figura 3. 4.B. Transferencia del soluto sólido desconocido a la prueba tubo que contiene ciclohexano

3.5.2. Determinación del punto de congelación de

Pese con precisión entre $0,2000 - 0,2500$ gramos de la muestra desconocido de la siguiente manera:

- Tare un papel de pesaje sobre la balanza analítica y registre la masa en la hoja de resultados de la práctica N° 2.
- Vierta cuidadosamente la muestra desconocido sobre el tubo de ensayo con el hexano (figura 3.3.B) NOTA: es útil hacer un pliegue en el papel de pesar antes de verter la muestra sobre el ¡NO PIERDA NINGÚN CANTIDAD DE MUESTRA DESCONOCIDA!. Disuelva completa la muestra desconocida mediante agitación.

Drene parte del exceso de agua del baño de hielo. Agregue aproximadamente diez gramos de sal de común y más hielo al baño y revuelva bien con la varilla de agitación. Lleve la temperatura del baño de hielo a aproximadamente 0°C o inferior. Vuelva a insertar el tubo de ensayo del punto de congelación en el tubo más grande que está unido a un soporte universal. Sumerja el tubo grande que contiene el aparato de punto de congelación en el baño de hielo.



Agite la solución de ciclohexano suavemente y comience a tomar lecturas y registre sus datos en la hoja de resultados de la practica N° 2. ¡No saque el tubo del baño de hielo mientras toma lecturas para ver si aún está congelado!

Después de que la temperatura de la solución se haya nivelado LIGERAMENTE durante aproximadamente 8 lecturas (4 minutos), busque cristales visibles cuando retira el tubo del baño. Si no hay cristales visibles, es posible que no haya alcanzado el punto de congelación de la mezcla. Deberá repetir toda la curva de congelación para la mezcla.

PRECAUCIÓN: debe usar el mismo termómetro para las determinaciones del punto de congelación. Si usa dos termómetros diferentes para las determinaciones del punto de congelación, cualquier error inherente en el termómetro no se cancelará.

ELIMINACIÓN: deseche la solución de ciclohexano en el contenedor de residuos orgánicos ubicado en la campana de extracción de gases. Enjuague el tubo de ensayo pequeño con una pequeña cantidad de acetona y tírelo en el recipiente de residuos orgánicos. NO ENJUAGUE CON AGUA PORQUE EL CICLOHEXANO ES INMISCIBLE.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

Cálculos:

- En el papel milimetrado, trazar la temperatura frente al tiempo para la curva de enfriamiento para el ciclohexano puro y luego, trace los puntos de temperatura versus el tiempo para la curva de enfriamiento para la solución del compuesto desconocido en ciclohexano. Etiquete los ejes y cada curva. Los puntos de congelación del ciclohexano y la solución de ciclohexano se obtienen de las curvas de enfriamiento de la siguiente manera:
 - A. Los puntos de congelación del ciclohexano solo alcanzan un valor constante de depresión en su punto de congelación. Extrapolación de un valor constante de depresión al eje de temperatura, determina su punto de congelación.
 - B. La curva de enfriamiento para la solución no alcanza un valor constante de depresión, pero continúa disminuyendo lentamente a medida que el ciclohexano se congela gradualmente dejando soluciones de concentraciones más altas. El punto de congelación de la solución se determina a partir del gráfico dibujando dos líneas rectas a través de los puntos de datos por encima y por debajo del punto de congelación. La temperatura correspondiente a la intersección de las dos líneas es el punto de congelación de la solución.
- NOTA: No es raro que una solución se enfríe por debajo de su punto de congelación, y luego muestre un pequeño aumento de temperatura debido a la liberación de calor cuando se produce la cristalización). Este fenómeno se llama **sobreenfriamiento**.
- Encuentre la diferencia en los puntos de congelación, ΔT_f , del ciclohexano y el de la solución de ciclohexano. En el gráfico marque los puntos de congelación que eligió para calcular ΔT_f .
- Calcule la masa molar de su desconocido como se ilustra en el ejercicio de la sección 3.2.2.



- Observar los resultados de punto de fusión y contestar las siguientes preguntas: a) ¿se aprecia que la adición de soluto disminuye el punto de fusión?; b) ¿el descenso en el punto de fusión es proporcional a la concentración de soluto y, por tanto, aproximadamente el doble en la segunda disolución que en la primera? ¿Coinciden los resultados con los esperados?

3.6. Preguntas Adicionales

- ¿Cuál es la interpretación molecular para la disminución del punto de congelación de un disolvente por un soluto?
- ¿Por qué se utilizan en crioscopia disoluciones diluidas? ¿Qué características debe tener un disolvente para que sea adecuado en la determinación de pesos moleculares por crioscopia?
La vitamina B2, riboflavina, es soluble en agua. Si se disuelven 0,833 g de riboflavina en 18,1 g de H₂O, la disolución resultante tiene un punto de congelación de -0,227 °C. (a) ¿Cuál es la molalidad de la disolución? (b) ¿Cuál es la masa molar de la riboflavina? (c) ¿Cuál es la fórmula molecular de la riboflavina si el análisis de los productos de la combustión muestra que contiene 54,25 por ciento de C; 5,36 por ciento de H; 25,51 por ciento de O; y 14,89 por ciento de N?
- ¿Cuántos gramos de etanol, C₂H₅OH (l), se deben agregar a 500.0 g de agua para obtener una solución que se congela a 0.00 °F? La constante de depresión del punto de congelación molal para el agua es 1,86 °C kg / mol.
- a) Si un termómetro está mal calibrado para leer 1,0 °C más alto que la temperatura real en su totalidad escala, la masa molar informada del soluto será: a) demasiado alta, b) demasiado baja, o c) la misma. (Sugerencia: siga una configuración completa para el cálculo para ver el efecto del error.
- ¿Por qué el punto de congelación de NaCl(aq) no desciende más de -¿21 °C, independientemente de que mucho más NaCl(aq) se añada al agua?

3.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Brown, R. L.; LeMay H. E., Bursten B. E., Burdge J. R., (2004) Química la Ciencia Central, 9th edición. Pearson Prentice Hall.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.; Herring, F.G. (2011). Química General. Enlace químico y estructura de la materia. 11th edición. Ed. Prentice Hall, Pearson Educación. Madrid.
- Beran, J. A. (2009). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. 10 th ed. Wiley. USA.



TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 2

FECHA: _____ GRUPO: _____ SUB-GRUPO: _____

Tabla 2.1. Resultados de Ciclohexano

Masa de tubo de ensayo con corcho (g)	
Masa de tubo de ensayo con corcho y ciclohexano (g)	
Masa de ciclohexano (g)	

Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)
0,0		7,5		15,0		23,5	
0,5		8,0		15,5		24,0	
1,0		8,5		16,0		24,5	
1,5		9,0		16,5		25,0	
2,0		9,5		17,0		25,5	
2,5		10,0		18,5		26,0	
3,0		10,5		19,0		26,5	
3,5		11,0		19,5		27,0	
4,0		11,5		20,0		27,5	
4,5		12,0		20,5		28,0	
5,0		12,5		21,0		28,5	
5,5		13,0		21,5		29,0	
6,0		13,5		22,0		29,5	
6,5		14,0		22,5		30,0	
7,0		14,5		23,0		30,5	

Segunda corrida (si es necesario)

Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)
0,0		7,5		15,0		23,5	
0,5		8,0		15,5		24,0	
1,0		8,5		16,0		24,5	
1,5		9,0		16,5		25,0	
2,0		9,5		17,0		25,5	
2,5		10,0		18,5		26,0	
3,0		10,5		19,0		26,5	
3,5		11,0		19,5		27,0	
4,0		11,5		20,0		27,5	
4,5		12,0		20,5		28,0	
5,0		12,5		21,0		28,5	
5,5		13,0		21,5		29,0	
6,0		13,5		22,0		29,5	
6,5		14,0		22,5		30,0	
7,0		14,5		23,0		30,5	



MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

Tabla 2.2. Resultados de la solución de la muestra problema en Ciclohexano

Número de muestra desconocida	
Masa de muestra desconocida	

Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)
0,0		7,5		15,0		23,5	
0,5		8,0		15,5		24,0	
1,0		8,5		16,0		24,5	
1,5		9,0		16,5		25,0	
2,0		9,5		17,0		25,5	
2,5		10,0		18,5		26,0	
3,0		10,5		19,0		26,5	
3,5		11,0		19,5		27,0	
4,0		11,5		20,0		27,5	
4,5		12,0		20,5		28,0	
5,0		12,5		21,0		28,5	
5,5		13,0		21,5		29,0	
6,0		13,5		22,0		29,5	
6,5		14,0		22,5		30,0	
7,0		14,5		23,0		30,5	

Segunda corrida (si es necesario)

Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)	Tiempo (min.)	Temperatura (°C)
0,0		7,5		15,0		23,5	
0,5		8,0		15,5		24,0	
1,0		8,5		16,0		24,5	
1,5		9,0		16,5		25,0	
2,0		9,5		17,0		25,5	
2,5		10,0		18,5		26,0	
3,0		10,5		19,0		26,5	
3,5		11,0		19,5		27,0	
4,0		11,5		20,0		27,5	
4,5		12,0		20,5		28,0	
5,0		12,5		21,0		28,5	
5,5		13,0		21,5		29,0	
6,0		13,5		22,0		29,5	
6,5		14,0		22,5		30,0	
7,0		14,5		23,0		30,5	



Tabla 2.3. Resultados de los cálculos de los puntos del descenso del punto crioscópico.

Punto crioscópico del ciclohexano de su gráfica (°C)	
Punto crioscópico de la solución de muestra desconocida- ciclohexano de su gráfica (°C)	
Punto de depresión, ΔT_f , (°C) <i>De acuerdo a los cálculos (mostrar)</i>	
Molalidad de la solución, m (k_f para ciclohexano 20,0 °C kg/mol) <i>De acuerdo a los cálculos (mostrar)</i>	
Masa de disolvente (ciclohexano) en kg	
Moles de muestra desconocida <i>De acuerdo a los cálculos (mostrar)</i>	
Masa molar de la sustancia desconocida <i>De acuerdo a los cálculos (mostrar)</i>	

CALCULOS:

4. PRÁCTICA N° 3. EQUILIBRIO QUÍMICO: DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE FORMACIÓN USANDO ESPECTROFOTOMETRÍA UV-VIS

4.1. Objetivos

- Desarrollar las técnicas para el uso y operación de un espectrofotómetro
- Entender la aplicación del uso de un espectrofotómetro para la medida de la concentración de iones coloreados.
- Determinar la constante de equilibrio de la formación de iones tiocianato de hierro (III).

4.2. Introducción

Cuando se trabaja en el laboratorio, a menudo se hacen observaciones que a primera vista son sorprendentes y difíciles de explicar. Uno podría agregar un reactivo a una solución y obtener un precipitado. La adición de más de ese reactivo al precipitado hace que se disuelva. Una solución violeta se vuelve amarilla al adicionar un reactivo. La posterior adición de otro reactivo trae de vuelta primero una solución verde y luego la violeta original. Claramente, se están produciendo reacciones químicas, pero cómo y por qué se comportan como lo hacen no es a la vez obvio.

4.2.1. Equilibrio químico: reacciones reversibles

Cuando comienza una reacción, los reactivos se convierten en productos. Esto significa que el número de átomos o moléculas del producto aumentarán y se producirán más colisiones entre los productos. En algunas de las colisiones entre productos, se reforman los reactivos. La mayoría de las reacciones se transmiten en dos direcciones: hacia la derecha (reactivos a los productos) y hacia la izquierda (productos de vuelta a los reactivos). En ese caso, la reacción se denomina **reacción reversible**.

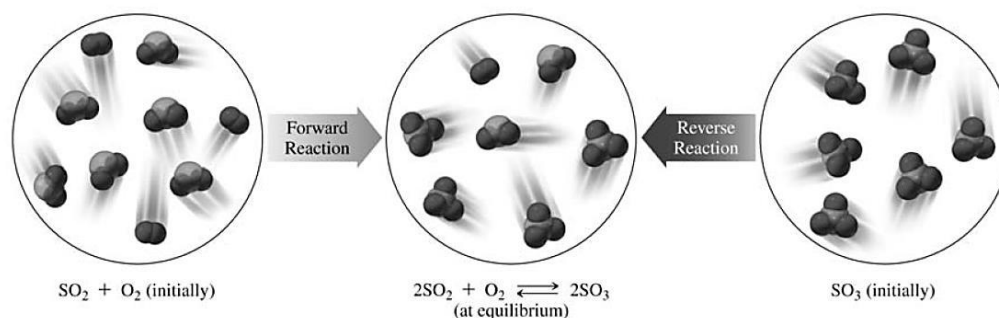
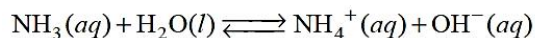


Figura 4. 1. Muestra que inicialmente contiene SO_2 y O_2 . Otra muestra contiene sólo SO_3 . En equilibrio, ambas mezclas de equilibrio contienen pequeñas cantidades de reactivos SO_2 y O_2 , y una gran cantidad de producto, SO_3 .

Eventualmente, la velocidad de la reacción directa se iguala a la velocidad de la reacción inversa. No hay más cambios en las concentraciones de los reactivos y los productos, lo que significa que el sistema está en equilibrio, como se observa en la figura 4.1. Por ejemplo, la reacción de amoníaco (NH_3) y agua produce iones de amonio (NH_4^+) e ion de hidróxido (OH^-). En equilibrio, todos los productos y reactivos están presentes y sus concentraciones no cambian, esto es lo mostrado en la figura 4.2.



Ecuación 1.

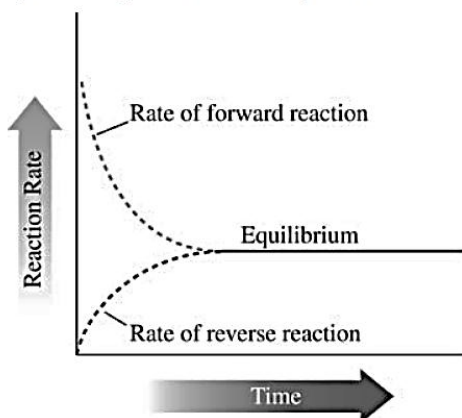


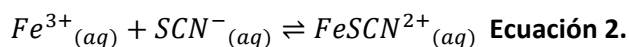
Figura 4. 2. El equilibrio se produce cuando la velocidad de la reacción hacia adelante se vuelve igual a la de la reacción inversa.

Cualquier cambio en la concentración de uno de los reactivos o productos en equilibrio creará estrés. Por ejemplo, añadir más reactivo desplazará la reacción hacia adelante en la dirección de los productos. Si se añade más del producto, la reacción inversa cambiará en la dirección de los reactivos. De manera similar, la eliminación de parte del reactivo cambiará el equilibrio en la dirección de los reactivos (reacción inversa). La eliminación de un producto cambiará una reacción en la dirección de los productos (reacción hacia adelante).

4.2.2. Constante de Equilibrio

Cuando las sustancias químicas reaccionan, la reacción normalmente no va a completarse. Más bien, el sistema pasa a algún estado intermedio en el que tanto los reactivos como los productos tienen concentraciones que no cambian con el tiempo. Se dice que un sistema de este tipo está en equilibrio químico. Cuando está en equilibrio a una temperatura particular, una mezcla de reacción obedece a la Ley de Equilibrio Químico, que impone una condición a las concentraciones de reactivos y productos. Esta condición se expresa en la constante de equilibrio K_c para la reacción.

En este experimento se estudiará la constante de equilibrio de la reacción entre el ion de hierro (III) y el ion tiocianato:



Cuando se mezclan soluciones que contienen iones Fe^{3+} e iones de tiocianato, la ecuación 2 se produce en cierta medida, formando el ion complejo FeSCN^{2+} , que tiene un color rojo intenso. Como resultado de la reacción, las cantidades de equilibrio de Fe^{3+} y SCN^- serán menores de lo que habrían sido si no se produjera ninguna reacción; por cada mol de FeSCN^{2+} que se forme, un mol de Fe^{3+} y un lunar de SCN^- reaccionará. De acuerdo con la Ley de Equilibrio Químico, la constante de equilibrio Expresión K_c para la ecuación 2 se formula de la ecuación 3:

$$\frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = K_c \quad \text{Ecuación 3.}$$

El valor de K_c en la ecuación 3 es constante a una temperatura dada. Esto significa que las mezclas que contienen Fe^{3+} y SCN^- reaccionarán hasta que se cumpla la ecuación 2, de modo que se obtendrá el mismo



valor del K_c sin importar las cantidades iniciales de Fe^{3+} y SCN^- . El propósito en este experimento será encontrar K_c para esta reacción para varias mezclas hechas de diferentes maneras, y mostrar que K_c de hecho tiene el mismo valor en cada una de las mezclas. La reacción es particularmente buena para estudiar porque K_c es de una magnitud conveniente y el color del ion $FeSCN^{2+}$ hace que sea un análisis fácil de la mezcla de equilibrio. Las mezclas se prepararán mezclando soluciones que contengan concentraciones conocidas de nitrato de hierro (III), $Fe(NO_3)_3$, y tiocianato de potasio, $KSCN$. El color del ion $FeSCN^{2+}$ formado permitirá determinar su concentración de equilibrio. Conociendo la composición inicial de una mezcla y la concentración de equilibrio de $FeSCN^{2+}$, se puede calcular las concentraciones de equilibrio del resto de las especies pertinentes y luego determinar K_c .

4.2.3. Ejercicio

Suponiendo que se prepara una mezcla mezclando 10,0 mL de $2,00 \times 10^{-3} M Fe(NO_3)_3$ con 10,0 mL de $2,00 \times 10^{-3} M KSCN$. Como resultado de la ecuación 2, se forma el ion rojo $FeSCN^{2+}$. Por el método de análisis espectrofotométrico descrito en la sección 4.2.4. La concentración en equilibrio encontrada es de $1,50 \times 10^{-4} M$. El problema es encontrar a K_c para la reacción de esta información. Para ello primero hay que encontrar el número inicial de moles de cada reactivo en la mezcla. En segundo lugar, se determina el número de moles del producto que se formaron en equilibrio. Dado que el producto se formó a expensas de los reactivos, es posible calcular la cantidad de cada reactivo que se gastó. En el tercer paso, se encuentra el número de moles de cada reactivo restante en la mezcla de equilibrio. Cuarto, se determina la concentración de cada reactivo. Finalmente, en el quinto paso se calcula K_c para la reacción de la ecuación 2.

- a. Paso uno. Encontrar el número inicial de moles de cada reactivo.** Esto requiere relacionar los volúmenes y concentraciones de las soluciones de reactivos que se mezclaron con el número de moles de cada especie reactivo en esas soluciones. Por la definición de la molaridad, M_A , de una especie A,

$$M_A = \frac{\text{Número de moles de A}}{\text{Litro de solución, } V} \quad \text{ó} \quad \text{Número de moles A} = M_A \times V \quad \text{Ecuación 4.}$$

Usando la ecuación 4, es fácil encontrar el número inicial de moles de Fe^{3+} y SCN^- . Para cada solución el volumen utilizado fue de 10,0 mL, o 0,0100 L. La molaridad de cada una de las soluciones era de $2,00 \times 10^{-3} M$, por lo que, $2,00 \times 10^{-3} M$ y $2,00 \times 10^{-3} M$. Por lo tanto, en las soluciones de reactivos, se encontró que:

$$\begin{aligned} \text{Número de moles iniciales } Fe^{3+} &= M_{Fe^{3+}} \times V = 2,00 \times 10^{-3} \times 0,0100 L = 20,0 \times 10^{-6} \text{ moles} \\ \text{Número de moles iniciales } SCN^- &= M_{SCN^-} \times V = 2,00 \times 10^{-3} \times 0,0100 L = 20,0 \times 10^{-6} \text{ moles} \end{aligned}$$

- b. Paso dos. Encontrar el número de moles del producto formado.** Se usa la ecuación 4. Se encontró que la concentración de $FeSCN^{2+}$ era de $1,50 \times 10^{-4} M$ en equilibrio. El volumen de la mezcla en equilibrio es la suma de los dos volúmenes que se mezclaron, y es de 20,0 mL o 0,0200 L, así que:

$$\begin{aligned} \text{Número de moles iniciales } FeSCN^{2+} &= M_{FeSCN^{2+}} \times V = 1,50 \times 10^{-4} \times 0,0200 L \\ &= 3,00 \times 10^{-6} \text{ moles} \end{aligned}$$



El número de moles de Fe^{3+} y SCN^- que se utilizaron en la producción del FeSCN^{2+} también debe ser igual a $3,00 \times 10^{-6}$ moles, ya que, en la ecuación 2, se necesita un mol de Fe^{3+} y un mol de SCN^- para producir un mol de FeSCN^{2+} .

- c. Paso tres. Encontrar el número de moles de cada reactivo presente en equilibrio.** En el Paso 1 se determinó que inicialmente se tenían $20,0 \times 10^{-6}$ moles de Fe^{3+} y $20,0 \times 10^{-6}$ moles de SCN^- . En el paso 2 se encontró que reaccionaron $3,00 \times 10^{-6}$ moles de Fe^{3+} y $3,00 \times 10^{-6}$ moles de SCN^- . El número de moles presentes en equilibrio debe ser igual al número de moles iniciales menos el número que reaccionó. Por lo tanto, en equilibrio:

Número de moles en equilibrio = moles iniciales – moles que reaccionarán

Número de moles en equilibrio $\text{Fe}^{3+} = 20,0 \times 10^{-6} - 3,00 \times 10^{-6} = 17 \times 10^{-6}$ moles

Número de moles en equilibrio $\text{SCN}^- = 20,0 \times 10^{-6} - 3,00 \times 10^{-6} = 17 \times 10^{-6}$ moles

- d. Paso cuatro. Encontrar las concentraciones de todas las especies en equilibrio.** Experimentalmente, se obtuvo directamente la concentración de FeSCN^{2+} . $[\text{FeSCN}^{2+}] = 1,50 \times 10^{-4}$ M. Las concentraciones de Fe^{3+} y SCN^- se derivan de la ecuación 4. El número de moles de cada una de estas especies en equilibrio se obtuvo en el paso 3. El volumen de la mezcla que se está estudiando fue de 20,0 mL o 0,0200 L. Así que, en equilibrio:

$$[\text{Fe}^{3+}] = M_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles } \text{Fe}^{3+}}{\text{volumen de solución}} = \frac{17,0 \times 10^{-6}}{0,0200 \text{ L}} = 8,50 \times 10^{-4} \text{ M}$$

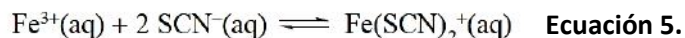
$$[\text{Fe}^{3+}] = M_{\text{SCN}^-} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles } \text{SCN}^-}{\text{volumen de solución}} = \frac{17,0 \times 10^{-6}}{0,0200 \text{ L}} = 8,50 \times 10^{-4} \text{ M}$$

- e. Paso cinco. Encontrar el valor de K_c para la reacción.** Una vez que se conocen las concentraciones de equilibrio de todos los reactivos y productos, solo se necesitan sustituir en la ecuación 3 para determinar K_c :

$$K_c = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{1,50 \times 10^{-4}}{(8,50 \times 10^{-4}) \times (8,50 \times 10^{-4})} = 208$$

En esta práctica se obtendrá datos similares a los que se muestran en este ejemplo. Los cálculos implicados en el procesamiento de esos datos son completamente análogos a los que se han realizado. (En realidad, sus resultados diferirán de los que se obtuvo, ya que los datos del ejemplo se obtuvieron a una temperatura diferente, y por lo tanto se relacionan con un valor diferente de K_c).

Al llevar a cabo este análisis, se asume que la reacción que se produjo fue dada por la Ecuación 2. No hay ninguna razón inherente por la que la reacción no haya sido la ecuación 5



Si usted está interesado se puede preguntar cómo se sabe si realmente ocurre la ecuación 1 o la 5. La línea de razonamiento es la siguiente. Si se produce la ecuación 2, K_c para esa reacción a medida que se calcula, permanecer constante con diferentes mezclas de reactivos. Sin embargo, si la ecuación 5 ocurre, K_c también debería permanecer constante. Como medida opcional en la sección de datos y cálculos, se usará la ecuación 5 y se hará el análisis de su K_c . Los resultados de los dos conjuntos de cálculos deben dejar claro que la ecuación 1 es la que se está estudiando.



4.2.4. Espectrofotometría UV-VIS

Se pueden utilizar dos métodos analíticos para determinar $[\text{FeSCN}^{2+}]$ en las mezclas de equilibrio. El método más preciso es el uso del espectrofotómetro, que mide la cantidad de luz absorbida por el complejo rojo en 447 nm, la longitud de onda a la que el complejo absorbe más fuertemente.

Un método de análisis espectrofotométrico implica la interacción de la radiación electromagnética (EM) con la materia. Las regiones más comunes del espectro EM utilizado para los análisis son las regiones ultravioleta, visible e infrarrojo. Los humanos están más familiarizados con la región visible del espectro, en la que las longitudes de onda oscilan entre 400 y 700 nm.

Los espectros visibles de iones y moléculas en solución surgen de transiciones de electrones dentro de sus respectivas estructuras. Cuanto mayor sea la concentración de los iones/moléculas absorbentes en solución, mayor será la absorción de la radiación EM visible (y mayor será la **transmitancia** de la radiación complementaria). El grado de radiación absorbida (o la intensidad de la radiación transmitida) se mide utilizando un instrumento llamado **espectrofotómetro**, que mide las intensidades de luz transmitidas con un detector fotosensible a específicas longitudes de onda (Figura 4.3). Se determina la longitud de onda donde los iones o moléculas absorbentes tiene una absorción máxima de radiación visible y se establece en el espectrofotómetro para el análisis.



Figura 4. 3. Espectrofotómetro UV-VIS

La trayectoria de la luz visible atraviesa el espectrofotómetro desde la fuente de luz a través de la muestra hasta el detector fotosensible como se indica en la figura 4.4A. Varios factores controlan la cantidad de radiación EM (energía lumínica) que absorbe una muestra:

- Concentración de la sustancia absorbente
- Espesor de la muestra que contiene la sustancia absorbente (determinado por la anchura de la cubeta)
- Probabilidad de absorción de la luz por la sustancia absorbente (llamada coeficiente de absorción o extinción).

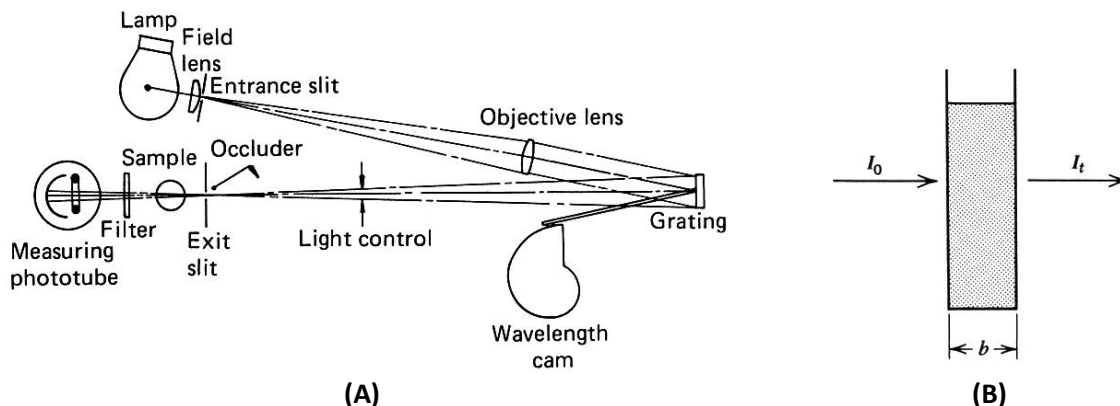


Figura 4. 4. (A) El camino de luz a través de un espectrofotómetro visible. (B) Luz incidente, I_0 , y la luz transmitida, I_t , para una muestra de espesor b

La relación de la intensidad de la luz transmitida, I_t , a la de la luz incidente, I_0 (figura 4.4B), se llama la **transmitancia**, T , de la radiación EM por la muestra. Esta relación expresada en porcentaje de acuerdo a la ecuación 6.

$$\frac{I_t}{I_0} \times 100 = \%T \quad \text{Ecuación 6.}$$

La mayoría de los espectrofotómetros tienen una escala %T (porcentaje de transmisión de luz). Dado que es lineal, la escala %T es fácil de leer e interpolar. Sin embargo, a menudo se realizan cálculos basados en la cantidad de luz absorbida por la muestra en lugar de la cantidad de luz transmitida porque la absorción es directamente proporcional a la concentración de la sustancia absorbente. La **absorbancia**, A , de la sustancia está relacionada con la intensidad del incidente y la luz transmitida (y el porcentaje de transmitancia) por la ecuación 7.

$$A = \frac{I_0}{I_t} = \log \frac{1}{T} = \log \frac{100}{\%T} = a \cdot b \cdot c \quad \text{Ecuación 7.}$$

El coeficiente de absorción molar, a es una constante en cualquier longitud de onda dada para una sustancia absorbente particular, b es el espesor de la sustancia absorbente en centímetros, y c es la concentración molar de la sustancia absorbente. El valor de absorbancia es directamente proporcional a la concentración molar de la sustancia absorbente si se utiliza la misma cubeta (o un conjunto) y una longitud de onda (λ) establecida para todas las mediciones. Una gráfica de absorción frente a los datos de concentración es lineal; se puede utilizar una pendiente calculada y datos de absorción para determinar la concentración molar de la misma especie absorbente en una solución de concentración desconocida (Figura 3.5).

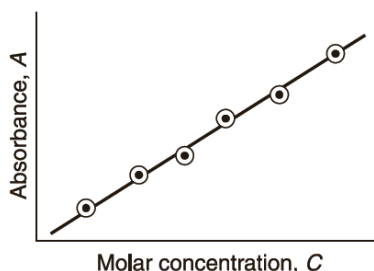


Figura 4. 5. Una gráfica de datos de absorbancia frente a la concentración



En esta práctica se examinará e intentará explicar varias observaciones del tipo que se mencionó anteriormente. El elemento central de nuestra explicación será el reconocimiento del hecho de que los sistemas químicos tienden a existir en un estado de equilibrio.

4.3. Actividades Pre-laboratorio

4.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- ¿Qué es equilibrio químico?, ¿cómo se expresa y cuál es la definición de la constante de equilibrio?
- Definición del principio de Le Châtelier, ¿En qué dirección cambiará una reacción si hay un aumento en la concentración de un reactivo?, ¿En qué dirección cambiará una reacción si hay una disminución en la concentración de un reactivo?
- Lea toda la actividad del laboratorio. Formar una hipótesis sobre cómo una tensión en un sistema en equilibrio causará un cambio del sistema. Registre su hipótesis en el cuaderno.

4.3.2. Lea los principios de la ley de Beer. Como se realiza una curva de calibración y el método estadístico de regresión lineal

4.3.3. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica N° 3.

4.4. Materiales y reactivos

4.4.1. Materiales de los estudiantes

- | | |
|--|---|
| • Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes | • Regla, cinta métrica |
| • Dulce abrigo | • Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta |
| • Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón | • Papel adsorbente |

4.4.2. Materiales del laboratorio

- | | |
|---|--------------------------------|
| • 5 tubos de ensayo de (18 mm × 150 mm) | • 1 Vidrio de reloj |
| • 1 gradilla para tubos de ensayo | • 6 balones aforados de 100 mL |
| • Varilla de agitación | • Termómetro |
| • 2 beakers de 100 mL | |

De uso común

- | | | |
|-----------|---------------------|-------------|
| • Balanza | • Espectrofotómetro | • 4 buretas |
|-----------|---------------------|-------------|

4.4.3. Reactivos

- Agua destilada
- Nitrato de hierro (III) 0,20 M en 0,50 M de $\text{HNO}_3(aq)$
- Tiocianato de potasio 0,0020 M en 0,50 M de $\text{HNO}_3(aq)$
- Tiocianato de potasio 0,0020 M en 0,50 M de $\text{HNO}_3(aq)$
- Ácido nítrico, $\text{HNO}_3(aq)$ 0,50 M

4.5. Parte Experimental

4.5.1. Elaboración de la curva de calibración de las soluciones estándares de FeNCS^{2+}

Rotule los balones aforados y mida con una bureta volúmenes de 0,0020 M de KSCN en 0,50 M y la solución de 0,20 M de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, según la tabla 4.1



MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

Tabla 4.1. Composición del conjunto de soluciones estándar FeNCS^{2+} para preparar la curva de calibración

Balón aforado	Volumen $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20M en HNO_3 0,50 M	Volumen KSCN 0,20M en HNO_3 0,50 M	HNO_3 0,50 M (mL)
Blanco	5,0 mL	0,0 mL	Aforar a 100 mL
1	5,0 mL	2,0 mL	Aforar a 100 mL
2	5,0 mL	3,0 mL	Aforar a 100 mL
3	5,0 mL	4,0 mL	Aforar a 100 mL
4	5,0 mL	5,0 mL	Aforar a 100 mL
5	5,0 mL	6,0 mL	Aforar a 100 mL

Calcule la concentración molar en cada solución de FeNCS^{2+} , de acuerdo a la sección 4.2.3. Configure y use el espectrofotómetro de la siguiente manera:

- Encienda el instrumento y deje que se caliente durante 15 minutos.
- Ajuste la longitud de onda a 445 nm. Sin luz que pase a través del instrumento al fototubo, establezca la transmisión porcentual en cero.
- Manipule las cubetas en la parte superior para que no haya huellas dactilares en el camino de la luz. Limpie las cubetas con papel adsorbente.
- Coloque en el soporte de la muestra una cubeta con 2/3 de su volumen con agua destilada y establezca el porcentaje de transmisión a 100% con el apropiado control.
- Llene una cubeta con 2/3 de su volumen con solución patrón estándar de FeNCS^{2+} , colóquelo en el espectrofotómetro y lea la absorbancia.
- Si la absorbancia es difícil de medir con precisión en el medidor porque es en el rango alto donde los números están cerca entre sí, mida el porcentaje de transmitancia y calcule la absorbancia para cada solución, de acuerdo a la ecuación 7.
- Registre los resultados en la tabla 3.1 de los resultados de la practica N° 3.

4.5.2. Determinación de la constante de equilibrio, K_c

Rotule 5 tubos de ensayo, y adicione volúmenes de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20M, Volumen KSCN 0,0020M en HNO_3 0,50 M y HNO_3 0,50 M como se muestra en la tabla 4.2.

Tabla 4.2. Composición del conjunto de soluciones prueba para determinación de K_c

Balón aforado	Volumen $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20M en HNO_3 0,50 M	Volumen KSCN 0,0020M en HNO_3 0,50 M	HNO_3 0,50 M
1	5,0 mL	1,0 mL	4,0 mL
2	5,0 mL	2,0 mL	3,0 mL
3	5,0 mL	3,0 mL	2,0 mL
4	5,0 mL	4,0 mL	1,0 mL
5	5,0 mL	5,0 mL	0,0 mL

Con una varilla de agitación mezcle las mezclas de las soluciones, y mida su absorbancia según lo mostrado en la sección 4.5.1, y registre los resultados en la tabla 3.2 de la práctica N° 3.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

Para cada uno de los procedimientos realizados en el laboratorio tener en cuenta lo siguiente:



- Escribir las ecuaciones de las reacciones químicas que suceden en los procesos.
- Discuta el papel del ácido nítrico en los procesos realizados.
- Realice y demuestre los cálculos necesarios en todos los procedimientos.
- Realice y analice las gráficas de la curva de calibración de absorbancia vs concentración molar. Reporte el coeficiente de relación y la ecuación de la recta.
- Explique el significado de la constante de equilibrio, y el valor de las K_c encontrados.
- Explique el grado de precisión que se puede obtener con el espectrofotómetro utilizado. ¿Cuál es la mayor fuente de error?

DISPOSITIVO DE PRODUCTOS DE REACCIÓN. En este experimento, las concentraciones de reactivos son muy bajas. Deposite todos los residuos en el frasco dispuesto para tal fin.

4.6. Preguntas Adicionales

- Investigue otros experimentos donde se emplee la espectrofotometría UV – VIS.
- Tres parámetros afectan a la absorbancia de una muestra. ¿Cuál se enfocaría en este experimento?
- Para unos ensayos, los valores de K_c fueron 255, 229, 281 y 244 respectivamente. ¿Cuál es el valor medio de la constante de equilibrio? ¿Cuáles son la desviación estándar y la desviación estándar relativa (%RSD) para la constante de equilibrio? ¿Cuál es el significado de estos valores?

4.7. Bibliografía

- R Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.; Herring, F.G. (2011). Química General. Enlace químico y estructura de la materia. 11th edición. Ed. Prentice Hall, Pearson Educación. Madrid.
- Beran, J. A. (2009). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. 10 th ed. Wiley. USA.
- Slowinski, E., Wolsey, W., and Rossi, R. (2012). Chemical Principles in the Laboratory. 10th edition. Ed. Brooks/Cole. Belmont



TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 3

FECHA: _____ GRUPO: _____ SUB-GRUPO: _____

Tabla 3.1. Valores obtenidos de la curva de calibración

Muestra	Volumen (mL) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20M HNO_3 0,50 M	Volumen (mL) KSCN 0,20M en HNO_3 0,50 M	Absorbancia	Iniciales		Reaccionaron		
				Moles Fe^{3+}	Moles SCN^-	Moles Fe^{3+}	Moles SCN^-	Moles FeSCN^{2+}
Blanco	5,0	0,0						
1	5,0	2,0						
2	5,0	3,0						
3	5,0	4,0						
4	5,0	5,0						
5	5,0	6,0						

Muestra	Volumen (mL) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20M HNO_3 0,50 M	Volumen (mL) KSCN 0,20M en HNO_3 0,50 M	Equilibrio			Concentraciones Equilibrio			Kc
			Moles Fe^{3+}	Moles SCN^-	Moles FeSCN^{2+}	$[\text{Fe}^{3+}]$ M	$[\text{SCN}^-]$ M	$[\text{FeSCN}^{2+}]$ M	
Blanco	5,0	0,0							
1	5,0	2,0							
2	5,0	3,0							
3	5,0	4,0							
4	5,0	5,0							
5	5,0	6,0							

Temperatura: _____

Tabla 3.2. Composición del conjunto de soluciones prueba para determinación de Kc

Muestra	Volumen (mL) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20M HNO_3 0,50 M	Volumen (mL) KSCN 0,0020M en HNO_3 0,50 M	Volumen (mL) HNO_3 0,50 M	Absorbancia	Iniciales		Reaccionaron		
					Moles Fe^{3+}	Moles SCN^-	Moles Fe^{3+}	Moles SCN^-	Moles FeSCN^{2+}
1	5,0	1,0	4						
2	5,0	2,0	3						
3	5,0	3,0	2						
4	5,0	4,0	1						
5	5,0	5,0	0						



Muestra	Volumen (mL) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,20M HNO_3 0,50 M	Volumen (mL) KSCN 0,0020M en HNO_3 0,50 M	Volumen (mL) en HNO_3 0,50 M	Equilibrio			Concentraciones Equilibrio			Kc
				Mol Fe^{3+}	Moles SCN^-	Moles FeSCN^{2+}	$[\text{Fe}^{3+}]$ M	$[\text{SCN}^-]$ M	$[\text{FeSCN}^{2+}]$ M	
1	5,0	2,0	4,0							
2	5,0	3,0	3,0							
3	5,0	4,0	2,0							
4	5,0	5,0	1,0							
5	5,0	6,0	0,0							

Temperatura: _____

CÁLCULOS:



5. PRÁCTICA N° 4. CALORIMETRÍA: DETERMINACIÓN LA CAPACIDAD CALORIFICA DE UN CALORIMETRO Y DEL CALOR ESPECÍFICO DE UN METAL

5.1. Objetivos

- Determinar la capacidad calorífica de un calorímetro
- Determinar el calor específico de un metal

5.2. Introducción

Los cambios químicos y físicos están asociados a una transferencia de calor (energía); algunas reacciones químicas, como la combustión de gasolina liberan calor. Otras, como la descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno, necesitan energía para que se lleve a cabo. La **termodinámica** es la ciencia que estudia la relación entre el calor y otras formas de energía. El cambio de energía que ocurre cuando las sustancias reaccionan conduce generalmente a una transferencia de calor. Cuando estos cambios están asociados a reacciones químicas se conoce como **termoquímica**.

Para determinar el valor de la energía asociada a una reacción que ocurre a presión constante, se mide experimentalmente el calor transferido. La **calorimetría** es un método que se permite medir el cambio de temperatura que ocurre como consecuencia de la transferencia de calor entre el sistema y sus alrededores y el instrumento empleado para tal fin se conoce como **calorímetro**. El cambio de calor en las reacciones químicas se expresa cuantitativamente como la entalpía (o calor) de la reacción, ΔH , a presión constante. Los valores de ΔH son negativos para las reacciones *exotérmicas* y positivos para las reacciones *endotérmicas*.

Se define a la energía como la capacidad para hacer trabajo o transferir calor. En el SI la unidad de energía se conoce como **joule (J)** se define como: $1\text{J} = 1\text{ kg m}^2/\text{s}^2$

5.2.1. El sistema y sus alrededores

Se conoce como *sistema* a la parte del universo que se quiere estudiar y medir sus cambios de energía al pasar de un estado a otro, mientras que al resto se le llama *alrededores*, el cual se afecta con los cambios que sufra el sistema.

Diariamente se observa que la energía se transfiere y se transforma. Esta se puede transferir de dos maneras: haciendo trabajo o causando un cambio en la temperatura. Se conoce como **calor (q)**, a la energía que se transfiere de un objeto de mayor temperatura a otro objeto de menor temperatura, hasta que se igualan las temperaturas de ambos objetos. Así, el calor se puede definir como la energía que fluye hacia el sistema o fuera del sistema debido a la diferencia de temperatura entre el sistema y los alrededores.

Si se transfiere calor de los alrededores hacia el sistema, este gana energía, el signo de ΔH es positivo y el proceso es **endotérmico**, por lo que se puede observar que los alrededores se enfrían. Si, por el contrario, el calor fluye del sistema hacia los alrededores, el sistema pierde energía, el signo del calor es negativo y el proceso es **exotérmico**, y se observa que los alrededores se calientan.



En el laboratorio de química, las sustancias que participan en una reacción constituyen el sistema, mientras que el envase y todo lo que lo rodea son los alrededores. En esta práctica se realizarán medidas de temperatura para establecer el cambio en la temperatura que sufre el sistema como resultado de la reacción.

5.2.2. Cambio de entalpía o calor de reacción

Muchas reacciones que ocurren en solución se llevan a cabo en calorímetros abiertos a la atmósfera, por lo que el proceso ocurre a presión constante. Bajo estas condiciones, el calor transferido se puede expresar en términos de **entalpía (H)**, que es una propiedad termodinámica que se aplica a proceso que ocurre a **presión constante**. El cambio de entalpía, ΔH , corresponde a la diferencia entre la entalpía de los productos, H_p , y la entalpía de los reactivos, H_r . Al cambio de entalpía se le llama **entalpía de reacción** (la p indica que el proceso ocurre a presión constante). Su valor corresponde al calor que se libera o se absorbe durante la reacción q_p , como se indica en la ecuación 1.

$$\Delta H = H_p - H_r = q_p \quad \text{Ecuación 1}$$

Aunque la entalpía no se puede medir directamente, el calor transferido, q_p , si se puede medir experimentalmente. Así que el ΔH de una reacción se puede determinar midiendo *el calor de reacción*.

5.2.3. Capacidad calorífica y calor específico

Se aplica calor para aumentar la temperatura de una cantidad dada de sustancia, donde el cambio de temperatura que sufre al absorber cierta cantidad de calor depende de la **capacidad calorífica (C)**, que se define como la cantidad de calor que hay que aplicar para aumentar la temperatura de una muestra de sustancia en 1 °C (1K). Mientras mayor es la *capacidad calorífica* de una sustancia, más calor habrá que aplicarle para poder aumentar la temperatura en 1 °C.

La capacidad **calorífica** representa la relación entre calor, q , y el cambio en temperatura, Δt , causado por la transferencia de calor y se puede expresar con la ecuación 2:

$$C = \frac{q}{\Delta T} \quad \text{donde: } \Delta T = T_f - T_i \quad \text{Ecuación 2.}$$

El cambio de temperatura, ΔT , se obtiene midiendo la temperatura antes y después de la reacción. Al resolver la ecuación 2 en términos de q , se obtiene una ecuación útil para calcular la cantidad de calor, si se conoce el valor de C y se mide experimentalmente el Δt que ocurra como se observa en la ecuación 3.

$$q = C \times \Delta T \quad (\text{a } P \text{ constante}) \quad \text{Ecuación 3.}$$

La capacidad calorífica es una propiedad extensiva ya que es proporcional a la cantidad de sustancia. A mayor cantidad de sustancia, más calor se requiere para aumentarle la temperatura en 1 °C. Es por eso que para sustancias puras, la capacidad calorífica se puede expresar con respecto a un gramo de sustancia, y se llama **capacidad de calor específico**, o simplemente **calor específico (s)**. El calor específico es la cantidad de calor requerida para aumentar la temperatura en un gramo de sustancia en 1 °C (1K). El calor específico (s), representa la relación entre calor, q , el cambio en temperatura, Δt , y la masa (m) de la sustancia en gramos. Esta relación se expresa en la ecuación 4.

$$s = \frac{q}{\Delta T \times m} \quad \text{Ecuación 4.}$$

Al despejar la ecuación 4 en términos de q , se obtiene una ecuación útil para calcular la cantidad de calor, si se conoce el valor de s y se miden la masa de sustancia y el cambio de temperatura que ocurre, como se indica en la ecuación 5.

$$q = s \times m \times \Delta T \quad (a P \text{ constante}) \quad \text{Ecuación 5.}$$

Si el calor se mide en J, el ΔT en $^{\circ}\text{C}$ y la masa en gramos, las unidades de calor específico serán $\text{J}/(\text{g } ^{\circ}\text{C})$. Existen tablas con los valores del calor específicos de muchas sustancias. En la tabla 5.1 se pueden observar algunos calores específicos de diferentes sustancias.

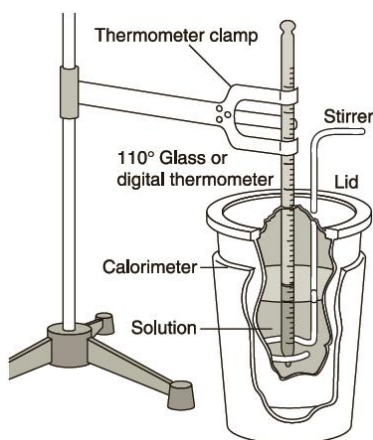
Tabla 5.1. Calores específicos, s , de diferentes sustancias

Sólidos	s (J/g $^{\circ}\text{C}$)	Líquidos	s (J/g $^{\circ}\text{C}$)	Gases	s (J/g $^{\circ}\text{C}$)
Pb	0,130	Hg	0,140	CO_2	0,843
Cu	0,385	Br	0,474	N_2	1,040
Fe	0,449	CCl_4	0,850	C_3H_8	1,67
S_8	0,708	CH_3COOH	2,15	NH_3	2,06
P_4	0,769	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	2,44	H_2O	2,08
Al	0,897	H_2O	4,18		
Mg	1,023				
H_2O	2,11				

Datos del CRC Handbook of Chemistry and Physics, 90.a ed., David R. Lide (editor), Boca Raton, FL: Taylos & Francis Group, 2010.

5.2.4. Calorímetro de vaso de poliestireno

Los vasos de poliestireno utilizados para servir café pueden usarse como calorímetros por su capacidad para bloquear el paso del calor. El montaje del calorímetro consiste en dos vasos de poliestireno, insertado uno en el otro, una tapa y un termómetro (figura 5.1.A). O una lata de cerveza insertada en un envase de poliestireno como se observa en la figura 5.1.B.



(A)



(B)

Figura 5. 1. Prototipos de calorímetros. (A) vasos de poliestireno (B) lata de cerveza

Cuando una reacción química se lleva a cabo en un calorímetro, se puede medir el calor liberado o absorbido por la reacción, por el flujo de calor que ocurre entre el sistema y los alrededores. Es por eso



que es importante definir lo que constituye el sistema y los alrededores en el calorímetro. El sistema se define como las sustancias disueltas en agua (como los reactivos y productos de la reacción) y aquella cantidad de agua cuya temperatura inicial no era igual a la del calorímetro (como el agua que se forma como producto de la reacción).

Para definir los alrededores se presume que el calorímetro es un aislante perfecto y que el calor no fluirá a través de sus paredes, aunque sabemos esto no es totalmente cierto. De este modo se puede definir los alrededores como el calorímetro mismo y aquella cantidad de agua que esté inicialmente a la misma temperatura del calorímetro (como el agua utilizada para disolver los reactivos).

5.2.5. Ecuación de flujo de calor entre el sistema y los alrededores

El calor asociado con un cambio de temperatura se puede calcular con las ecuaciones 3 y 5, dependiendo si se conoce el valor de la capacidad calorífica, C , o del valor del calor específico, s . Por la ley de la conservación de la energía, se sabe que el calor ganado o perdido por el sistema (q_{sistema}), debe ser igual al calor ganado o perdido por los alrededores, ($q_{\text{alrededores}}$). Este flujo de calor entre el sistema y sus alrededores y que va en dirección contraria (lo que pierde uno, lo gana el otro) se puede expresar con la ecuación 6.

$$q_{\text{sistema}} = -q_{\text{alrededores}} \quad \text{Ecuación 6.}$$

Por definición previa de los alrededores, la anterior ecuación se convierte en la ecuación 7.

$$q_{\text{sistema}} = -q_{(\text{calorímetro})} - q_{(\text{agua})} \quad \text{Ecuación 7.}$$

Para un proceso exotérmico, esta ecuación del flujo de calor se expresa en términos de la ecuación 8.

$$q_{\text{perdido por el sistema}} = q_{\text{ganado por los alrededores}} \\ q_{\text{perdido por el sistema}} = q_{\text{ganado por los alrededores}} + q_{\text{ganado por el agua}} \quad \text{Ecuación 8.}$$

De manera similar, para un proceso endotérmico se puede expresar como la ecuación 9.

$$q_{\text{ganado por el sistema}} = q_{\text{perdido por el sistema}} \quad \text{Ecuación 9.}$$

Para hacer los cálculos se hacen varias presunciones o aproximaciones. Se presume que los valores del calor específico y la densidad de las soluciones son iguales a las de agua pura. La capacidad calorífica del calorímetro se puede determinar experimentalmente o se presume un valor ya determinado, como se indica en la ecuación 10.

$$s_{\text{agua}} = 1,00 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} = 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}}; \quad d_{\text{agua}} = 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mL}}; \quad C_{\text{calorímetro}} = ? \quad \text{Ecuación 10.}$$

Luego se utilizan las ecuaciones pertinentes para calcular el calor, así:

$$q_{(\text{calorímetro})} = C_{\text{calorímetro}} \times \Delta t \\ q_{(\text{agua})} = s_{\text{agua}} \times m_{\text{agua}} \times \Delta t$$

Para expresar el calor en términos de cambio de entalpía (ΔH), el resultado del q_{sistema} debe expresarse en kJ y luego dividirse entre los moles del reactivo límite, de modo que obtiene en kJ/mol de acuerdo a la ecuación 11.

$$\Delta H = q_{\text{sistema}} / \text{moles de reactivo} \quad \text{Ecuación 11.}$$



5.2.6. Método gráfico para corregir T_f

Resulta imposible observar la temperatura máxima que debe producirse por la liberación del calor o la temperatura mínima posible por la absorción del calor, y que corresponde a T_f , debido a que inevitablemente cierta cantidad de calor escapa a través de las paredes del calorímetro. Para corregir el valor de T_f , se utiliza el método gráfico.

- Al mezclar las soluciones en el calorímetro se van haciendo medidas de temperatura a un intervalo de tiempo definido, como, por ejemplo, cada 30 segundos, como se muestra en la tabla 5.2.

Tabla 5.2. Datos experimentales

Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)
30	39,4	150	38,7
60	39,1	180	38,6
90	38,9	210	38,6
120	38,8	240	38,5

Luego se utilizan esos datos experimentales para realizar una gráfica de temperatura versus tiempo y se traza la mejor línea a lo largo de los puntos. Finalmente, se extrapola la línea hasta el momento que en la mezcla de las soluciones (tiempo = 0s) y se lee la temperatura correspondiente. Esta temperatura, leída de la gráfica (figura 5.2), es la que corresponde a T_f . Si se utiliza un programa de computadora para hacer la gráfica, se hace regresión lineal y se obtiene la ecuación de la línea.

Gráfico de la Temperatura versus tiempo

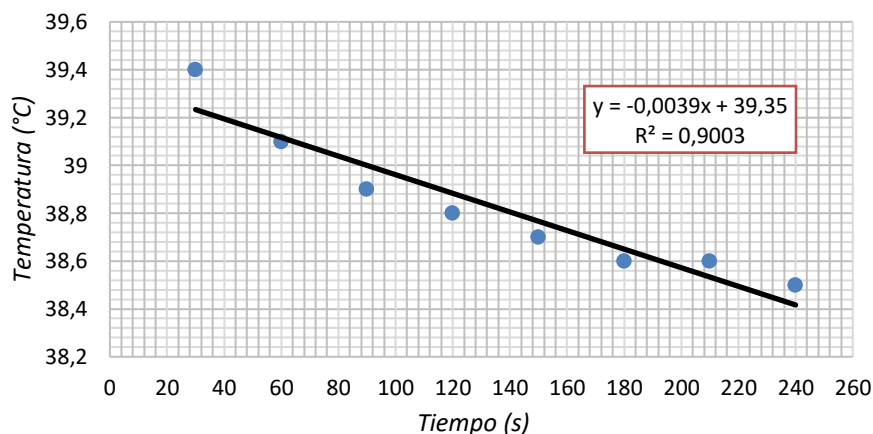


Figura 5. 2. Gráfico de temperatura versus tiempo

Se sustituye en la ecuación de la línea para tiempo 0 ($x=0$):

$$y = -0,0039 (0) + 39,35$$

El valor que corresponde a T_f es 39,35 °C.

5.2.7. Ejercicio

En un experimento para determinar la **capacidad calorífica de un calorímetro** se obtienen los siguientes datos: "Cuando 100,0 mL de agua a 35,0 °C se añaden a un calorímetro que contienen 100,0 mL de agua a 25,00 °C, la temperatura final del sistema fue de 29,60 °C."



MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

El calor absorbido por el calorímetro se puede obtener por medio de la **ecuación de flujo de calor**, al sustituir los datos experimentales y resolviendo por la ecuación 7.

$$q_{\text{sistema}} = -q_{(\text{calorímetro})} - q_{(\text{agua})} \quad \text{Ecuación 7.}$$

Como el signo sólo establece la dirección del flujo de calor, esta ecuación se puede expresar como:

$$q_{\text{pérdido por agua caliente}} = q_{\text{ganado por el calorímetro}} + q_{\text{ganado por agua fría}}$$

$$q_{\text{agua caliente}} = q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{agua fría}}$$

Para calcular el calor liberado por el agua caliente (q_{sistema}) y el calor absorbido por el agua fría se utilizan los valores de $d=1,00 \text{ g/mL}$ y $s = 4,184 \text{ J/(g } ^\circ\text{C)}$. Con la densidad se cambia el volumen a masa de agua. Se calcula el valor absoluto del ΔT , así:

$$\Delta T_{a. \text{ caliente}} = 35,00 ^\circ\text{C} - 29,60 ^\circ\text{C} = 5,40 ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_{a. \text{ fría}} = 29,60 ^\circ\text{C} - 25,00 ^\circ\text{C} = 4,60 ^\circ\text{C}$$

Luego se sustituye en la ecuación 5:

$$q_{\text{agua caliente}} = (4,184 \text{ J/(g } ^\circ\text{C)}) \times 100,0 \text{ mL} \times 1,00 \text{ g/mL} \times 5,40 ^\circ\text{C} = 2,26 \times 10^3 \text{ J}$$

$$q_{\text{agua fría}} = (4,184 \text{ J/(g } ^\circ\text{C)}) \times 100,0 \text{ mL} \times 1,00 \text{ g/mL} \times 4,60 ^\circ\text{C} = 1,92 \times 10^3 \text{ J}$$

$$q_{\text{calorímetro}} = q_{a. \text{ caliente}} - q_{\text{agua fría}} = 2,26 \times 10^3 \text{ J} - 1,92 \times 10^3 \text{ J} = 0,34 \times 10^3 \text{ J}$$

Para hallar la capacidad calorífica (C) del calorímetro se resuelve la ecuación 3. El ΔT del calorímetro es igual al del agua fría ya que ambos estaban a igual temperatura inicial.

$$q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{calorímetro}} \times \Delta T_{\text{agua fría}}$$

$$C_{\text{calorímetro}} = \frac{q_{\text{calorímetro}}}{\Delta T_{\text{agua fría}}} = \frac{0,34 \times 10^3 \text{ J}}{4,60 ^\circ\text{C}} = 74 \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}}$$

- En un experimento para determinar el **calor específico de un metal** se obtienen los siguientes datos: “Una muestra de 24,0 g de un metal desconocido a 99,0 °C, se mezcla con 25,0 mL de agua en un calorímetro a temperatura inicial de 29,0 °C. La temperatura final del sistema fue de 32,0 °C. La capacidad calorífica (C) del calorímetro es 74 J/°C”.

El calor específico del metal (que representa al sistema) se puede obtener por medio de la ecuación de flujo 7, al sustituir los datos experimentales y resolviendo por q_{sistema} :

$$q_{\text{sistema}} = -q_{(\text{calorímetro})} - q_{(\text{agua})} \quad \text{Ecuación 7.}$$

Como el signo sólo establece la dirección del flujo de calor, esta ecuación se puede expresar como:

$$q_{\text{pérdido por el metal}} = q_{\text{ganado por el calorímetro}} + q_{\text{ganado por agua fría}}$$

$$q_{\text{metal}} = q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{agua}}$$

Para calcular el calor ganado por el agua se utilizan los valores de $d=1,00 \text{ g/mL}$ y $s = 4,184 \text{ J/(g } ^\circ\text{C)}$ para el agua pura. Con la densidad se cambia el volumen a masa de agua. Para calcular el calor ganado por el calorímetro se utiliza el valor de 74 J/°C para la capacidad calorífica del calorímetro. Se calcula el **valor absoluto** de del ΔT , así:

$$\Delta T_{\text{metal}} = 99,0 ^\circ\text{C} - 32,0 ^\circ\text{C} = 67,0 ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_{\text{agua}} = 32,0 ^\circ\text{C} - 29,0 ^\circ\text{C} = 3,0 ^\circ\text{C}$$



MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

Luego se sustituye en las ecuaciones 5 y 3:

$$q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{calorímetro}} \times \Delta T = 74 \text{ J/}^{\circ}\text{C} \times 3,0^{\circ}\text{C} = 2,2 \times 10^2 \text{ J}$$

$$q_{\text{agua}} = (4,184 \text{ J/(g }^{\circ}\text{C)}) \times 25,0 \text{ mL} \times 1,00 \text{ g/mL} \times 3,0^{\circ}\text{C} = 3,1 \times 10^2 \text{ J}$$

$$q_{\text{metal}} = q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{agua}} = 2,2 \times 10^2 \text{ J} + 3,1 \times 10^2 \text{ J} = 5,3 \times 10^2 \text{ J}$$

Para hallar el calor específico (s) de metal se resuelve de la ecuación 5, así:

$$q_{\text{metal}} = (s_{\text{metal}} \times m_{\text{metal}} \times \Delta T_{\text{metal}}) = 5,7 \times 10^2 \text{ J}$$

$$s_{\text{metal}} = \frac{5,3 \times 10^2 \text{ J}}{m_{\text{metal}} \times \Delta T_{\text{metal}}} = \frac{5,3 \times 10^2 \text{ J}}{24 \text{ g} \times 67,0^{\circ}\text{C}} = \frac{0,33 \text{ J}}{\text{g }^{\circ}\text{C}}$$

5.3. Actividades Pre-laboratorio

5.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- Conceptos de: capacidad calorífica, calor específico, primera ley de la termodinámica, sistemas adiabáticos, unidades del SI para medir energía

5.3.2. Ingrese a la página:

<https://www.chm.davidson.edu/vce/Calorimetry/SpecificHeatCapacityOfCopper.html>

En ella encontrará una simulación del experimento de esta guía. Realice el procedimiento experimental mencionado arriba en la página web. La capacidad calorífica del calorímetro se calcula en la parte 1 del experimento virtual usando un metal cuyo calor específico se conoce, en este caso hierro.

5.3.3. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica N° 4.

5.4. Materiales y reactivos

5.4.1. Materiales de los estudiantes

- | | |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> • Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes, dulce abrigo • Hojas milimetradas • Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón • Regla y cronómetro • Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta | <ul style="list-style-type: none"> • Alambre galvanizado y alicate • 20 cm de Nylon • 2 clavos grande de Hierro • Vasos de poliestireno de 500 mL con tapa • Lámina de cobre (6 cm x 3 cm) • Calorímetro (termo o prototipo figura 5.1.B) |
|---|---|

5.4.2. Materiales del laboratorio

- | | |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"> • Beaker de 600 mL • Termómetro digital • 2 termómetro de vidrio • Balón aforado de 50 mL • Corcho para tubo de ensayo • Piza para tubo de ensayo (balón) • Pinza para termómetro • Tubo de ensayo para determinación punto crioscópico | <ul style="list-style-type: none"> • Espátula con mango • Beaker de 250 mL • 2 Beaker de 100 mL • 2 tubos de ensayos • Plancha de agitación y calentamiento • Pinza para tubo de ensayo • Probeta de 100 mL |
|--|--|

De uso común

- Balanza

5.4.3. Reactivos

- Agua
- Bloque metálicos (aluminio, cobre, hierro ó plomo)



5.5. Parte Experimental

5.5.1. Determinación de la capacidad calorífica (C) del calorímetro

Monte el sistema del calorímetro (sugerencias mostradas en la figura 5.1). Coloque 50,0 mL de agua destilada en el vaso del calorímetro, que debe estar limpio y seco. Coloque la tapa del calorímetro y pase el termómetro a través de la tapa hasta que llegue al líquido. Mida la temperatura del agua. Anote la temperatura, que corresponde a T_i del agua fría. Agite el agua fría del calorímetro y mientras lo hace, añada el agua caliente el vaso, tape el calorímetro y comience a agitar la mezcla moviendo el alambre de agitación del calorímetro (o prenda el sistema de agitación) sin que toque la sonda del termómetro de digital. Desde el momento en que se mezcla, mida la temperatura del sistema cada 30 segundos durante aproximadamente 5 minutos. Deje enfriar el sistema determine la masa del calorímetro con el agua. Anote los datos en la tabla 4.1 de resultados de la práctica 4.

Para hallar el valor de t_f del sistema, realice la gráfica de temperatura como función del tiempo. Luego extrapole la línea hasta el valor de tiempo = 0 segundos (que corresponde al momento de mezclar) y lea el valor de temperatura que le corresponda. Esta será la temperatura final, T_f .

Repita el experimento

5.5.2. Determinación del calor específico (s) de un metal

Pese la muestra de metal asignado (entre 10 – 30 g) y transfíralo a un tubo de ensayo limpio y seco. Prepare un baño maria como se indica en la figura 5.3. Para ello utilice un beaker de 600 mL, lleno hasta 2/3 de su volumen. Coloque el tubo de ensayo con el metal dentro del beaker de modo que el nivel del agua quede fuera del tubo que esté sobre el nivel del metal. Caliente el agua hasta que hierva y regule el calentamiento de modo que la temperatura se mantenga por alrededor de cinco minutos. De este modo se logra que el metal este a la misma temperatura que el agua.

Monte el sistema del calorímetro utilizado en la sección 5.5.1. Usando una probeta de 100 mL, añada 20 mL de agua destilada al vaso del calorímetro. Cuando la temperatura se equilibre, anote la temperatura del agua hirviendo que corresponde a la temperatura inicial, T_i , del metal. Mida y anote la temperatura del agua en el calorímetro, que corresponde a T_i del agua fría y del calorímetro. Remueva cuidadosamente el tubo del agua hirviendo y transfiera el metal al calorímetro, **cuidado** que no salpique el agua fuera del calorímetro. Tape inmediatamente el calorímetro y muévelo para agitar la mezcla. Desde el momento en que se mezcla, mida la temperatura del sistema cada 30 segundos durante aproximadamente 5 minutos. Anote los datos en la tabla 4.2 de resultados de la práctica 4.

Para hallar el valor de T_f para el proceso, dibuje la gráfica de temperatura como función de tiempo. Luego extrapole la línea hasta el valor del tiempo = 0 segundos (que es el momento en el que se mezclan los reactivos) y lea el valor de temperatura que le corresponde. Esta será la temperatura final, T_f .

Repita el proceso.

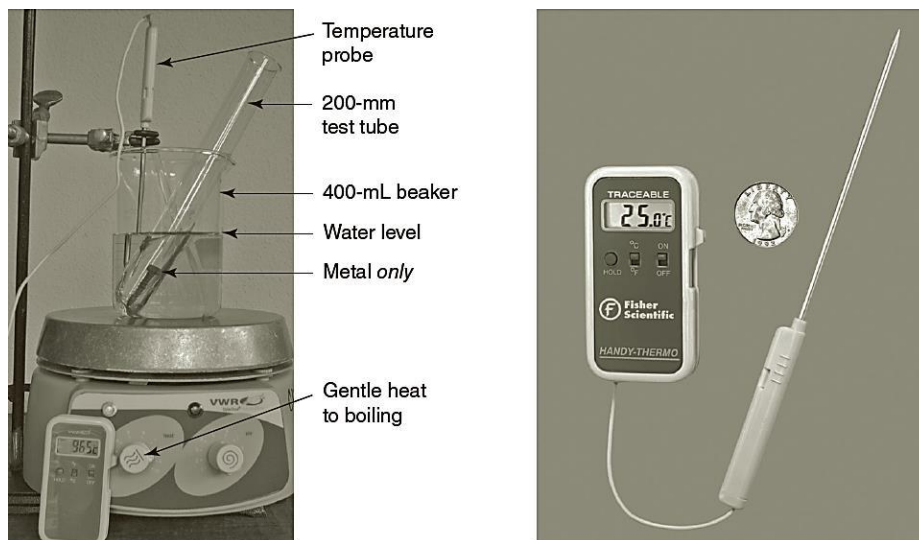


Figura 5. 3. Montaje para el calentamiento del metal en el tubo de ensayo seco por debajo de la superficie del agua en el vaso de precipitados.

Eliminación de residuos: Deposite la muestra metálica al recipiente debidamente etiquetado dispuesto por el laboratorista y según lo aconsejado por su instructor.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

Cálculos:

- En el papel milimetrado, trace las curvas de
- Comente el procedimiento sugerido para hallar el ΔT sobre las gráficas, de acuerdo a lo observado en la figura 5.4.

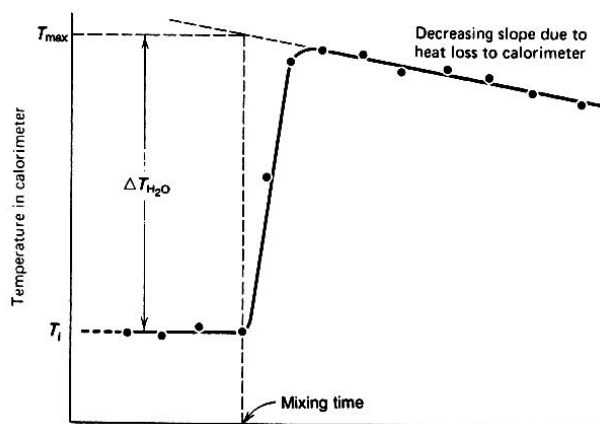


Figura 5. 4. Gráfica de la extrapolación de temperatura versus a valores de tiempo (sin escala) para un proceso exotérmico.

- Explique si es posible despreciar la capacidad calorífica del recipiente de la sección 5.5.2.
- Haga sus comentarios sobre el valor de la capacidad calorífica hallado para el termo o prototipo usado como calorímetro.
- Consulte el calor específico del metal empleado y compare con sus resultados, discuta.



5.6. Preguntas Adicionales

- Dos objetos de la misma masa absorben la misma cantidad de calor cuando se calientan a la llama, pero la temperatura de uno aumenta más que la temperatura del otro. ¿Cuál tiene mayor calor específico?
- Cuando 50,0 mL de agua a 45 °C se añaden a un calorímetro que contiene 50 mL de agua a 30,0 °C, la temperatura final del sistema fue de 35,0 °C. ($d = 1,00 \text{ g/mL}$ y $s = 4,184 \text{ J/(g °C)}$). a) Calcule el calor perdido por el agua caliente. B) Calcule el calor ganado por el agua fría. c) Utilice la ecuación de flujo de calor ganado por el calorímetro

5.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.; Herring, F.G. (2011). Química General. Enlace químico y estructura de la materia. 11th edición. Ed. Prentice Hall, Pearson Educación. Madrid.
- Beran, J. A. (2009). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. 10 th ed. Wiley. USA.
- Delgado, S.; Solíz, L.; Muñoz, Y. (2012). Laboratorio de Química General. Mc. Graw Hill. Mexico.
- Slowinski, E., Wolsey, W., and Rossi, R. (2012). Chemical Principles in the Laboratory. 10th edition. Ed. Brooks/Cole. Belmont

FECHA: _____ GRUPO: _____ SUB-GRUPO: _____

Masa del calorímetro (g)		
Masa del calorímetro más agua (g)		
Masa de agua (g)		
Volumen de agua empleado (mL)		
Temperatura inicial (°C)		
Densidad del agua (g/mL)		
Temperatura máxima de agua (°C)		
Temperatura mínima de agua (°C)		
ΔT (°C)		
Capacidad calorífica calorímetro (J/°C)		

[illegible]

66

Elemento de sólido empleado		
Masa del sólido (g)		
Masa del calorímetro + agua+ sólido		
Masa de agua (g)		
Cambio de temperatura de agua ΔT (°C)		
Calor ganado por el agua (J)		
Cambio de temperatura del metal ΔT (°C)		
Calor específico del metal (J/g °C) teórico		
Calor específico del metal (J/g °C) experimental		

[illegible]

CALCULOS



6. PRÁCTICA N° 5. LEY DE HESS: DETERMINACIÓN DE LAS ENTALPIAS DE NEUTRALIZACIÓN

6.1. Objetivos

- Determinar la energía de neutralización de tres reacciones ácido – base.
- Calcular la entalpía de la tercera reacción ácido-base utilizando dos reacciones de acuerdo con la ley de Hess.
- Comprobar el valor de la entalpía de la tercera reacción obtenida experimentalmente con el que se obtiene usando la ley de Hess.

6.2. Introducción

La termoquímica es el estudio de los cambios y las transferencias de calor asociados a las reacciones químicas. En los estudios termoquímicos las reacciones se llevan a cabo en envases aislados conocidos como calorímetros (figura 5.1). La energía se puede definir brevemente como la capacidad para hacer trabajo o transferir calor. En el sistema internacional se conoce como **joule (J)**, definido como $1\text{J} = 1\text{ kg m}^2/\text{s}^2$.

6.2.1. Entalpía

Para simplificar el estudio de la energía asociada a las reacciones químicas se define una propiedad llamada **entalpía (H)**, que aplica a procesos que ocurren a presión constante. Muchas reacciones que ocurren en solución se llevan a cabo en calorímetros abiertos a la atmósfera, por lo que el proceso ocurre a presión constante. Bajo estas condiciones, el calor transferido se puede expresar en términos de **entalpía, H**. El cambio de entalpía, ΔH , corresponde a la diferencia entre la entalpía de los productos, H_p y la entalpía de los reactivos, H_r (ecuación 1.)

$$\Delta H = H_p - H_r = q_r \quad \text{Ecuación 1.}$$

Al cambio de entalpía se le llama **entalpía de reacción** y su valor corresponde al calor que se libera o se absorbe durante la reacción, q_p (la p indica que el que el proceso ocurre a presión constante).

Para determinar el ΔH de una reacción lo que se hace es medir el **calor transferido, q_p** . Para entender cómo ocurre la transferencia de calor durante una reacción química, se considera que antes de la reacción, los reactivos constituyen el sistema. Bajo las condiciones iniciales, tanto el sistema como los alrededores están a igual temperatura. Cuando la reacción comienza, cambia la temperatura del sistema. Existen dos posibilidades que la temperatura aumente o que disminuya.

Si la temperatura del sistema aumenta, fluirá calor del sistema (que está más caliente) hacia los alrededores (que están más fríos). Esto hace que el envase de reacción se caliente, que es la parte de los alrededores. El flujo de calor continuará hasta que la temperatura del sistema y los alrededores sean iguales. Como el sistema **pierde energía**, el signo del calor es negativo y se dice que el proceso es **exotérmico**. Así que, para un proceso exotérmico, ΔH llevará signo negativo.

Si la temperatura del sistema disminuye, fluirá calor de los alrededores (que están más caliente) hacia el sistema (que está más frío). Esto hace que se enfríe el envase de reacción, que es parte de los alrededores. El flujo de calor continuará hasta que la temperatura del sistema y los alrededores sean iguales. Como el sistema **gana energía**, el signo del calor es positivo y se dice que el proceso es **endotérmico**. Así, para un



proceso endotérmico, ΔH llevará signo positivo.

Para determinar el valor del ΔH de una reacción que ocurre a presión constante, se mide experimentalmente el calor transferido, q_p . El método consiste en medir el cambio en temperatura que ocurre como consecuencia de la transferencia de calor entre el sistema y los alrededores. A este método se llama **calorimetría**, y al conjunto de instrumentos se le llama calorímetro, cuyo empleo se introdujo en la práctica N° 4.

6.2.2. Ley de Hess

En una ecuación termoquímica se indican las fases de las sustancias y el valor del ΔH que corresponde a la relación de moles de sustancias que muestra la ecuación balanceada. Como la entalpía es una propiedad extensiva, el valor de ΔH cambiará proporcionalmente si las cantidades de reactivos cambian. Es importante incluir las fases ya que la entalpía o contenido de calor de una sustancia cambia al pasar de una fase a otra. Como la entalpía es una función de estado, el valor de ΔH es independiente de la ruta en que los reactivos se conviertan a productos. No importa si la reacción ocurre en un paso o en varios pasos, el ΔH de la reacción total será el mismo. El químico ruso G. H. Hess reconoció este hecho lo expreso en lo que se conoce como la **Ley de Hess**.

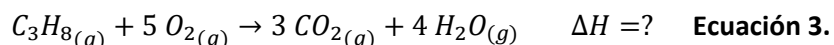
La Ley de Hess dice que el ΔH de una ecuación química que se puede escribir como la suma de dos o más pasos, será igual a la suma de los valores de ΔH de los pasos individuales (ecuación 2)

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots \quad \text{Ecuación 2.}$$

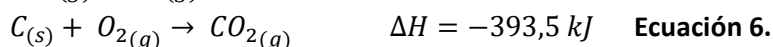
Esta ley es útil para calcular el ΔH de las reacciones individuales que, al sumarse, permitan llegar de reactivos a productos. Para utilizar la ley, se manipulan matemáticamente las ecuaciones termoquímicas individuales, de modo que al sumarlas, se obtenga la ecuación termoquímica que sea de interés.

6.2.3. Manipulación de ecuaciones al aplicar la Ley de Hess

La Ley de Hess se puede utilizar para obtener el calor de reacción, ΔH para la ecuación 3.

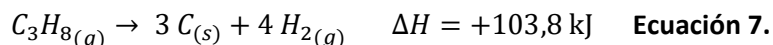


Dadas las ecuaciones termoquímicas 4, 5 y 6.



Para resolver el problema se analiza la ecuación estudiada y se selecciona una ecuación termoquímica en la que esté presente una sustancia en común. Esta sustancia no debe repetirse en las otras ecuaciones termoquímicas.

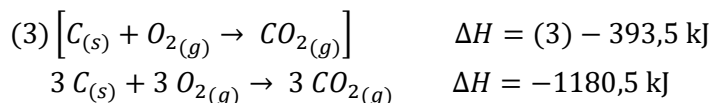
El primer reactivo de la ecuación estudiada es C_3H_8 . Esta sustancia se encuentra en la ecuación 4 como producto con coeficiente de 1. Ya que, en la ecuación estudiada, ecuación 3, se encuentra como reactivo con coeficiente 1, es necesario invertir la ecuación termoquímica, por lo que también hay que cambiarle el signo al calor de reacción (ecuación 7).



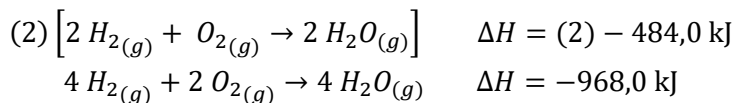


MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

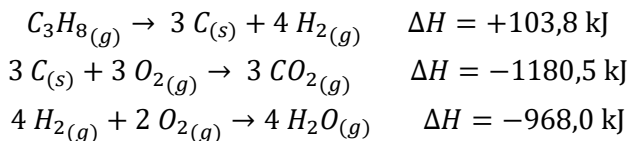
En la ecuación 3, la sustancia CO_2 se encuentra como producto con coeficiente 3. También se encuentra en la ecuación termoquímica 3 como producto, pero con eficiente 1. Se debe reescribir la tercera ecuación de tal forma que todos los coeficientes se hayan multiplicado por 3. Por consiguiente, también es necesario multiplicar por 3 el calor de reacción, así:



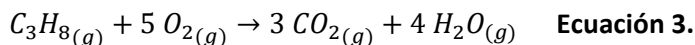
El último producto de la ecuación 3 es H_2O con coeficiente 4. En la segunda reacción termoquímica se encuentra con H_2O como producto con coeficiente 2. Es necesario multiplicar esta ecuación por 2 para que se obtenga el coeficiente 4 en el producto H_2O . Así mismo es necesario multiplicar el calor de reacción por 2, así:



Finalmente, las tres reacciones se suman, así:



Si una sustancia se repite a lados opuestos de dos reacciones, esto es, aparece como reactivo y como producto, se procede a restar el coeficiente mayor del coeficiente menor. Si los coeficientes no son iguales, la sustancia aparecerá como reactivo o producto en la ecuación neta de acuerdo con la posición de la sustancia con coeficiente mayor. Aquí se observa que tanto C como H_2 se restan ya que tienen el mismo coeficiente y no aparecen en la ecuación neta. Si hay una sustancia que se repita a un mismo lado de dos reacciones, sus coeficientes se suman. El oxígeno aparece con coeficiente tres (3) y con coeficiente dos (2) al mismo lado (reactivos) de dos ecuaciones diferentes, por lo que sus coeficientes se suman. Se observa que la ecuación neta aparece el oxígeno en los reactivos con coeficiente cinco (5). Note que al suman se reproduce la ecuación 3 objeto de estudio.



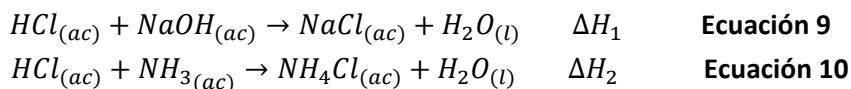
Se procede a sumar los calores de reacción en la ecuación 8.

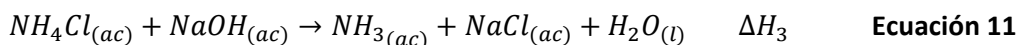
$$\Delta H = +103,8 \text{ kJ} + (-1180,5 \text{ kJ}) + (-968,0 \text{ kJ}) = -2044,7 \text{ kJ} \quad \text{Ecuación 8}$$

Note que la reacción es exotérmica en la que se liberan $-2044,7 \text{ kJ}$.

6.2.4. Descripción del experimento

En este experimento se llevan a cabo tres reacciones de neutralización ácido-base. Los ácidos que se utilizan son el ácido clorhídrico, HCl , y el ión amonio, NH_4^+ , que está presente en la sal soluble NH_4Cl . Las bases que se utilizan son hidróxido de sodio, NaOH , y amoníaco, NH_3 . Las ecuaciones 9, 10 y 11 corresponden a las reacciones del proceso.





Note que si las ecuaciones 9 y 10 se combinan sumándolas de la forma apropiada se obtiene la ecuación 11. Esto se logra invirtiendo la reacción (10) y cambiando el signo de su ΔH . Esto permite utilizar la Ley de Hess para predecir el ΔH de la reacción de la ecuación 11 si se conoce el ΔH_1 y ΔH_2 .

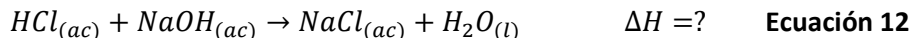
Las reacciones de neutralización se llevan a cabo en calorímetros preparados con vasos de poliestireno. Se mezclan volúmenes conocidos de soluciones de ácido y la base de concentraciones específicas y se hacen medidas de temperatura para obtener el cambio de temperatura causado por la reacción. Con los datos del experimento y tomando los valores de densidad y calor específico del agua como valores aceptados para la mezcla de reacción, se calcula el calor de reacción usando las ecuaciones: $q = s \times m \times \Delta T$ y $q = C \times \Delta T$.

Los valores de ΔH para las tres reacciones se obtienen experimentalmente. Luego se utilizan los valores obtenidos ΔH_1 y ΔH_2 para calcular ΔH_3 usando la Ley de Hess. Con los resultados obtenidos, se puede comparar ΔH_3 que se obtuvo experimentalmente con el valor que predice la Ley de Hess.

6.2.5. Ejemplo de los cálculos necesarios

Se mezclaron 50,0 mL de solución de HCl 2,0 M con 50,0 mL de solución de NaOH 2,0 M, a una temperatura de 28,0 °C en un calorímetro. La capacidad calorífica del calorímetro usado es de 38 J/°C. Después de mezclados, la temperatura subió a 43,0 °C. Calcule el ΔH de esta reacción.

La ecuación 12 describe la reacción que ocurre en el proceso.



Los alrededores están constituidos por el **calorímetro y el agua** presente en las soluciones que se mezclaron. Se mezclaron 50,0 mL de cada una, por lo que el volumen total es 100,0 mL, que se le atribuye al agua pura. Para hacer los cálculos pertinentes se utiliza la densidad de agua para convertir el volumen a masa de agua, así:

$$100,0 \text{ mL} \times \frac{1,00 \text{ g}}{\text{mL}} = 1,00 \times 10^2 \text{ g de agua}$$

Se calcula el cambio de temperatura observado, así:

$$\Delta T = T_f - T_i = 43,0 \text{ °C} - 28,0 \text{ °C} = 15,0 \text{ °C}$$

El sistema está constituido por los reactivos y productos de la reacción química: HCl, NaOH, NaCl y H₂O. Si la temperatura aumentó, el sistema liberó calor que fue absorbido por los alrededores, por lo que la reacción es exotérmica. Para hallar el calor liberado se sustituye en la ecuación del flujo de calor, así:

$$\begin{aligned} q_{\text{sistema}} &= -q_{\text{alrededores}} \\ q_{\text{sistema}} &= -q_{(\text{calorímetro})} - q_{(\text{agua})} \\ q_{\text{sistema}} &= -(C_{\text{calorímetro}} \times \Delta T) - (s_{\text{agua}} \times m_{\text{agua}} \times \Delta T) \end{aligned}$$

La capacidad calorífica del calorímetro es 38 J/°C.

$$\begin{aligned} q_{\text{sistema}} &= -\left(38 \frac{\text{J}}{\text{°C}} \times 15,0 \text{ °C}\right) - \left(4,184 \frac{\text{J}}{\text{g °C}} \times 1,00 \text{ g} \times 10^2 \text{ g} \times 15,0 \text{ °C}\right) \\ q_{\text{sistema}} &= -5,7 \times 10^2 \text{ J} - 62,8 \times 10^2 \text{ J} = -68,5 \times 10^2 \text{ J} = -6,85 \text{ kJ} \end{aligned}$$



MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL II

Para hallar el ΔH de la reacción se divide el calor liberado entre los moles de cualquiera de los reactivos, ya que están en igual cantidad. Se cambian los mL a L y se multiplica por la molaridad, así:

$$\text{moles de HCl} = 50,0 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{2,0 \text{ moles}}{\text{L}} = 0,10 \text{ mol}$$
$$\Delta H = \frac{q_{\text{sistema}}}{\text{moles HCl}} = -\frac{6,85 \text{ kJ}}{0,10 \text{ mol}} = -68 \text{ kJ/mol}$$

6.3. Actividades Pre-laboratorio

6.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- Conceptos de: termoquímica, cambio de entalpía, reacción exotérmica, Ley de Hess.

6.3.2. Escriba las ecuaciones de las tres reacciones de neutralización que se realizarán en la parte experimental. Realice los cálculos teóricos de las entalpías de neutralización para estos procesos.

6.3.3. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica N° 5.

6.4. Materiales y reactivos

6.4.1. Materiales de los estudiantes

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes, dulce abrigo
- Hojas milimetradas
- Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón
- Regla y cronómetro
- Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta
- Alambre galvanizado y alicate
- Vasos de poliestireno de 200 mL con tapa
- Calorímetro (termo o prototipo figura 5.1)

6.4.2. Materiales del laboratorio

- Termómetro digital
- 2 termómetro de vidrio
- 2 balón aforado de 50 mL
- Pinza para termómetro
- Espátula con mango
- 2 Beaker de 250 mL
- 2 Beaker de 100 mL
- Mechero
- Placa vitrocerámica
- Plancha de agitación y calentamiento
- Pinza para tubo de ensayo
- 2 probetas de 100 mL

De uso común

- Balanza

6.4.3. Reactivos

- Agua
- HCl 2,00 M
- NH_4Cl 2,00 M
- NaOH 2,10 M
- NH_3 2,10 M

6.5. Parte Experimental

6.5.1. Determinación de la capacidad calorífica (C) del calorímetro

Si reemplazo la lata de cerveza por un Beaker de 250 mL del sistema del calorímetro empleado en la práctica N° 4, es necesario determinar la capacidad calorífica nuevamente. Para ello coloque 50,0 mL de agua destilada en el vaso del calorímetro, que debe estar limpio y seco. Coloque la tapa del calorímetro y pase el termómetro a través de la tapa hasta que llegue al líquido. Mida la temperatura del agua. Anote la



temperatura, que corresponde a T_i del agua fría. Agite el agua fría del calorímetro y mientras lo hace, añada el agua caliente el vaso, tape el calorímetro y comience a agitar la mezcla moviendo el alambre de agitación del calorímetro (o prenda el sistema de agitación) sin que toque la sonda del termómetro de digital. Desde el momento en que se mezcla, mida la temperatura del sistema cada 30 segundos durante 5 minutos. Deje enfriar el sistema determine la masa del calorímetro con el agua. Anote los datos en la tabla 5.1 de resultados de la práctica 5.

Para hallar el valor de T_f del sistema, realice la gráfica de temperatura como función del tiempo. Luego extrapole la línea hasta el valor de tiempo = 0 segundos (que corresponde al momento de mezclar) y lea el valor de temperatura que le corresponda. Esta será la temperatura final, T_f . Repita el experimento.

NOTA: Los grupos impares van a trabajar el procedimiento 6.5.2. Los grupos pares el procedimiento 6.5.3. Y todos los grupos trabajaran el procedimiento 6.5.4

6.5.2. Determinación de la entalpia de neutralización entre HCl y NaOH

Monte el sistema del calorímetro empleado en la práctica N° 4, y pase el termómetro a través de la tapa del calorímetro. Lave y seque dos probetas de 100 mL. En una de ellas mida 50 mL de HCl 2,00 M, y en el otro mida 50,0 mL de NaOH 2,10 M. Usando el mismo termómetro mida la temperatura de las dos soluciones (enjuague y seque el termómetro antes de introducirlo en la otra solución). Las temperaturas deben ser iguales o no diferir por más de 0,2 °C. Si no lo son, enfríe la más caliente bañando la probeta cuidadosamente con agua corriente. Anote, en la tabla 5.2 de los resultados de la práctica N° 5, esta temperatura que corresponderá a la temperatura inicial, T_i .

Vierta el HCl de la probeta al calorímetro y luego añada rápida y cuidadosamente el NaOH, tape el calorímetro y agite suavemente la mezcla o encienda el sistema de agitación. Desde el momento en que mezcló, mida la temperatura del sistema cada 30 segundos por durante 5 minutos. Halle el valor de T_f para la reacción, según lo explicado en la práctica N° 4. Deseche los residuos de acuerdo a las indicaciones del docente y lave el calorímetro con dos porciones de agua desionizada. Repita el experimento.

6.5.3. Determinación de la entalpia de neutralización entre HCl y NH_3

Siga los pasos de la metodología 6.5.2, usando 50,0 mL de HCl 2,00 M y 50,0 mL de NH_3 2,10 M. Anote los resultados en la tabla 5.2. Repita el experimento.

6.5.4. Determinación de la entalpia de neutralización NH_4Cl y NaOH

Siga los pasos de la metodología 6.5.2, usando 50,0 mL de NH_4Cl 2,00 M y 50,0 mL de NaOH 2,10 M. Anote los resultados en la tabla 5.2. Repita el experimento.

Eliminación de residuos:

- *Residuos 6.2.2.* Determine el pH, si es neutro deseche por el caño.
- *Residuos 6.2.3 y 6.2.4.* Deposite los residuos en el recipiente etiquetado dispuesto por el laboratorista y según lo aconsejado por su instructor para tal fin.



PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

Cálculos:

- En el papel milimetrado, trace las tres curvas de temperatura vs tiempo para las tres reacciones de neutralización y de sus repeticiones.
- Realice los cálculos de ΔH para las tres reacciones de Neutralización trabajadas.
- Manipule las ecuaciones 9 y 10 para obtener la ecuación 11. Utilice la ley de Hess para determinar ΔH de la reacción de ecuación 11.
- Complete los datos de la tabla 5.3 de los resultados de la práctica N° 3.
- Explique dentro del error experimental, ¿cómo es el comportamiento de la entalpía de neutralización para todas las reacciones ácido fuerte – base fuerte? ¿Será el mismo comportamiento para las reacciones ácido débil – base fuerte?

6.6. Preguntas Adicionales

- Hay pérdidas de calor en el calorímetro de poliestireno. Suponiendo un cambio de temperatura de $6.22\text{ }^{\circ}\text{C}$ para la reacción de HCl (ac) con NaOH (ac), calcule la pérdida de calor en un calorímetro de poliestireno de 2,35 g. El calor específico del poliestireno es $1,34\text{ J / g }^{\circ}\text{C}$.
- Jacob agregó descuidadamente solo 40,0 mL (en lugar de los 50,0 mL recomendados) de HCl 1,1 M a los 50,0 mL de NaOH 1,0 M. Explicar la consecuencia del error.
- Un químico usó un termómetro mal calibrado por más de $2\text{ }^{\circ}\text{C}$ en toda la escala del termómetro. ¿Este error de fábrica causará que la energía de neutralización informada, ΔH , sea mayor, menor o no se vea afectada? Explique.

6.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.; Herring, F.G. (2011). Química General. Enlace químico y estructura de la materia. 11th edición. Ed. Prentice Hall, Pearson Educación. Madrid.
- Beran, J. A. (2009). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. 10 th ed. Wiley. USA.
- Delgado, S.; Solíz, L.; Muñoz, Y. (2012). Laboratorio de Química General. Mc. Graw Hill. Mexico.
- Slowinski, E., Wolsey, W., and Rossi, R. (2012). Chemical Principles in the Laboratory. 10th edition. Ed. Brooks/Cole. Belmont

TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 5

FECHA:_____ **GRUPO:**_____ **SUB-GRUPO:**_____

Tabla 5.1. Determinación de la capacidad calorífica del calorímetro

Masa del calorímetro (g)		
Masa del calorímetro más agua (g)		
Masa de agua (g)		
Volumen de agua empleado (mL)		
Temperatura inicial (°C)		
Densidad del agua (g/mL)		
Temperatura máxima de agua (°C)		
Temperatura mínima de agua (°C)		
ΔT (°C)		
Capacidad calorífica calorímetro (J/ °C)		

[illegible]

CALCULOS:

[illegible]

CALCULOS



Tabla 5.3. Resultados de la determinación de la entalpía de neutralización

Reacción	HCl + NaOH		HCl + NH ₃		NH ₄ Cl+ NaOH	
	Medida 1	Medida 2	Medida 1	Medida 2	Medida 1	Medida 2
Parámetros						
Concentración ácido (M)						
Volumen ácido (mL)						
Temperatura del ácido (°C)						
Concentración base (M)						
Volumen base (mL)						
Temperatura del base (°C)						
Máximo de temperatura de la gráfica (°C)						
Calculo de la Entalpía de neutralización						
Promedio Temperatura inicial de ácido + base (°C)						
Cambio de temperatura , ΔT (°C)						
Volumen final de la mezcla (mL)						
Masa final de la mezcla (g)						
Calor específico de la mezcla	4,18 J/g °C		4,18 J/g °C		4,18 J/g °C	
Calor involucrado (J)						
Moles de reactivo limite						
Moles de H ₂ O formado						
ΔH (kJ/mol H ₂ O)						
Promedio ΔH (kJ/mol H ₂ O)						

CALCULOS



7. PRÁCTICA N° 6. INVESTIGACIÓN DE LAS TENDENCIAS PERIÓDICAS

7.1. Objetivos

- Reconocer la clasificación de la tabla periódica
- Observar y generalizar las tendencias de varias propiedades dentro de los periodos y grupos de los elementos.
- Observar de manera experimental las tendencias de las propiedades químicas dentro de los grupos y periodos de los elementos.

7.2. Introducción

Las similitudes entre las propiedades químicas y físicas de los elementos eran bien conocidas a principios del siglo XIX. Varios informes de elementos de agrupación con propiedades similares proporcionaron el trasfondo a partir del cual evolucionó finalmente la tabla periódica moderna.

Sin embargo, fue en 1869, casi simultáneamente, cuando se publicaron dos distribuciones de todos los elementos conocidos, una por Dmitri Mendeleev de Rusia y la otra por Lothar Meyer de Alemania. A partir de sus investigaciones independientes, la organización de los elementos se estableció la **Tabla Periódica Moderna**. Mendeleev mostró que, con los elementos dispuestos en orden de aumentar la masa atómica, sus propiedades químicas se repiten periódicamente. Cuando Meyer organizó los elementos en orden de aumentar la masa atómica encontró que las propiedades físicas se repiten periódicamente. Sin embargo, a pesar que las dos tablas periódicas eran virtualmente idénticas, Mendeleev al publicar primero sus avances donde incluía los espacios para los elementos que aún no habían sido descubiertos, y es considerado el “padre de la Tabla Periódica Moderna”.

En 1913, el estudio de H. G. J. Moseley de los espectros de rayos X de los elementos clarificó la Tabla Periódica a su estado actual: Cuando los elementos están dispuestos en orden de aumentar el número atómico, ciertas propiedades químicas y físicas se repiten periódicamente. Las fotos de la mayoría de los elementos se pueden ver en www.periodictable.com. La tabla periódica sigue ampliándose con la síntesis de nuevos elementos (los transactinoides), principalmente en el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore (en California), el Instituto de Investigaciones Nucleares Joint (en Dubna, Rusia) y el Instituto para la Investigación de Iones Pesados (en Darmstadt, Alemania).

La confirmación más reciente (en 2010) es la síntesis del elemento 117, un elemento que está a punto de completar la séptima fila de elementos de la tabla periódica. Glenn T. Seaborg fue el más prominente de los químicos estadounidenses involucrados en la síntesis de los elementos transuránicos. Recibió el Premio Nobel de Química en 1951 y fue honrado con el nombre de elemento 106, Seaborgium.

En la tabla periódica, cada fila horizontal de elementos es un **período** y cada columna es un **grupo** (o familia). Todos los elementos dentro de un grupo tienen propiedades químicas y físicas similares. Los términos comunes asociados con varias secciones de la tabla periódica son:

- Elementos representativos: Elementos del grupo "A"
- Elementos de transición: Grupos 3-12
- Elementos de transición interna: series del lantánido (números atómicos 58-71) y del actínido (números atómicos 90-103).



- Elementos metálicos: elementos a la izquierda de la "línea del escalón" que corre en diagonal de B a At.
- Elementos no metálicos: elementos a la derecha de la "línea de escalera".
- Metaloides: elementos que se encuentran adyacentes a la "línea de escalera", excluyendo Al
- Metales de post-transición (o metales pobres): metales a la derecha de los metales de transición.
- Metales alcalinos: Elementos del grupo IA
- Metales alcalinotérreos: Elementos del grupo IIA
- Chalcógenos: Elementos del grupo VIA
- Halógenos: Elementos del grupo VIIA
- Gases nobles: Elementos del grupo VIIIA
- Metales de tierras raras: la serie de elementos de lantánidos
- Metales monedas: Cu, Ag, Au
- Metales nobles: Ru, Os, Rh, Ir, Pd, Pt, Ag, Au, Hg

7.2.1. Periodicidad de las propiedades físicas periódicas

La periodicidad de una propiedad física para una serie de elementos puede mostrarse trazando el valor experimental de la propiedad frente a un número atómico creciente. Las propiedades físicas estudiadas en este experimento son las siguientes.

- **Energía de ionización:** es la energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso (Figura 7.1.A).
- **Radio atómico:** es el radio de un átomo del elemento (Figura 7.1.B).
- **Afinidad del electrón:** es la energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro acepta un electrón (Figura 7.1.C).
- **Densidad:** es la masa de una sustancia por unidad de volumen (Figura 7.1.D).

Para una mirada muy completa a las propiedades y tendencias periódicas de los elementos, visite la página www.webelements.com. Otras propiedades físicas que muestran tendencias en grupos y períodos de elementos para el cloro se muestran en la tabla en la tabla 7.1.

Tabla 7.1. Propiedades físicas del cloro

Atomic number	17
Molar mass	35.453 g/mol
Density at 293 K	3.214 g/L
Molar volume	22.7 cm ³ /mol
Melting point	172.22 K
Boiling point	239.2 K
Heat of fusion	3.203 kJ/mol
Heat of vaporization	10.20 kJ/mol
First ionization energy	1251.1 kJ/mol
Second ionization energy	2297.3 kJ/mol
Third ionization energy	3821.8 kJ/mol
Electronegativity	3.16
Electron affinity	349 kJ/mol
Specific heat	0.48 J/g•K
Heat of atomization	121 kJ/mol atoms
Atomic radius	100 pm
Ionic radius (−1 ion)	167 pm
Thermal conductivity	0.01 J/m•s•K

7.2.2. Tendencias de las propiedades químicas

En el presente experimento, se estudian las tendencias en las propiedades químicas de los elementos representativos de la negrita de la tabla 7.2.

Tabla 7.2. Relación de los elementos que se estudiarán en la práctica 6

Period	2	<i>Li</i>	<i>Be</i>	<i>B</i>	<i>C</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	F
	3	Na	Mg	Al	<i>Si</i>	<i>P</i>	S	Cl
	4	<i>K</i>	Ca	<i>Ga</i>	<i>Ge</i>	<i>As</i>	<i>Se</i>	Br
	5	<i>Rb</i>	Sr	<i>In</i>	<i>Sn</i>	<i>Sb</i>	<i>Te</i>	I

En esta práctica se estudiará la fuerza ácida y/o básica relativa de los hidróxidos u óxidos en el tercer período de la tabla periódica, la reactividad química relativa de los halógenos y la solubilidad relativa de los hidróxidos y sulfatos de magnesio, calcio y estroncio se observan a través de una serie de pruebas cualitativas.

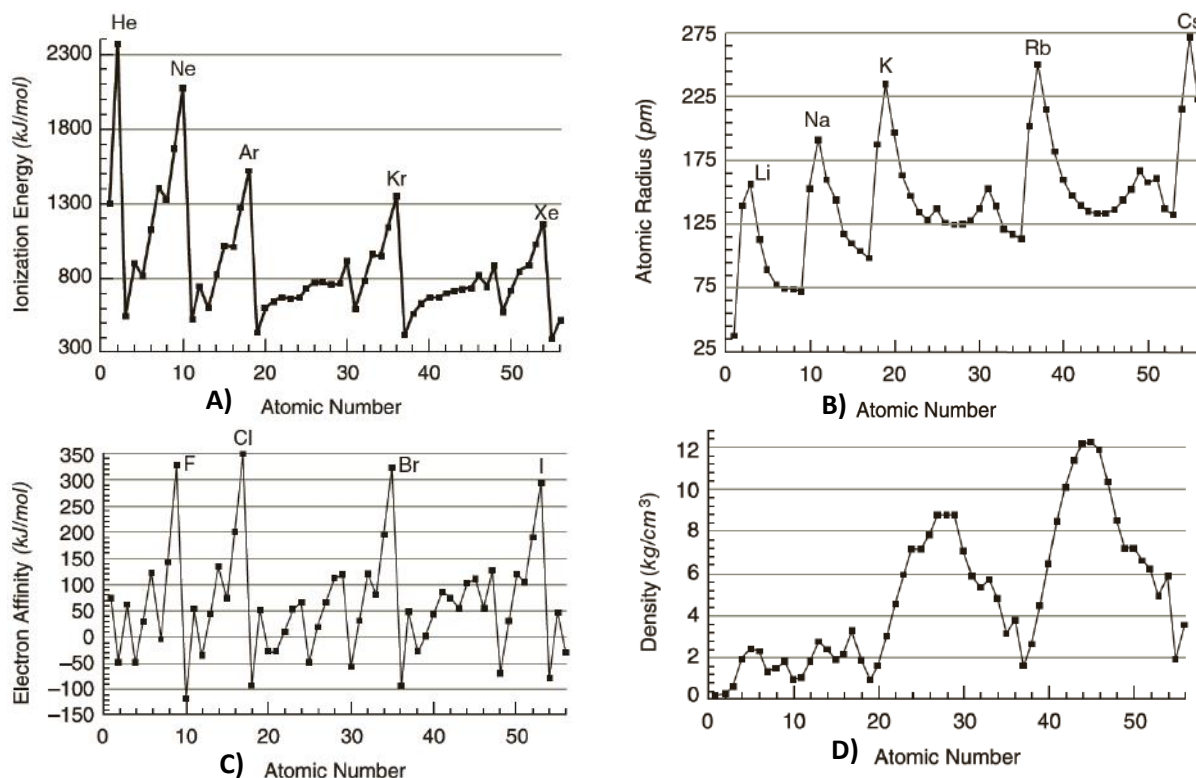


Figura 7. 1. Tendencia de las propiedades físicas de los elementos. A) Energía de Ionización. B) Radio iónico. C) Afinidad electrónica. D) Densidad.

7.3. Actividades Pre-laboratorio

7.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- Las principales propiedades periódicas

7.3.2. Visitar las páginas web: www.periodictable.com, www.webelements.com.

7.3.3. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica N° 6.



7.4. Materiales y reactivos

7.4.1. Materiales de los estudiantes

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes, dulce abrigo
- Hojas milimetradas
- Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón
- Regla y cronómetro
- Lija
- Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta
- Tabla periódica

7.4.2. Materiales del laboratorio

- 30 tubos de ensayo
- 5 corchos para tubo de ensayo
- Gradilla
- Pinza para tubo de ensayo
- Vidrio de reloj
- Gotero
- Varilla de agitación
- Mechero
- Beaker de 250 mL
- Placa vitrocerámica
- 2 pipeta de 5 mL
- Espátula con mango
- 1 espátula de cobre

De uso común

- Pipetas para reactivos
- Gotero
- Beaker de 600 mL
- Pinza para crisol
- Papel indicador de pH

7.4.3. Reactivos

- | | | |
|---------------|--|---|
| • Sodio | • NaCl, sólido | • NaOH, 0,050 M |
| • Manganeseo | • NaF, sólido | • Na ₂ SO ₃ , sólido |
| • Aluminio | • HNO ₃ , 3M | • Fe(NO ₃) ₃ , 0,1 M |
| • Silicio | • KI, 3M | • MgCl ₂ , 0,1 M |
| • Azufre | • Ca(NO ₃) ₂ , 2M | • CaCl ₂ , 0,1 M |
| • NaOCl, 5 % | • AgNO ₃ , 0,1M | • Sr(NO ₃) ₂ , 0,1 M |
| • Ciclohexano | • NH ₃ , 3M | • Fenoltaleína 5% |
| • KBr, 3M | • Na ₂ SO ₄ , 0,1 M | • NaOH, 6M |
| • KBr, sólido | • Na ₂ SO ₄ , sólido | • HCl, 6M |
| • KI, sólido | | |

7.5. Parte Experimental

7.5.1. TENDENCIAS PERIÓDICAS EN LAS PROPIEDADES FÍSICAS

Las Figuras 1.A a 1.D representan los datos experimentales de cuatro propiedades físicas de los elementos en función de su número atómico. Mientras que los valores reales no se pueden obtener fácilmente de los datos gráficos, las tendencias periódicas se pueden ver fácilmente. Todos los valores solicitados para el análisis de los datos gráficos sólo necesitan ser dados como sus "mejores estimaciones posibles" a partir de los valores presentados en la tabla periódica.

Las tendencias periódicas de los elementos se analizarán a través de la siguiente serie de preguntas que se encuentran en los resultados de la práctica 6.



7.5.2. ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

A. Muestras de elementos. Las muestras de los elementos representativos del tercer período: sodio, magnesio, aluminio, silicio y azufre. Tenga en cuenta que el metal Na se almacena bajo un líquido no acuoso para evitar la oxidación rápida del aire. Pulir las tiras de metal de Mg y Al con lija para una mejor visualización. Anote sus observaciones en los resultados de práctica 6.

B. Cloro. En un tubo de ensayo, rotulado, limpio y seco, coloque 2 mL de una solución de hipoclorito de sodio al 5% y 10 gotas de ciclohexano. Agite la mezcla (Figura 7.2). ¿Cuál capa corresponde a ciclohexano? Añada 10 gotas de HCl 6 M. Agite la mezcla (con una varilla de agitación) para que el HCl se mezcle con la solución de NaClO. Observe el color del cloro en la capa de ciclohexano. Registre su observación. No descarte esta mezcla, la empleará en la **sección 7.5.3.A**.

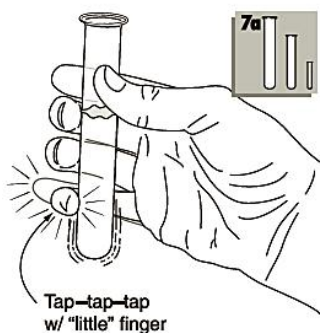


Figura 7. 2. Agite el contenido del tubo de ensayo con el dedo meñique.

C. Bromo. En un segundo tubo de ensayo limpio, coloque 2 mL de solución de KBr 3 M y 3 gotas de ciclohexano. Añada 10 gotas de HNO_3 8 M. Agite la mezcla de manera que el HNO_3 se mezcle con la solución de KBr. Coloque el tubo de ensayo en un baño maría para aumentar la velocidad de reacción. Observe el color del bromo en la capa de ciclohexano y registre en la tabla de resultados de la práctica 6. No descarte la muestra y utilícela en la **sección 7.5.3.B**.

D. Yodo. Rotule un tercer tubo de ensayo, limpio y seco. Coloque 2 mL de solución de KI 3 M y 3 gotas de ciclohexano. Añada de 10 gotas de HNO_3 8 M. Agitar la mezcla de manera que el HNO_3 se mezcle con la solución de KI. Coloque el tubo de ensayo en un baño maría para aumentar la velocidad de reacción. Observe el color del bromo en la capa de ciclohexano y registre en la tabla de resultados de la práctica 6. No descarte la muestra y utilícela en la **sección 7.5.3.C**.

Compare la apariencia de los tres halógenos disueltos en el ciclohexano. Dado que algunos vapores de cloro, bromo y yodo pueden escapar de los tubos de ensayo de las secciones 7.5.2 y 7.5.3, es que los experimentos se realicen en la campana de extracción.

7.5.3. Propiedades químicas de los halógenos

Lave, seque y rotule 6 tubos de ensayo. De acuerdo a lo mostrado en la figura 7.3.

A. El cloro y sus reacciones con los iones bromuro y yoduro. En dos tubos de ensayos limpios y secos, añada en un tubo una alícuota de KBr sólido y en el otro KI sólido. Con una pipeta retire la capa sobrenadante de cloro/ciclohexano de la **sección 7.5.2.B**, divida el contenido en dos porciones iguales y

adiciónelas a cada tubo de ensayo. Agite la mezcla, observe y registre en los resultados de la práctica 6. Escriba las ecuaciones netas y las ecuaciones iónicas netas del proceso.

B. El bromo y sus reacciones con los iones cloruro y yoduro. Añada una alícuota de NaCl sólido a un tercer tubo de ensayo y en el cuarto tubo adicione una alícuota de KI. Con una pipeta retire la capa sobrenadante de bromo/ciclohexano de la **sección 7.5.2.C**, divida el contenido en dos porciones iguales y adiciónelas a los tubos de ensayo 3 y 4. Agite la mezcla, observe y registre en los resultados de la práctica 6. Escriba las ecuaciones netas y las ecuaciones iónicas netas del proceso.

C. El yodo y sus reacciones con los iones cloruro y bromuro. Adicione una alícuota de NaCl sólido a un quinto tubo de ensayo y una alícuota de KBr al sexto tubo de ensayo. Utilice una pipeta para retirar la capa sobrenadante de yodo/ciclohexano de la **sección 7.5.2.D**, divida el contenido en dos porciones iguales y adiciónelas a los tubos de ensayo 5 y 6. Agite la mezcla, observe y registre en los resultados de la práctica 6. Escriba las ecuaciones netas y las ecuaciones iónicas netas del proceso.

¿Qué puede concluir sobre la reactividad química relativa de los halógenos?

Pinch: a solid mass about the size of a grain of rice

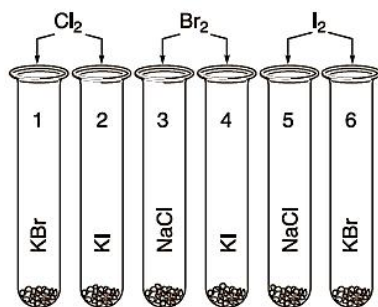


Figura 7. 3. Tubos de ensayo rotulados para ensayar la reactividad relativa de los halógenos

7.5.4. Las propiedades químicas de los haluros

Reacciones de los haluros con varios iones metálicos. Etiquete 12 tubos de ensayo, limpios y secos. Transfiera las siguientes sustancias a cada uno de ellos:

- ✓ Tubos de ensayo 1, 2 y 3: una alícuota de NaF y 10 gotas de agua.
- ✓ Tubos de ensayo 4, 5 y 6: una alícuota de NaCl y 10 gotas de agua.
- ✓ Tubos de ensayo 7, 8 y 9: una alícuota de KBr y 10 gotas de agua.
- ✓ Tubos de ensayo 10, 11 y 12: una alícuota de KI y 10 gotas de agua.

A. Añada lentamente 10 gotas de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 2 M a los tubos de ensayo 1, 4, 7 y 10. Observe atentamente y determine el tiempo en el que vire el color del fondo de los tubos de ensayo. Anote sus observaciones en los resultados de la práctica 6.

B. Adiciones lentamente 10 gotas de AgNO_3 0,1 M a los tubos de ensayo 2, 5, 8 y 11. Observe. Después de aproximadamente 1 minuto, añadir 10 gotas de NH_3 3M.

C. Agregue 1 gota de HNO_3 8 M y lentamente adicione 10 gotas de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,1 M a los tubos de ensayo 3, 6, 9 y 12. Observe atentamente y durante un período de tiempo.

D. Resuma sus observaciones de la sustancia química actividad para los haluros con el Ca^{2+} , Ag^+ , e iones de Fe^{3+} en las tablas de resultados de la práctica 6.



7.5.5. Reactividad Química de algunos elementos representativos

A. Sodio. De carácter demostrativo. Envuelva un trozo de metal sódico del tamaño de una lenteja en papel de aluminio. Llene el tubo de ensayo con agua, añadir 2 gotas de fenolftaleína, e invierta el tubo de ensayo en un beaker con agua. Perfore de 5 a 10 agujeros con un alfiler en el papel de aluminio. Con un par de pinzas o pinzas, coloque el metal de sodio envuelto en la boca del tubo de ensayo, manteniéndolo bajo el agua, como se observa en la figura 7.4 ¿Qué es el gas desplazado? Pruebe el gas sosteniendo la boca del tubo de ensayo invertido sobre una llama de Bunsen. Un chasquido fuerte indica la presencia de gas hidrógeno. Tenga en cuenta la apariencia del cambio de color en la solución.

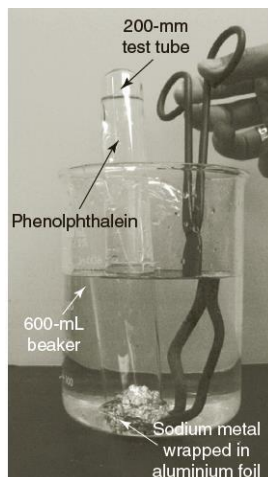


Figura 7. 4. Recolección de gas hidrógeno de la reacción de sodio y agua

B. Magnesio y aluminio. Lije 5 cm de metal Mg y Al; corte piezas de 5 mm y colóquelas en dos tubos de ensayo para cada metal.

- *Reacción con ácido.* Tome dos tubos de ensayo, uno con Mg y otro con Al, y adicione 10 gotas de HCl 3 M. ¿Qué metal reacciona más rápidamente? ¿Qué es el gas que se desarrolla?
- *Reacción con base.* Añada gotas de NaOH 6 M a los dos tubos de ensayo restantes. Al tubo de ensayo que contiene aluminio, cuente el número de gotas de NaOH adicionado hasta que se produzca un cambio en la apariencia. Agregue el mismo número de gotas al tubo de ensayo que contiene el ion magnesio. Registre sus observaciones en la tabla de resultados de la práctica 6. Seguidamente, adicione gotas de HCl 6 M hasta que ambas soluciones vuelvan a ser incoloras. Observe atentamente a medida que se agrega cada gota. Registre y explique.

C. Solubilidad de los cationes alcalinos

- *Solubilidad de los hidróxidos.* Coloque 10 gotas de MgCl_2 0,1 M, CaCl_2 0,1 M y $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M en tres tubos de ensayo. Agregue gotas de NaOH 0,050 M hasta que aparezca una turbidez en cada tubo. Prediga la tendencia en la solubilidad de los hidróxidos de los cationes del Grupo 2A.
- *Solubilidad de los sulfatos.* Coloque 10 gotas de MgCl_2 0,1 M, CaCl_2 0,1 M y $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M en otros tres tubos de ensayo. Adicione gotas de Na_2SO_4 0,1 M hasta que aparezca una turbidez en cada tubo. Prediga la tendencia en la solubilidad de los sulfatos de los cationes del Grupo 2A.



D. Ácido sulfuroso y ácido sulfúrico. Debido al posible desprendimiento de un gas de mal olor, este experimento se debe realizar en la campana de extracción.

- En un tubo de ensayo, coloque una alícuota doble de sulfito sódico sólido, Na_2SO_3 . Adicione 10 gotas de HCl 6M. Pruebe el gas desprendido con papel tornasol azul húmedo. Escriba una ecuación balanceada para la reacción.
- Repita la prueba, sustituyendo el Na_2SO_3 por sulfato de sodio sólido, Na_2SO_4 . Explique cualquier diferencia o similitud en sus observaciones.

Eliminación de residuos:

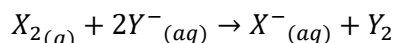
- *Residuos 7.5.2 y 7.5.3.* Desechar en el recipiente para residuos halogenados.
- *Residuos 7.2.4 y 7.5.5.* Deposite los residuos en el recipiente etiquetado dispuesto por el laboratorista y según lo aconsejado por su instructor para tal fin.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

- Escriba las ecuaciones de todos los procesos químicos involucrados en la práctica, y explique los cambios periódicos estudiados.

7.6. Preguntas Adicionales

- Considere la ecuación general para la reacción de los halógenos, X_2 y Y_2 .



Es X_2 o Y_2 es el halógeno más reactivo, explique.

- Explique por qué al ir de izquierda a derecha a través de un período de la tabla periódica, los elementos se vuelven (más, menos) metálicos.
- Explique por qué de arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica, los elementos se vuelven (más, menos) metálicos.

7.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.; Herring, F.G. (2011). Química General. Enlace químico y estructura de la materia. 11th edición. Ed. Prentice Hall, Pearson Educación. Madrid. 7
- Beran, J. A. (2009). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. 10 th ed. Wiley. USA.



TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 6

FECHA: _____ GRUPO: _____ SUB-GRUPO: _____

A. Tendencias periódicas en las propiedades físicas

Consulte y consigne en su informe:

A.1. Figura 7.1.A: Los datos de la gráfica de las energías de ionización de los elementos muestran las tendencias a lo largo de los períodos de los elementos.

- Localice el grupo de elementos de los gases noble. ¿Cuál parece ser la tendencia periódica de las energías de ionización hacia abajo en el grupo de los gases nobles (es decir, con el aumento del número atómico)?
- Escaneando los datos de la gráfica en busca de elementos adyacentes y luego alejados de los halógenos, ¿qué afirmación general puede resumir la tendencia de las energías de ionización cuando se mueve hacia abajo en un grupo de elementos?
- ¿Qué elemento tiene la mayor energía de ionización?
- ¿Qué afirmación general puede resumir la tendencia de las energías de ionización cuando se mueven a través de un período de elementos?

A.2. Figura 7.1.B: Los datos de la gráfica de los radios atómicos de los elementos muestran en general tendencias decrecientes a lo largo de un período de elementos. Los gases nobles son una anomalía.

- ¿Qué grupo de elementos tiene los radios atómicos más grandes?
- Moviéndose hacia abajo un grupo de elementos (número atómico creciente), ¿cuál es la tendencia general de los radios atómicos?
- ¿Qué elemento tiene el mayor radio atómico?
- ¿Qué afirmación general puede resumir la correlación de las energías de ionización con los radios atómicos de los elementos?

A.3. Figura 7.1.C: Los datos de la gráfica de las afinidades electrónicas de los elementos muestran una serie de irregularidades, pero existe una tendencia general al aumento de los valores a lo largo de un período de elementos.

- ¿Qué grupo de elementos tiene las mayores afinidades de electrones?
- ¿Es repetitiva la tendencia de las afinidades de electrones para los períodos 2 y 3? Cite ejemplos.
- ¿Qué elemento tiene la mayor afinidad de electrones?
- ¿Existe una correlación entre las afinidades de los electrones y los radios atómicos de los elementos? Si es así, ¿qué es? Cite ejemplos.

A.4. La figura 7.1.D muestra las tendencias repetidas de la densidad para los períodos de los elementos.

- ¿Cuál es la tendencia general de las densidades para los períodos 2 y 3?
- ¿Cuál es la tendencia en las densidades que se mueven hacia abajo en un grupo de elementos?
- ¿Qué sección de la tabla periódica (ver Introducción) tiene elementos con mayores densidades?
- ¿Qué elemento tiene mayor densidad?

**B. Apariencia de algunos elementos representativos**

Tabla 6.1. Apariencia de los elementos estudiados

Elemento	Estado Físico	Apariencia física y otras observaciones	Color
Na			
Mg			
Al			
Si			
S ₈			
Cl ₂			
Br ₂			
I ₂			

C. Propiedades químicas de los halógenos

Tabla 6.2. Observaciones en ciclohexano

Sustancias	Cl ₂	Br ₂	I ₂	Ecuación Iónica Neta	Observaciones
KCl					
KBr					
KI					

- ¿Qué puede concluir acerca de la reactividad relativa de Cl₂, Br₂ y I₂?



D. Propiedades químicas de los haluros

Tabla 6.3. Resultados de la reacción de haluros con diferentes iones metálicos

	Ca(NO₃)₂ (aq)	AgNO₃ (aq)	Fe(NO₃)₃ (aq)
N° tubo	1	2	3
Reacción con NaF (aq)			
Observaciones			
N° tubo			
Reacción con NaCl (aq)			
Observaciones			
N° tubo			
Reacción con NaBr (aq)			
Observaciones			
N° tubo			
Reacción con NaI (aq)			
Observaciones			

A partir de los datos observados, responda a las siguientes preguntas.

- ¿Cuáles de los fluoruros metálicos son insolubles? _____
- ¿Cuáles de los cloruros metálicos son insolubles? _____
- ¿Cuáles de los bromuros metálicos son insolubles? _____
- ¿Cuáles de los yoduros metálicos son insolubles? _____

E. Reactividad química de algunos elementos representativos

E.1. Sodio o Calcio

- Nombre el gas que se desprendió en la reacción de Na con el agua: _____
- ¿Qué se produce de la reacción de Na con el agua como lo indica la acción de la fenolftaleína?
- Escribe la ecuación química para la reacción de Na con agua:



E.2. Magnesio y aluminio

- ¿Qué metal reacciona más rápidamente con el HCl? _____, registre el tiempo.
- ¿Cuál es el gas que se desarrolla cuando el Mg y el Al reaccionan con el HCl? Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas

- Reacción con NaOH

Tabla 6.4. Observaciones de la reacción de NaOH con iones magnesio y aluminio

Ion	Reacción	NaOH 6M	Exceso de NaOH 6M
Mg^{2+}			
Al^{3+}			

- Explique las diferencias en el comportamiento químico de los hidróxidos de magnesio y aluminio. Use ecuaciones químicas en tu discusión.

E.3. Solubilidad de cationes alcalinotérreos

Tabla 6.5. Observaciones de la solubilidad de los cationes alcalinotérreos

Cationes		NaOH 0,050 M	Na ₂ SO ₄ 0,10 M
Mg^{2+}	Reacción		
	Observación		
Ca^{2+}	Reacción		
	Observación		
Sr^{2+}	Reacción		
	Observación		



- Registre el orden reciente de la solubilidad de los hidróxidos:
_____ < _____ < _____
- Registre el orden reciente de la solubilidad de las sales de sulfato:
_____ < _____ < _____
- ¿Qué puede concluir sobre la tendencia general en solubilidades del Grupo IIA de hidróxidos y sulfatos metálicos?

E.4. Ácido sulfuroso y ácido sulfúrico

- ¿Qué indica la prueba de fuego sobre la estabilidad química del ácido sulfuroso?
- ¿Qué es el gas que se genera? _____
- Escriba una ecuación para la descomposición del ácido sulfuroso.
- ¿Qué indica la prueba de fuego sobre la estabilidad química del ácido sulfúrico? _____
- ¿Qué propiedad química diferencia al ácido sulfuroso del ácido sulfúrico?

8. PRÁCTICA N° 7. ELECTROQUÍMICA: CELDAS GALVÁNICA, ECUACIÓN DE NERNST

8.1. Objetivos

- Medir los potenciales de reducción relativos para un número de parejas Redox
- Desarrollar una comprensión del movimiento del flujo de los electrones, aniones y cationes en una celda galvánica
- Estudiar los factores que afectan los potenciales de celda galvánica.
- Estimar la concentración de iones en la solución utilizando la ecuación de Nernst

8.2. Introducción

Las celdas electroquímicas son de dos tipos, galvánicas y electrolíticas, ambas empleando el principio de reacciones de oxidación-reducción (Redox). En las **celdas galvánicas** (o voltaicas), las reacciones Redox ocurren espontáneamente, como es común en todas las baterías portátiles que conocen en la actualidad. Los carros eléctricos, linternas, relojes y herramientas eléctricas funcionan debido a una reacción Redox espontánea específica. **Celdas electrolíticas** son impulsadas por reacciones Redox no espontáneas, es decir, reacciones que requieren energía para que ocurran. Las baterías recargables, la galvanoplastia, el refinado de metales, y la generación de varios gases requiere el uso de energía para provocarlas.

Experimentalmente, cuando el alambre de cobre se coloca en una solución de iones de plata (Figura 8.1), los átomos de cobre donan espontáneamente electrones a los iones de plata, es decir, los átomos de cobre se oxidan y los de plata se reducen. Los iones de plata migran a los átomos de cobre para recoger electrones y formar átomos de plata en la interfaz de solución metálica de cobre; los iones de cobre que se forman entonces se mueven hacia la solución lejos de la interfaz. La ecuación 1 indica la reacción general que ocurre en la interfaz.

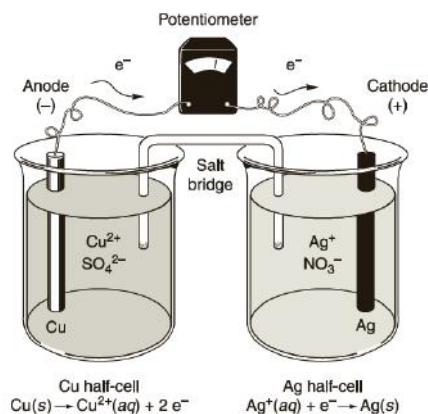
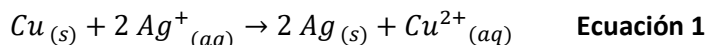
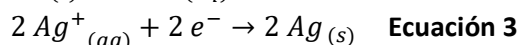
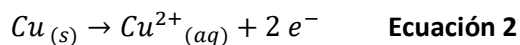


Figura 8. 1. Esquema de una Celda Galvánica

Esta reacción Redox puede dividirse en una semi-reacción de oxidación (ecuación 2) y una semi-reacción de reducción (ecuación 3). Cada Semi-reacción se conoce como pareja Redox, y consiste en el estado reducido y el estado oxidado de la sustancia.





Una celda galvánica está diseñada para aprovechar esta transferencia espontánea de electrones. En lugar de transferir electrones en la interfaz de los iones de cobre y plata en solución, una celda galvánica separa el metal de cobre de los iones de plata para forzar a los electrones a pasar externamente a través de un cable, un circuito externo, para la reducción de los iones de plata. La figura 8.1 es un diagrama esquemático de la conformación de una celda galvánica para estas reacciones Redox.

Las dos parejas Redox se colocan en compartimentos separados llamados semi-celda. Cada semi-celda consta de un electrodo, normalmente el metal (estado reducido) de la pareja Redox, y una solución que contiene el catión correspondiente (estado oxidado) de la pareja Redox. Los electrodos de las semi-celdas están conectados por un cable a través del cual fluyen los electrones, proporcionando corriente para el circuito externo.

Un puente salino que conecta las dos semi-celdas completa la construcción de la celda galvánica (y del circuito). El puente salino permite el movimiento limitado de iones de una semi-celda a la otra, el circuito interno, de modo que cuando la celda funciona, se mantiene la neutralidad eléctrica en cada semi-celda. Por ejemplo, cuando el metal de cobre se oxida a iones de cobre (II) en la semi-celda de Cu^{2+}/Cu , o bien los aniones NO_3^- deben entrar o bien los iones de cobre (II) deben salir de la semi-celda para mantener la neutralidad. De manera similar, cuando los iones de plata se reducen para formar plata metálica en su semi-celda, los aniones NO_3^- deben salir o cationes debe entrar en la semi-celda para mantener la neutralidad.

El electrodo de plata en el que se produce la reducción se denomina cátodo; el electrodo de cobre en el que se produce la oxidación se denomina ánodo. Debido a que un proceso de oxidación dona electrones al electrodo de cobre para proporcionar una corriente en el circuito externo, el ánodo es designado el electrodo negativo en una celda galvánica. Un proceso de reducción acepta los electrones del circuito y los suministra a los iones de plata en solución; el cátodo de plata es el electrodo positivo. Esta designación de signo nos permite distinguir el ánodo del cátodo en una celda galvánica.

8.2.1. Potencial de celda

Los metales, como el cobre y la plata, tienen diferentes tendencias a oxidarse; de manera similar, sus iones tienen distintas tendencias a sufrir reducción. El potencial de una celda galvánica se debe a la diferencia en las tendencias de los dos metales a oxidarse (donar electrones) o de sus iones a reducirse (aceptar electrones). Comúnmente, en un potencial de reducción medido, la tendencia de un ion (o molécula) a aceptar electrones, es el valor usado para identificar la facilidad relativa de reducción para una media reacción.

Para las parejas de Redox de cobre y plata, sus potenciales de reducción se pueden representar como $E_{\text{Cu}^{2+},\text{Cu}}$ y $E_{\text{Ag}^+,\text{Ag}}$, respectivamente. El potencial de celda es la diferencia entre los dos potenciales de reducción se expresa en la ecuación 4.

$$E_{\text{celda}} = E_{\text{Ag}^+,\text{Ag}} - E_{\text{Cu}^{2+},\text{Cu}} \quad \text{Ecuación 4}$$



Experimentalmente, el ion plata tiene una mayor tendencia que el ion cobre a estar en estado reducido (metálico); por lo tanto, Ag^+ tiene un mayor potencial de reducción (más positivo). Dado que el potencial de la celda, E_{celda} , se mide como un valor positivo, $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}$ se coloca antes que $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ en la ecuación 5.

El potencial de celda medido corresponde al **potencial estándar de celda** es cuando las concentraciones de todos los iones son de 1 mol/L y la temperatura de las soluciones es de 25 °C.

El potencial de reducción estándar para la pareja Redox $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}$, $\text{Ag}^+(1 \text{ M})/\text{Ag}$, es de +0,80 V, y el potencial de reducción estándar para la pareja Redox $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$, $\text{Cu}^{2+}(1 \text{ M})/\text{Cu}$, es de +0,34 V. Teóricamente, un potenciómetro (o multímetro) mostraría la diferencia entre estos dos potenciales, o, en condiciones estándar.

$$E_{\text{celda}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,80 \text{ V} - (0,34 \text{ V}) = +0,46 \text{ V} \quad \text{Ecuación 5}$$

La desviación del valor teórico puede ser el resultado de la actividad de la superficie en los electrodos o de la actividad de los iones en solución.

8.2.2. Medida del potencial de la celda

En la Parte 8.5.1. de este experimento, se "construyen" varias celdas a partir de una selección de parejas Redox y se recogen datos. A partir de un análisis de los datos, se determinan los potenciales de reducción relativos para las parejas Redox y se colocan en un orden de potenciales de reducción decrecientes.

En la Parte 8.5.2., las formaciones del complejo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ y el precipitado CuS se utilizan para cambiar la concentración de $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ en la pareja Redox Cu^{2+}/Cu . Se interpretan los cambios observados en los potenciales de la celda.

8.2.3. Medición de potenciales de celda no estándar

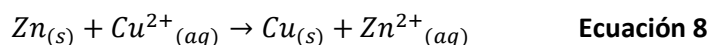
La ecuación de Nernst es aplicable a sistemas Redox que no están en condiciones estándar, más a menudo cuando las concentraciones de los iones en solución no son de 1 mol/L. A 25 °C, el potencial de celda medido, E_{celda} , se relaciona con E_{celda}° y las concentraciones iónicas mediante la ecuación 6.

$$\text{Ecuación de Nernst: } E_{\text{celda}} = E_{\text{celda}}^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q \quad \text{Ecuación 6}$$

donde n representa el número de electrones intercambiados según la reacción de la celda. Para la celda de cobre – plata, $n = 2$; se pierden dos electrones por átomo de cobre y se ganan dos electrones por dos iones de plata (véanse las ecuaciones 1 – 3). Para concentraciones iónicas diluidas, el cociente de reacción, Q, es igual a la expresión de acción de la masa para la reacción celda (ecuación 7).

$$Q = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} \quad \text{Ecuación 7}$$

En la Parte 8.5.3. de este experimento, se estudia en profundidad el efecto que los cambios en la concentración de un ion tienen sobre el potencial de la celda. Se miden los potenciales de celdas de un número de parejas Redox zinc-cobre en las que las concentraciones de iones de cobre son variadas, pero la concentración de iones de zinc se mantiene constante, de acuerdo a la ecuación 8.





La ecuación de Nernst para la reacción se define en la ecuación 9.

$$E_{celda} = E^{\circ}_{celda} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \quad \text{Ecuación 9.}$$

La reorganización de la ecuación 9 (donde E_{celda} y $[Zn^{2+}]$ son constantes en el experimento) produce la ecuación 10:

$$E_{celda} = E^{\circ}_{celda} - \frac{0,0592}{2} \log [Zn^{2+}] + \frac{0,0592}{2} \log [Cu^{2+}] \quad \text{Ecuación 10.}$$

$$y = \underbrace{\quad}_{b} + \underbrace{\quad}_{m} x$$

La ecuación 10 se simplifica en la ecuación 11.

$$E_{celda} = constante - \frac{0,0592}{2} pCu \quad \text{Ecuación 11}$$

$$pCu = -\log Cu$$

Un diagrama de E_{celda} versus pCu para soluciones de concentraciones conocidas de iones de cobre tiene una pendiente negativa de $0,0592/2$ y una intercepción b que incluye no sólo las constantes de la ecuación 10 sino también las características inherentes de la celda y el potenciómetro (figura 8.2).

El E_{celda} de una solución con una concentración desconocida de iones de cobre es entonces medido; a partir de la gráfica lineal, se determina su concentración.

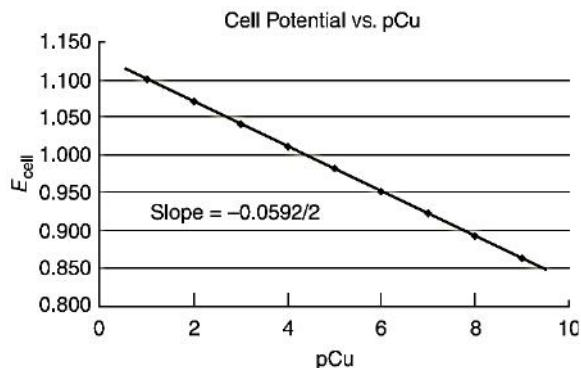


Figura 8. 2. Variación de E_{celda} vs pCu

8.3. Actividades Pre-laboratorio

8.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- Interface, pareja Redox, circuito externo, puente salino, circuito interno.

8.3.2. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica N° 7.

8.4. Materiales y reactivos

8.4.1. Materiales de los estudiantes

- | | |
|--|---|
| • Blusa de manga larga, Gafas de protección, | • Regla y cronómetro |
| Guantes, dulce abrigo | • Lija |
| • Hojas milimetradas | • Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta |
| • Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón | • Lamina de 1x20 de Cu, Ee, Zn y Mg |

8.4.2. Materiales del laboratorio

- 8 Beaker de 50 mL
- Balón 100 mL
- Varilla de agitación
- Beaker 100 mL
- Frasco lavador
- 2 Pipeta de 5 mL
- Pipeta aforada
- 1 espátula de cobre

De uso común

- Probetas de 50 mL
- Papel filtro

8.4.3. Reactivos

- CuSO_4 , 0,1 M
- CuSO_4 , 0,001 M
- CuSO_4 , 1 M
- NH_3 , 6 M
- Na_2S , 0,2 M
- FeSO_4 , 0,1 M
- ZnNO_3 , 0,1 M
- MgSO_4 , 0,1 M
- KNO_3 , 0,1 M

8.5. Parte Experimental

8.5.1. Potenciales de reducción de varias parejas Redox

A. **Preparación los electrodos, las soluciones y un multímetro.** Rotule cuatro vasos de precipitados de 50 mL y llene $\frac{3}{4}$ de su volumen con las soluciones de 0,1 M como se muestra en la Figura 8.3. Comparta estas soluciones con otros grupos químicos en el laboratorio.

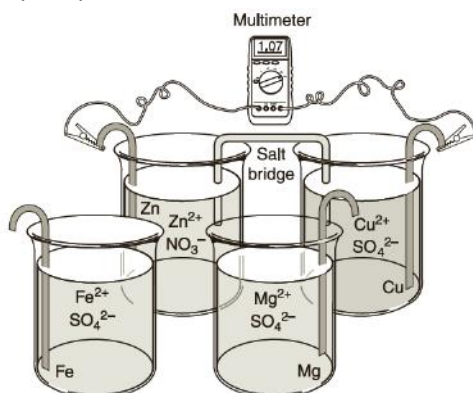


Figura 8. 3. Montaje para la medición de los potenciales de celdas para seis celdas galvánicas

Lijar las tiras de cobre, zinc, hierro y magnesio metálico con lana de acero o papel de lija, enjuagar con pocas gotas de HNO_3 diluido ($\sim 0,1$ M) y luego lavar con agua desionizada. Estos metales pulidos, serán utilizados como electrodos, deben doblarse para extenderse sobre las soluciones de sus respectivos vasos de precipitados. Emplee un multímetro o un voltímetro.

- B. **Preparación de la celda de cobre-zinc.** Coloque la lámina de Cu (electrodo) en la solución CuSO_4 y una lámina de Zn (electrodo) en la solución de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Enrolle un trozo de papel de filtro y mójelo con una solución de KNO_3 0,1 M. Doblar e insertar los extremos del papel de filtro en las soluciones de los dos beaker; éste es el puente salino que se muestra en las figuras 8.1 y 8.3. Ajuste el multímetro al rango de 2000 mV y conecte un electrodo al polo negativo del multímetro y el otro al positivo.
- C. **Repetición para el resto de las celdas.** Determine los potenciales de celdas para todas las celdas galvánicas posibles que se pueden construir a partir de las cuatro parejas Redox. Anote los resultados



para las varias celdas galvánicas en la tabla de resultados de la práctica 7. Prepare un nuevo puente salino para cada celda galvánica.

- D. **Determinación de los potenciales de Reducción relativos.** Suponiendo que el potencial de reducción de la pareja Redox Zn^{2+} (0,1 M)/Zn es de -0,79 V, calcule los potenciales de reducción de todas las demás parejas Redox.

8.5.2. Efecto de los cambios de concentración sobre el potencial de celda

- A. **Efecto de las diferentes concentraciones molares.** Coloque la celda galvánica indicada en la figura 8.4,A, utilizando soluciones de CuSO_4 1 M y CuSO_4 0,001 M. Sumergir un electrodo de cobre pulido en cada solución. Preparar un puente salino para conectar las dos semi-celdas. Mida el potencial de celda. Determine el ánodo y el cátodo. Escriba una ecuación para la reacción que ocurre en cada electrodo.
- B. **Efecto de la formación de complejos.** Añada 3 mL de NH_3 6 M a la solución de CuSO_4 0,001 M hasta que se disuelva el precipitado. (Precaución: No inhalar NH_3). Observe y registre cualquier cambio en la semi-celda y el potencial de celda.
- C. **Efecto de la formación de precipitados.** Añada 2-5 mL Na_2S 0,2 M a la solución de CuSO_4 0,001 M que contiene ahora el NH_3 añadido. ¿Qué se observa en la semi-celda y qué sucede con el potencial de celda? Registre sus observaciones.

8.5.3. La ecuación Nernst y una concentración desconocida

- A. **Preparar las soluciones diluidas.** Preparar las soluciones 1 a 4 como se muestra en la figura 8.4.B. utilizando una pipeta de 1 mL y balón aforados de 100 mL. Asegúrese de enjuagar la pipeta con la solución más concentrada antes de hacer la transferencia. Calcule la concentración molar del ion Cu^{2+} para cada solución y registre.

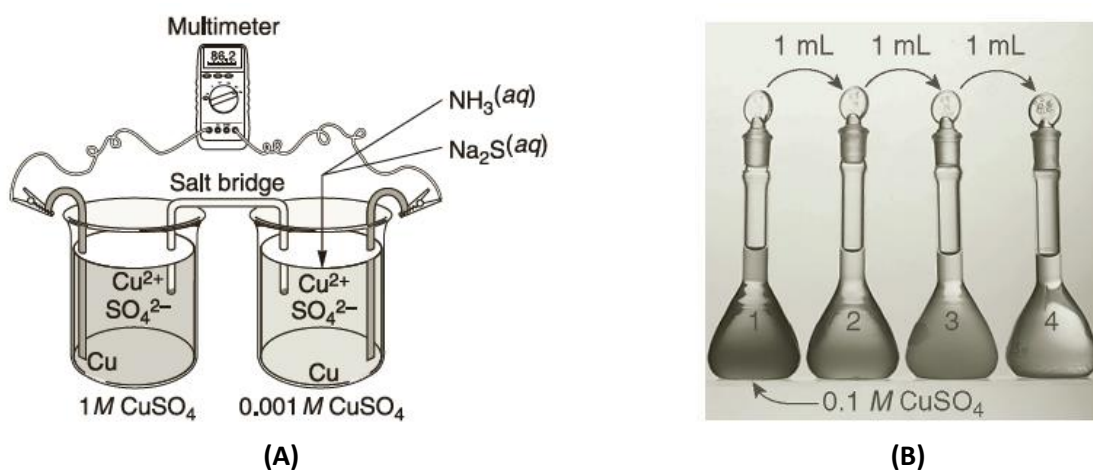


Figura 8. 4. (A) Medición del potencial celular de una célula de concentración de Cu^{2+} . (B). Dilución sucesiva cuantitativa, a partir de 0,1 M CuSO_4

- B. **Medir y calcular el potencial de la celda para la solución 4.** Realice el montaje de la figura 8.5. La reacción redox Zn^{2+}/Zn es semi-celda de referencia para esta parte del experimento. Conecte las dos semi-celdas con un nuevo puente salino. Reajuste el multímetro al rango más bajo (~200 mV). Conecte los electrodos al multímetro y registre la diferencia de potencial, $E_{\text{celda, expt}}$. Calcule el potencial



teórico de la celda E_{cell} , calc. (Utilice una tabla de potenciales de reducción estándar y la ecuación de Nernst).

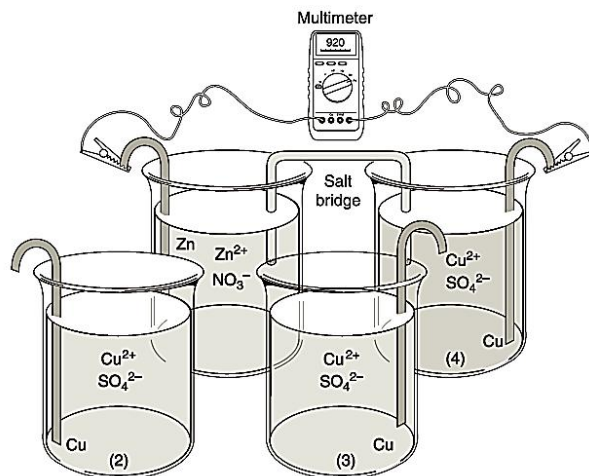


Figura 8. 5. Montaje para medir el efecto que las soluciones diluidas tienen sobre los potenciales de celda.

- C. **Medir y calcular los potenciales de celda para las soluciones 3 y 2.** Repetir la parte 8.5.3.B con las soluciones 3 y 2, respectivamente. Para cada celda se requiere un puente salino recién preparado. Ver datos de la Parte 8.5.1 para el potencial de la Solución 1.
- D. **Determinar la concentración una muestra desconocida.** Tome el volumen de una solución de CuSO_4 con una concentración desconocida de iones de cobre y realice una celda galvánica similar a la figura 8.5. Determinar E_{cell} como en la Parte 8.5.3.B. Usando la gráfica, determine la concentración desconocida de iones de cobre (II) en la solución.

Eliminación de residuos:

- *Residuos 8.5.1, 8.5.2 y 8.5.3.* Desechar en el recipiente para residuos disponible para residuos de metales pesado.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

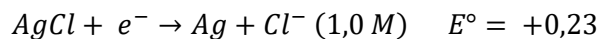
- Escriba las ecuaciones balanceadas para todos los procesos químicos involucrados en la práctica, y explique los cambios periódicos estudiados.
- Compare la suma de los potenciales de las celdas de Cu-Zn y Zn-Mg con el potencial de las celdas de Cu-Mg. Explique.
- Compare la suma de los potenciales de las celdas de Zn-Fe y Zn-Mg con el potencial celular de Fe-Mg. Explique.
- Grafique los datos y trazar E_{celda} , E_{expt} y $E_{\text{cell, calc}}$ (ordenada) versus $p\text{Cu}$ (abscisa) en el grafica de papel cuadrículado lineal para las cuatro concentraciones de CuSO_4 y todas las celdas galvánicas.

8.6. Preguntas Adicionales

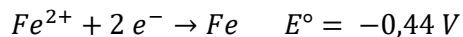
- ¿Cuál es el propósito del puente salino?



- La extensión de la corrosión en las varillas de refuerzo de acero (barras de refuerzo) del concreto se mide por la celda galvánica que se muestra en el diagrama del instrumento. La media célula de la sonda suele ser una Redox AgCl/Ag:



Se dice que la corrosión es severa si el potencial celular se mide a más de 0,41 V. Bajo estas condiciones, ¿cuál es la concentración de hierro (II) en la celda?



8.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.; Herring, F.G. (2011). Química General. Enlace químico y estructura de la materia. 11th edición. Ed. Prentice Hall, Pearson Educación. Madrid. 7
- Beran, J. A. (2009). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. 10 th ed. Wiley. USA.



TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 7

FECHA: _____ GRUPO: _____ SUB-GRUPO: _____

Tabla 7.1. Potenciales de celdas

Celda Galvánica	E _{celda} Medida	Ánodo	Ecuación para el ánodo (semi-reacción)	Cátodo	Ecuación para el cátodo (semi-reacción)
Cu – Zn					
Cu – Mg					
Cu – Fe					
Zn – Mg					
Fe – Mg					
Zn – Fe					

Tabla 7.2. Efectos de los cambios de la concentración en el potencial de la celda

Celda galvánica	Medida E _{celda}	Pareja Redox	Potencial de reducción (experimental)	Potencial de reducción (experimental)	% de error
Cu – Zn		Cu ²⁺ /Cu		0,31	
Zn – Fe		Fe ²⁺ /Fe		– 0,47	
Zn – Zn	0	Zn ²⁺ /Zn	– 0,79 V	– 0,79	
Zn – Mg		Mg ²⁺ /Mg		– 2,40	
Zn – X		X ²⁺ /X			

X: muestra desconocida

Observaciones:

Tabla 7.3. Ecuación de Nernts

Número de solución	Concentración de CuSO ₄	E _{celda} experimental	– log [Cu ²⁺], pCu	E _{celda} calculado	Observaciones
1	0,1 mol/L				
2					
3					
4					

9. PRÁCTICA N° 8. CINÉTICA QUÍMICA: FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

9.1. Objetivos

- Estudiar los diversos factores que afectan las velocidades de las reacciones químicas.

9.2. Introducción

La **cinética química** es el estudio de las velocidades de reacción química, cómo se controlan las velocidades de reacción y la vía o mecanismo por el cual una reacción procede de sus reactivos a sus productos. Las velocidades de reacción varían desde muy rápida, como en la reacción de hidrógeno y oxígeno cuya que esencialmente se completa en microsegundos o incluso nanosegundos, hasta una muy lenta, como la reacción del fraguado del hormigón que requiere años para completarse.

La velocidad de una reacción química puede expresarse como un cambio en la concentración de un reactivo (o producto) en función del tiempo (por ejemplo, por segundo); cuanto mayor sea el cambio en la concentración por unidad de tiempo, más rápida será la velocidad de la reacción. Otros parámetros que pueden seguir el cambio en la concentración de una especie en función del tiempo en una reacción química son el color (expresado como absorbancia), la temperatura, el pH, la evolución del gas (figura 9.1), el olor y la conductividad. El parámetro elegido para seguir la velocidad de una reacción en particular depende de la naturaleza y de las especies de la reacción.



Figura 9. 1. La velocidad de reacción del zinc metálico disminuye (de izquierda a derecha) con la disminución de la concentración de ácido clorhídrico.

En esta práctica se investigarán cuatro de los cinco factores que pueden ser controlados para afectar la velocidad de una reacción química, lo cuales se estudiarán sistemáticamente en este experimento:

- Naturaleza de los reactivos
- Concentración de los reactivos
- Temperatura del sistema químico
- Superficie de los reactivos
- Presencia de un catalizador

9.2.1. Naturaleza de los reactivos

Algunas sustancias son naturalmente más reactivas que otras y, por lo tanto, sufren cambios químicos rápidamente. Por ejemplo, la reacción del sodio metálico y el agua es una reacción exotérmica y es muy rápida, mientras que la corrosión del hierro es mucho más lenta. Los plásticos, reforzados con fibras como el carbono o el vidrio, están siendo sustituidos por el hierro y el acero en aplicaciones especializadas en las que la corrosión ha sido históricamente un problema.



9.2.2. Temperatura del sistema químico

Como regla general, un aumento de 10°C en la temperatura duplica la velocidad de una reacción química (aumenta en un factor de 2). El calor suministrado no sólo aumenta el número de colisiones entre las moléculas reactivas, sino que también, y lo que es más importante, aumenta su energía cinética. Al chocar las moléculas reactivas, esta energía cinética se convierte en una energía interna que se distribuye por todo el sistema de colisión. Este aumento de la energía interna aumenta la probabilidad de que se rompan los enlaces más débiles y de que se formen nuevos enlaces.

9.2.3. Presencia de un catalizador

Un catalizador aumenta la velocidad de una reacción química sin sufrir ningún cambio químico neto. Algunos catalizadores aumentan el índice de una sola reacción química específica sin afectar reacciones similares. Otros catalizadores son más generales y afectan a todo un conjunto de reacciones similares. Los catalizadores generalmente desvían el camino de una reacción química de modo que este camino "alternativo", aunque quizás más tortuoso, tiene una energía de activación de reacción menor que la reacción no catalizada (Figura 9.2).

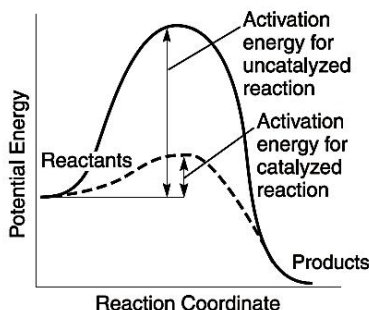


Figura 9. 2. Analogía del perfil de una reacción no catalizada y otra catalizada

9.2.4. Concentración de los reactivos

Un aumento en la concentración de un reactivo generalmente aumenta la velocidad de reacción, como en la figura 9.1. A mayor concentración de moléculas de reactivos se aumenta la probabilidad de una colisión "efectiva" entre moléculas reactivas para la formación del producto. En ocasiones, tal aumento puede no tener ningún efecto o incluso puede disminuir la velocidad de reacción.

9.2.5. Superficie de los reactivos

En general, cuanto mayor es la superficie expuesta del reactivo, mayor es la velocidad de reacción. Por ejemplo, un gran trozo de carbón se quema muy lentamente, pero el polvo de carbón se quema rápidamente, una consecuencia de lo cual puede llevar a una explosión desastrosa de una mina de carbón; el yoduro de potasio sólido reacciona muy lentamente con el nitrato de plomo sólido, pero cuando ambos se disuelven en la solución, la formación de yoduro de plomo es instantánea.

9.3. Actividades Pre-laboratorio

9.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno los siguientes conceptos:

- energía interna, catalizador, energía de activación

9.3.2. ¿Cuáles son los métodos teóricos de la cinética química?

9.3.3. En su cuaderno elabore las tablas de recolección de Resultados para la práctica N° 8.



9.4. Materiales y reactivos

9.4.1. Materiales de los estudiantes

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, guantes, gorro, dulce abrigo
- Hojas milimetradas y lija
- Tijeras, bisturí, cinta de enmascarar y teflón
- Regla y cronómetro
- Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta

9.4.2. Materiales del laboratorio

- 30 tubos de ensayo
- 2 buretas de 25 mL
- Gradilla
- Pinza para tubo de ensayo
- Vidrio de reloj
- Gotero
- Varilla de agitación
- Mechero
- 3 Beaker de 100 mL
- Placa vitrocerámica
- Termómetro de vidrio
- Termómetro digital
- 1 espátula de cobre

De uso común

- 3 buretas de 25 mL
- Gotero
- Balanza

9.4.3. Reactivos

- | | | |
|----------------------------------|---|------------------------------------|
| • H_2SO_4 , 3 M | • $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,1 M | • HCl, 4 M |
| • HCl, 6 M | • HCl, 0,1 M | • HCl, 3 M |
| • H_3PO_4 , 6 M | • Hielo | • HCl, 1 M |
| • CH_3COOH , 6 M | • $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, 0,33 M | • Almidón, 5% |
| • Magnesio | • KMnO_4 , 0,01 M | • HIO_3 , 0,01 M |
| • Zinc | • H_2O_2 , 5 % | • H_2SO_3 , 0,01 M |
| • Cobre | • MnO_2 , cristales | |

9.5. Parte Experimental

9.5.1. NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

- A. Los diferentes ácidos afectan a la velocidad de reacción.** Rotule 4 tubos de ensayo y llénelos hasta la mitad con H_2SO_4 3 M, HCl 6 M, CH_3COOH 6 M y H_3PO_4 6 M, respectivamente (Figura 9.3.A). Sumerja una tira de 0,5 cm de cinta de magnesio en cada tubo de ensayo. Compare las velocidades de reacción y registre sus observaciones en la tabla de resultados de la práctica 8.
- B. Diferentes metales afectan las velocidades de reacción.** Rotule tres tubos de ensayo y llénelos hasta la mitad con HCl 6 M según la figura 9.3.B. Sumerja tiras de 0,5 cm de metales de la siguiente forma: en el primer tubo zinc, magnesio en el segundo tubo y cobre el tercer tubo de ensayo. Compare las velocidades de reacción de cada metal en HCl y registre sus observaciones. Cotejar la reactividad relativa de los metales con las fotos de la figura 9.4.

Los experimentos 9.5.2 y 9.5.3 se debe realizar el experimento con dos compañeros; un estudiante combina las soluciones de la prueba, el otro anota el tiempo. El experimento 9.5.2 lo realizaran los grupos impares y el experimento 9.5.3 los grupos pares.

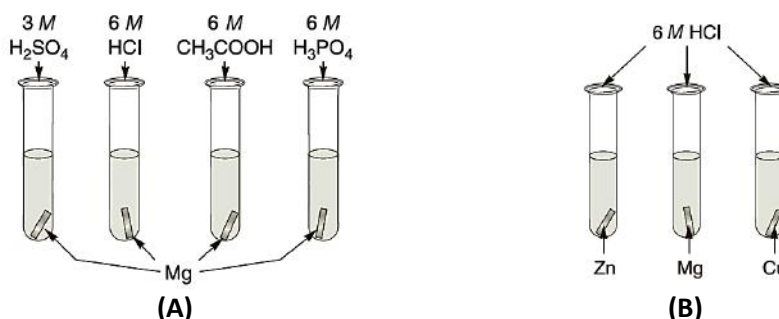


Figura 9. 3. Distribución de los tubos de ensayo: (A) Efecto del tipo de ácido en la velocidad de reacción. (B) Efecto del tipo de metal en la velocidad de reacción

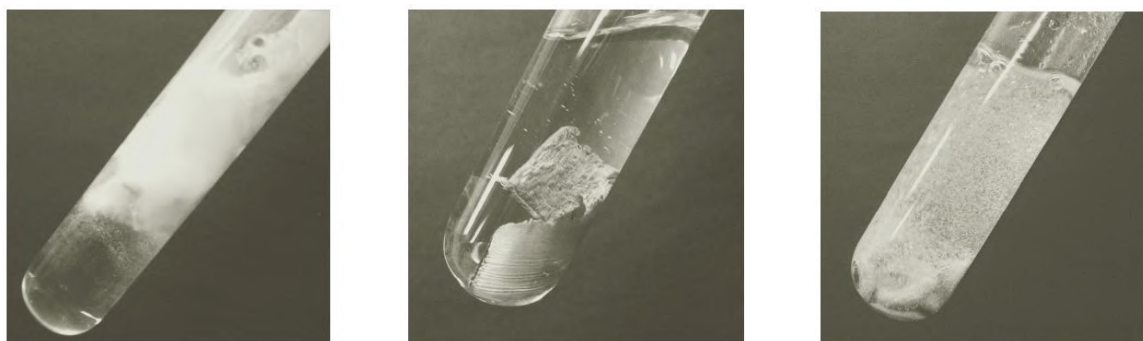
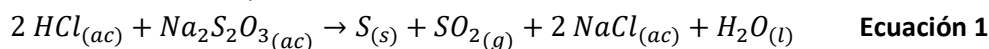


Figura 9. 4. El zinc, el cobre y el magnesio reaccionan a diferentes velocidades con HCl 6 M. Identifique los metales en la foto según su reactividad

9.5.2. TEMPERATURA DE LA REACCIÓN: SISTEMA DE REACCIÓN ÁCIDO CLORHÍDRICO Y TIOSULFATO DE SODIO

La reacción de oxidación-reducción que ocurre entre el ácido clorhídrico y el tiosulfato de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, produce azufre insoluble como producto, de acuerdo a la ecuación 1.



El tiempo necesario para que aparezca la turbidez del azufre es una medida de la velocidad de reacción. Mida cada volumen de reactivo con buretas separadas para cada reactivo.

A. Preparación de las soluciones. En 3 tubos de ensayo coloque 2 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1 M. En otros tres tubos de ensayo de coloque 2 mL de HCl 0,1 M. Etiquete cada juego de tubos de ensayo. Determine la temperatura de cada solución.

En el primer par de tubos de ensayo de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ –HCl se combinará a temperatura ambiente en la parte B. Colocar un segundo par de tubos de ensayo de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ –HCl en un baño de hielo para la parte C y un tercer par de tubos de ensayo de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ –HCl en un baño de agua caliente ($<60^\circ\text{C}$) para la parte D. Permita que cada par de tubos de ensayo establezca el equilibrio térmico (~ 5 minutos) antes de continuar con las partes C y D.

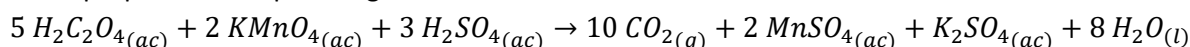
B. Tiempo de reacción a temperatura ambiente. Combine el primer par de tubos de ensayo de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ –HCl y empiece a medir el tiempo (0 s) con cronómetro. Agite la mezcla durante varios segundos. Detenga el cronómetro cuando aparece la turbidez del azufre. Registre el lapso de tiempo y la temperatura ambiente, utilizando todos los dígitos y un dígito incierto.



- C. *Tiempo de reacción a bajas temperaturas.*** Mezclé las soluciones de HCl y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ del bajo de hielo y empecé a medir el tiempo (0 s) con cronómetro. Agite la mezcla por varios segundos y retorne la mezcla de reacción al baño de hielo. Detenga el cronómetro cuando la turbidez del azufre aparezca. Registre el tiempo de reacción y la temperatura del baño de hielo.
- D. *Tiempo de reacción a altas temperaturas.*** Del baño de agua caliente tome las soluciones de HCl y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y mézclelas tomando desde el tiempo 0 s. Agite la mezcla por varios segundos y retorne la mezcla de reacción al baño de agua caliente. Detenga el cronómetro de cuando la turbidez del azufre aparezca. Registre el tiempo de reacción y la temperatura de las soluciones.

9.5.3. TEMPERATURA DE LA RECCIÓN: SISTEMA DE RECCIÓN ÁCIDO OXÁLICO Y PERMANGANATO DE POTASIO

La velocidad de reacción para la reacción de oxidación–reducción entre el ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, y permanganato de potasio, KMnO_4 , es medido por el registro del tiempo transcurrido en la desaparición del color púrpura del ion permanganato en la reacción de la ecuación 2.



Ecuación 2

Mida el volumen de cada solución por separado con una bureta.

- A. *Preparación de las soluciones.*** Rotule tres tubos de ensayos limpios y secos, y adicione 1 mL de solución en KMnO_4 0,01 M (en H_2SO_4 3 M) y 4 mL de H_2SO_4 3 M. En otros tres tubos de ensayo rotulados, coloque 5 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,33 M.
- B. *Tiempo de reacción a temperatura ambiente.*** Seleccione un par de tubos de ensayo con KMnO_4 – $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, vierta la solución de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ sobre la solución de KMnO_4 y tome el tiempo 0 s. Agite la mezcla. Registre el tiempo que tarda en desaparecer el color púrpura del ion permanganato. Anote la temperatura ambiente.
- C. *Tiempo de reacción a alta temperatura.*** En un segundo par de tubos de ensayo con KMnO_4 – $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ en un baño de agua caliente ($\sim 40^\circ\text{C}$) hasta que se establezca el equilibrio térmico durante aproximadamente 5 minutos. Vierta la solución de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ en la solución de KMnO_4 , y mida el tiempo con cronómetro. Agite la mezcla durante varios segundos y devuelva la mezcla de reacción al baño de agua caliente. Registre el tiempo en el que ocurre la desaparición del color púrpura. Anote la temperatura del baño.
- D. *Tiempo de reacción a elevadas temperaturas.*** Repita la parte 9.5.3.C pero aumente la temperatura del baño a $\sim 60^\circ\text{C}$. Registre los datos correspondientes. Repita cualquiera de las reacciones anteriores si es necesario.

9.5.4. PRESENCIA DE UN CATALIZADOR

El peróxido de hidrógeno es relativamente estable, pero se descompone fácilmente en presencia de un catalizador.

- A. *Adición de un catalizador.*** En un tubo de ensayo limpio y seco coloque 2 mL de una solución de H_2O_2 al 5 %. Añada 1 ó 2 cristales de MnO_2 a la solución de H_2O_2 , anote sus observaciones. ¿A qué se debe la inestabilidad observada?

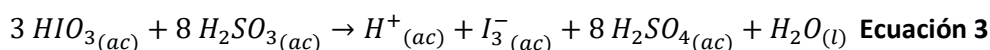


9.5.5. CONCENTRACIÓN DE REACTIVOS: SISTEMA DE MAGNESIO – ÁCIDO CLORHÍDRICO

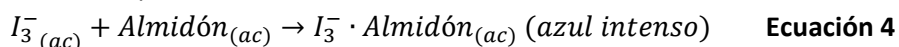
- A. Preparación de reactivos.** Rotule cuatro tubos de ensayos limpios, secos y pesados con anterioridad, y adicione 5 mL de: HCl 6 M, HCl 4 M, HCl 3 M y HCl 1 M, respectivamente como se ve en la figura 9.5.A. Determine la masa de cada una de las soluciones y las de cuatro tiras de magnesio pulidas (aproximadamente de 1 cm). Calcule el número de moles de magnesio en cada tira.
- B. Tiempo para completar la reacción.** Añada la primera tira de magnesio a la solución de HCl 6 M y comience a medir el tiempo con un cronómetro. Registre el tiempo que tardan en desaparecer todos los rastros de la tira de magnesio. Repetir el experimento con las tres tiras de magnesio restantes y las soluciones de HCl 4 M, HCl 3 M y HCl 1 M.

9.5.6. Concentración de reactivos: Sistema ácido yódico - ácido sulfuroso

Una serie de reacciones correlacionadas de oxidación-reducción ocurren entre el ácido yódico, HIO_3 , y el ácido sulfuroso, H_2SO_3 , que finalmente llevan a la formación de iones triyoduro, I_3^- , y ácido sulfúrico, H_2SO_4 , como los productos finales de acuerdo a la ecuación 3.



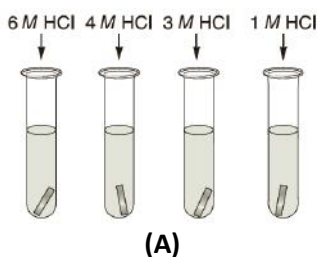
El ion triyoduro, I_3^- ($[\text{I}_2 \cdot \text{I}]^-$), aparece sólo después de que todo el ácido sulfuroso se consume en la reacción. Una vez que se forma el I_3^- , su presencia es detectada por su reacción con el almidón, formando un complejo de color azul profundo, de acuerdo a la ecuación 4.



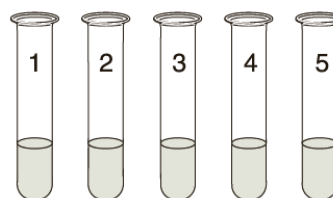
- A. Preparación de las soluciones de prueba.** Revisar la preparación de las soluciones de prueba en la tabla 9.1. Coloque cinco tubos de ensayo limpios y etiquetados (figura 8.5.B). Mida los volúmenes del HIO_3 0,01 M, almidón y agua con buretas.

Tabla 9.1. Concentración de reactivos y velocidad de reacción

Tubo de ensayo	Volúmenes de solución en el tubo de ensayo			Volumen de adición de tubo	
	HIO_3 0,01M (mL)	Almidón (mL)	H_2O (mL)	H_2SO_3 0,01 M (mL)	
1	0,3	0,1	1,7	1,0	
2	0,6	0,1	1,4	1,0	
3	1,2	0,1	0,8	1,0	
4	1,5	0,1	0,5	1,0	
5	2,0	0,1	0,0	1,0	



(A)



(B)

Figura 9. 5. (A) tubos de ensayo para el efecto de la concentración de ácido en la velocidad de reacción. (B) marcación de tubos de ensayo para cambios en la concentración de HIO_3 en la velocidad de reacción

B. Tiempo de reacción. Coloque una hoja de papel blanco al lado del tubo de ensayo (Figura 9.6). Transfiera rápidamente 1,0 mL del H_2SO_3 0,01 M al tubo de ensayo 1, tome este tiempo como 0 s. Agite inmediatamente el tubo de ensayo; registre el tiempo de reacción (en segundos) hasta que aparezca el complejo de $\text{I}_3^- \cdot \text{almidón}$ de color azul intenso. Completar las reacciones para los tubos de ensayo 2 a 5 de la tabla 9.1. Repita cualquiera de los ensayos según sea necesario.

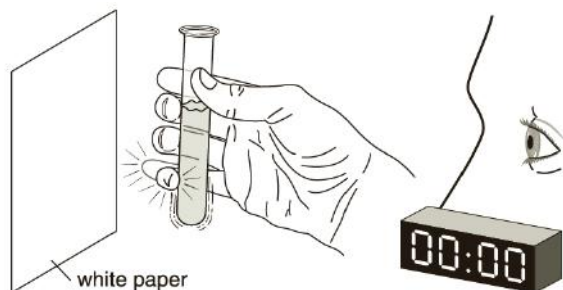


Figura 9. 6. Visualización de la velocidad de reacción en un tubo de ensayo

Eliminación de residuos:

- *Residuos 9.5.1, 9.5.3, 9.5.4.:* Deseche las soluciones de reacción en el contenedor de soluciones de residuos de metales pesados o residuos inorgánicos.
- *Residuos 9.5.2, 9.5.5 y 9.5.6:* Deposite los residuos en el recipiente etiquetado dispuesto por el laboratorista y según lo aconsejado por su instructor para tal fin.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

- Realice las gráficas para los procedimientos 9.5.2 y 9.5.3, que relaciona la temperatura (eje y) en función del tiempo (eje x). Analice sus resultados.
- Realice la gráfica que relacione mol HCl/mol Mg (eje y) en función del tiempo en segundos (eje x) para el experimento 9.5.5. Analice sus resultados.
- Trace la gráfica que relaciona la concentración inicial de ácido yódico $[\text{HIO}_3]_0$ (eje y), en función del tiempo en segundos (eje x) de la reacción. Analice los resultados.

9.6. Preguntas Adicionales

- La disolución de gases disueltos como el CO_2 (ac) en bebidas carbonatadas cambia significativamente con los cambios de temperatura. ¿cómo se hace el estudio de la cinética de la disolución de gases disueltos como CO_2 (ac) u O_2 (g) usando cosas como caramelos de menta, sal, óxido.
- Suponiendo que la velocidad de una reacción química se duplique por cada 10 °C de aumento de temperatura, ¿con qué factor aumentaría una reacción química si la temperatura aumentara de -5°C (una fría mañana de invierno) a 25°C (temperatura ambiente)?

9.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.; Herring, F.G. (2011). Química General. Enlace químico y estructura de la materia. 11th edición. Ed. Prentice Hall, Pearson Educación. Madrid. 7
- Beran, J. A. (2009). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. 10 th ed. Wiley. USA.



TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 8

FECHA: _____ GRUPO: _____ SUB-GRUPO: _____

Tabla 8.1. Naturaleza de los reactivos. Velocidad de reacción

Orden Reacción	1	2	3	4
Ácido con Mg				
Metal con HCl 6 M				
Identificación de metales en la figura 9.1 (de izquierda a derecha)				

OBSERVACIONES:

Tabla 8.2. Efecto de la temperatura de la reacción. Sistema HCl- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Tiempo de aparición S (s)			
Temperatura de reacción (°C)			

A partir de los datos trazados, interpretar el efecto de la temperatura en la velocidad de reacción.

Estime la temperatura a la que debe aparecer el azufre en 20 segundos. Suponga que no hay cambios en la concentración.

Tabla 8.3. Efecto de la temperatura de la reacción. Sistema $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ - KMnO_4

Tiempo de desaparición MnO_4^- (s)			
Temperatura de reacción (°C)			

Interprete el efecto de la temperatura en la velocidad de reacción.

Estime el tiempo de desaparición de MnO_4^- a 55°C. Suponga que no hay cambios en la concentración.

Tabla 8.4. Presencia de un catalizador

Efecto de MnO_2 en la velocidad (observaciones)	
Ecuación	



Tabla 8.5. Concentración de los reactivos. Sistema Mg–HCl

[HCl]	Volumen HCl (mL)	Mol HCl	Masa de Mg (g)	Mol de Mg	$\frac{\text{mol HCl}}{\text{mol Mg}}$	Tiempo (s)
6 M						
4 M						
3 M						
1 M						

Prediga el tiempo, en segundos, para que 5 mg de Mg reaccionen en 5 mL de 2.0 M HCl.

Tabla 8.6. Concentración de los reactivos. Sistema $\text{HIO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_3$

Molaridad de HIO_3 :				Molaridad de H_2SO_3 :				
Tubo de ensayo	Volumen HIO_3 (mL)	Moles HIO_3	Volumen H_2O (mL)	Moles H_2O	Moles H_2SO_4	$[\text{HIO}_3]_0$ (diluido)	Tiempo (s)	Velocidad (mol/s)
1								
2								
3								
4								
5								

¿Cómo afecta un cambio en la concentración molar de HIO_3 el tiempo requerido para la aparición del complejo de $\text{I}_3^- \cdot \text{almidón}$ azul intenso?
Estime el tiempo, en segundos, para que se forme el complejo $\text{I}_3^- \cdot \text{almidón}$ de color azul intenso cuando se usan 1,0 mL de 0,01 M HIO_3 para la reacción. Suponga que todas las demás condiciones permanecen constantes.