

<b>Trabajo Práctico N° 1: Parte A</b>	<b>“NORMAS Y MEDIDAS DE SEGURIDAD”</b> <b>“PRESENTACIÓN DE MATERIAL DE LABORATORIO”</b>
---------------------------------------	--

<b>Trabajo Práctico N° 1: Parte B</b>	<b>“RECONOCIMIENTO DEL MATERIAL DE LABORATORIO.</b> <b>TÉCNICAS BÁSICAS EN EL USO DEL MATERIAL DE LABORATORIO”</b>
---------------------------------------	---

**Objetivos:**

Que los estudiantes:

- Reconozcan el material e instrumental de laboratorio.
- Adquieran destreza en el cuidado y en el empleo correcto del material de laboratorio.
- Desarrollen habilidades en las técnicas manuales de rutina, tales como: pipetear, disolver, trasvasar, enrasar, pesar, etc.
- Tomen conciencia del adecuado manejo del instrumental y precauciones generales en el laboratorio.
- Adquieran hábitos de higiene en el trabajo de laboratorio.

**Actividad N°1: Usos de Pipetas**

- 1- Colocar agua destilada en un vaso de precipitados, proceder a pipetear únicamente con propipetas y llevar a tubos de ensayo, hasta obtener un escurrimiento lento y uniforme, las siguientes alícuotas: 10 ml y 0.5 ml. Especificar para cada caso la capacidad de la pipeta utilizada.
- 2- Repetir el procedimiento utilizando  $\text{KMnO}_4$ .
- 3- Colocar agua destilada en el matraz disponible, y enrasarlo correctamente.
- 4- Lave adecuadamente el material de vidrio utilizado en el práctico y disponga de él según lo solicite el encargado del práctico.

<b>Trabajo Práctico N° 1: Parte C</b>	<b>“ESPECTROS DE EMISIÓN”</b>
---------------------------------------	-------------------------------

**Objetivos:**

Que los estudiantes:

- Visualicen y reconozcan los espectros visibles de emisión discontinuos.
- Caractericen diferentes sustancias simples según los espectros de emisión observados.
- Interpreten y expliquen los fenómenos a nivel de corteza electrónica que dan origen a la emisión de radiación electromagnética.
- Comprendan la relación entre los espectros de emisión, la estructura del átomo y el estado de agregación de la materia.
- Identifiquen la aplicación de los espectros de emisión en dispositivos tecnológicos.
- Desarrollen las habilidades para la creación y presentación de informes técnicos.

**Introducción:**

Si colocamos sales de distintos elementos en una flama, podremos observar que parte de las sales se transforman en gas y parte del gas da origen a la formación de átomos. Debido a la temperatura de la flama, los átomos pueden adquirir energía, que lo llevarán a un estado “excitado”, que como ya sabemos éste es muy inestable. La caída de estos electrones desde el estado excitado al nivel fundamental significa

una pérdida de energía mediante la emisión de radiación electromagnética, que en algunas especies se halla en el rango visible, otorgándole a la llama una coloración característica. La longitud de onda del fotón emitido (o absorbido) es una constante para cada elemento, sirviendo como criterio para su detección (análisis cualitativo para identificación del catión) y cuantificación (análisis cuantitativo por medio de *fotometría de llama* o *espectroscopia de absorción atómica*).

A continuación te brindamos una tabla que indica algunos ejemplos de sales metálicas y sus colores característicos:

<i>Sales metálicas de</i> ....	<i>Color observado</i>	<i>Sales metálicas de</i> ....	<i>Color observado</i>
<b>SODIO</b>	AMARILLO/NARANJA	<b>CALCIO</b>	ROJO/NARANJA
<b>POTASIO</b>	LILA	<b>ESTRONCIO</b>	ROJO
<b>COBRE</b>	AZUL/VERDE	<b>TALIO</b>	VERDE
<b>LITIO</b>	ROJO CARMIN	<b>BARIO</b>	VERDE CLARO
<b>MAGNESIO</b>	INCOLORO	<b>BORO</b>	VERDE

Cuando observamos fuegos artificiales, tengamos en cuenta que los colores que percibimos provienen de la pérdida de un exceso de energía que habían adquirido los átomos de algunos de estos metales.

La observación a la flama permite identificar a los átomos de un metal, ya sea en un sólido o si estos están disueltos en agua destilada (en solución). La luz emitida, corresponde a frecuencias de radiación electromagnética características para cada elemento, por lo que obtenemos información cualitativa sobre la composición química de la muestra.

### Actividad N° 1:

1. Para poder realizar bien la experiencia se debe trabajar en un ambiente lo más oscuro posible. Con la cucharita de metal introducir una pequeña cantidad de sal en la llama y observar qué sucede. Registrar los resultados.
2. Repetir la experiencia con cada una de las sales, lavando muy bien el material que se emplee al finalizar cada experiencia.  
Las sales a utilizar contienen los siguientes cationes:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ba}^{++}$ ,  $\text{Cu}^{++}$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Mg}^{++}$ . Teniendo en cuenta los colores de sus espectros identificar los cationes en las muestras:

	Color	Metal
Muestra N° 1		
Muestra N° 2		
Muestra N° 3		
Muestra N° 4		
Muestra N° 5		

### Actividad N°2:

Con la muestra N° 5, introducir la cuchara metálica en el vasito de manera que en la punta de ella se forme una gota. Llevar esa gota sobre la llama y observar qué sucede con la coloración de la misma.

Enjuagar y secar la cuchara luego de la experiencia.

En la descripción de los resultados:

- Registre el color de cada muestra.
- Escriba la ecuación correspondiente a la energía del fotón.
- Explique brevemente los fundamentos de lo ocurrido.
- ¿Por qué esta técnica podría ser usada para caracterizar una sustancia simple? ¿Considera que es suficiente esta técnica para la identificación de dicha sustancia?
- El hecho de que el Mg no presente un color de emisión visible, ¿indica que no se produce la transición electrónica?

Color	Longitud de onda
violeta	380–450 nm
azul	450–495 nm
verde	495–570 nm
amarillo	570–590 nm
naranja	590–620 nm
rojo	620–750 nm

### Trabajo Práctico N° 1: Parte D

### “DETERMINACIÓN DEL VOLUMEN MOLAR”

#### Objetivos:

- Resolver un problema experimental aplicado a la ecuación general de gas ideal.
- Determinar experimentalmente el volumen molar del hidrógeno.

#### Introducción Teórica:

Leyes de los gases:

Ley de Boyle y Mariotte:  $P V = \text{cte}$  a  $T$  y  $n$  cte.

Ley de Gay Lussac:  $V/T = \text{cte}$  a  $P$  y  $n$  cte.

Ley de Charles:  $P/T = \text{cte}$  a  $V$  y  $n$  cte.

La ley de Avogadro complementó estas leyes asegurando que a Presión y Temperatura constantes el volumen de cualquier gas es proporcional al número de moles presentes de modo tal que:

$V/n = \text{cte}$  a  $T$  y  $P$  cte

*El volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal a una temperatura y presión dadas siempre es el mismo.*

Teniendo en cuenta todas estas leyes surge la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P V = n R T$$

En este experimento se determinará el volumen de gas hidrógeno que se produce cuando una muestra de magnesio reacciona con ácido clorhídrico ( $\text{HCl}_{\text{ac}}$ ). El volumen de gas hidrógeno será medido a temperatura y presión ambiente.

***Determinación del volumen molar de hidrógeno:***

**Actividad N°1:**

- Verificar la graduación en los tubos de medida.
- Preparar un trozo de cinta de Mg y pesarlo.
- Doblar la cinta de manera tal de sujetarla con alambre de cobre dejando unos 5 cm del mismo para sujetarlo al tubo.
- Disponer de un soporte y una pinza para mantener el tubo de medida de gases. Poner un vaso de precipitados de aproximadamente 500 ml con dos tercios de agua corriente cerca del soporte.
- Inclinar un poco el tubo de medida de gases y verter 10 ml de  $\text{HCl}_{\text{ac}}$  concentrado (1M) (**0.365 g de HCl**).
- Con el tubo en la misma posición llenar de agua corriente con un vaso de precipitado. Al llenarlo lavar el  $\text{HCl}_{\text{ac}}$  que puede haber quedado en las paredes del tubo, de forma que el líquido del extremo del tubo contenga muy poco ácido. Procurar evitar la agitación de la capa ácida del fondo del tubo. Las burbujas adheridas a las paredes del tubo pueden ser separadas golpeando suavemente el tubo.
- Tomando el alambre de cobre con la cinta de Mg introducirla 3 cm en el tubo. Sujetar el hilo de cobre al tubo y cerrar con tapón de goma. El tubo debe estar completamente lleno de manera que al cerrarlo se desplace un poco de agua.
- Tapar el tubo con el dedo e invertirlo sobre un recipiente con agua. Siendo el ácido más denso que el agua, se difundirá a través de ella y reaccionará con el metal.
- Cuando cese la reacción, deje transcurrir unos 5 minutos para que el tubo se enfríe a la temperatura ambiente. Separar las burbujas golpeando suavemente las paredes del tubo.
- Tapar el tubo y transferir a la probeta llena de agua a temperatura ambiente. Elevar o descender el tubo hasta que el nivel de líquido dentro del mismo esté al nivel del líquido exterior. De esta manera se puede medir el volumen de los gases dentro del tubo ( $\text{H}_2$  y vapor de agua) a temperatura ambiente. Leer este volumen manteniendo la vista al mismo nivel que el fondo del menisco. Anotar este volumen.
- **NO OLVIDAR: Dejar el material utilizado ordenado y limpio antes de retirarse del laboratorio.**

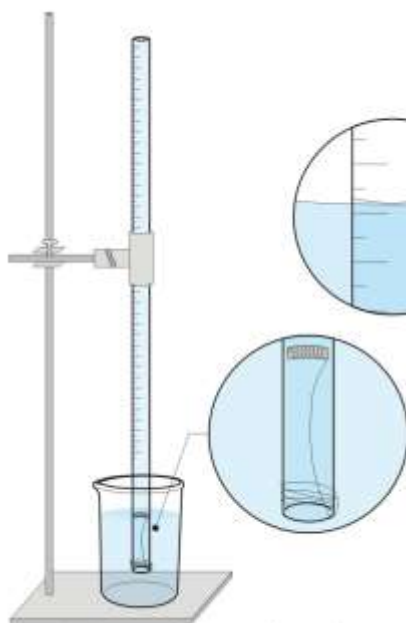


Figura A: Esquema del sistema de reacción.

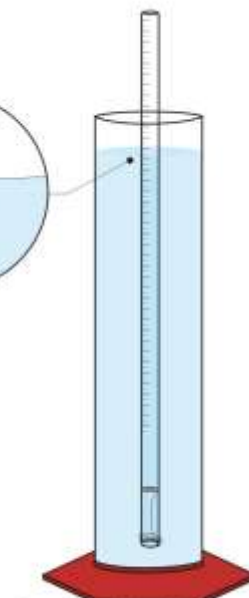


Figura B: Medida del volumen de gas.

**Datos:**

Peso de la cinta de Mg.

.....

Volumen No calibrado del tubo ciego

.....

Volumen total del gas recogido ( $H_2$  y vapor de agua).

.....

Temperatura ambiente.

.....

Presión ambiente.

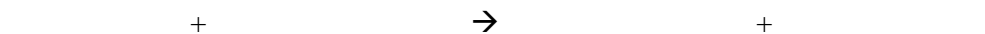
.....

Presión de vapor de agua a temperatura ambiente.

.....

Temperatura	Presión de Vapor de agua (mmHg)	Temperatura	Presión de Vapor de agua (mmHg)
15	12.8	23	21.0
16	13.6	24	22.4
17	14.5	25	23.7
18	15.5	26	25.2
19	16.5	27	26.7
20	17.5	28	28.3
21	18.6	29	30.0
22	19.8	30	31.8

Plantear la reacción química que se produce cuando el Mg reacciona con el ácido clorhídrico liberando hidrógeno gaseoso y dejando en solución la sal cloruro de magnesio.



En la descripción de los resultados, determine a partir de los datos experimentales:

- ¿Cuál de los reactivos utilizados es el limitante y cuál el exceso?
- ¿Cuánto del reactivo en exceso quedó sin reaccionar?
- Con el dato de la presión ambiental determine la presión parcial de hidrógeno sabiendo que el gas recogido sobre agua es una mezcla de hidrógeno y vapor de agua.

$$P_{\text{Amb}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

- Utilizando la ecuación de los gases y con el dato del volumen de Hidrógeno generado determinar el número de moles de  $\text{H}_2$  producidos en la reacción.

**Para la realización del informe final tener presente las siguientes pautas:**

El informe debe contener:

- Nombre y legajo de los integrantes del grupo.
- Título.
- Introducción.
- Experimentos. Cálculos realizados durante el desarrollo del práctico.
- Resultados y Conclusiones.

***Luego del desarrollo del Práctico de Laboratorio, el tiempo disponible para la entrega del informe es de una semana.***