

32  
2ej.



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA  
DE MEXICO**

FACULTAD DE QUIMICA



EXAMENES PROFESIONALES  
FAC. DE QUIMICA

**“ESTEQUIOMETRIA PARA EL CURSO DE  
QUIMICA GENERAL”**

**(REFORMA DE LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL  
EN LA FACULTAD DE QUIMICA)**

**T E S I S**

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:  
**INGENIERO QUIMICO**  
P R E S E N T A  
**ERIC ALEJANDRO CASTRO BUSTOS**



MEXICO, D. F.

1997

**TESIS CON  
FALLA DE ORIGEN**



Universidad Nacional  
Autónoma de México



**UNAM – Dirección General de Bibliotecas**  
**Tesis Digitales**  
**Restricciones de uso**

**DERECHOS RESERVADOS ©**  
**PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

**Jurado asignado:**

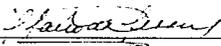
Presidente	Prof. Castillejos Salazar Adela
Vocal	Prof. González Pérez Jesús
Secretario	Prof. Llano Lomas Mercedes
1 er. suplente	Prof. García Mata Fernando
2do. suplente	Prof. Huerta Tapia Luis Antonio

**Sitio donde se realizó el tema:**

SECCIÓN DE QUÍMICA GENERAL.  
FACULTAD DE QUÍMICA.

**Asesor del tema:**

Mercedes Llano Lomas



---

**Supervisor Técnico:**

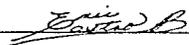
Graciela Müller Carrera



---

**Sustentante:**

Eric Alejandro Castro Bustos



---

## ***DEDICATORIA***

A Dios por darme la vida, permitirme nacer entre personas tan valiosas y brindarme el pan de cada día.

A mis padres, Mansi y hermana por su apoyo, amor y cariño.

A mi amore por su entusiasmo, amor y ternura.

A mis amigos los cuales han estado junto a mi a lo largo del tiempo por escucharme, compartir sus experiencias y su alegría de vivir.

## ***AGRADECIMIENTOS***

A la Facultad de Química de la UNAM por su ayuda en mi crecimiento profesional.

A la M. en C. Graciela Müller y a la Q. Mercedes Llano por la excelente dirección en la realización de este trabajo.

A los miembros del jurado por su disponibilidad en la revisión de la tesis aquí presentada.

# ÍNDICE

---

	<b>PÁGINA</b>
<b>CAPÍTULO I</b>	<b>1</b>
<b>1. INTRODUCCIÓN</b>	<b>1</b>
1.1 Justificación.	1
1.2 Objetivos.	1
<b>CAPÍTULO II</b>	<b>2</b>
<b>2. ANTECEDENTES</b>	<b>2</b>
2.1 Problemas en la enseñanza experimental.	2
2.2 Propuestas de diversos autores.	3
2.3 Propuesta de la Facultad de Química.	7
<b>CAPÍTULO III</b>	<b>8</b>
<b>3. MANUAL DEL ALUMNO</b>	<b>8</b>
3.1 Introducción al Manual del Alumno.	8
3.2 Densidad.	9
3.3 Solubilidad.	13
3.4 Presión de vapor.	17
3.5 La reacción química.	23
3.6 El número de Avogadro.	28
3.7 Ley de la Conservación de la Materia.	33
3.8 Determinación de la fórmula del compuesto yoduro de cobre.	36
3.9 Volumen molar.	40
3.10 Reactivo limitante.	46
3.11 Expresiones de la concentración.	49

<b>CAPÍTULO IV</b>	<b>55</b>
<b>4. MANUAL DEL MAESTRO</b>	<b>55</b>
4. 1 Introducción al Manual del Maestro.	55
4. 2 Densidad.	57
4. 3 Solubilidad.	63
4. 4 Presión de vapor.	66
4. 5 La reacción química.	70
4. 6 El número de Avogadro.	76
4. 7 Ley de la Conservación de la Materia.	80
4. 8 Determinación de la fórmula del compuesto yoduro de cobre.	83
4. 9 Volumen molar.	86
4. 10 Reactivo limitante.	90
4. 11 Expresiones de la concentración.	93
<b>CAPÍTULO V</b>	<b>98</b>
<b>5. CONCLUSIONES</b>	<b>98</b>
5. 1 Conclusiones.	98
5. 2 Bibliografía.	100

# CAPÍTULO I

## 1. INTRODUCCIÓN.

### 1.1 Justificación.

Desde 1991 la Facultad de Química de la UNAM consideró como acción prioritaria la revisión de la enseñanza experimental y en el mismo año publicó en la Gaceta UNAM los Lineamientos de la Reforma de la Enseñanza Experimental, en los que se define el papel a desempeñar por cada uno de los participantes en el proceso de enseñanza-aprendizaje y la necesidad de seleccionar en cada asignatura, aquellos conceptos que deben aprenderse mediante la experimentación, para elaborar los "guiones de experimentales" a ser utilizados en los cursos de laboratorio.

La dinámica a seguir para el desarrollo de los guiones considera como aspecto fundamental que se planteen de tal manera que acerquen al alumno al conocimiento y permitan que por sí mismo descubra el concepto involucrado en cada uno de ellos, para posteriormente delimitar el objetivo académico y el problema a resolver por vía experimental. Finalmente, después de una exhaustiva experimentación para lograr el control y manejo adecuado de las variables involucradas por parte del profesor, se elaboran los protocolos respectivos.

### 1.2 Objetivos.

En el laboratorio de Química General, asignatura que cursan todos los alumnos de primer semestre de la Facultad, se consideró fundamental el aprendizaje de la Estequiometría Básica y se seleccionaron los siguientes conceptos para ser estudiados por vía experimental: densidad, solubilidad, presión de vapor, reacción química, reactivo limitante, fórmula mínima, Ley de la Conservación de la Materia, volumen molar, número de Avogadro y expresiones de la concentración.

Se planteó como objetivo desarrollar los guiones experimentales correspondientes a estos conceptos y además elaborar un manual de apoyo para el maestro, que hiciera referencia a las experiencias acumuladas durante el desarrollo de cada guión.

En este trabajo se presenta un resumen de la problemática encontrada en la enseñanza experimental en México y otros países, y las diversas respuestas que se han planteado para su resolución, así como los Guiones y Manual del Maestro que el Laboratorio de Química General ha planteado como respuesta a dicha problemática.

## **CAPÍTULO II**

### **2. ANTECEDENTES.**

#### **2.1 Problemas en la Enseñanza Experimental.**

Muchos han sido los problemas que se han encontrado en la enseñanza de la química experimental tanto en México como en otros países. Entre ellos se encuentran los siguientes:

**Menospreciar la importancia del laboratorio.** Esto se debe a que se ha enfocado la enseñanza de la química en una forma teórica unilateral, siendo los laboratorios un requisito para acreditar la materia. Debe concientizarse a los estudiantes sobre la oportunidad que tienen al descubrir y aprender experimentando, en lugar de tomar al laboratorio como una obligación.

**Prácticas inadecuadas y mala estructuración de los cursos experimentales.** Esto ocasiona que se enseñen ejemplos individuales que no permiten la generalización ni el entendimiento de leyes o principios. El no llevar un seguimiento en la prácticas a lo largo del curso evita que se puedan crear puentes en el proceso de aprendizaje.

**Falta de tiempo para asimilar la información.** El estructurar temarios muy extensos es contraproducente debido a que al tratar de cumplirlos, los alumnos no tienen tiempo para repetir y corregir errores cometidos en las prácticas, ni para asimilar toda la información y entender principios.

**Instructor como fuente de información primaria.** El considerar al instructor como una autoridad que funge como fuente de información primaria, responsable de enseñar, propicia en los estudiantes una actitud de recipientes pasivos del conocimiento.

**Falta de motivación en los estudiantes debido a cursos inadecuados.** Los cursos de verificación experimental han demostrado ser aburridos para los estudiantes, los cuales los realizan sin un mayor esfuerzo, siguiendo los procedimientos como simples recetas.

**No aprender la correcta utilización del equipo.** Este es un impedimento para el correcto desarrollo de las prácticas al cual se llega por distracción del estudiante y por miedo a preguntar, así como por falta de tiempo para experimentar.

**No efectuar el análisis de los resultados experimentales.** El no aprender a analizar los resultados obtenidos experimentalmente impide llegar a la generalización de leyes o principios.

**Falta de pensamiento abstracto en los estudiantes.** Sin este tipo de pensamiento, el estudiante no tiene capacidad para realizar las abstracciones necesarias en el aprendizaje de la química.

**Desconocimiento de la importancia de la ciencia en la sociedad.** Los nuevos cursos de química experimental deben orientarse para concientizar a los estudiantes sobre el efecto e importancia de la ciencia en la sociedad considerando las aportaciones de la misma así como el impacto ecológico que puede tener sobre el medio ambiente.

## **2.2 Propuestas de diversos autores**

Diversas han sido las posturas para resolver este tipo de problemas, entre ellas encontramos las siguientes:

**Estudios sobre pensamiento formal y concreto según Piaget.**

Piaget categorizó en tres etapas el desarrollo de la inteligencia desde el nacimiento hasta los 15 años:

- 1) Etapa de desarrollo sensomotor: Del nacimiento a los dos años.
- 2) Etapa de desarrollo de operación concreta: De los dos a los once años.
- 3) Etapa de desarrollo de operación formal: De los once a los quince años.

El pensamiento concreto es aquel en que las personas no tiene capacidad de abstracción mientras que en el pensamiento formal si se tiene. La teoría de Piaget postula que es posible cambiar el pensamiento de una persona de concreto a formal. La teoría de desarrollo intelectual según Piaget incluye 4 factores: madurez, experiencias concretas, interacción social y una internalización personal.

El maestro puede propiciar el cambio de un tipo de pensamiento a otro. Es un guía en el proceso de aprendizaje y puede estimular las experiencias de interacción social por medio de la forma escrita y verbal y por medio de discusiones, así como promoviendo el trabajo en equipo. Las experiencias concretas se logran formulando teorías, aplicándolas y resolviendo problemas en el laboratorio y posteriormente se complementa con lecturas y estudio de la teoría. Se debe considerar que la instrucción que da el maestro se ve limitada por el tiempo de internalización personal que requiera cada alumno para asimilar nuevas experiencias. El maestro ayuda en la internalización dando ejemplos y demostraciones de las estrategias mentales propias. El pensamiento formal se

caracteriza por permitir tener la capacidad de considerar todas las posibilidades, formular hipótesis antes de experimentar, determinar las variables de control y dar conclusiones de los datos empíricos. El laboratorio debe ser diseñado para derivar generalizaciones y permitir al estudiante participar en forma activa en proceso de aprendizaje.

Para lograr la transformación de pensamiento concreto a formal se pueden hacer experimentos sencillos que permitan la creación de puentes para asociar con nuevos conocimientos. Según Piaget si uno revisa un concepto por muchas rutas y reconoce la necesidad de esclarecer la menor duda en el aprendizaje, obtendrá el máximo beneficio de sus esfuerzos. Ciertamente el intelecto incide en el aprendizaje, pero hay otros factores que también lo hacen como son la personalidad y las creencias.

De las teorías de Piaget ha surgido la teoría del aprendizaje por descubrimiento que hace accesible el aprendizaje mediante la resolución de problemas. Según esta teoría en un curso para enseñar ciencia se pueden considerar tres etapas de trabajo:

- Exploración.- Donde el estudiante adquiere información de un sistema con un mínimo de guía. Se le dan medidas de seguridad y una leve introducción. No se da información teórica.
- Invención.- Se pide al estudiante analizar los datos recopilados durante la exploración, buscar relaciones, trazar gráficas y hacer generalizaciones empíricas que describan la relación matemáticamente. El trabajo se realiza en equipo y el maestro es un guía.
- Aplicación.- Se extrapolan los principios básicos de la invención haciendo predicciones de los conceptos desarrollados y diseñando experimentos que permitan verificar las predicciones.

#### **Aprendizaje por descubrimiento.**

Es el aprendizaje que se centra en experimentar. En otras palabras, los conceptos son introducidos en la fase experimental y se amplían concluida la práctica. En el caso de la química experimental se introducen los conceptos en el laboratorio y después se amplían. De esta forma los alumnos aprenden tanto los conceptos como el proceso científico por el cual se obtienen. Es un aprendizaje dinámico donde los alumnos crean su propio conocimiento, lo descubren y lo comparten con el instructor; la interacción entre el instructor y los estudiantes promueve una espíritu de cooperación. El instructor cambia su rol tradicional y sirve de guía para asistir en el proceso en que los estudiantes descubren los conceptos por ellos mismos, paso a paso, utilizan el método científico y lo comprenden. Siguen siendo importantes las lecturas y las discusiones, pero los resultados experimentales sirven para la formulación de hipótesis, de esta forma los estudiantes aprenden química en la forma en que los científicos lo hacen. El

laboratorio inductivo es la parte central del curso en el que se desarrolla en el alumno la creatividad y la habilidad de pensamiento y los alumnos trabajan tanto individualmente como en equipo para descubrir por ellos mismos los principios de la química moderna. Los estudiantes hacen equipo para especular, anticipar resultados, o hacer interpretaciones preliminares o planean experimentos adicionales y para descubrir los conceptos básicos, a cada alumno se le da una variación del experimento pero siguiendo un procedimiento general, esto con el fin de poder crear un base de datos que permita interpretar comportamientos y generalizar reglas.

Algunos autores dividen para su estudio la enseñanza por descubrimiento en tres etapas:

- 1) Prelaboratorio. Es la etapa en la que se estructura el experimento. El instructor hace preguntas que enfocan la atención hacia el objetivo deseado durante el experimento. Se llega a plantear hipótesis y predicciones.
- 2) Parte experimental. Es la etapa en la que se desarrolla la práctica por equipos. Cada equipo tiene un experimento con una variación, pero con procedimientos experimentales similares.
- 3) Post laboratorio. Es la etapa en la que concluye el ejercicio, cuando se analiza el banco de datos para la generalización de leyes.

#### **Clases, cuestionarios y lecturas previos a la práctica.**

Otra alternativa que se plantea es una clase previa al laboratorio, clase que se da sobre el tema de una manera muy tradicional permitiendo a los alumnos tomar notas y preguntar. El instructor da detalles del experimento así como información de como montar el equipo. Se dejan cuestionarios y lecturas obligatorias con objeto de que el alumno conozca perfectamente la teoría, se familiarice con el procedimiento y lo comprenda y aplique cuando experimente. De esta forma los alumnos saben lo que van a hacer y se reducen errores y accidentes.

#### **Planeación.**

Hacer que los estudiantes planeen sus experimentos puede ser divertido y muy educativo. Esto les permite ver diferentes maneras correctas de hacer química así como tener una idea de los procedimientos científicos, lo que facilita el aprendizaje de la química. Al planear, los alumnos tienen que investigar y trabajar antes, durante y después del laboratorio. Se puede calificar el desempeño de los alumnos durante el curso por medio de la evaluación de un prelaboratorio y del desarrollo experimental. Los instructores ayudan como guías en la planeación y desarrollo experimental y los estudiantes trabajan como compañeros. Este procedimiento puede requerir una mayor instrucción en técnicas e instrumentos pero logra una participación activa por parte de los estudiante.

### **Transformación de laboratorio de verificación experimental a investigación guiada.**

En algunos países se han hecho cambios para modificar las prácticas de química de verificación experimental a investigación guiada, con el fin de que el laboratorio sea dinámico. Estos cambios se pueden resumir de la siguiente manera:

1. Seleccionar experimento
2. Modificar el experimento de forma que no se enseñen con anterioridad los principios involucrados.
3. Reducir los procedimientos experimentales de tal forma que el alumno piense como coleccionar datos y como analizarlos.
4. Incluir un paso para que el alumno verifique su análisis y de conclusiones de los principales conceptos.
5. Incluir discusión y cuestionarios en el reporte experimental.
6. El profesor será un guía que da medidas de seguridad y monitorea el trabajo de los estudiantes.

### **Mini y microescala.**

Se han planteado cambios en el laboratorio a mini y microexperimentos, lo cual permite reducciones en costos, tiempos y aumento en la seguridad. Antes de la práctica los alumnos deben resolver cuestionarios para tener elementos con los cuales enfrentar problemas que se pueden suscitar a lo largo de la misma. Una sesión típica comienza con una breve lectura detallando el experimento y sus posibles modificaciones; después un grupo responde preguntas sobre el experimento, estas se refieren a los errores más comunes y se responden y discuten en grupo. Se pasa a la parte experimental cuando se tiene familiaridad con los detalles del experimento. Cada sesión se califica considerando el cuestionario, el desarrollo experimental y el reporte de la práctica.

### 2.3 Propuesta de la Facultad de Química.

La Facultad de Química se ha ocupado de mantener un excelente nivel educativo tanto a nivel teórico como experimental. Esto lo ha logrado gracias a la participación de profesores y alumnos. En el caso de la enseñanza experimental se han llevado a cabo seminarios para unificar criterios, comentar experiencias, plantear áreas de oportunidad, revisar los guiones experimentales y hacer mejoras.

La enseñanza experimental permite que los alumnos aprendan a trabajar en equipo, apliquen el método científico, experimenten, interactúen con los fenómenos naturales se equivoquen y corrijan y logren con ello generalizar leyes y conceptos.

Los profesores seleccionan los temas a ser tratados en los guiones experimentales y hacen el diseño y la organización de los mismos, considerando los conocimientos más importantes y formativos de cada asignatura y abordan los fenómenos o conceptos que mejor se presten para su comprensión por vía experimental.

La elaboración de guiones comienza con la definición precisa del objeto de conocimiento a ser aprendido. En base a esto se plantea el problema a resolver por el estudiante, problema que debe resolverse tras la experimentación y no por medio de teoría o consulta en libros. En torno al objeto de conocimiento seleccionado se conceptualiza y diseña o selecciona el equipo necesario de laboratorio, se establecen las condiciones de operación, se define la secuencia de eventos iniciales que el estudiante debe llevar a cabo, se establece la información estrictamente necesaria a transmitirle al estudiante y se elaboran cuestionarios que impiden que el alumno se aleje de la meta buscada. El guión así diseñado permite al estudiante a encontrar el mismo, el objeto preciso de conocimiento.

En el diseño de los guiones experimental, debe verse toda la experiencia didáctica, técnica y científica que posea el profesor y debe materializarse por vía escrita, dando lugar a documentos autosuficientes que garanticen los beneficios esperados y alcanzables de la enseñanza experimental. Durante la realización de la práctica el profesor será únicamente un guía para asistir en el proceso en que los estudiantes descubren los conceptos por ellos mismos.

El tiempo asignado a los programas de estudio debe considerar la posibilidad de que los alumnos repitan los experimentos tantas veces como sea necesario a fin de obtener los resultados cuyo análisis les permita descubrir los principios involucrados.

## **CAPÍTULO III**

### **3. MANUAL DEL ALUMNO.**

#### **3.1 Introducción al Manual del Alumno.**

El manual del alumno esta conformado por las siguientes partes:

- Problema.
- Procedimiento experimental.
- Cuestionario.

Como ya se dijo el problema debe plantearse de tal forma que se resuelva por via experimental.

Puesto que el guión experimental debe ser un documento autosuficiente que garantice el cumplimiento del objetivo académico planteado, en el procedimiento experimental se indican en forma clara y completa todos los pasos que el alumno debe realizar en el laboratorio para obtener resultados que le permitan resolver el problema planteado.

El objetivo de los cuestionarios es lograr que el alumno analice y discuta los resultados obtenidos de manera que logre adquirir el concepto involucrado.

En el Manual del Alumno no se da un listado del material y equipo que se debe utilizar en la práctica ya que el alumno cuenta en su gaveta con todo el material necesario. Sin embargo este listado se encuentra en el Manual del Maestro con objeto de que este verifique que el alumno tiene a su disposición todo lo necesario para poder realizar la práctica con éxito.

### 3.2 Densidad.

#### Problema 1.

¿Cuál es la relación masa/volumen, expresada en g/mL, en los siguientes volúmenes de la disolución problema: 25 mL, 50 mL y 100 mL?

Se utilizarán disoluciones acuosas de cloruro de sodio previamente preparadas. La temperatura inicial de las disoluciones es: \_\_\_\_\_.

#### Procedimiento experimental.

1. Registre todos sus datos en la tabla 1.
2. Determine la masa de cada uno de los siguientes volúmenes de la disolución problema: 25 mL, 50 mL y 100 mL.
3. Calcule la relación masa-volumen en cada caso.

Tabla 1.

volumen (mL)	25	50	100
$m_1$ (g)			
$m_2$ (g)			
$m_3$ (g)			
$m_{promedio}$ (g)			
$(m/v)_{promedio}$ (g/mL)			

#### Cuestionario 1.

1. ¿Qué relación se encuentra en los resultados obtenidos?
2. Trace la gráfica de la relación masa/volumen(ordenadas) en función del volumen utilizado(abscisas). Anéxela.
3. Interprete la gráfica obtenida.
4. ¿Qué valor tiene la pendiente? ¿Qué significado físico tiene este valor?
5. Trace la gráfica masa(ordenadas) en función del volumen utilizado(abscisas). Anéxela.

#### Problema 2.

¿Cuál es la relación masa/volumen (densidad), en g/mL, de cada una de las disoluciones problema?

**Procedimiento experimental.**

1. Registre todos los datos en la tabla 2.
2. Numere vasos de precipitados de 100 mL.
3. Determine la masa de cada vaso perfectamente seco.
4. En cada vaso coloque 50 mL de cada una de las disoluciones de cloruro de sodio.
5. Determine la masa de cada vaso con la disolución correspondiente.
6. Calcule la masa correspondiente a los 50 mL de cada una de las disoluciones.
7. Calcule el valor de la relación masa/volumen para cada una de las disoluciones.
8. Los vasos con las disoluciones se utilizarán para resolver el problema 3. (No deseche las disoluciones por tal motivo).

**Tabla 2.**

vaso #	1	2	3	4	5	6	7	8	9
masa del vaso vacío (g)									
disolución #	1	2	3	4	5	6	7	8	9
volumen (mL)	50	50	50	50	50	50	50	50	50
masa (vaso+disolución) (g)									
masa disolución (g)									
masa/volumen (g/mL)									

**Cuestionario 2.**

1. ¿Pesan lo mismo los 50 mL de cada una de las disoluciones?
2. ¿Es igual la relación masa/volumen en cada caso?
3. ¿Cómo varía la relación masa/volumen de las disoluciones problema?
4. ¿Tiene algún significado esta variación con respecto a la concentración de las disoluciones? Justifique su respuesta.

**Problema 3.**

¿Cuál es la concentración expresada en por ciento en peso de cada una de las disoluciones problema?

**Procedimiento experimental.**

1. Registre todos sus datos en la tabla 3.
2. Evapore a sequedad el contenido de cada uno de los vasos utilizados para resolver el problema 2. Caliente con cuidado para evitar que se proyecte el sólido.

- Deje enfriar a temperatura ambiente y registre el peso de cada uno de los vasos con el residuo sólido.
- Determine por diferencia la masa del residuo sólido de cada uno de los vasos.
- Calcule el valor de la relación masa del residuo/masa inicial de la disolución.
- Multiplique por 100 para obtener el porcentaje de soluto en cada una de las disoluciones.

Tabla 3.

vaso #	1	2	3	4	5	6	7	8	9
disolución #	1	2	3	4	5	6	7	8	9
volumen (mL)	50	50	50	50	50	50	50	50	50
densidad (g/mL), Obte- nida del problema 2									
masa del vaso sin muestra (g)									
masa del vaso+ disolución (g)									
masa disolución (g)									
masa del (vaso+residuo sólido) (g)									
masa residuo sólido (g)									
(masa residuo/masa de la disolución)									
concentración (% peso)									

### Cuestionario 3.

- ¿Tienen la misma cantidad de sal los 50 mL de cada una de las disoluciones?
- ¿Cuál de las disoluciones tiene mayor concentración?
- ¿Tiene algo de sal el vaso número 1?
- Trace la gráfica densidad (ordenadas) en función de la concentración (abscisas).
- Interprete la gráfica obtenida.

### Problema 4.

¿Cuál es la densidad de las disoluciones problema a las siguientes temperaturas: 10 °C, 20 °C, 30 °C, 40 °C, 50 °C, 60 °C y 70 °C?

### Procedimiento experimental.

- Utilice un densímetro para determinar el valor de la densidad de cada una de las disoluciones a las temperaturas indicadas.
- Registre sus resultados en la tabla 4.

Tabla 4.

Disolución	Densidad							
	Concentración	10 °C	20 °C	30 °C	40 °C	50 °C	60 °C	70 °C
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								
8								
9								

#### Questionario 4.

1. Trace en la misma hoja de papel milimetrado las curvas de densidad (ordenadas) en función de la temperatura (abscisas) para los diferentes valores de la concentración. Anéxelas.
2. Interprete la familia de curvas obtenidas.
3. Trace en la misma hoja de papel milimetrado las curvas de densidad (ordenadas) en función de la concentración (abscisas) para los diferentes valores de temperatura. Anéxela.
4. Interprete la familia de curvas obtenidas.

#### Conclusiones finales de la práctica.

1. ¿Existe alguna diferencia en los valores de la densidad obtenidas para cada una de las disoluciones, mediante los métodos propuestos en los experimentos 2 y 4? ¿Se justifican estas diferencias?
2. ¿Es la densidad una propiedad extensiva o intensiva? Justifique su respuesta.
3. ¿Cómo varía la densidad de un disolución en función de la concentración?
4. ¿Cómo varía la densidad de una disolución en función de la temperatura?

### 3.3 Solubilidad.

#### Problema 1.

Las disoluciones A, B y C tienen la siguiente composición:

disolución A: 0.613 g de  $\text{KNO}_3$  en 1 mL de agua.

disolución B: 1.226 g de  $\text{KNO}_3$  en 2 mL de agua.

disolución C: 3.065 g de  $\text{KNO}_3$  en 5 mL de agua.

¿A qué temperatura se inicia la cristalización en estas disoluciones?

#### Procedimiento experimental.

1. Caliente en un vaso de precipitados 200 mL de agua de la llave para un Baño María.
2. Etiquete por triplicado tres tubos de ensaye y pese **directamente en cada uno de ellos la cantidad de  $\text{KNO}_3$  indicada en la tabla 1.** Nota: Evite que la sal se pegue a las paredes de los tubos.
3. Agregue la cantidad de agua destilada caliente indicada en la tabla 1 al primer tubo. En caso de que se tenga algo de sal en las paredes procure arrastrarla con el agua que se agregue. Si la sal no se disuelve fácilmente, ponga el tubo en baño María.
4. Introduzca el termómetro en el tubo procurando moverlo lo menos posible, no retirarlo hasta que termine la medición correspondiente.
5. Cuando la sal esté completamente disuelta, retire el tubo del baño María y enfríe poco a poco. Registre en la tabla 2, la temperatura a la que aparezcan los primeros cristales.

**Nota:** La aparición de los cristales es muy repentina por lo que debe trabajar cómodamente para que la observación de los primeros cristales resulte lo más fácil posible. En caso de ser necesario, utilice una lupa.

6. Proceda de la misma forma con el resto de los tubos. Enjuague y seque el termómetro al terminar cada medición.

Tabla 1.

Tubos	A	B	C
g $\text{KNO}_3$	0.613	1.226	3.065
mL agua	1	2	5



Tabla 5.

TUBO (g)	TUBO' (g)	TUBO'' (g)	T	T'	T''
A	A'	A''			
B	B'	B''			
C	C'	C''			
D	D'	D''			
E	E'	E''			
F	F'	F''			
G	G'	G''			
H	H'	H''			

## Cuestionario 2.

1. Calcule la concentración de cada tubo en g de  $\text{KNO}_3$ /mL de agua y en g de  $\text{KNO}_3$  /100 mL de agua. Registre sus resultados en la tabla 6.

Tabla 6

T prom.	g $\text{KNO}_3$	mL agua	g $\text{KNO}_3$ /mL agua	g $\text{KNO}_3$ /100 mL agua

2. Trace una gráfica de Solubilidad (g/100 mL  $\text{H}_2\text{O}$ ) (ordenadas) en función de la temperatura ( $^{\circ}\text{C}$ ) (abscisas); utilice para ello una hoja de papel milimetrado completa.
3. Interprete la gráfica obtenida.
4. ¿Cambia la concentración de cada tubo si se queda sal pegada al tubo? ¿Por qué?
5. ¿Por qué cree que se recomienda no sacar el termómetro del tubo hasta que se haya registrado la temperatura de cristalización?
6. Si conoce la concentración de una disolución de  $\text{KNO}_3$ , cualquiera que ésta sea, ¿puede determinar su temperatura de cristalización en la gráfica obtenida? ¿Cómo?
7. Analice la gráfica y determine la temperatura de cristalización para disoluciones con las siguientes composiciones:

Disolución	g $\text{KNO}_3$	mL agua	Concentración (g $\text{KNO}_3$ /mL agua)	T ( $^{\circ}\text{C}$ ) de cristalización
1	1	5		
2	2	5		
3	3	5		
4	5	5		
5	2	3		
6	2	5		
7	2	8		
8	2	10		

8. Explique por qué es importante conservar y mantener las cantidades de sal y agua durante el experimento.
9. ¿Existe alguna diferencia entre la temperatura a la cual aparecen los primeros cristales y la temperatura a la cual aparece el resto?
10. ¿Es posible preparar una solución de  $\text{KNO}_3$  al 40% en peso a temperatura ambiente? ¿Por qué?
11. Consulte la gráfica obtenida y conteste las siguientes preguntas considerando que está trabajando a  $20^{\circ}\text{C}$ :
  - a) ¿Es posible disolver 20.5 g de  $\text{KNO}_3$  en 100 mL de agua?, ¿esta disolución será saturada o no saturada?
  - b) ¿Es posible disolver 31.6 g de  $\text{KNO}_3$  en 100 mL de agua?, ¿esta disolución será saturada o no saturada?
  - c) ¿Es posible disolver 35.3 g de  $\text{KNO}_3$  en 100 mL de agua?, ¿esta disolución será saturada o no saturada?
  - d) ¿Cómo prepararía una solución cuya concentración sea 35.3 g de  $\text{KNO}_3$ /100 mL de agua?
12. Según la gráfica obtenida, ¿cómo varía la solubilidad del  $\text{KNO}_3$  en función de la temperatura?
13. Investigue en la bibliografía si esta tendencia es igual para todas las sales. Mencione algunos ejemplos.
14. Consultando los datos de solubilidad del sulfato de manganeso, ¿qué masa de este compuesto se puede disolver en 1 mL de agua a las siguientes temperaturas:  $25^{\circ}\text{C}$ ,  $35^{\circ}\text{C}$  y  $45^{\circ}\text{C}$ ?
15. ¿Qué masa de nitrato de potasio se debe disolver en 1 mL de agua para que cristalice a las siguientes temperaturas:  $25^{\circ}\text{C}$ ,  $35^{\circ}\text{C}$  y  $45^{\circ}\text{C}$ ?

### **3.4. Presión de vapor.**

#### **Problema.**

A partir de los valores obtenidos de presión de vapor, indique cuál de las muestras que se le proporciona es una sustancia pura.

#### **Procedimiento experimental.**

1. Llene con la sustancia problema un cilindro graduado de vidrio de aproximadamente 10 mL, hasta  $\frac{3}{4}$  partes de su volumen total. Cubra la parte superior del cilindro con un dedo, inviértalo e introdúzcalo lentamente dentro de un tubo de vidrio (de 50 cm de largo y 3 cm de diámetro) que contenga esa misma sustancia problema. Vea la figura 1.
2. En caso necesario, agregue más sustancia al tubo de vidrio para asegurarse que el gas atrapado se encuentra totalmente rodeado de ella.
3. Caliente el sistema con un mechero hasta llegar a 30°C, y manténgalo a esa temperatura por un tiempo, hasta que el volumen de gas en el cilindro sea constante. Retire el mechero y registre el volumen del gas dentro del cilindro.
4. Deje que se enfríe lentamente y registre los volúmenes de gas correspondientes, conforme disminuya la temperatura. Obtenga lecturas para variaciones de volumen de 0.2 mL. Agite continuamente para evitar gradientes de temperatura dentro del sistema.
5. Efectúe todas las lecturas posibles hasta que el sistema alcance una temperatura de 50°C. Registre sus resultados en la tabla 1.
6. Transfiera el tubo a un recipiente que contenga hielo (una botella de refresco de litro y medio es muy útil, sólo recorte la punta para que pueda introducir el tubo de vidrio). Deje que se enfríe hasta alcanzar un temperatura cercana a 0°C en todo el sistema. Registre el volumen que ocupa el gas a la menor temperatura alcanzada. Tenga cuidado de que el cilindro graduado no se empañe.
7. Investigue y registre el valor de la presión atmosférica del lugar de trabajo.
8. Repita los pasos del 1 al 6 del procedimiento con las diferentes muestras problema.









4. ¿Presentan sus determinaciones experimentales la misma relación? Justifique su respuesta.
5. A partir de los valores obtenidos de presión de vapor, indique cuál de las muestras que se le proporcionaron es una sustancia pura (compare sus valores de presión de vapor con los reportados en la literatura para agua pura).

### **3.5 La reacción química.**

#### **Problemas.**

1. ¿Cuáles son los productos de las reacciones químicas efectuadas?
2. ¿Cómo se expresan estos procesos mediante ecuaciones químicas?
3. ¿Cómo se pueden clasificar estas reacciones?

#### **Procedimiento experimental.**

1. Lea cuidadosamente las instrucciones para realizar las reacciones propuestas.
2. Elabore una lista de los reactivos y el material requerido.
3. Investigue las precauciones para el manejo de los reactivos que va a utilizar.
4. Realice cada una de las reacciones indicadas, registrando sus observaciones en la tabla 1.
5. De acuerdo a la información proporcionada en cada inciso, plantee la ecuación correspondiente y balancéela. Escríbala en la tabla 1 en el espacio inferior.
6. Tome un trozo de cinta de magnesio con una pinza y sométalo a calentamiento con el mechero hasta que observe un cambio. Para plantear su ecuación, considere que el elemento está reaccionando con el oxígeno del aire para formar el óxido correspondiente. Manipule con precaución.
7. Coloque en una cápsula o crisol de porcelana una pequeña cantidad de cinc y mézclela con el doble de masa de azufre en polvo, caliente en la campana la mezcla hasta obtener un cambio. Considere que el producto es la sal binaria formada al reaccionar los 2 elementos.
8. En un tubo de ensaye coloque un trozo pequeño de hielo seco ( dióxido de carbono ) y añádale óxido de calcio sólido, mezclando con la espátula para que la reacción sea completa. Considere que las dos especies van a formar un carbonato.
9. Al producto de la reacción anterior añádale unas gotas de ácido clorhídrico diluido.
10. En un tubo de ensaye adaptado a un tubo de desprendamiento, caliente una pequeña cantidad de carbonato de cobre y burbujee el gas que se desprende (dióxido de carbono) en 5 mL de agua. Determine el pH del agua antes y después de la reacción. Para plantear sus reacciones, considere primero que el carbonato al calentarse produce el gas y el óxido de cobre (II); en una segunda reacción el gas reacciona con el agua para formar el oxiácido correspondiente. Guarde el óxido para usarlo en el inciso 14.
11. A una disolución saturada de hidróxido de bario o de calcio, añádale unas gotas de fenolftaleína y con un popote sopla hasta observar un cambio de color. Para plantear su ecuación considere que uno de los productos formados es el carbonato del elemento alcalinotérreo.

12. Coloque una pequeña cantidad de dicromato de amonio en un tubo de ensayo con adaptador para desprendimiento de gases. Caliente ligeramente y recolecte el gas desprendido por desplazamiento de agua. Considere que el gas desprendido es nitrógeno y el producto que queda en el tubo es el óxido de cromo (III).
13. Coloque en un tubo de ensayo 2 mL de agua de cloro y una o 2 gotas de tetracloruro de carbono (este reactivo no interviene en la reacción, únicamente disuelve al producto formado). Anádale 2 mL de disolución de yoduro de potasio. Agite y observe el cambio de color en la fase orgánica que corresponde a la formación de yodo.
14. Envuelva con papel filtro una pequeña cantidad de óxido de cobre obtenido en el inciso número 10 y prenda el papel con el mechero hasta que se quemé completamente, se convierta en carbón y éste reaccione con el óxido para obtener cobre metálico y desprender dióxido de carbono.
15. A 5 mL de una disolución de sulfato de cobre añádale una pequeña granalla de cinc y espere a que la disolución se torne incolora. Los productos obtenidos son cobre y sulfato de zinc.
16. A unas gotas del sobrenadante de la reacción anterior añádale unas gotas de disolución de sulfuro de sodio. Compare el producto con el obtenido en el paso 7.
17. A una pequeña cantidad de cinc agréguele ácido clorhídrico diluido. Acerque con precaución una punta en ignición a la boca del tubo y observe el comportamiento del gas desprendido.
18. Coloque 3 mL de disolución de sosa 1 M en un tubo de ensayo, midale el pH y añada 3 mL de disolución 1 M de ácido clorhídrico al que previamente se le midió también el pH. Registre si hay cambio de temperatura y de pH al finalizar la reacción.
19. A una disolución saturada de sulfito de sodio añádale azufre y caliente en un vaso de precipitados de 5 a 10 minutos. Filtre y divida el filtrado en dos porciones para llevar a cabo las reacciones de los 2 incisos siguientes. Para plantear su reacción considere que el sulfito reacciona con el azufre para obtener tiosulfato de sodio.
20. A una parte de la disolución de tiosulfato de sodio obtenida en el inciso anterior, añádale 2 mL de ácido clorhídrico diluido. Considere que el producto insoluble es azufre en forma coloidal.
21. A la otra porción de tiosulfato añádale disolución de yodo. Los productos obtenidos son tetrationato de sodio y yoduro de sodio.
22. A 2 mL de disolución de nitrato de plata agréguele 2 mL de disolución de cloruro de sodio. Uno de los productos obtenidos es cloruro de plata.
23. A unas gotas de disolución de sulfato de cobre agregue unas gotas de amoníaco acuoso. El producto formado es el sulfato de tetraamin cobre (II).
24. Mezcle en estado sólido una pequeña cantidad de nitrato de cadmio con sulfuro de sodio, presionando para tener mayor superficie de contacto. Uno de los productos obtenidos es sulfuro de cadmio.

25. A 2 mL de disolución de nitrato de aluminio agregue gota a gota sosa diluida, observe los cambios que se producen. Al inicio se forma el hidróxido y posteriormente el aluminato correspondiente.
26. Coloque 5 mL de disolución de nitrato de manganeso (II) en un tubo de ensaye, añada unas gotas de ácido nítrico concentrado y bismutato de sodio sólido. Para plantear la reacción considere que se forma permanganato de sodio y nitrato de bismuto (III).
27. Coloque 20 mL de disolución saturada de silicato de sodio en un frasco pequeño y añada uno o dos cristales de las siguientes sales: Sulfato de níquel (II), cloruro de calcio, sulfato de cobre (II), sulfato de cobalto (II), cloruro de hierro (III) y sulfato de cromo (III). Deje en reposo de un día para otro. Para plantear sus ecuaciones considere que en cada caso se forman los silicatos de cada uno de los cationes añadidos.
28. Coloque en una superficie blanca 2 ó 3 cristales de sulfato de níquel (II) y a 2 cm de distancia ponga una gota de etilendiamina. Añada unas gotas de agua entre ambos reactivos para ponerlos en contacto y espere unos minutos. El producto formado es el sulfato de tris etilendiamina.
29. En un tubo de ensayo coloque 1 mL de nitrato de cobalto (II), unas gotas de alcohol amílico (no interviene en la reacción) y tiocianato de amonio sólido. Agite.
30. Proponga 5 reacciones diferentes y muéstrealas a su asesor antes de realizarlas experimentalmente.

#### **Cuestionario.**

1. Para hacer la clasificación que se solicita a continuación utilice la tabla 1.
2. Clasifique las reacciones en base a las diferencias entre reactivos y productos:
  - a) Identifique las ecuaciones en que a partir de 2 reactivos se obtiene un producto de mayor complejidad. ¿Cómo definiría este tipo de reacciones? ¿Cómo se nombran usualmente?
  - b) Identifique aquellas reacciones en que un reactivo se descompone para dar 2 o más productos, para las que hay intercambio de un anión o un catión y para aquellas que hay un doble intercambio. En todos los casos proponga la definición correspondiente al tipo de reacción.

**3. Ahora clasifique las reacciones en base a su comportamiento químico:**

- a) Mencione en cuáles reacciones hubo formación de precipitado.
  - b) Indique en que reacciones hubo cambios en los números de oxidación de los elementos involucrados, especificando cuáles fueron estos cambios.
  - c) ¿Cómo denominaría a las reacciones en las que hubo cambios apreciables de pH? Identifíquelas mediante un asterisco.
  - d) Las reacciones en las que se forman compuestos de coordinación, que generalmente dan a las disoluciones coloraciones características, se les pueden clasificar como reacciones en las que forman "complejos". ¿Qué reacciones caen en esta categoría?
4. La variación de la temperatura durante un proceso químico, le permite otra clasificación para la reacción química.
- a) Indique dos de las reacciones en que fue necesario suministrar energía para que el proceso se llevara al cabo. ¿Cómo denominaría a este tipo de reacciones?. Exprese estos cambios en la ecuación mediante el símbolo correspondiente
  - b) ¿En algunas de las reacciones observó un aumento en la temperatura al efectuar el proceso? ¿En cuál fue mas evidente? ¿Cómo se denomina a este tipo de reacciones?
5. Defina qué es una reacción química.
6. ¿Qué representa una ecuación química, qué información nos proporciona y qué principios debe satisfacer?

La reacción química. Tabla 1.

Reacción No.	Reactivos:		Productos:		Observaciones	Clasificación		
	Fórmula / Edo. Físico		Fórmula / Edo. Físico			Reac/Prod	Comp. Quím.	Exo/Endo
	Reacción:							
	Reacción:							
	Reacción:							
	Reacción:							

### 3.6 El número de Avogadro.

#### **Problema.**

¿Qué condiciones experimentales de intensidad de corriente (A) y de tiempo (seg.) se requieren para generar las moles de electrones necesarios para obtener en el laboratorio 7 mL de gas hidrógeno por electrólisis del agua?

#### **Procedimiento experimental.**

1. Utilice un aparato de electrólisis de Hoffman y colóquelo de modo que la parte frontal del equipo esté dirigida hacia usted. (Ver figura 1).
2. Abra las llaves de los tubos a y b sujetándolas con una mano y haciéndolas girar con la otra.
3. Llene el aparato con una disolución acuosa de sulfato de sodio por el extremo D, inclínelo hacia ambos lados para liberar el aire atrapado. Siga agregando más solución hasta que ésta alcance el nivel cero en la escala de los tubos a y b. En caso de que la solución se pase del nivel indicado, es imprescindible retirar el exceso. Para esto extraiga el sobrante de la solución que se encuentra en el tubo c, con ayuda de una pipeta.
4. Conecte el electrodo que se encuentra en la salida del tubo b a la terminal negativa (cátodo) de una fuente de poder con ayuda de unos caimanes. Conecte el electrodo que se encuentra en la salida del tubo a (ánodo) a la terminal positiva. El dispositivo completo se muestra en la figura 1(\*). Asegúrese de que tres de sus compañeros tengan listo cada uno un cronómetro. Encienda la fuente de poder. Ajuste el valor de la intensidad de corriente en un valor que le indique el profesor y con las llaves abiertas deje que se lleve a cabo la electrólisis durante medio minuto. Registre la temperatura de trabajo.
5. En forma simultánea cierre las llaves y haga funcionar los tres cronómetros. Detenga uno de ellos cuando el volumen de gas haya llegado a 3 mL en el tubo que está conectado a la terminal negativa. Registre en la tabla 1 el tiempo de su cronómetro. En el momento en que el volumen de gas haya llegado a 6 mL, detenga el segundo cronómetro y registre el tiempo. El tercer cronómetro se detendrá cuando el volumen de gas llegue a 9 mL, registre también este tiempo.

\* **NOTA:** Hay aparatos de Hoffman que están adaptados para usar pilas pero si se quieren usar con fuentes de poder para poder controlar la intensidad de corriente, tendrá que hacer las siguientes modificaciones al equipo

- conecte una de las terminales con una lámina de cobre y cúbrala con cinta de aislar.
- con ayuda de unos caimanes conecte la otra terminal a la fuente de poder
- consulte a su profesor antes de encender el equipo para asegurarse que las conexiones sean correctas (Ver figura 2).

6. Verifique la presencia de los gases hidrógeno y oxígeno en cada uno de los tubos del aparato.

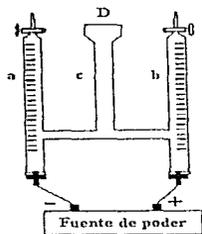


Figura 1.

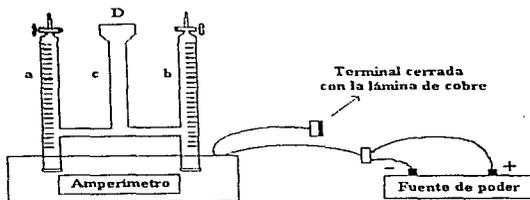


Figura 2.

7. Ahora establezca un valor arbitrario para la intensidad de corriente y efectúe la electrólisis del agua. Mida el tiempo requerido para obtener los mismos volúmenes de gas hidrógeno. Registre sus resultados en la tabla 2.

Tabla 1.

Volumen de hidrógeno obtenido (mL) T lab = P lab =	Tiempo (segundos)	Intensidad de corriente (amperes)

Tabla 2.

Volumen de hidrógeno obtenido (mL) T lab = P lab =	Tiempo (segundos)	Intensidad de corriente (amperes)

#### Cuestionario.

- Durante el experimento se llevo a cabo la reacción de electrólisis del agua. Escriba la ecuación balanceada que corresponde a este proceso.
- ¿Por qué se utilizó una disolución acuosa de sulfato de sodio en vez de agua?
- En el tubo que está conectado a la terminal negativa tuvo lugar la semirreacción de reducción. ¿qué gas se produjo?
- ¿Qué gas se obtiene en el tubo que esta conectado a la terminal positiva? ¿Por qué?
- ¿Qué proporción existe en los tiempos requeridos para generar los volúmenes de gas hidrógeno solicitados en el inciso 5?
- ¿Qué proporción existe en los tiempos requerido para generar los 3 volúmenes de gas hidrógeno solicitados en el inciso 7?
- Trace en la misma hoja de papel milimetrado las gráficas de volumen (mL) (ordenadas) en función del tiempo (seg.) (abscisas) para ambos casos.
  - ¿Por qué para volúmenes similares se requiere de tiempos diferentes?
  - ¿Existe para cada uno de los volúmenes obtenidos en ambos casos alguna relación entre el tiempo requerido para obtenerlos y la intensidad de corriente aplicada?

8. Calcule en cada caso el número de coulombios que se utilizaron para generar los volúmenes de gas hidrógeno que se le solicitaron. Recuerde que el Ampere (A) es la unidad de intensidad de corriente eléctrica y puede relacionarse con el Coulombio (C) que es la unidad de carga eléctrica de la siguiente manera:  $1A=1C/s$ . Registre sus datos en la tabla 3.
9. Calcule el número de moles de gas hidrógeno producido en cada caso. Considérelo como gas ideal. Registre sus datos en la tabla 3. ¿Qué relación encuentra en los resultados obtenidos?
10. Escriba la ecuación balanceada de reducción del agua (los productos son  $H_2$  y  $OH^-$ ) y calcule las moles de electrones que se necesitaron para generar los volúmenes de gas hidrógeno obtenidos. Registre sus datos en la tabla 3.

Tabla 3.

Volumen de hidrógeno obtenido (mL) T lab = P lab =	Intensidad de corriente (amperios)	Tiempo (seg.)	Carga eléctrica (coulombios)	Moles de $H_2$	No. de electrones
3	*				
3	**				
6	*				
6	**				
9	*				
9	**				

\* Indique el valor de la intensidad de corriente que asignó el profesor.

\*\* Indique el valor de la intensidad de corriente que Ud. seleccionó.

11. ¿Qué relación encuentra entre las moles de electrones requeridos para generar cada uno de los volúmenes de hidrógeno solicitados?
12. Trace la gráfica de volumen (ordenadas) en función del número de moles de electrones (abscisas).
13. Establezca el tipo de relación que existe entre las dos variables graficadas.
14. Calcule la carga que se requeriría para generar una mol de electrones para cada uno de los casos estudiados. Registre sus datos en la tabla 4.
15. Calcule el número de electrones que corresponde a la carga utilizada para generar una mol de electrones. Recuerde que la carga de un electrón es de  $1.602 \times 10^{-19}$  C. Registre sus datos en la tabla 4.

Tabla 4.

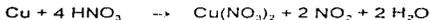
Volumen de hidrógeno obtenido (mL)	Moles de H <sub>2</sub>	Moles de electrones	Carga para generar una mol de electrones (C)	No. de electrones en una mol.

16. ¿Qué relación encuentra con el número de Avogadro?
17. ¿Qué volumen ocuparían los 3, 6 y 9 mL de gas hidrógeno obtenidos en el laboratorio, en condiciones normales (0°C y 1 atm).
18. Con base en el número de electrones requeridos para obtener los volúmenes en condiciones normales, calcule el volumen que se obtendría al utilizar el número de electrones que calculó que hay en una mol de electrones.
19. ¿Qué relación encuentra con entre el volumen que acaba de calcular y el volumen molar? Justifique su respuesta con base a la reacción de reducción del agua.
20. Escriba la reacción de oxidación del agua.
21. ¿Qué volúmenes de oxígeno se obtienen cuando se generan 3 mL, 6 mL y 9 mL de gas hidrógeno?
22. Haga los cálculos necesarios para calcular el número de Avogadro a partir de 3 mL de oxígeno generado.
23. ¿Qué condiciones experimentales de intensidad de corriente (A) y de tiempo (seg.) se requieren para generar las moles de electrones necesarios para obtener en el laboratorio 7 mL de gas hidrógeno por electrólisis del agua?

### 3.7 Ley de la Conservación de la Materia.

#### **Problema.**

¿Qué masa de cobre reaccionó con  $\text{HNO}_3$  de acuerdo a la siguiente ecuación?



#### **Procedimiento experimental.**

1. Mida con precisión 10 mL de la disolución de nitrato de cobre obtenido de la reacción de cobre con ácido nítrico concentrado y colóquelos en un vaso de precipitados de 250 mL.
2. Añada aproximadamente 30 mL de agua y 5 mL de NaOH 6M.
3. Permita que el precipitado se asiente y observe el color de la solución. Si todavía muestra color, continúe agregando sosa para que la precipitación sea completa. Registre, en la tabla 2, el volumen utilizado.
4. Caliente la muestra hasta observar un cambio completo de color.
5. Filtre el precipitado y lávelo tres veces con 10 mL de agua destilada.
6. Añada sobre el filtro  $\text{H}_2\text{SO}_4$  3M hasta que todo el precipitado reaccione y se disuelva. Reciba el filtrado en un vaso de precipitados. Registre, en la tabla 2, el volumen utilizado de ácido sulfúrico.
7. Finalmente añada 1 o 2 granallas de cinc previamente pesadas a la disolución y permita que la reacción sea completa. Si la solución sigue presentando color, añada un poco más de cinc. Registre, en la tabla 3, la cantidad de cinc utilizado.
8. Filtre el cobre obtenido sobre un papel o un embudo de filtro poroso previamente pesado, lávelo varias veces con agua destilada y finalmente con una 5 mL de una mezcla de alcohol y acetona.
9. Seque en la estufa hasta que se registre un peso constante.
10. El experimento lo debe repetir por lo menos tres veces.

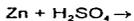
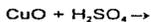
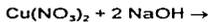
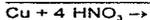
#### **Registro de datos y cuestionario.**

1. Registre los datos en la tabla 1 y complete las ecuaciones que corresponden a las reacciones sucesivas que se llevaron a cabo.

Tabla 1.

	Muestra 1	Muestra 2	Muestra 3
Masa del papel			
Masa del papel + precipitado			
Masa del precipitado (cantidad de Cu en 10 mL)			

## Ecuaciones.

Características del producto

2. Calcule la cantidad de reactivos que se requerirían en el caso de que la masa inicial de cobre fuera de 0.5 gramos y compárelas con las que se utilizaron en el experimento. Registre sus datos en la tabla 2.

Tabla 2.

Reactivo	Cantidad teórica	Cantidad experimental
HNO <sub>3</sub> conc. (14M)	mL	mL
NaOH 6M	mL	mL
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 3M	mL	mL
Zn	g	g

3. ¿Por que la cantidad de cinc utilizada fue mayor que la calculada?  
4. ¿Qué masa de cobre reaccionó con  $\text{HNO}_3$  de acuerdo a la siguiente ecuación?

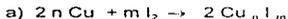


5. Calcule el porcentaje de error una vez conocida la cantidad de cobre inicial.

### 3.8 Determinación de la fórmula del compuesto yoduro de cobre.

#### Problema

Cuál es el valor de los coeficientes "n" y "m" que determinan la relación en que se combinan el cobre y el yodo, en las dos reacciones propuestas:



#### Procedimiento experimental 1.



1. Pula, lave y seque una lámina de cobre. Insértele un alambre de cobre y pese todo junto (M1) en una balanza con precisión de mg. Registre todos sus datos en la tabla 1.
2. Coloque aproximadamente 0.1 g de yodo dentro de un matraz Erlenmeyer de 250 mL perfectamente limpio y seco.
3. Introduzca la lámina de cobre al matraz Erlenmeyer que contiene los cristales de yodo sujetándolo con un tapón que servirá para cerrar al matraz de tal manera que la lámina quede suspendida por medio del alambre. Ver figura 1.
4. Caliente el matraz suavemente durante dos minutos y deje enfriar durante otros dos minutos. ¡ CUIDADO ! LOS VAPORES DE YODO SON CORROSIVOS. TRABAJE BAJO LA CAMPANA DE EXTRACCIÓN.
5. Retire la lámina. Si hubiera adherencia de cristales de yodo sobre la lámina, elimínelos soplando con ayuda de una perilla de succión.
6. Pese nuevamente la lámina con la película formada en su superficie (M2).
7. Introduzca la lámina en un vaso de precipitados que contenga disolución al 10% de tiosulfato de sodio con el objeto de desprender la película formada.
8. Lave la lámina con agua destilada y agregue un poco de acetona para que seque rápidamente.
9. Pese nuevamente la lámina y anote el resultado (M3).
10. Repita por lo menos tres veces todo el procedimiento.
11. Anote sus resultados en la tabla 1.

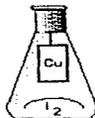


figura 1.

Tabla 1.

Número de experimento	Masa de la lámina (g)		
	M1	M2	M3
1			
2			
3			

**Cálculos y cuestionario 1:**

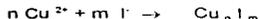
1. Registre todos sus cálculos en la tabla 2.
2. Obtenga la cantidad de yodo que reacciona con el cobre, para ello reste al peso de la lámina con la película el peso de la lámina con el alambre.
3. Obtenga la cantidad de cobre que reaccionó con el yodo, para ello reste al peso de la lámina con el alambre el peso de lámina lavada.
4. Divida el peso del yodo entre el peso del cobre. ¿Qué significa esta relación con respecto a la masa molecular?
5. Calcule las moles de yodo y de cobre y encuentre la relación que existe entre ellas.
6. ¿Cuál es la fórmula mínima del compuesto?

Tabla 2.

No.	M2-M1= M I (g de I)	M1-M3= M Cu (g de Cu)	M I / M Cu	mol de I	mol de Cu	mol I/mol Cu	Fórmula mínima del compuesto
1							
2							
3							
promedio							

7. ¿Qué propiedad del  $I_2$  se utiliza para que se lleve a cabo la reacción?
8. ¿Cuáles pueden ser las causas de las variaciones en los resultados obtenidos?
9. ¿Cuál es la estequiometría del compuesto formado?
10. Escriba la ecuación balanceada que ocurrió entre el yodo y el cobre.

### Procedimiento experimental 2.



1. Coloque 10 mL de disolución 0.1M de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  en un vaso de precipitados y agregue 12 mL de disolución 0.2 M de KI.
2. Valore la solución con con tiosulfato de sodio 0.1 M utilizando almidón como indicador externo, la reacción que se lleva a cabo es  $2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2 \text{NaI}$ . El punto de equivalencia se da cuando desaparece la coloración azul del indicador. Registre el volumen del tiosulfato gastado en la tabla 3.
3. Filtre el precipitado sobre un papel filtro previamente pesado. Lave tres veces con varias porciones de 5 mL de agua destilada.
4. Seque el precipitado hasta que tenga un peso constante y reporte su dato en la tabla 3.
5. Repita el procedimiento experimental tres veces como mínimo, con el fin de tener un buen número de resultados que permitan llevar a cabo el análisis.

### Cálculos y cuestionario 2.

1. Registre todos sus cálculos en la tabla 3.
2. Calcule la masa y las moles de cobre en los 10 mL de nitrato de cobre utilizados.
3. Obtenga la masa de yodo que reaccionó con el cobre restando a la masa del precipitado obtenido la masa de cobre inicial.
4. Calcule las moles de yodo que corresponden a la masa obtenida en cada uno de los casos.
5. Calcule las moles de tiosulfato de sodio en el volumen utilizado en la titulación que son equivalentes a las moles de yoduro que hay en el precipitado.
6. Divida las moles de yodo entre las moles de cobre y obtenga la fórmula mínima del compuesto.

Tabla 3.

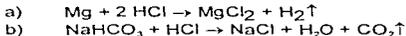
No.	Moles de Cu en 10 mL de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M	A= Masa de Cu	B= Masa de $\text{Cu}_n\text{I}_m$	Masa de yodo = (B-A)	Moles de I	Volumen empleado de solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Moles de tiosulfato equivalentes a moles de I	Relación: mol I/ mol Cu	Fórmula mínima obtenida del yoduro de cobre
1									
2									
3									

- Escriba la ecuación balanceada de la reacción que se lleva a cabo entre el  $\text{Cu}^{2+}$  con el yoduro.
- Explique la posible fuente de error que ocasionó la diferencia entre las moles de yodo obtenidas en las columnas (6) y (8) de la tabla 3.
- Compare las fórmulas empíricas del yoduro de cobre obtenidas en cada una de las experiencias 1 y 2. ¿Existe diferencia entre ellas? ¿Se justifican? ¿Por qué?
- ¿Existen diferencias físicas entre los dos productos obtenidos? Justifique en función de los resultados de la fórmula mínima obtenida.
- ¿A qué se deben las diferencias experimentales observadas?
- ¿Qué porcentaje de yodo y cobre hay en el compuesto obtenido?
- Cuál es el valor de los coeficientes "n" y "m" que determinan la relación en que se combinan el cobre y el yodo, en las dos reacciones propuestas:
  - $2 n \text{Cu} + m \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{Cu}_n\text{I}_m$
  - $n \text{Cu}^{2+} + m \text{I}^- \rightarrow \text{Cu}_n\text{I}_m$
- ¿Qué ley puede inferir a partir de estos resultados?

### 3.9 Volumen molar.

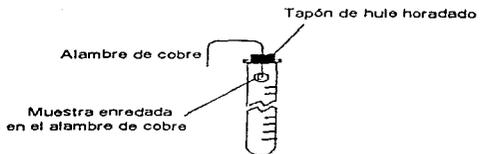
#### Problema 1.

¿Como varía el valor numérico de la relación "volumen de gas/ moles de reactivo limitante" (en las mismas condiciones de temperatura y presión) para el hidrógeno y el dióxido de carbono obtenidos a través de las siguientes reacciones?

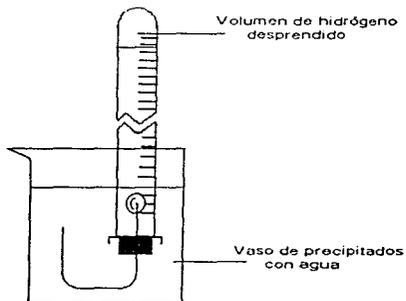


#### Procedimiento experimental para obtención de hidrógeno.

1. Registre todos sus datos en la tabla 1.
2. El equipo que debe montar se muestra en la figura 1.
3. Proceda con cada muestra de acuerdo con las instrucciones siguientes:
4. Obtenga 4 trozos de cinta de magnesio de 3, 4, 5 y 6 cm de longitud. Limpie cada trozo con una lija de agua con el objeto de eliminar el óxido presente en la superficie.
5. Determine el peso de cada trozo con una precisión de 0.001 g.
6. Pase el alambre de cobre a través del orificio de un tapón de hule y atórelo.
7. Doble la cinta de magnesio por la mitad sobre el extremo libre del alambre de cobre y enrede dicho alambre formando una pequeña jaula. Ésta debe de entrapar por completo a la cinta para evitar que ésta caiga al fondo del eudiómetro.
8. En un vaso de precipitado de 250 mL poner alrededor de 100 mL de agua.
9. En el eudiómetro ponga 10 mL de disolución de ácido clorhídrico 6M. Llénelo con agua y tápelos con el tapón horadado previamente preparado. La cinta debe de estar aproximadamente a 7 cm del tapón.
10. Gire el eudiómetro y sumérgalo boca a bajo en el vaso con agua. Al entrar en contacto el ácido con la cinta comienzan a reaccionar de forma instantánea; para evitar la salida del gas tape el orificio del tapón con su dedo pulgar. Sostenga la probeta con la pinza y deje reaccionar todo el magnesio.
11. Registre el volumen de hidrógeno desprendido.
12. Registre la altura de agua en el eudiómetro tomando como límite inferior la superficie del agua contenida en el vaso de precipitados. **NO MUEVA EL EUDIÓMETRO ANTES DE TOMAR DICHA MEDIDA PORQUE SE METE AGUA.**
13. Registre la temperatura de trabajo de la disolución.



Eudiómetro con la muestra insertada



Adaptador colector de gas (pinza y soporte universal no mostrados)

Tabla 1.

Long. de la cinta (cm)	Peso de la cinta (g)	Vol. de hidrógeno obtenido (ml)	Diferencia de altura del nivel de agua (mm)	Temperatura de trabajo ( $^{\circ}\text{C}$ y $^{\circ}\text{K}$ )	Presión de trabajo (mm Hg)	Vol de $\text{H}_2$ a cond. normales

## Cuestionario 1.

- ¿Se obtuvo el mismo volumen de hidrógeno con las diferentes muestras de cinta? ¿Por qué cree usted que esto sucede?
- ¿Cuál es el reactivo limitante en cada uno de los experimentos realizados? Justifique su respuesta.
- ¿Existe alguna relación entre el volumen de hidrógeno obtenido y la masa de magnesio utilizada? Responda a esta pregunta en base al estudio gráfico de estas dos variables.
- ¿Por qué cree que se eligieron esos tamaños de cinta? Dé su respuesta basándose en el volumen de gas obtenido. ¿Qué volumen aproximado esperaría encontrar con una cinta de 25 cm?
- ¿Es el volumen una propiedad extensiva o intensiva? Justifique su respuesta.
- La cinta de magnesio tuvo que ser limpiada antes de que se llevara a cabo la reacción. Si esto no se hubiera hecho y el óxido de magnesio hubiera estado presente ¿usted cree que el volumen de hidrógeno generado hubiera sido mayor o menor que el valor obtenido? Justifique su respuesta.

- Calcule la presión que ejerce el hidrógeno en el eudiómetro. Haga las correcciones de la presión debidas a que el gas cuyo volumen se determinó es una mezcla de hidrógeno y de vapor de agua<sup>1)</sup> y a que el agua del eudiómetro y del vaso de precipitados se encuentran en diferentes niveles<sup>2)</sup>.
- Calcule para cada experimento la temperatura de trabajo absoluta (K). Registre sus resultados en la tabla 1.
- Calcule para cada caso el valor correspondiente al volumen de hidrógeno en condiciones normales de presión y temperatura (una atmósfera y 0°C). Registre sus resultados en las tablas 1 y 2.
- Registre los resultados de los cálculos siguientes en la tabla 2.
- Con base en la reacción efectuada, calcule la cantidad de magnesio (en moles), que corresponde estequiométricamente al volumen de hidrógeno generado. ¿Por qué no hay diferencia entre este valor y el que usted utilizó experimentalmente?
- Considere la cantidad de magnesio utilizada para calcular el valor del volumen molar de hidrógeno.

<sup>1)</sup> El aire normalmente contiene vapor de agua (agua en la fase gaseosa) que proviene principalmente del proceso de evaporación. Considérese un recipiente cerrado que está parcialmente lleno de agua y al cual se le ha extraído el aire. Las moléculas de agua que se mueven con mayor velocidad se evaporan rápidamente y pasan a ocupar el espacio superior en forma de vapor de agua. A medida que se mueven en esa zona, algunas de ellas chocarán con la superficie líquida, se condensarán y retornarán a la fase líquida. El número de moléculas en el vapor aumenta por cierto tiempo hasta que alcanza un punto en el que el número que retorna al líquido es igual al número que lo abandona en el mismo intervalo de tiempo. En estas condiciones existe un equilibrio y se dice que el espacio está saturado. La presión que ejerce el vapor cuando este espacio se encuentra saturado recibe el nombre de "presión de vapor".

La presión de vapor de cualquier sustancia depende de la temperatura. A temperaturas elevadas un mayor número de moléculas tiene suficiente energía cinética para escapar de la superficie líquida y pasar a la fase de vapor. En consecuencia, el equilibrio se alcanzará a una presión más elevada.

<sup>2)</sup> Puesto que la altura de la columna está sobre el nivel del agua entonces:  $P_{\text{atm}} = P^* + P_v + h/13.6$

$P_{\text{atm}}$  = presión atmosférica (586 mm Hg para la Cd. de México)

$P^*$  = presión del gas dentro del recipiente.

$P_v$  = presión de vapor de agua

$h$  = altura de la columna de agua dentro de la probeta.

13.6 se utiliza para convertir los mm de agua en mm de mercurio.

De acuerdo con la temperatura a la que realizó el experimento, seleccione la presión de vapor de agua correspondiente a la presión del vapor de agua a diferentes temperaturas.

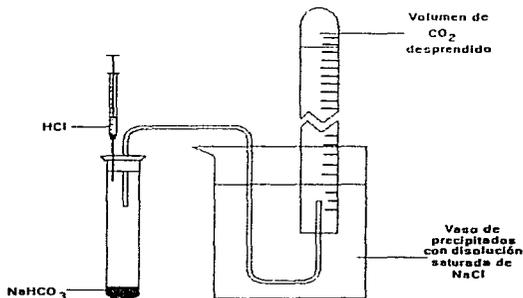
T (°C)	P (mm Hg)	T (°C)	P (mm Hg)	T (°C)	P (mm Hg)
0	4.58	16	13.63	26	25.21
5	6.54	18	15.48	28	28.35
10	9.21	20	17.54	30	31.82
12	10.52	22	19.83	40	55.3
14	11.99	24	22.38	50	92.5

Tabla 2.

Masa de la cinta de Mg (g)	Moles de la cinta de Mg (moles)	Moles de Mg en función del $H_2$ generado	Volumen de $H_2$ en condiciones normales (mL)	Volumen molar

**Procedimiento experimental para obtener dióxido de carbono.**

1. Realice un experimento similar utilizando  $NaHCO_3$  sólido y los volúmenes indicados de HCl 2 M.
2. Pese las cantidades de bicarbonato indicadas en la tabla 3 y colóquelas en un tubo de ensaye adaptado con un tubo de desprendimiento.
3. Llene completamente un eudiómetro de 100 mL con una disolución saturada de NaCl e inviértalo en una cuba que contenga la misma disolución.
4. Coloque la terminal del tubo de desprendimiento dentro del eudiómetro.
5. Añada con una jeringa 2 mL de HCl 2M y espere a que se desprenda el gas.
6. Mida el volumen de  $CO_2$  desprendido. Registre la diferencia de altura de los niveles de agua.



### Cálculos y Cuestionario 2.

- Haga las correcciones de presión correspondientes.
- Calcule los volúmenes correspondientes a condiciones normales.
- Complete la tabla 3 para los cinco volúmenes propuestos.

Tabla 3

Masa de $\text{NaHCO}_3$ (g)	Moles de $\text{NaHCO}_3$ (moles)	Volumen de $\text{CO}_2$ (P y T del laboratorio)	Vol. de $\text{CO}_2$ (condiciones normales)	Volumen molar
0.05				
0.10				
0.15				
0.20				
0.25				

### Cuestionario final.

- ¿Encuentra diferencias significativas entre los volúmenes molares del  $\text{N}_2$  y el  $\text{H}_2$ ?
- ¿Como varia el valor numérico de la relación "volumen de gas/ moles de reactivo limitante" (en las mismas condiciones de temperatura y presión) para el hidrógeno y el dióxido de carbono obtenidos a través de las siguientes reacciones?
  - $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
  - $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

### 3.10 Reactivo limitante.

#### Problema.

¿Qué especie actúa como reactivo limitante en la siguiente reacción química?



#### Procedimiento experimental.

1. Instale dos buretas de 50 mL. Las denominará A y B.
2. Llene la bureta A con disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .
3. Llene la bureta B con disolución de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .
4. Etiquete 12 vasos de precipitados con números del 1 al 12.
5. Agregue a cada vaso los volúmenes de reactivo A indicados en la tabla 1.
6. Caliente cada vaso a baño María hasta alcanzar casi el punto de ebullición.
7. Agregue a cada vaso los volúmenes de reactivo B indicados en la tabla 1.
8. Caliente los vasos y su contenido durante 20 minutos a baño María.
9. Numere y pese 12 piezas de papel filtro en la balanza granataria/analítica y registre el peso de cada papel seco.

Tabla 1.

vaso #	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
mL A	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15
mL B	1	3	5	7	9	11	13	15	17	19	21	23

10. Filtre en caliente el contenido de cada vaso sobre el papel filtro correspondiente. Evite pérdidas de precipitado.
11. Lave el precipitado con agua destilada caliente y ponga a secar los precipitados en la estufa a 50 grados centígrados.
12. Compruebe que los precipitados estén secos con varias pesadas en diferentes tiempos. Pese cada uno de los papeles filtro con precipitado una vez que estén totalmente secos.
13. Por diferencia de pesos calcule el peso de precipitado obtenido en cada vaso.
14. Registre la información obtenida en la tabla 2.

Tabla 2.

vaso #	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
mL A	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15
mL B	1	3	5	7	9	11	13	15	17	19	21	23
g papel												
g papel + ppdo.												
g ppdo												

15. Trace la gráfica gramos de precipitado obtenidos (ordenadas) en función de los mL de reactivo B agregados (abscisas).

#### Cálculos y cuestionario 1.

1. ¿Qué relación se observa entre el volumen de reactivo B agregado y la masa de precipitado obtenida?
2. ¿Qué valor encuentra para la ordenada al origen?
3. ¿Qué significado tiene este valor?
4. ¿Se justifica que este valor sea diferente de cero?
5. ¿En qué punto de la gráfica se observa un cambio de pendiente?
6. ¿Estima usted que este cambio es significativo?
7. ¿Qué relación se observa entre el volumen de reactivo B agregado y la masa de precipitado obtenida en los tubos 8 a 12?
8. ¿Por qué después del punto 8, para volúmenes cada vez mayores de reactivo B agregado, la masa de precipitado que se forma se mantiene constante?
9. Con sus **datos experimentales** calcule el número de moles de los reactivos empleados en cada vaso y el número de moles de precipitado obtenido en cada caso.
10. Trace la gráfica moles de precipitado obtenido (ordenadas) en función de las moles de reactivo B agregado (abscisas). Recuerde que el volumen de reactivo A se mantuvo constante. Utilice la misma escala en los dos ejes.

Tabla 3.

Vaso #	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>		K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>		PbCrO <sub>4</sub>	
	Volumen (mL)	No. de moles	Volumen (mL)	No. de moles	Masa exp. (g)	No. de moles
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						
11						
12						

## Cuestionario 2.

- ¿Por qué razón considera usted que esta gráfica conserva la misma forma que la anterior?
- ¿Qué valor tiene la pendiente de la primera zona de la gráfica?
- ¿Tendría significado un valor fraccionario para esta pendiente?
- ¿Qué significado tiene que el valor de la pendiente sea un número entero? Justifique su respuesta en función de los datos de la tabla.
- ¿Qué significado químico tiene este valor?
- ¿Cómo explica usted que en los puntos 8 a 12 se obtenga una recta de pendiente igual a cero?
- ¿Cuál es el máximo número de moles de precipitado que se obtuvo?
- ¿De qué depende este valor máximo?
- ¿Hay alguna relación entre este valor máximo y el punto de discontinuidad que se observa en las gráficas trazadas?
- ¿Qué conclusión se obtiene al observar los valores correspondientes al número de moles de los reactivos A, B y precipitado en el punto de discontinuidad de las gráficas?
- Calcule las concentraciones de las disoluciones de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>.
- Escriba sus conclusiones y definición de reactivo limitante.

### 3.11 Expresiones de la concentración.

#### **Problema 1.**

Indique el orden creciente en que varía la intensidad de color de cada una de las series de disoluciones de dicromato de potasio, sulfato de cobre y cromato de potasio y su relación con las diferentes formas de expresar la concentración (molar, normal y % P/V).

#### **Procedimiento experimental.**

1. Su asesor le asignará a cada grupo de trabajo la preparación de 100 mL de una disolución de concentración conocida de acuerdo a la tabla 1.
2. Pese con cuidado en un vidrio de reloj la cantidad de soluto asignada.
3. Transfiera completamente el sólido a un vaso de precipitados y disuélvalo en aproximadamente 40 mL de agua.
4. Coloque un embudo en su matraz aforado y con ayuda de un agitador y la piseta, transvase la disolución, lavando varias veces el vaso y el embudo hasta asegurarse que no queda nada del reactivo en ellos.
5. En el caso del sulfato de cobre, añada 5 mL de amoníaco concentrado a cada uno de los tubos.
6. Afore, coloque el tapón y agite para homogeneizar la disolución.
7. Coloque en 9 tubos de ensayo, previamente etiquetados, 5 mL de cada una de las disoluciones preparadas y compare la intensidad de color para un mismo reactivo.
8. En cada caso coloque los tubos en orden creciente de la intensidad de color observada y registre sus datos.
9. ¿Hay alguna relación entre la cantidad de sustancias disueltas y la intensidad del color? ¿Podría derivarse alguna aplicación de esta propiedad?
10. Calcule la molaridad, la normalidad y el % en P/V de cada una de las disoluciones y registre tus datos en la tabla 1.
11. Para el cálculo de normalidad toma en cuenta las siguientes consideraciones:
  - a) El permanganato actuando en reacciones de óxido-reducción en las que se obtiene manganoso (II).
  - b) El dicromato de potasio se reduce a cromo (III).
  - c) En el cobre no hay cambio en el estado de oxidación solamente estamos considerando una reacción de metátesis.
12. En cada grupo de reactivos ¿qué disolución es más concentrada, la molar o la normal?
13. Coloque en la gradilla 8 tubos de ensayo de la misma capacidad y numéralos del 1 a 8.

14. En el tubo 1 coloque 1 mL de una disolución 0.01 M de permanganato de potasio y 9 mL de agua. En el tubo 2 coloque un mL de la disolución del tubo 1 y 9 mL de agua. Repita la operación de dilución en los siguientes tubos.
15. Observe la intensidad del color y calcule la concentración molar de cada uno de los tubos. Registre sus datos en la siguiente tabla.

Tabla 1.

No.	sustancia	g/100 mL	molaridad	normalidad	% P/V
1	KMnO <sub>4</sub>	0.1594			
2	KMnO <sub>4</sub>	0.0316			
3	KMnO <sub>4</sub>	0.0100			
4	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	2.9400			
5	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	0.4900			
6	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	0.1000			
7	CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O	0.2450			
8	CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O	0.1225			
9	CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O	0.0100			

SUSTANCIA	No. _____ < No. _____ < No. _____
PERMANGANATO DE POTASIO	No. _____ < No. _____ < No. _____
DICROMATO DE POTASIO	No. _____ < No. _____ < No. _____
SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO	No. _____ < No. _____ < No. _____

Tubo	1	2	3	4	5	6	7	8
Conc. Molar								
moles/mL								
moléculas/mL								

### Problema 2.

Identifique a través de la serie de reacciones propuestas, las concentraciones (0.1 M, 0.1 N o 0.1 % P/V) de las disoluciones problema A, B y C, en cada caso.

### Procedimiento experimental

1. Mida con una pipeta 5 mL de disolución de ácido clorhídrico 0.1 M y colóquelos en un matraz erlenmeyer.

- Añada 2 o 3 gotas de fenolftaleína como indicador.
- Utilizando la bureta que contiene la disolución de hidróxido de sodio 0.1 M, valore el ácido del matraz añadiendo poco a poco la sosa hasta obtener un vire permanente del indicador.
- Registre el volumen de hidróxido gastado en la tabla 2.
- Con el mismo procedimiento, lleve a cabo todas las combinaciones propuestas en la tabla.
- Repita por lo menos dos veces cada determinación para estar seguro de sus resultados.

Tabla 2

Ecuación: HCl + NaOH											
Reactivo A			Reactivo B					Relación Teórica			
Vol.	Conc.	Moles	V1.	V2.	V pro.	Conc.	Moles	Relación Experm. $V_A/V_B$	Mol. B	Vol. B	$V_A/V_B$
5 mL	0.1 M					0.1 M					
5 mL	0.1 M					0.1 N					
5 mL	0.1 M					0.1 %					
5 mL	0.1 N					0.1 M					
5 mL	0.1 N					0.1 N					
5 mL	0.1 N					0.1 %					
5 mL	0.1%					0.1 M					
5 mL	0.1%					0.1 N					
5 mL	0.1%					0.1%					

- ¿En qué casos los volúmenes son semejantes?
- ¿Qué relación tienen estos volúmenes con la estequiometría de la reacción?
- ¿Qué volumen de hidróxido de sodio 0.1 M requeriría si el ácido clorhídrico tuviera una concentración 0.2 M.
- Encuentre si hay alguna diferencia significativa entre los volúmenes de hidróxido de sodio 0.1 M gastados cuando se valora una disolución 0.1 M y otra 0.1 N del ácido. ¿A qué se debe?
- Repita todos los pasos seguidos para la reacción anterior, pero en vez de ácido clorhídrico utilice ácido sulfúrico. Identifique la concentración (0.1 % P/V, 0.1 M o 0.1 N) de cada una de las disoluciones (A, B, C).
- Registre sus datos en la tabla 3.

Tabla 3.

Ecuación: $\text{H}_2\text{SO}_4$ + 2 NaOH →											
Reactivo A			Reactivo B					Relación Experm.	Relación Teórica		
Vol.	Conc.	Moles	V1.	V2.	V pro.	Conc.	Moles	$V_A/V_B$	Mol. B	Vol. B	$V_A/V_{Te}$
5 mL	Sol. A					0.1 M					
5 mL	Sol. A					0.1 N					
5 mL	Sol. A					0.1 %					
5 ml	Sol. B					0.1 M					
5 mL	Sol. B					0.1 N					
5 mL	Sol. B					0.1 %					
5 mL	Sol. C					0.1 M					
5 mL	Sol. C					0.1 N					
5 mL	Sol. C					0.1 %					

## Conclusiones:

SOLUCIÓN	CONC. EXPERIM.	CONC. TEÓRICA	% ERROR
A			
B			
C			

- ¿Qué diferencia de volúmenes hay entre la reacción del ácido clorhídrico y el sulfúrico cuando se utilizan concentraciones molares?
- ¿Qué nos indica esa diferencia?
- Hay alguna diferencia significativa en los volúmenes cuando las dos disoluciones (ácido sulfúrico y sosa) son normales? ¿Por qué?
- ¿Qué volumen de hidróxido 0.2 M necesitaría para valorar 5 mL de ácido sulfúrico 0.1 M?
- En un matraz erlenmeyer coloque 4 mL de tiosulfato de sodio 0.1 M y unas gotas de almidón recién preparado.
- En una bureta coloque disolución 0.1 M de yodo y valore con ella el tiosulfato. La reacción termina cuando aparece un color azul persistente.
- Repita el procedimiento con cada una de las concentraciones propuestas en la tabla 4.

Tabla 4.

Ecuación: $2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$												
Reactivo A			Reactivo B					Relación Experi.	Relación Teórica			
Vol.	Conc.	Moles	V1.	V2.	V pro.	Conc.	Moles	$V_1/V_2$	Mol. B	Vol. B	$V_1/V_2$	
4 mL	0.1 M					0.1 M						
4 mL	0.1 M					0.1 N						
4 mL	0.1 M					0.1 %						
4 mL	0.1 N					0.1 M						
4 mL	0.1 N					0.1 N						
4 mL	0.1 N					0.1 %						
4 mL	0.1 %					0.1 M						
4 mL	0.1 %					0.1 N						
4 mL	0.1 %					0.1 %						

20. Balance la ecuación tomando en cuenta que los productos formados son el tetratiónato de sodio ( $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ ) y yoduro de sodio.
21. ¿De qué tipo de reacción se trata?
22. ¿Hay cambio en el número de oxidación? Explique.
23. ¿Cuántos mL de yodo 0.2 M necesaria para valorar 8 mL de tiosulfato de la misma concentración?
24. ¿Qué disolución es más concentrada, una 0.1 M o una 0.1 N de yodo?
25. Mida con una pipeta el volumen de permanganato de potasio propuesto en la tabla 5, añada un poco de agua destilada con su pipeta y aproximadamente 5 mL de ácido sulfúrico 3 M.
26. Coloque en una bureta agua oxigenada de concentración A, etiquetela y agregue poco a poco al permanganato hasta desaparición del color púrpura.
27. Repita el procedimiento para cada una de las combinaciones propuestas y registre sus datos en la tabla 5. Identifique la concentración (0.1 % P/V, 0.1 M o 0.1 N) de las soluciones A, B y C de agua oxigenada.
28. Informe sus resultados experimentales.

Tabla 5.

Ecuación: $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$											
Reactivo A			Reactivo B				Relación Experi.	Relación Teórica			
Vol.	Conc.	Moles	V1.	V2.	V pro.	Conc. Sol. A	Moles	$V_A/V_B$	Mol. B	Vol. B	$V_A/V_B$
2 mL	0.1 M					Sol. A					
2 mL	0.1 M					Sol. B					
2 mL	0.1 M					Sol. C					
2 mL	0.1 N					Sol. A					
2 mL	0.1 N					Sol. B					
2 mL	0.1 N					Sol. C					
2 mL	0.1 %					Sol. A					
2 mL	0.1 %					Sol. B					
2 mL	0.1 %					Sol. C					

## Conclusiones

SOLUCIÓN	CONC. EXPERIM.	CONC. TEÓRICA	% ERROR
A			
B			
C			

- Complete la ecuación propuesta considerando que es de oxido reducción y el manganeso pasa de Mn (VII) a Mn (II).
- ¿Cuántos electrones intercambia el manganeso y cuántos el oxígeno del peróxido al desprender oxígeno molecular?
- ¿Tienen estos números alguna relación con los volúmenes obtenidos en el caso en que las dos concentraciones son molares? ¿Por qué?
- ¿En qué caso los volúmenes de ambos reactivos son iguales y por qué?
- Si las concentraciones normales de los dos reactivos se duplican pero se utiliza el mismo volumen de permanganato, ¿cuál será la diferencia en el volumen de peróxido?
- ¿Cuál disolución de  $\text{KMnO}_4$  es más concentrada, una 0.1 M o una 0.5 N cuando se utilizan en la reacción propuesta?

## **CAPÍTULO IV**

### **4. MANUAL DEL MAESTRO.**

#### **4.1. Introducción al Manual del Maestro.**

El manual del maestro está conformado por las siguientes partes:

- **Objetivo académico.** En él se describe el concepto teórico que se pretende que el alumno infiera con cada guión experimental.
- **Trabajo experimental sobre el tema.** Se menciona el trabajo experimental realizado por el profesor previo a la elaboración del guión.
- **Condiciones de operación.** Se especifican las condiciones de trabajo adecuadas para la realización del guión: temperatura, concentraciones, etc.
- **Material y equipo requerido.** Se especifica el material que no es de uso común en el laboratorio, pero que servirá para la realización del guión.
- **Problema a resolver por los estudiantes.** Se plantea el problema a resolver por los estudiantes por vía experimental.
- **Resumen de resultados.** Se especifican los resultados teóricos que sirven de referencia al profesor.
- **Recomendaciones.** Se plantean recomendaciones para la realización exitosa del guión experimental.
- **Bibliografía.** Se cita bibliografía para apoyo del maestro.

Se plantean las recomendaciones que se consideran necesarias para que el profesor pueda dirigir con éxito el trabajo de los alumnos, resultado de la experiencia adquirida en la realización de los guiones.

A continuación se da el listado del material básico con el que deben contar los alumnos:

**Material requerido por cada dos alumnos:**

Agitador de vidrio ( de 5 x 250 mm., o de 9.5 x 300 mm. )	2
Anillo metálico ( de 100 mm. de diámetro)	2
Charola de plástico	1
Cucharilla de combustión	4
Embudo de filtración rápida ( de 10 cm. T1, 7.5 cm. T1 y 6.5 cm. Tc)	2
Espátula metálica de dos puntas y acero inoxidable delgada	1
Gradilla metálica para 40 tubos de ensaye	1
Matraz aforado de 100 mL con tapón	1
Matraz aforado de 50 mL con tapón	1
Matraz Erlenmeyer de 125 mL	1
Matraz Erlenmeyer de 250 mL	1
Mechero Bunsen	2
Pinza para tubo de ensaye	2
Pipeta graduada de 5 mL	1
Piseta de plástico (de 200 mL ; o de 500 mL)	2
Probeta graduada de 100 mL	1
Propipeta; o perilla de succión	1
Soporte metálico con varilla de 60 cm.	2
Tapones de hule para tubo de ensaye	6
Tela de asbesto de 15 x 15 cm.	2
Termómetro	1
Tripié metálico	1
Tubos de ensaye (de 15 x 150 mm.)	30
Vaso de precipitados de 50 mL	2
Vaso de precipitados de 250 mL	3
Vidrio de reloj	2
Manual de laboratorio	2

## 4.2 Densidad.

### Objetivo académico

Con este guión se espera que el alumno infiera que la densidad (relación masa/volumen):

1. Es un valor constante a temperatura constante.
2. Es una propiedad intensiva de la materia.
3. Tiene una relación proporcional con la concentración.
4. Tiene una relación inversamente proporcional con la temperatura.

### Trabajo experimental sobre el tema

Se estudió la densidad de disoluciones acuosas de cloruro de sodio en agua en un intervalo de concentraciones de 1% a 25% y en un intervalo de temperaturas de 10°C a 80°C.

### Condiciones de operación

1. La práctica se realiza con disoluciones acuosas de cloruro de sodio, que es un reactivo barato, fácil de conseguir con un alto grado de pureza y no tóxico.
2. Se requiere trabajar con la sal pura para que se obtengan resultados válidos.
3. El estudiante debe determinar la densidad de disoluciones que tengan una concentración de 1 a 25 % en peso a 20°C y además determinar la variación de la densidad en un intervalo de temperaturas de 10°C a 80°C.
4. Si el alumno sigue las indicaciones del procedimiento experimental obtendrá los mismos valores que se informan en la literatura con una desviación std del  $\pm 5\%$ .

### Material y equipo requerido

Material y equipo	Por cada grupo de 2 alumnos:
densímetros para líquidos de densidad mayor a 1	1
pipetas volumétricas de 25, 50 y 100 mL.	1
tubos para densímetros	1
densímetros para líquidos de densidad menor 1	1
termómetros con precisión de 1 °C.	2
balanza digital con precisión de 0,001 g.	1 x c/10 alumnos **

\*\* recomendable

### Problemas a resolver por el estudiante

- **Problema 1:** ¿Cuál es el valor de la relación masa/volumen (densidad) de los siguientes volúmenes de la disolución problema: 25 mL, 50 mL, 100 mL?
- **Problema 2:** ¿Cuál es la relación masa/volumen (densidad) en g/mL, de cada una de las disoluciones problema?
- **Problema 3:** ¿Cuál es la concentración expresada en por ciento en peso de cada una de las disoluciones problema?
- **Problema 4:** ¿Cuál es la densidad de las disoluciones problema a las siguientes temperaturas. 10°C, 20°C, 30°C, 40°C, 50°C, 60°C y 70°C?

### Resumen de resultados

Se obtuvieron los siguientes resultados:

Densidades obtenidas para disoluciones de diferentes concentraciones a 18° C. Estos datos tienen una desviación del ±5%.

Disolución #	1	2	3	4	5	6	7	8	9
% en peso	0	1	2	3	5	10	15	20	25
densidad ±5% (g/mL) (18° C)	1	1.004	1.012	1.019	1.034	1.071	1.109	1.149	1.189

Densidades interpoladas con respecto a la información reportada en el Lange's Handbook of Chemistry para disoluciones de diferentes concentraciones a diferentes temperaturas.

% peso	10°C	20°C	30°C	40°C	50°C	60°C	70°C
1 %	1.0071	1.0051	1.0031	0.9991	0.9945	0.9900	0.9843
2 %	1.0144	1.0122	1.0100	1.0059	1.0013	0.9967	0.9910
3 %	1.0212	1.0187	1.0163	1.0121	1.0074	1.0027	0.9970
4 %	1.0292	1.0266	1.0240	1.0198	1.0150	1.0103	1.0046
5 %	1.0367	1.0340	1.0313	1.0270	1.0222	1.0175	1.0117
10 %	1.0757	1.0723	1.0689	1.0643	1.0593	1.0543	1.0484
15 %	1.1146	1.1106	1.1065	1.1016	1.0963	1.0911	1.0852
20 %	1.1525	1.1477	1.1429	1.1377	1.1323	1.1268	1.1207
25 %	1.1925	1.1871	1.1817	1.1762	1.1704	1.1647	1.1586

### Recomendaciones

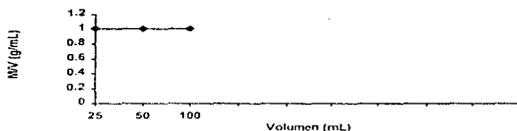
- El tiempo necesario para que los alumnos realicen la práctica es de 5 sesiones de dos horas cada una.
- Una de las disoluciones problema puede ser agua.
- En caso de que se trabaje con disoluciones de concentraciones y/o temperaturas que no se encuentren reportados en la literatura, se pueden interpolar los valores correspondientes, de forma que se puedan comparar los valores teóricos contra los experimentales.
- No se dan especificaciones respecto al material volumétrico a utilizar para medir los volúmenes de las soluciones acuosas de cloruro de sodio. Es importante permitir que el alumno decida el material volumétrico a utilizar y que llegue a la conclusión de que obtiene mejores resultados si utiliza material de mayor precisión.
- No se debe trabajar con concentraciones superiores a 25% ya que el valor de la solubilidad del NaCl a 20°C es de 36 g de NaCl por 100 g de H<sub>2</sub>O y a 80°C es de 38.4 g de NaCl por 100 g de H<sub>2</sub>O.
- El problema 1 será cualquier solución cuya concentración se encuentre en el intervalo mencionado. Se recomienda dar el mismo problema a todo el grupo y es conveniente decir a los alumnos que cada uno tiene un problema diferente, con objeto de verificar la calidad de manipulación. Es sumamente importante conocer la concentración de la disolución problema para evaluar el trabajo experimental del alumno.
- Para los problemas 2, 3 y 4 es conveniente utilizar al menos 7 disoluciones diferentes con objeto de tener un número suficiente de puntos que definan la tendencia de las gráficas solicitadas. Se recomienda que en el vaso 1 se utilice agua destilada.

### Gráficas

Cuestionario 1. Pregunta 2. Masa/volumen (ordenadas) en función del volumen utilizado (abscisas).

Volumen (mL)	25	50	100
m/v (g/mL)	1.0122	1.0122	1.0122

M/V vs Volumen

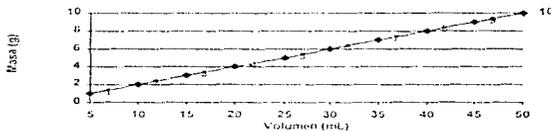


Conclusión: Para cualquier volumen utilizado la relación masa/volumen (densidad) es la misma. Esto implica que la densidad es una propiedad intensiva, independiente de la cantidad de materia.

Cuestionario 1. Pregunta 5. Masa (ordenadas) en función del volumen utilizado (abscisas)

Volumen (mL)	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50
Masa (g)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

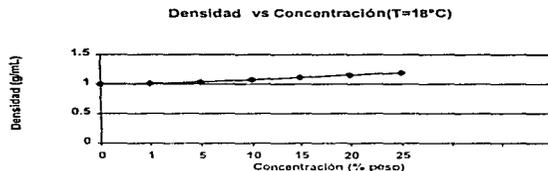
Masa vs Volumen



Conclusión: La pendiente encontrada en la gráfica Masa vs Volumen es la densidad, valor que es constante para cualquier volumen de disolución.

Cuestionario 3. Pregunta 4. Densidad (ordenadas) en función de la concentración (abscisas) para una temperatura de 18°C.

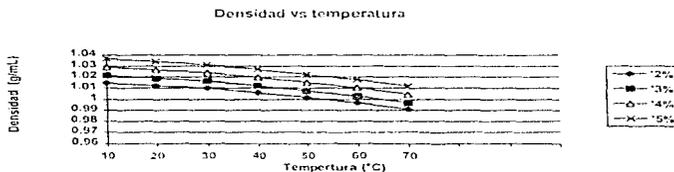
Concentración (% peso de NaCl)	0	1	5	10	15	20	25
Densidad a 18°C (g/mL)	1	1.004	1.034	1.071	1.109	1.149	1.189



**Conclusión:** La densidad de una disolución es una propiedad que aumenta con la concentración.

**Cuestionario 4. Pregunta 1.** Densidad (ordenadas) en función de la temperatura (abscisas) para diferentes concentraciones.

Temperatura (°C)	10	20	30	40	50	60	70
Densidad a 2% de NaCl (g/mL)	1.0144	1.0122	1.0100	1.0079	1.0053	0.9967	0.9910
Densidad a 3% de NaCl (g/mL)	1.0212	1.0187	1.0163	1.0127	1.0074	1.0027	0.9970
Densidad a 4% de NaCl (g/mL)	1.0292	1.0255	1.0230	1.0198	1.0150	1.0103	1.0046
Densidad a 5% de NaCl (g/mL)	1.0387	1.0349	1.0313	1.0270	1.0223	1.0175	1.0117

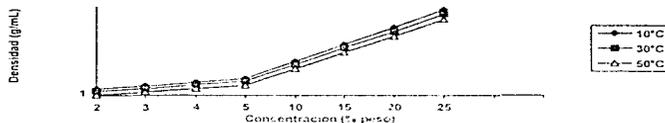


**Conclusión:** La densidad de una disolución disminuye con un aumento de la temperatura. En la gráfica se observan una familia de curvas correspondientes a soluciones con diferente concentración.

Cuestionario 4. Pregunta 3. Densidad (ordenadas) en función de la concentración (abscisas) para diferentes temperaturas.

Concentración (% peso de NaCl)		2	3	4	5	10	15	20	25
Densidad (g/mL)	a 10°C	1.0144	1.0212	1.0292	1.0367	1.0757	1.1146	1.1525	1.1925
Densidad (g/mL)	a 30°C	1.0100	1.0163	1.0240	1.0313	1.0689	1.1065	1.1429	1.1817
Densidad (g/mL)	a 50°C	1.0013	1.0074	1.0150	1.0222	1.0593	1.0963	1.1323	1.1704

Densidad vs Concentración



Conclusión: La densidad de una disolución es una propiedad que aumenta con la concentración. En la gráfica se aprecian una familia de isoterms. También aquí se puede observar que para la misma concentración, a mayor temperatura, las disoluciones tienen una menor densidad.

### Bibliografía

Lange's Handbook of Chemistry (12 th Edit). Mc. Graw-Hill, New York 1985.

Perry, J.H., "Chemical Engineers' Handbook", Mc. Graw-Hill Book Co. USA 1986.

### 4.3 Solubilidad.

#### Objetivo académico

1. El alumno comprenderá que la solubilidad es un valor numérico que indica la cantidad máxima de sustancia que se disuelve en un volumen determinado de disolvente a una temperatura dada.
2. El alumno comprenderá que la temperatura a la cual se forman los primeros cristales en una disolución saturada, siempre es la misma.
3. El alumno será capaz de interpretar las curvas solubilidad (ordenadas) en función de la temperatura (abscisas).

#### Trabajo experimental sobre el tema

Se estudió la variación de la solubilidad del nitrato de potasio en función de la temperatura en un intervalo de 10°C a 90°C.

Se determinó la temperatura a la cual se establece el equilibrio de solubilidad de diferentes volúmenes de las disoluciones saturadas (1 mL, 2 mL, 5 mL y 10 mL). Con todos ellos se obtienen prácticamente los mismos datos que se informan en la literatura.

#### Condiciones de operación

1. Se debe trabajar con nitrato de potasio con grado de pureza R.A.
2. El estudiante debe trabajar con disoluciones que tengan la siguiente composición:

Tubo	A	B	C	D	E	F	G	H
g KNO <sub>3</sub>	0.212	0.316	0.453	0.613	0.836	1.060	1.365	1.670
mL agua	1	1	1	1	1	1	1	1

Es suficiente utilizar las cantidades de sal requerida para un volumen de 1 mL de agua, para obtener resultados experimentales válidos. La precisión de los resultados no aumenta si se utilizan mayores cantidades de sal y agua.

Si trabaja con las concentraciones indicadas, se obtienen resultados en un intervalo de temperaturas de 10°C a 80°C, que son valores de temperatura que se alcanzan sin ningún problema por medio de calentamiento en Baño María.

3. Debe calentar cada tubo en Baño María hasta disolución completa de la sal y posteriormente debe enfriar lentamente para determinar la temperatura a la cual aparecen los primeros cristales en cada una de las disoluciones saturadas.

Si el alumno trabaja con las disoluciones señaladas y sigue las indicaciones del procedimiento experimental obtendrá los valores de temperatura que se informan en la literatura con un error de  $\pm 5\%$ .

### Material y equipo requerido

Material y equipo	Por cada grupo de 2 alumnos:
vasos de precipitados de 150 mL	3
termómetros con precisión de 1° C	2
pipeta graduada de 10 mL	5
balanza digital con precisión de 0.001 g	5*

\* por cada laboratorio

### Problemas a resolver por el estudiante

**Problema 1:** ¿A qué temperatura se inicia la cristalización en las disoluciones A, B y C, que tienen la siguiente composición:

disolución A: 0.613 g de  $\text{KNO}_3$  en 1 mL de agua.

disolución B: 1.226 g de  $\text{KNO}_3$  en 2 mL de agua.

disolución C: 3.065 g de  $\text{KNO}_3$  en 5 mL de agua.

**Problema 2:** ¿Cuál es la solubilidad del nitrato de potasio a las siguientes temperaturas: 25°C, 35°C y 45°C?

### Resumen de resultados

Los resultados obtenidos son los siguientes:

Tubo	A	B	C	D	E	F	G	H
g $\text{KNO}_3$ /mL agua	0.212	0.316	0.453	0.613	0.836	1.060	1.365	1.670
T. crist. ± 5% (°C)	10	20	30	40	50	60	70	80

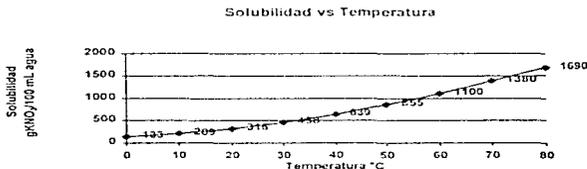
Las solubilidades del  $\text{KNO}_3$  informadas a diferentes temperaturas según el Perry's Chemical Engineers' Handbook así como en el Handbook of Chemical and Physics son:

Temperatura	0°C	10°C	20°C	30°C	40°C	50°C	60°C	70°C	80°C
g $\text{KNO}_3$ /100 mL agua	133	209	316	458	639	855	1100	1380	1650

## Recomendaciones

- El tiempo necesario para que los alumnos realicen la práctica es de 5 sesiones de dos horas cada una.
- Se sugiere que cada tubo se trabaje por triplicado con objeto de que el alumno tenga elementos de discriminación de sus resultados experimentales.
- Considere que el trabajo experimental que se inicie cada día debe concluirse en la misma sesión para evitar cambios de concentración en los problemas a resolver.
- Es difícil que los alumnos reconozcan el fenómeno de aparición de los primeros cristales. Por ello se les apoya con una nota en el manual del alumno.
- Vigile que la concentración de las disoluciones problema se mantenga constante; en las condiciones experimentales se dan indicaciones de ello.

## Gráfica



## Bibliografía

Handbook of Chemical and Physics. 36 ed.  
Ed. Rabber Publ. Co . 1954

Perry's Chemical Engineers' Handbook . 4th impresión.  
Ed. McGraw-Hill. New York 1988.

Whittaker . Química General. Continental.  
México 1980.

#### 4.4. Presión de vapor.

##### Objetivo académico

Que a través del trabajo experimental con una sustancia problema, el alumno se percate de la existencia de la presión de vapor de los líquidos, y establezca la relación que existe entre la **presión de vapor y la temperatura.**

##### Trabajo experimental sobre el tema

Se determinó experimentalmente la presión de vapor del agua en un intervalo de temperatura de 50°C a 80°C de acuerdo con el procedimiento experimental indicado en el manual del alumno.

##### Condiciones de operación

Las determinaciones de presión de vapor se realizarán en el intervalo de 50°C a 80°C, donde se tiene una gran variación de la presión de vapor con respecto a la temperatura.

Debe permitirse que el sistema alcance una temperatura de 80°C, y mantenerse en ella durante aproximadamente 5 minutos para poder alcanzar la saturación (equilibrio).

##### Material y equipo requerido

Material y Equipo	Por cada equipo de trabajo de 2 alumnos:
Cilindro graduado de 10 mL	1
Termómetro con precisión de 1°C	1
Tubo de vidrio (de 50 cm de largo y 3 cm de diámetro)	1

##### Problema a resolver por los estudiantes

A partir de los valores obtenidos de presión de vapor, indica cuál de las muestras que se te proporciona es una sustancia pura.

## Resumen de resultados

Se obtuvieron los siguientes resultados.

Temp. (°C)	Temp. (K)	Volumen (mL)	Pvapor exp.(mm Hg)	Pvapor teórica* (mm Hg)	Ln Pvapor teórica* (mm Hg)
50	323.15	5.2	106	93.1	4.53
54	327.15	5.5	126	113.2	4.72
59	332.15	5.8	143	143.5	4.96
60	333.15	6.0	157	150.3	5.01
62	335.15	6.2	168	164.8	5.10
63	336.15	6.4	180	172.5	5.15
65	338.15	6.6	190	188.8	5.24
67	340.15	6.8	199	206.3	5.32
68	341.15	7.0	209	215.6	5.37
69	342.15	7.2	219	225.2	5.41
70	343.15	7.5	237	235.2	5.46
71	344.15	7.8	245	245.5	5.50
72	345.15	8.2	261	256.2	5.54
73	346.15	8.4	267	267.4	5.58
75	348.15	9.4	300	291.0	5.67
80	353.15	10	313	357.4	5.87

\* Informada en la literatura

## Recomendaciones

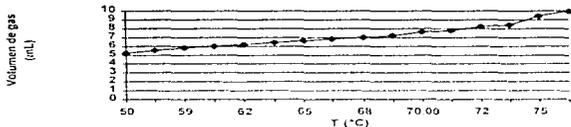
- Al alumno se le entregan dos muestras: una de ellas es agua pura y la otra es una solución de NaCl, cuya concentración es aproximadamente 3% p/p. Una concentración menor hace poco perceptible el abatimiento en la presión de vapor, provocado por la presencia del material no volátil (pues la presión de vapor del agua en la solución es siempre menor a la presión de vapor del agua pura, a una misma temperatura). Una concentración superior es innecesaria, y puede provocar que la presencia de sal sea detectada por el alumno, al evaporarse un poco de la solución y pegarse a las paredes del vaso. La determinación y análisis de los valores de la Presión de vapor obtenidos le permitirán resolver adecuadamente el problema que se le plantea.
- Tenga cuidado de que el cilindro graduado de vidrio no se empañe ya que debe asegurarse que hay puro aire y cuando se empaña es por la presencia de vapor de agua.

## Gráficas

Volumen de gas (ordenadas) en función de la temperatura (abscisas).

T (°C)	50	54	59	60	62	63	65	67	68	69	70	71	72	73	75	80
Vol. (mL)	5.2	5.5	5.8	6.0	6.2	6.4	6.6	6.8	7.0	7.2	7.6	7.8	8.2	8.4	9.4	10

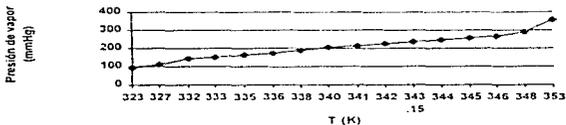
Volumen de gas vs T



Presión de vapor (ordenadas) en función de la temperatura (abscisas).

Pvap (mmHg)	93.1	113.2	143.5	159.3	164.6	172.5	188.8	206.3
T (K)	323.15	327.15	332.15	333.15	335.15	336.15	339.15	340.15
Pvap (mmHg)	219.6	225.2	235.2	245.5	256.2	267.3	291.0	357.4
T (K)	341.15	342.15	343.15	344.15	345.15	346.15	348.15	353.15

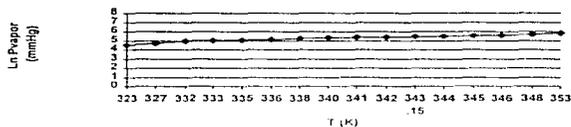
Presión de vapor vs T



Ln Pvapor (ordenadas) en función de la temperatura (abscisas).

LnPvap (mmHg)	4.53	4.72	4.96	5.01	5.10	5.15	5.24	5.32
T (K)	323.15	327.15	332.15	333.15	335.15	336.15	338.15	340.15
LnPvap (mmHg)	5.37	5.41	5.46	5.50	5.54	5.58	5.67	5.87
T (K)	341.15	342.15	343.15	344.15	345.15	346.15	348.15	353.15

Ln Pvapor vs T



### Bibliografía

Smith/ Van Ness. Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química. Ed. Mc Graw Hill. México 1986.

#### 4.5 La reacción química.

##### Objetivo académico

Que el alumno asocie las reacciones realizadas experimentalmente con las ecuaciones que las representan y sea capaz de clasificarlas en base a:

1. Cambios energéticos.
2. Forma de agrupamiento de los átomos (síntesis, descomposición, sustitución, etc).
3. Comportamiento químico (ácido base, redox, precipitación y formación de complejos).

##### Trabajo experimental sobre el tema

Se seleccionaron reacciones en las que el alumno puede identificar procesos exo y endotérmicos, reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución simple y de metátesis, así como procesos de óxido reducción, precipitación, ácido base y de formación de compuestos de coordinación. Esto le permite percatarse que no existe una sola forma de clasificación y de que a la reacción química es posible estudiarla desde diferentes puntos de vista.

Se solicita a los alumnos que registren sus observaciones en una tabla que les permite tener una visión global de los fenómenos y posteriormente se les pide que planteen la ecuación correspondiente, la balanceen y la clasifiquen.

##### Condiciones de operación

1. Las condiciones de operación que se encuentran en el manual del alumno son muy generales, ya que únicamente se requieren resultados cualitativos.
2. En el caso del uso de diluciones se utilizan generalmente en concentración 0.1 M y en muy pequeñas cantidades a menos que se especifique otra cosa.
3. Se eligieron reacciones que presentan cambios físicos significativos y se establecen claramente las condiciones de trabajo.

Las reacciones propuestas fueron las siguientes:

Reacciones	
$Mg + O_2$	$\rightarrow 2MgO$
$Zn + S$	$\rightarrow ZnS$
$CO_2 + CaO$	$\rightarrow CaCO_3$
$CaCO_3 + 2HCl$	$\rightarrow H_2O + CaCl_2 + CO_2$

Reacciones	
$\text{Ba(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$	$\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
$\text{Cl}_2 + 2 \text{KI} \rightarrow$	$2 \text{KCl} + \text{I}_2$
$2 \text{CuO} + \text{C} \rightarrow$	$2 \text{Cu} + \text{CO}_2$
$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow$	$\text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
$\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{ZnS}$
$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow$	$\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \rightarrow$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{S}$
$2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$	$2 \text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$
$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow$	$\text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
$\text{CuSO}_4 + 4 \text{NH}_3 \rightarrow$	$(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4)\text{SO}_4$
$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$	$\text{CdS} + 2 \text{NaNO}_3$
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{NaNO}_3$
$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
$2 \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 14 \text{HNO}_3 + 5 \text{NaBiO}_6 \rightarrow$	$2 \text{NaMnO}_4 + 5 \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + \text{NaNO}_3$
$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NiSO}_4 \rightarrow$	$\text{NiSiO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
$\text{NiSO}_4 + \text{Etilendiamina} \rightarrow$	$(\text{Ni}(\text{en}))_2\text{SO}_4$
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{SCN} \rightarrow$	$\text{Co}(\text{SCN})\text{NO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3$

### Material y equipo requerido

Material y equipo	Por grupo de 4 alumnos
Placa de calentamiento	1
Tubos de ensayo	20
Pinzas para tubo de ensayo	4*
Tubos de desprendimiento	1
mechero	1
tela de asbesto	1
trípode	1
Cápsulas de porcelana	2
Vasos de precipitado	2
Papel pH	4 paquetes*

\* por laboratorio

### Problema a resolver por los estudiantes

1. ¿Cuáles son los productos de las reacciones químicas efectuadas?
2. ¿Cómo se expresan estos procesos mediante ecuaciones químicas?
3. ¿Cómo se pueden clasificar estas reacciones?

### Resumen de resultados

1. Los alumnos tienen dificultad para plantear los productos de las reacciones propuestas, por lo que se optó por decirles algunos de ellos para que únicamente los completaran y balancearan la ecuación completa.
2. Los alumnos logran con relativa facilidad la clasificación en los dos primeros rubros (exo y endotérmicos, y de síntesis, etc.) pero tienen dificultad en identificar si los procesos son de oxidoreducción, ácido-base o de formación de complejos.
3. Mediante el uso de tablas y la discusión final se logran buenos resultados en el aprendizaje.

Reacciones	Observaciones
$Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$	Se observa que la cinta de Mg arde con llama luminosa y se forma el $MgO$ , sólido de color bco.
$Zn + S \rightarrow ZnS$	Se observa un flamazo y forma un precipitado blanco de $ZnS$ .
$CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$	Se forma el $CaCO_3$ , sólido blanco, cuya identificación se hace posteriormente.
$CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow H_2O + CaCl_2 + CO_2$	Se observa el desprendimiento de $CO_2$ .
$Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O$	Se observa la formación de un pp bco de $BaCO_3$ , así como un cambio de color debido a la fenoltaleína, la cual tiene un color rojo a pH mayor a 9.

Reacciones		Observaciones
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$	Reacción muy exotérmica que requiere calentamiento para iniciarse. Se observa una pequeña explosión y la formación del $\text{Cr}_2\text{O}_3$ sólido verde.
$\text{Cl}_2 + 2 \text{KI}$	$\rightarrow 2 \text{KCl} + \text{I}_2$	El $\text{Cl}_2$ en el $\text{CCl}_4$ es de color ámbar y al ocurrir la reacción, se ve en $\text{CCl}_4$ el color violeta del $\text{I}_2$ .
$2 \text{CuO} + \text{C}$	$\rightarrow 2 \text{Cu} + \text{CO}_2$	El Cu se reduce de Cu (II) a Cu (0) y se observa al final un glóbulo metálico de cobre.
$\text{CuSO}_4 + \text{Zn}$	$\rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$	Se observa una decoloración de la disolución y la formación de cobre sólido con su color característico.
$\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$	$\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{ZnS}$	Se observa la formación de $\text{ZnS}$ , pp de color bco.
$\text{Zn} + 2\text{HCl}$	$\rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$	Se observa el burbujeo debido al desprendimiento del hidrógeno. Al acercarse la punta de ignición esta se aviva.
$\text{NaOH} + \text{HCl}$	$\rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Se observa un cambio de pH. Al trabajar con volúmenes iguales de disoluciones de igual concentración se neutralizan la sosa y el ácido, registrándose al final un pH de 7.
$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S}$	$\rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	No se observa ningún cambio.

Reacciones	Observaciones
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{S}$	Se forma una solución transparente con pp bco amarillento y desprendimiento de $\text{SO}_2$ .
$2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$	Se observa la decoloración del yodo.
$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$	Se observa la formación de un pp bco de AgCl.
$\text{CuSO}_4 + 4 \text{NH}_3 \rightarrow (\text{Cu}(\text{NH}_3)_4) \text{SO}_4$	Se observa el cambio de una solución azul transparente a la formación de un complejo de cobre con amoníaco de color característico.
$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CdS} + 2 \text{NaNO}_3$	Se observa la formación de un precipitado amarillo de CdS.
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{NaNO}_3$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$	Se observa la formación de un pp bco de $\text{Al}(\text{OH})_3$ y su posterior redisolución al agregar un exceso de reactivo.
$2 \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 14 \text{HNO}_3 + 5 \text{NaBiO}_3 \rightarrow 2 \text{NaMnO}_4 + 5 \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{NaNO}_3$	Se observa la formación del ion $\text{MnO}_4^-$ que imparte a la solución un color violeta.
$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{NiSiO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Se observa el crecimiento de los cristales de los silicatos metálicos de diferentes colores.
$\text{NiSO}_4 + \text{Etilendiamina} \rightarrow (\text{Ni}(\text{en}))_2\text{SO}_4$	Se observa una gama de colores de verde a morado unirse a partir del $\text{NiSO}_4$ a la etilendiamina.
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{SCN} \rightarrow \text{Co}(\text{SCN})\text{NO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3$	Se observa el complejo de $\text{Co}(\text{SCN})\text{NO}_3$ de color azul sobre una solución rosa.

**Bibliografía**

Brauer, George. Química Inorgánica Preparativa. Ed. Reverté S.A. México 1958.

Burriel F. Química Analítica Cualitativa. Decimotercera ed. Ed. Paraninfo. Madrid 1989.

Chemistry. An experimental science. "Laboratory manual". California: Chemical Education Material Study, 1963.

Vogel Arthur I. Análisis Cualitativo. 1 ed. Ed. Kapelusz. Buenos Aires Argentina 1960.

#### **4.6 El número de Avogadro.**

##### **Objetivo académico**

Que el alumno asocie el número de electrones requeridos en la electrólisis del agua, un número de entidades individuales con el volumen de hidrógeno producido, que es una cantidad macroscópica que determinará experimentalmente esto le permitirá determinar de manera indirecta el número de Avogadro.

##### **Trabajo experimental sobre el tema**

1. Es posible trabajar con volúmenes e intensidades de corriente según las especificaciones del equipo con el que se cuente. Se obtiene el Número de Avogadro con un error máximo del 5% si se producen: 3, 6 y 9 mL de  $H_2$  con una intensidad de corriente de aproximadamente 0.15 A, se obtiene el mismo error máximo del 5% si se trabaja con una intensidad de corriente de 0.2 A para producir 10, 20 y 30 mL de  $H_2$ .
2. Se solicita al alumno que obtenga los volúmenes de hidrógeno trabajando con dos intensidades de corriente diferentes porque se quiere que concluya que el número de electrones que se requieren depende del número de coulombios utilizados, y que éstos a su vez se pueden obtener utilizando diferentes combinaciones de intensidad de corriente y tiempo: intensidades de corriente mayores y tiempos menores o intensidades de corriente menores y tiempos mayores.

##### **Condiciones de operación**

1. Se debe trabajar con una disolución de sulfato de sodio para que la electrólisis del agua se lleve a cabo en forma instantánea. Ya que se requiere de la presencia de electrolitos que conduzcan la corriente.
2. Se deben obtener volúmenes de 3, 6 y 9 mL de  $H_2$  en condiciones del laboratorio. Para poder medir adecuadamente el tiempo que tardan en producirse estos volúmenes se requiere trabajar con valores de intensidad de corriente de alrededor de 0.2 A o menores. De esta manera 3, 6 y 9 mL de hidrógeno se generan en aproximadamente 2.16, 4.32 y 6.48 min. Mientras que 10, 20 y 30 mL de hidrógeno se generaran en aproximadamente 7, 14, 21 min.
3. Con una intensidad de corriente de 1 A el tiempo en el que se realiza la electrólisis es tan rápido que es prácticamente imposible medirlo.
4. Un requisito indispensable para la realización de la práctica es que las fuentes de poder funcionen adecuadamente, ya que de otra manera es imposible determinar con precisión el número de electrones involucrados en el proceso de electrólisis que es el dato que permite establecer el número de Avogadro.

**Material y equipo requerido**

	Por cuatro alumnos
Aparato de Hoffman	1
Fuentes de poder	1
Amperímetro	1**
pipetas volumétricas 10 mL	1
electrodos inertes	2
cronómetros	3

\*\* en caso de que ni el aparato Hoffman y ni la fuente de poder tengan amperímetro.

**Problema a resolver por el estudiante**

¿Qué condiciones experimentales de intensidad de corriente (A) y de tiempo (seg.) se requieren para generar las moles de electrones necesarias para obtener en el laboratorio 7 mL de gas hidrógeno por electrólisis de agua?

**Resumen de resultados**

Los resultados teóricos correspondientes para una electrólisis con una intensidad de corriente de 0.16 amperios son los siguientes:

Volumen (mL)	Intensidad de corriente ( amperios )	Tiempo (segundos)	Carga eléctrica (coulombios)	No. de electrones
3	0.16	30.68	12.91	$8.06 \text{ E}+19$
6	0.16	161.18	25.79	$1.61 \text{ E}+20$
9	0.16	241.25	38.60	$2.41 \text{ E}+20$

Considerando en el laboratorio una P=586 mmHg y una T=295 K

Volumen de hidrógeno obtenido (mL)	No. de moles de electrones	No. de moles de hidrógeno	No. de electrones para 22400 mL (No. de Avogadro)
3	$1.33 \text{ E}-4$	0.99	$6.023 \text{ E}+23$
6	$2.67 \text{ E}-4$	0.198	$6.023 \text{ E}+23$
9	$4.00 \text{ E}-4$	0.297	$6.023 \text{ E}+23$

### Recomendaciones

- El tiempo necesario para que los alumnos realicen la práctica es de una sesión de dos horas.
- Se recomienda utilizar indicador universal en la solución de sulfato de sodio para observar la variación de pH en el ánodo y en el cátodo lo que apoya la identificación del  $H_2$  y  $O_2$  desprendidos.
- El valor de la intensidad de corriente debe fijarse en función de los amperímetros utilizados en el experimento.
- Los tiempos en que se efectúe la electrólisis deben permitir que se desarrolle la práctica completa en una sesión de trabajo y los volúmenes obtenidos de hidrógeno deben fijarse en función de que sean medibles.

### Bibliografía

- Feinstein, H.I., "The Estimation of Avogadro's Number Using Cetyl Alcohol as the Monolayer", J. Chem. Ed. 59 (9) 751 (1982).
- Gorin, G., "The Unit Gram/Mole and Its Use in the Description of Molar Mass", J. Chem. Ed. 61 (12) 1045 (1984).
- Hawhorne, Jr. M.R., "The Mole and Avogadro's Number", J. Chem. Ed. 50 (4) 282-284 (1973).
- King, C.L. and Neilsen, E.K., "Estimation of Avogadro's Number". J. Chem. Ed. 35, (4) 198-200 (1958).
- Kokes, R.J., Dorfman, M.K. and Mathia, T., "Cloud Chamber, Molecular Film, and Atomic Weight of Silver", J. Chem. Ed., 39, (1) 18-20 (1962).
- Kolb, D., "But if Atoms are So Tiny...", J. Chem. Ed. 54 (9) 543-547 (1977).
- Kolb, D., "The Mole", J. Chem. Ed. 55 (11) 728-732 (1978).
- M.L. Mc Glosan, *Physico-Chemical Quantities and Units* 2nd. Ed. Royal Institute of Chemistry, London, 1971.
- Moreno, D., "Lo que me contó Avogadro", Revista Mexicana de Física, 29(3) 401-408 (1983).
- Moynihan, C.T. and Goldwhite, H., "Determining Avogadro's Number from the volume of a Monolayer", J. Chem. Ed. 46 (11) 779-780, 819.
- Slabaugh, W.H., "Avogadro's Number by Four Methods", J. Chem. Ed. 46, 40 (1969).

**ESTA TESIS NO DEBE  
SALIR DE LA BIBLIOTECA**

79

The Merck Index. An Encyclopedia of Chemical and Drugs. 8th Ed. Published by Merck and Co. Inc. N.Y. (1968).

#### **4.7 Ley de la Conservación de la Materia.**

##### **Objetivo académico**

Que el alumno infiera la Ley de la Conservación de la Materia mediante la resolución de un problema experimental que implica una serie de transformaciones sucesivas del cobre.

Aún cuando aparentemente la Ley de la Conservación de la Materia resulta muy obvia, es importante que el alumno la compruebe a partir de un desarrollo experimental cuidadoso y adecuado con el que realmente se obtengan resultados confiables. También es importante el cálculo del rendimiento y la identificación de las probables fuentes de error.

##### **Trabajo experimental sobre el tema**

1. Se seleccionó un ciclo de reacciones sucesivas de cobre con un alto grado de cuantitividad y se prepararon muestras problema a partir de nitrato de cobre trihidratado QP, con una cantidad de cobre entre 0.4 y 0.6 g por cada 10 mL de disolución.
2. Las reacciones sucesivas implican transformar el nitrato de cobre en hidróxido, y éste en óxido por calentamiento. El óxido obtenido se trata con ácido sulfúrico para obtener el sulfato y posteriormente reducirlo con zinc a cobre metálico nuevamente.

##### **Condiciones de operación**

1. Se preparan 3 disoluciones de nitrato de cobre (II) trihidratado en concentraciones 0.63 M, 0.787 M y 0.945 M equivalentes a 0.4, 0.5 y 0.6 g de cobre por cada 10 mL que es el volumen de muestra que indica el manual del alumno. De esta manera se obtienen cantidades de cobre cuya masa puede ser determinada en balanzas con precisión de 0.01 g.
2. Se utilizan también disoluciones de sosa 6 M, ácido sulfúrico 3 M y granalla de zinc.

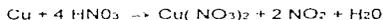
### Material y equipo requerido

Material y equipo	por cada alumno
vaso 250 mL	1
embudo de filtración	1
caja de papel filtro	6*
agitador con gendarme	1
balanza digital precisión 0.01 g	10*
estufas	2*

\* por cada laboratorio

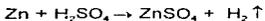
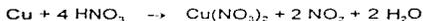
### Problema a resolver por los estudiantes

¿Qué masa de cobre reaccionó con ácido nítrico por cada 10 mL de solución problema, de acuerdo a la siguiente ecuación?



### Resumen de resultados

Las ecuaciones que se llevaron a cabo durante el experimento son:



### Recomendaciones

- Se requieren de 2 o 3 sesiones de 2 horas cada una, para que los alumnos realicen la práctica por duplicado y en caso de diferencias apreciables entre ambos resultados, llevar al cabo una tercera determinación.
- Se requiere que el profesor prepare y valore las disoluciones de nitrato de cobre (II) que se asignan como problemas para asegurar una comparación válida de los resultados experimentales.

### Bibliografía

Burriel F. Química Analítica Cualitativa. Decimotercera ed. Ed. Paraninfo. Madrid 1989.

Brauer, George. Química Inorgánica Preparativa. Ed. Reverté S.A. México 1958.

Vogel Arthur I. Cualitativo. 1 ed. Ed. Kapelus. Buenos Aires Argentina 1960.

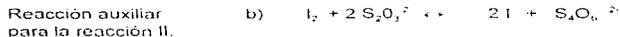
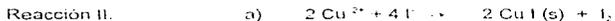
#### 4.8 Determinación de la fórmula del compuesto yoduro de cobre.

##### Objetivo académico

Que el alumno establezca que la fórmula empírica obtenida para un producto, es independiente de los métodos utilizados en su preparación, lo que lo lleva a verificar la Ley de la Composición Constante o Ley de las Proporciones Definidas.

##### Trabajo experimental sobre el tema

Se estableció un esquema de reacciones, a partir de el cual es posible preparar el compuesto yoduro de cobre (I), por dos métodos diferentes:



Con los datos experimentales obtenidos, el alumno realiza los cálculos que le permiten comprobar que con diferentes métodos de preparación del compuesto (en igualdad de condiciones de operación), se obtienen composiciones iguales dentro de los límites del error experimental.

##### Condiciones de operación

1. La práctica se realizó con disoluciones de nitrato de cobre 0.1 M, yoduro de potasio 0.2 M y tiosulfato de sodio 0.1 M.
2. Se requiere trabajar con el cobre puro, por lo que se lava y pule la lámina de cobre utilizada.
3. Se utilizan también cristales de yodo.

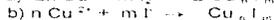
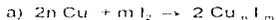
**Material y equipo requerido**

Material y equipo	Por cada grupo de dos alumnos
Matraz erlenmeyer de 125 mL	2
Bureta de 25 mL	2
Vidrio de reloj	2
Pinza para bureta	2
Soporte universal	2
Matraz aforado de 50 mL	2
Pipeta graduada de 10 mL	2
Caja de papel filtro	4*
Embudo de tallo largo	2
Vaso de precipitado de 50 mL	4
Balanza digital con precisión de 0.001 g	4*

\* por cada laboratorio

**Problema a resolver por el estudiante**

Cuál es el valor de los coeficientes "n" y "m" que determinan la relación en que se combinan el cobre y el yodo, en las dos reacciones propuestas:

**Resumen de resultados**

Se han obtenido los siguientes resultados:

No.	moles de yodo	moles de cobre	Relación: mol yodo/mol Cu	Fórmula mínima
1	0.00047	0.000470	1.00000	CuI
2	0.000211	0.000214	1.01000	CuI
3	0.000516	0.000510	1.01000	CuI

No.	Mol $\text{Cu}^{2+}$	Mol $\text{I}^-$	Relación: mol yodo/mol Cu	Fórmula mínima
1	0.00100	0.00100	1.00000	CuI
2	0.00091	0.00093	1.02197	CuI
3	0.00083	0.00084	1.01204	CuI

### Recomendaciones

- El tiempo necesario para que los alumnos realicen la práctica es de dos sesiones de 2 horas cada una.
- Es recomendable limpiar las adherencias de yodo en la lámina de cobre una vez que este reaccionó con la lámina, para evitar errores en la masa del  $\text{CuI}$  formado.
- Se recomienda poner yoduro en exceso para favorecer la reacción.

### Bibliografía

Benson, Sidney W. Cálculos Químicos. Sexta reimpresión. Ed. Limusa. México. 1978.

Condike, G. J. Chem. Ed. 52. 1975.

Müller, Gerhard O. Fundamentos de Estequiometría. Ed. Acribia. Zaragoza, España 1962.

Villareal González, F. Estequiometría. Reimpresión. Ed. Trillas. México 1986.

#### 4.9 Volumen molar.

##### Objetivo académico

Con este guión se espera que el alumno infiera que:

1. El volumen es una propiedad extensiva de la materia.
2. El volumen de un gas es una magnitud que depende de las condiciones de temperatura y presión en las que se trabaja.
3. El volumen molar es una propiedad intensiva de la materia; es el volumen que ocupa cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura: 22.4 litros a 1 atmósfera y 0°C.

##### Trabajo experimental sobre el tema

1. Se utilizó como metal cinta de magnesio que al reaccionar con ácido clorhídrico desprende hidrógeno y posteriormente bicarbonato de sodio que al reaccionar con ácido clorhídrico desprende  $\text{CO}_2$ .
2. Para obtener y medir con facilidad el gas desprendido los alumnos cuentan con probetas graduadas de 100 mL por lo que se realizó el estudio teórico para calcular las masas de magnesio y bicarbonato de sodio a utilizar para obtener en el laboratorio volúmenes de gas entre **20 y 80 mililitros**:
3. Las temperaturas extremas de trabajo en el laboratorio oscilan de 16°C en el invierno a 20°C en el verano por lo que se realizó el estudio teórico para obtener los volúmenes de gas a estas temperaturas.
4. Se deben considerar las siguientes correcciones para la presión:
  - La corrección por presión si la altura de la columna de agua una vez que se recibió el gas se encuentra a diferente nivel de la del recipiente sobre el que se encuentra la probeta.
  - La corrección por la presión del agua en fase de vapor que se encuentra junto con el gas.
  - Los datos para la corrección por la presión del agua en fase de vapor en las posibles condiciones de trabajo del laboratorio son:

Presión de vapor del agua

T °C	14	16	18	20	22
P (mm Hg)	11.99	13.63	15.48	17.54	19.83

##### Condiciones de operación

1. Se emplean de 0.03 a 0.06 g de magnesio.
2. Las masas de magnesio requeridas se obtienen al pesar trozos de cinta de magnesio de una longitud de 3 a 6 cm aproximadamente. No es importante medir con gran precisión los trozos de magnesio ya que posteriormente se determinará con exactitud su masa, que es el dato importante para los cálculos

- Es importante registrar la temperatura a la cual se lleva a cabo el experimento, ya que es el dato requerido para realizar adecuadamente la corrección por la presión de vapor del agua.
- La cinta de magnesio debe aprisionarse adecuadamente para evitar pérdidas de hidrógeno, ya que si no se aprisiona bien tiende a caer al fondo sobre el tapón que tiene la horadación saliendo un poco de hidrógeno por el orificio del tapón.
- En el caso del bicarbonato de sodio evite que el recipiente de reacción sea demasiado grande para que no influya el aire atrapado. Se agrega NaCl a la solución con agua donde se recolecta el  $\text{CO}_2$  para disminuir la solubilidad del  $\text{CO}_2$  en el agua.

#### Material y equipo requerido

Material y Equipo	Por cada equipo de trabajo de 2 alumnos:
Probeta de 100 mL	1
Tapón de hule horadado	1
Alambre de cobre	50 cm
Termómetro con precisión de $1^\circ\text{C}$	1
Balanza digital con precisión de 0.001 g	10*
Vasos de precipitado de 250 mL	3
Probeta de 100 mL	1
Soporte universal	1
Anillo	1

\* por cada laboratorio

#### Problema a resolver por los estudiantes

¿Cómo varía el valor numérico de la relación volumen de gas/ moles de reactivo limitante ( en las mismas condiciones de temperatura y presión) para el hidrógeno y el dióxido de carbono obtenido a través de las siguientes reacciones?

- $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

### Resumen de resultados

Los resultados teóricos obtenidos se muestran en la siguiente tabla ( $M(\text{Mg}) = 24.3 \text{ g/mol}$ ) e indican que las cantidades de magnesio a utilizar están entre 0.0152 y 0.061 gramos.

V lab (mL)	20	30	40	50	60	70	80	temperatura
V en cond. norm. (mL)	13.98	20.96	27.95	34.94	41.93	48.92	55.90	16 °C
moles de Mg	0.624 E-3	0.936 E-3	1.25 E-3	1.56 E-3	1.87 E-3	2.18 E-3	2.495 E-3	
g de Mg	0.0152	0.023	0.030	0.038	0.045	0.052	0.061	
V en cond. norm. (mL)	14.175	21.26	28.35	35.44	42.525	49.61	56.7	20 °C
moles de Mg	0.632 E-3	0.948 E-3	1.26 E-3	1.58 E-3	1.90 E-3	2.21 E-3	2.53 E-3	
g de Mg	0.0154	0.023	0.031	0.038	0.046	0.053	0.061	

**V lab. (mL).** Es el volumen de gas que se espera obtener en condiciones de trabajo del laboratorio.  
**V en cond. normales (mL).** Es el volumen de gas corregido a condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0 C).  
**moles de Mg.** Son las moles de magnesio que se deben utilizar para obtener los volúmenes de hidrógeno considerados.  
**g de Mg.** Es la masa de magnesio a utilizar experimentalmente.

V lab (mL)	20	30	40	50	60	70	80	temperatura
V en cond. norm. (mL)	13.98	20.96	27.95	34.94	41.93	48.92	55.90	16 °C
moles de $\text{NaHCO}_3$	0.24 E-3	0.36 E-3	0.48 E-3	0.6 E-3	0.8 E-3	0.98 E-3	1.155 E-3	
g de $\text{NaHCO}_3$	0.0524	0.078	0.105	0.131	0.157	0.183	0.209	
V en cond. norm. (mL)	14.175	21.26	28.35	35.44	42.525	49.61	56.7	20 °C
moles de $\text{NaHCO}_3$	0.632 E-3	0.948 E-3	1.26 E-3	1.58 E-3	1.90 E-3	2.21 E-3	2.53 E-3	
g de $\text{NaHCO}_3$	0.053	0.079	0.105	0.132	0.158	0.185	0.212	

**V lab. (mL).** Es el volumen de gas que se espera obtener en condiciones de trabajo del laboratorio.  
**V en cond. normales (mL).** Es el volumen de gas corregido a condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0 C).  
**moles de  $\text{NaHCO}_3$ .** Son las moles de magnesio que se deben utilizar para obtener los volúmenes de  $\text{CO}_2$  considerados.  
**g de  $\text{NaHCO}_3$ .** Es la masa de bicarbonato de sodio a utilizar experimentalmente.

### Recomendaciones

- El tiempo necesario para que los alumnos realicen la práctica es de 3 sesiones de dos horas cada una.
- No se deben de utilizar más de 0.06 g de Mg porque entonces el volumen de hidrógeno sobrepasa los 90 mL de la probeta. Las determinaciones de la masa con una precisión menor de 0.001 g ocasionan errores de magnitud muy grande al proceder al cálculo del volumen molar.
- No se deben de utilizar más de 0.21 g de  $\text{NaHCO}_3$  para no sobrepasar los 90 mL de la probeta.

### Bibliografía

Benson, Sidney W. Cálculos Químicos. Sexta reimpresión. Ed. Limusa. México. 1978.

Manual de Experimentos Químicos, Tomo 3, Estequiometría. Termoquímica y Equilibrios Químicos, UNESCO/IUPAC.

Müller, Gerhard O. Fundamentos de Estequiometría. Ed. Acribia. Zaragoza, España 1962.

Villareal González, F. Estequiometría. Reimpresión. Ed. Trillas. México 1986.

#### 4.10 Reactivo limitante.

##### Objetivo académico

Que a través del trabajo experimental el alumno infiera el concepto de reactivo limitante.

##### Trabajo experimental sobre el tema

Se estudió experimentalmente la reacción entre el nitrato de plomo y el cromato de potasio en la que se tienen como productos de la reacción nitrato de potasio en disolución y cromato de plomo precipitado.

##### Condiciones de operación

1. Soluciones con las que se debe trabajar: a) solución 0.1 M de cromato de plomo y b) solución 0.1 M de nitrato de plomo a la cual se le deben agregar antes del aforo aproximadamente 0.5 mL de ácido acético concentrado por cada litro de disolución. El precipitado obtenido se debe secar hasta obtener un peso constante, ya que las masas de precipitado obtenido serán la base para los cálculos, el análisis gráfico y la resolución de los cuestionarios que permitirán al alumno alcanzar el concepto en estudio.
2. Con los volúmenes y las concentraciones indicados para la realización de la parte experimental se obtienen masas de precipitado entre 0.03 y 0.48 gramos con un error de  $\pm 5\%$ , que son de una magnitud adecuada para ser medidas y manipuladas adecuadamente por los alumnos.
3. Se requiere añadir un poco de ácido acético a la disolución de nitrato de plomo ya que es importante evitar la hidrólisis del plomo, ya que esto afecta la precipitación cuantitativa del cromato de plomo. Si la hidrólisis no se evita, los resultados obtenidos por los alumnos serán erróneos.

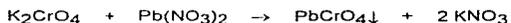
##### Material y equipo requerido

Material y equipo	Por cada grupo de 4 alumnos:
buretas de 50 mL	2
vasos de precipitados de 150 mL	12
embudos de cola larga	4
pliego de papel filtro poro medio	1
vidrios de reloj	4
agitadores de vidrio con ganchos	4
baño María eléctrico	5*
estufa	5*
balanza digital con precisión de 0.001 g	5*

\* por laboratorio

### Problema a resolver por el estudiante

¿Qué especie actúa como reactivo limitante en la siguiente reacción química?



### Resumen de resultados

Los resultados teóricos esperados al llevar a cabo la reacción indicada en diferentes proporciones estequiométricas son los siguientes:

Vaso #	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
mL $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15
mL $\text{K}_2\text{CrO}_4$ 0.1 M	1	3	5	7	9	11	13	15	17	19	21	23
gramos de $\text{PbCrO}_4 \pm 5\%$	0.03	0.097	0.16	0.23	0.29	0.35	0.42	0.48	0.48	0.48	0.48	0.48

### Recomendaciones

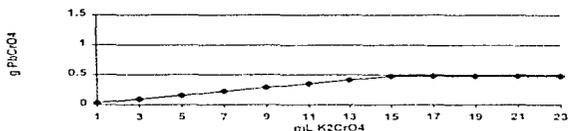
- El tiempo necesario para que los alumnos realicen la práctica con las repeticiones necesarias para que se alcancen los objetivos planteados es de 5 sesiones de dos horas cada una.
- Se requiere que el profesor prepare y valore suficiente cantidad de las disoluciones con las que se realiza la práctica, para que se tengan siempre las mismas condiciones de trabajo, lo que permitirá una comparación válida de los resultados obtenidos por todo el grupo.
- En el manual del alumno no se especifican las concentraciones de los reactivos para evitar que el alumno haga los cálculos teóricamente en lugar de experimentalmente. El profesor informará estos datos a los alumnos una vez que hayan reportado las masas de precipitado.

## Gráficas

Gramos de precipitado de  $\text{PbCrO}_4$  (ordenadas) en función de mL de reactivo de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (abscisas).

mL $\text{K}_2\text{CrO}_4$	1	3	5	7	9	11	13	15	17	19	21	23
g de $\text{PbCrO}_4$	0.03	0.097	0.16	0.23	0.29	0.35	0.42	0.48	0.48	0.48	0.48	0.48

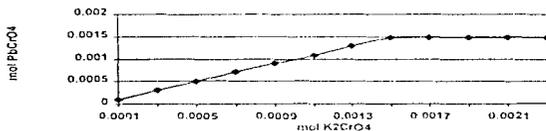
mL  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  vs g  $\text{PbCrO}_4$



Moles de precipitado de  $\text{PbCrO}_4$  (ordenadas) en función de moles de reactivo de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (abscisas).

mol de $\text{K}_2\text{CrO}_4$	0.0001	0.0003	0.0005	0.0007	0.0009	0.0011	0.0013	0.0015	0.0017	0.0019	0.0021	0.0023
mol de $\text{PbCrO}_4$	9.29 E-5	3.00 E-4	4.95 E-4	7.11 E-4	0.97 E-3	1.26 E-3	1.56 E-3	1.48 E-3				

mol  $\text{PbCrO}_4$  vs mol  $\text{K}_2\text{CrO}_4$



## Bibliografía

Benson, Sidney W. Cálculos Químicos. Sexta reimpresión. Ed. Limusa. México. 1978.

Manual de Experimentos Químicos, Tomo 3, Estequiometría. Termoquímica y Equilibrios Químicos, UNESCO/IUPAC.

Müller, Gerhard O. Fundamentos de Estequiometría. Ed. Acirbia. Zaragoza, España 1962.

Villareal González, F. Estequiometría. Reimpresión. Ed. Trillas. México 1986.

#### **4.11 Expresiones de la concentración.**

##### **Objetivo académico**

El alumno inferirá que la molaridad y el % en peso son formas de expresar la concentración que son independientes de la reacción química involucrada, mientras que la normalidad depende de ésta; además asociará el concepto de equivalente químico a la normalidad, a la luz de diferentes reacciones ácido base y redox.

Los conceptos que involucran las diferentes formas de expresar la concentración, son de difícil comprensión para los alumnos, las relaciones molares, normales y en % en peso en ocasiones no tienen para ellos un significado físico y por tanto se les dificulta su manejo.

Si experimentalmente se le permite al alumno comprobar que al utilizar disoluciones de concentraciones aparentemente iguales, expresadas en diferentes unidades, requiere de diferentes relaciones volumétricas de reactivos para que la reacción se lleve a cabo cuantitativamente; el alumno logra diferenciar claramente como se relacionan las diferentes formas de expresar la concentración.

##### **Trabajo experimental sobre el tema**

En la primera parte del guión se utilizan disoluciones coloridas que permiten relacionar la intensidad del color con la concentración en forma semi cuantitativa estableciendo comparaciones entre ellas. Se preparan disoluciones de permanganato o de dicromato de potasio en concentraciones expresadas en molaridad, normalidad y % en peso, y se le pide que compare el color en cada caso, estableciendo cuál de ellas está más concentrada para cada serie de compuestos. Posteriormente se le pide que haga algunas diluciones y calculen la concentración en cada caso.

En la segunda parte se le solicita neutralizar volúmenes fijos de ácido clorhídrico y sulfúrico (5 mL) de concentración conocida (0.1 %, 0.1M y 0.1N) con sosa de la misma concentración con lo cual el alumno puede determinar las variaciones de los volúmenes requeridos de sosa en función de las características del ácido utilizado.

En reacciones de óxido reducción, el alumno puede observar que en el caso de disoluciones normales de la misma concentración, la relación de volúmenes es siempre 1:1 y diferenciarla del caso de las disoluciones molares en que se guarda la relación estequiométrica. En este caso se utilizó la reacción del permanganato con agua oxigenada y la del tiosulfato con yodo.

### Condiciones de operación

Con las condiciones de trabajo establecidas se asegura que el alumno llegue a resultados aceptables que le permitan inferir los conceptos planteados.

### Material y equipo requerido

Material y Equipo	Por cada grupo de 4 alumnos
Vasos de precipitados de 200 mL	4
Matraz aforado de 100 mL	4
Embudos	4
Tubos de ensayo	9
Pipetas volumétricas de 1, 2 y 5 mL	1 de c/u
Buretas de 25 mL	1
Matraz erlenmeyer de 200 mL	2
Agitador con gendarme	4

### Problemas a resolver por los estudiantes

- Indique el orden creciente en que varía la intensidad de color de cada una de las series de disoluciones de dicromato de potasio, sulfato de cobre (II) pentahidratado y permanganato de potasio y su relación con las diferentes formas de expresar la concentración ( molar, normal y %).
- Identifique a través de la serie de reacciones propuestas la concentración de las disoluciones problema (a, b y c).

### Condiciones de operación

Con las condiciones de trabajo establecidas se asegura que el alumno llegue a resultados aceptables que le permitan inferir los conceptos planteados.

### Material y equipo requerido

Material y Equipo	Por cada grupo de 4 alumnos
Vasos de precipitados de 200 mL	4
Matraz aforado de 100 mL	4
Embudos	4
Tubos de ensayo	9
Pipetas volumétricas de 1, 2 y 5 mL	1 de c/u
Buretas de 25 mL	1
Matraz erlenmeyer de 200 mL	2
Agitador con gendarme	4

### Problemas a resolver por los estudiantes

- Indique el orden creciente en que varía la intensidad de color de cada una de las series de disoluciones de dicromato de potasio, sulfato de cobre (II) pentahidratado y permanganato de potasio y su relación con las diferentes formas de expresar la concentración ( molar, normal y %).
- Identifique a través de la serie de reacciones propuestas la concentración de las disoluciones problema (a, b y c).

### Resumen de resultados

Resultados teóricos.

Donde:  $V_1$  es el volumen de reactivo B encontrado en la primera titulación.  
 $V_2$  es el volumen de reactivo B encontrado en la segunda titulación.  
 $V_{pro}$  es el volumen promedio entre  $V_1$  y  $V_2$ .

Ecuación: HCl + NaOH			Reactivo B			Relación Experm.	Relación Teórica				
Reactivo A			$V_1$	$V_2$	$V_{pro}$	Conc.	Moles	$V_A/V_B$	Mol. B	Vol. B	$V_A/V_B$
5 mL	0.1 M	0.0005				0.1 M			0.0005	5 mL	1
5 mL	0.1 M	0.0005				0.1 N			0.0005	5 mL	1
5 mL	0.1 M	0.0005				0.1 %			0.0005	20 mL	0.25
5 mL	0.1 N	0.0005				0.1 M			0.0005	5 mL	1
5 mL	0.1 N	0.0005				0.1 N			0.0005	5 mL	1
5 mL	0.1 N	0.0005				0.1 %			0.0005	20 mL	0.25
5 mL	0.1 %	0.0013				0.1 M			0.0013	1.37 mL	3.64
5 mL	0.1 %	0.0013				0.1 N			0.0013	1.37 mL	3.64
5 mL	0.1 %	0.0013				0.1 %			0.0013	5.48 mL	0.254

Ecuación: $H_2SO_4$ + 2 NaOH			Reactivo B			Relación Experm.	Relación Teórica				
Reactivo A			$V_1$	$V_2$	$V_{pro}$	Conc.	Moles	$V_A/V_B$	Mol. B	Vol. B	$V_A/V_B$
5 mL	Sol. A	0.0005				0.1 M			0.001	10 mL	0.5
5 mL	Sol. A	0.0005				0.1 N			0.001	10 mL	0.5
5 mL	Sol. A	0.0005				0.1 %			0.001	40 mL	0.125
5 mL	Sol. B	0.0025				0.1 M			0.0005	5 mL	1
5 mL	Sol. B	0.0025				0.1 N			0.0005	5 mL	1
5 mL	Sol. B	0.0025				0.1 %			0.0005	20 mL	0.25
5 mL	Sol. C	0.0005				0.1 M			0.00101	1.01 mL	4.9038
5 mL	Sol. C	0.0005				0.1 N			0.00101	1.01 mL	4.9038
5 mL	Sol. C	0.0005				0.1 %			0.00101	4.07 mL	1.2258

Ecuación: $2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$											
Reactivo A			Reactivo B					Relación Experim.	Relación Teórica		
Vol.	Conc.	Moles	V1.	V2.	V pro.	Conc.	Moles	$V_A/V_B$	Mol. B	Vol. B	$V_A/V_B$
4 mL	0.1 M	0.0004				0.1 M			0.0002	2 mL	2
4 mL	0.1 M	0.0004				0.1 N			0.0002	4 mL	1
4 mL	0.1 M	0.0004				0.1 %			0.0002	50.76 mL	0.0788
4 mL	0.1 N	0.0004				0.1 M			0.0001	2 mL	2
4 mL	0.1 N	0.0004				0.1 N			0.0001	4 mL	1
4 mL	0.1 N	0.0004				0.1 %			0.0001	50.76 mL	0.0788
4 mL	0.1 %	0.0002				0.1 M			0.00012	0.1264 mL	31.645
4 mL	0.1 %	0.0002				0.1 N			0.00012	0.2528 mL	15.82
4 mL	0.1 %	0.0002				0.1 %			0.00012	3.2081 mL	1.25

Ecuación: $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$											
Reactivo A			Reactivo B					Relación Experim.	Relación Teórica		
Vol.	Conc.	Moles	V1.	V2.	V pro.	Conc.	Moles	$V_A/V_B$	Mol. B	Vol. B	$V_A/V_B$
2 mL	0.1 M	0.0002				Sol. A			0.0005	5 mL	0.4
2 mL	0.1 M	0.0002				Sol. B			0.0005	10 mL	0.2
2 mL	0.1 M	0.0002				Sol. C			0.0005	17 mL	0.1176
2 mL	0.1 N	0.0002				Sol. A			0.0005	1 mL	2
2 mL	0.1 N	0.0002				Sol. B			0.0005	2 mL	1
2 mL	0.1 N	0.0002				Sol. C			0.0005	3.4013 mL	0.5880
2 mL	0.1 %	0.0001				Sol. A			0.0003	0.3163 mL	6.323
2 mL	0.1 %	0.0001				Sol. B			0.0003	0.6327 mL	3.1608
2 mL	0.1 %	0.0001				Sol. C			0.0003	1.0760 mL	1.858

**Recomendaciones**

- El tiempo necesario para que los alumnos realicen la práctica es de 5 sesiones de dos horas cada una.
- Se sugiere no informar las concentraciones de A, B y C a los alumnos sino hasta que se terminó la parte experimental.

**Bibliografía**

Garzón Guillermo. Serie de Compendios Schaum. Teoría y Problemas de Fundamentos de Química General. Ed. Mc Graw Hill. México 1986.

## **CAPÍTULO V**

### **5. CONCLUSIONES.**

#### **5.1 Conclusiones.**

La implantación del Proyecto de la Reforma de la Enseñanza Experimental en el Laboratorio de Química General, ha sido de vital trascendencia por ser el primer laboratorio que cursan todos los alumnos en tronco común y deberá hacerse extensivo a todos los laboratorios en la Facultad de Química. Esta tesis agrupa los guiones experimentales que involucran los conceptos básicos de estequiometría. Es de suma importancia estudiar estos conceptos en el primer semestre ya que su conocimiento tiene repercusión a lo largo de toda la carrera. Los guiones diseñados son autosuficientes y garantizan el cumplimiento del objetivo planteado.

Este trabajo constituye un apoyo para los profesores ya que contiene resultados teóricos, recomendaciones y bibliografía a consultar por los alumnos.

Se ha dado seguimiento a los resultados obtenidos experimentalmente por los alumnos lo que ha permitido establecer condiciones de trabajo adecuadas a fin de minimizar los errores.

Se recopilaron las opiniones de los alumnos de Química General que cursaron el laboratorio bajo este nuevo enfoque y se obtuvieron los siguientes comentarios:

- La metodología de enseñanza en el curso de Laboratorio de Química General es adecuada, ya que permite al alumno adquirir seguridad y confianza en su trabajo y resultados.
- Consideran que el papel del profesor en el curso de laboratorio debe ser asesorar, supervisar, orientar y motivar a los alumnos en el aprendizaje de la química. El profesor debe ser un guía para el alumno en la adquisición del conocimiento.
- Consideran que el formato de los guiones experimentales es entendible y claro, que guía al estudiante durante la realización de los mismos y mantiene centrada su atención en el problema a resolver, lo que les permite estar atentos al trabajo realizado y resultados obtenidos durante las sesiones de trabajo. Los alumnos sugirieron se agregue bibliografía para poder estudiar más a fondo los conceptos involucrados, esta sugerencia se tomó en cuenta y se cita bibliografía a consultar al final de cada guión del Manual del Maestro.

- Consideran que el aprendizaje logrado en el laboratorio fue excelente ya que permitió descubrir y aprender leyes y conceptos en una forma amena y dinámica.

Como recomendación final sugiero se establezca un procedimiento para evaluar el aprendizaje logrado por los alumnos bajo el enfoque planteado de la Reforma de la Enseñanza Experimental.

**5.2 Bibliografia.**

Allen, J. B.; And Others

Guided Inquiry Laboratory.

Journal of Chemical Education; v63 n6 p533-34 Jun 1986

Beistel, D. W.

A Piagetian Approach to General Chemistry

Journal of Chemical Education; 52; 2; 151-152 Mar 1975

Bender, David S.; Milakofsky, Louis

College Chemistry and Piaget: The Relationship of Aptitude and Achievement Measures.

Journal of Research in Science Teaching; v19 n3 p 205-16 Mar 1982

Ditzler, Mauri A.; Ricci, Robert W.

Discovery chemistry, balancing creativity and structure.

Journal of Chemical Education, v71, n8, p 685(4)

August, 1994

Flam, Faye

Novel course II: 21st-Century chemistry. (curriculum proposal to National Science Foundation) (Campus Innovations: Curricula)

Science, v 266, n 5186, p 870(1)

Nov 4, 1994

Hansen, Lee D.; Garner, Judy L.; Wilson, Byron J.; Cluff, Coran L.

Teaching concepts in beginning chemistry with simple exploratory experiments.

Nordmeyer, Francis R.

Journal of Chemical Education, v 73, n 9, p 840(3)

Sep, 1996

Jackman, Lance E.; And Others

Effects of Conceptual Systems and Instructional Methods on General Chemistry Laboratory Achievement.

Journal of Research in Science Teaching; v 27 n 7 p 699-709 Oct 1990

Keiser, Jeffrey E.

The Role of Surprise in the Organic Laboratory.

Journal of Chemical Education; v 65 n1 p 78-79 Jan 1988

Lamba, Ram S.

Laboratory-driven instruction in chemistry. (Projects Supported by the NSF Division of Undergraduate Education)

Journal of Chemical Education, v 71, n 12, p 1073(2)

Dec, 1994

## 5.2 Bibliografia.

Allen, J. B.; And Others  
Guided Inquiry Laboratory.

Journal of Chemical Education; v63 n6 p533-34 Jun 1986

Beistel, D. W.

A Piagetian Approach to General Chemistry

Journal of Chemical Education; 52; 2; 151-152 Mar 1975

Bender, David S.; Milakofsky, Louis

College Chemistry and Piaget: The Relationship of Aptitude and Achievement Measures.

Journal of Research in Science Teaching; v19 n3 p 205-16 Mar 1982

Ditzler, Mauri A.; Ricci, Robert W.

Discovery chemistry: balancing creativity and structure.

Journal of Chemical Education, v71, n8, p 685(4)

August, 1994

Flam, Faye

Novel course II: 21st-Century chemistry (curriculum proposal to National Science Foundation) (Campus Innovations: Curricula)

Science, v 266, n 5186, p 870(1)

Nov 4, 1994

Hansen, Lee D.; Garner, Judy L.; Wilson, Byron J.; Cluff, Coran L.

Teaching concepts in beginning chemistry with simple exploratory experiments.

Nordmeyer, Francis R.

Journal of Chemical Education, v 73, n 9, p 840(3)

Sep, 1996

Jackman, Lance E.; And Others

Effects of Conceptual Systems and Instructional Methods on General Chemistry Laboratory Achievement.

Journal of Research in Science Teaching; v 27 n 7 p 699-709 Oct 1990

Keiser, Jeffrey E.

The Role of Surprise in the Organic Laboratory.

Journal of Chemical Education; v 65 n1 p 78-79 Jan 1988

Lamba, Ram S.

Laboratory-driven instruction in chemistry. (Projects Supported by the NSF Division of Undergraduate Education)

Journal of Chemical Education, v 71, n 12, p 1073(2)

Dec, 1994

Llano Mercedes; Luna H. Martín. Gaceta UNAM. Proyecto de Mejoramiento de la Enseñanza Experimental. V Epoca. No. 12. Pág. 12 y 13. México, D.F. 1991.

Laurie, Robert E.

Addressing the needs of the majority. (high school chemistry teachers' problems)  
Journal of Chemical Education, v 70, n 3, p 231(2)  
March, 1993

Many authors.

Science news of the year. (Anthropology, Astronomy, Behavior, Biology, Biomedicine, Chemistry, Computers and Math, Earth Science, Environment, Food Science, Materials Science, Paleobiology, Physics, Science and Society, Space Science) (Year-End Review)  
Science News, v 142, n 25-26, p 432(7)  
Dec 19, 1992

Mason, P. K.; And Others

Take-Home Challenges: Extending Discovery-Based Activities Beyond the General Chemistry Classroom.  
Journal of Chemical Education; v 73 n4 p 337-38 Apr 1996

Metz, Patricia A.; Prbyl, Jeffrey R.

Measuring with a purpose: involving students in the learning process.  
(studying chemistry)  
Journal of Chemical Education, v 72, n 2, p 130(3)  
Feb, 1995

Miller, Theodore L.

Demonstration-exploration-discussion: teaching chemistry with discovery and creativity. (Symposium: Lecture and Learning; Are They Compatible?)  
Journal of Chemical Education, v 70, n 3, p 187(3)  
March, 1993

Mulopo, Moses M.; Fowler, H. Seymour

Effects of Traditional and Discovery Instructional Approaches on Learning Outcomes for Learners of Different Intellectual Development: A Study of Chemistry Students in Zambia.  
Journal of Research in Science Teaching; v 24 n 3 p 217-27 Mar 1987

Nisbett, Richard E.; Fong, Geoffrey T.; Lehman, Darrin R.; Cheng, Patricia W.

Teaching reasoning.  
Science, v 238, n 4827, p 625(7)  
Oct 30, 1987

Ophardt, Charles E.

Development of Intellectual Skills in the Laboratory  
Journal of Chemical Education; 55; 8; 485-8Aug 1978

Ricci, Robert W.; Ditzler, Mauri A.; Jarret, Ronald; McMaster, Paul;  
Herrick, Richard  
The Holy Cross discovery chemistry program. (Projects Supported by the NSF  
Division of Undergraduate Education)  
Journal of Chemical Education, v 71, n 5, p 404(2)  
May, 1994

Ryan, Mary Ann; And Others  
A Piagetian-Based General Chemistry Laboratory Program for Science  
Majors.  
Journal of Chemical Education; v 57 n 9 p 642-45 Sep 1980

Steiner, Richard P.  
Encouraging Active Student Participation in the Learning Process.  
Journal of Chemical Education; v 57 n 6 p 433-34 Jun 1980

Ward, Charles R.; Herron, J. Dudley  
Helping Students Understand Formal Chemical Concepts.  
Journal of Research in Science Teaching; v 17 n 5 p 387-400 Sep 1980

West, L. H. T.; Fensham, P. J.  
Prior Knowledge or Advance Organizers as Effective Variables in Chemical  
Learning  
Journal of Research in Science Teaching; 13; 4; 297-306 Jul 1976

Wulfsberg, Gary  
A Piaget Learning-Cycle Laboratory Approach to Teaching Descriptive  
Inorganic Chemistry.  
Journal of Chemical Education; v 60; n 9 p 725-28 Sep 1983