

Universidad Tecnológica Nacional

Química

TPL1: : Normas de Seguridad, Uso de Material de Vidrio,  
reactivo limitante y en exceso.

Jerónimo Billoto - 415323

Luciano Cortesini - 402719

Gaston Grasso - 401892

Ignacio Gil - 401891

14 / 06 / 2024

## Introducción

En este informe, exploraremos tres experiencias realizadas en el laboratorio relacionadas con la química. Estudiaremos como usar las pipetas, los espectros de emisión de distintas sales metálicas y calcularemos el volumen molar de un gas. Para comprender mejor estos conceptos, revisemos brevemente cada uno de ellos:

### 1. Pipeteo:

- El pipeteo es una técnica utilizada para medir volúmenes precisos de líquidos.
- Las pipetas son instrumentos de laboratorio que permiten transferir volúmenes específicos con alta precisión.
- El enrasado es importante para asegurar que el líquido alcance exactamente la marca de la pipeta.

### 2. Espectros de Emisión:

- Los espectros de emisión son patrones de líneas brillantes o colores específicos que se observan cuando una sustancia emite luz.
- Cada elemento químico tiene su propio espectro de emisión característico debido a las transiciones electrónicas en sus átomos.
- Estos espectros se utilizan para identificar elementos en la naturaleza.

### 3. Volumen Molar:

- El volumen molar es el volumen ocupado por un mol de sustancia a una temperatura y presión específicas.
- Se calcula utilizando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

Donde:

- V es el volumen en litros
- n es la cantidad de sustancia en moles
- R es la constante de los gases ideales
- T es la temperatura en kelvin
- P es la presión en atmósferas

# Experiencia 1

## 1.1 Uso de pipetas

### 1. Pipeteo de Agua Destilada:

- Se colocó agua destilada en un vaso de precipitados.
- Se utilizó una propipeta manual para pipetear alícuotas de 10 ml y 0.5 ml.
- La capacidad de la pipeta utilizada fue de 10 ml para la primera alícuota y de 5 ml para la segunda.

### 2. Pipeteo de $KMnO_4$ :

Se repitió el procedimiento anterior, pero esta vez utilizando  $KMnO_4$  en lugar de agua destilada. No hubo cambios ni en el resultado ni en el procedimiento.

### 3. Enrasado del Matraz:

Para enrasar correctamente el matraz:

- Asegurarse de que el nivel del líquido esté justo en la parte inferior de la marca de enrase.
- Evitamos enrasar por debajo o por encima de la marca, ya que esto afectará la precisión de la medición.

### 4. Limpieza del Material: El procedimiento de limpieza incluyó:

- Enjuague inicial de todo el material.
- Aplicación de detergente mezclado con agua.
- Enjuague final con agua destilada.

## Observaciones

Durante el procedimiento, se derramaron algunas gotas de agua. Esto podría afectar la precisión de las mediciones y debe tenerse en cuenta al analizar los resultados.

# Experiencia 2

## 2.1 Espectros de emisión

En esta experiencia se colocaron distintas sales metálicas en una flama. Para esto se utilizó una cuchara para las sales en estado solido y un rociador para las sales en estado acuoso. Observamos como la llama cambiaba de color dependiendo de la sal introducida. Las sales utilizadas contenían cationes de  $Na^+$ ;  $Ba^{++}$ ;  $Cu^{++}$ ;  $Li^+$ ;  $Mg^{++}$ ;  $K^+$ .

Teniendo en cuenta el los espectros de cada uno, se confeccionó la siguiente tabla:

	Color	Metal
Muestra 1	Verde claro	$Ba$
Muestra 2	Anaranjado	$Na$
Muestra 3	Verde	$Cu$
Muestra 4	Rojo	$Li$
Muestra 5	Incoloro	$Mg$
Muestra 6	Lila	$K$

## 2.2 Cálculos de energía

Con la ecuación  $E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$  y aproximando la longitud de onda con la siguiente tabla, pudimos estimar la energía de los fotones emitidos.

Color	Longitud de onda ( $\lambda$ )
Violeta	380 – 450 nm
Azul	450 – 495 nm
Verde	495 – 570 nm
Amarillo	570 – 590 nm
Naranja	590 – 620 nm
Rojo	620 – 750 nm

$$E_{M1} \approx 6,63 \times 10^{-34} \cdot \frac{3 \times 10^8 \frac{m}{s}}{550 \text{ nm}}$$

$$E_{M1} \approx 3,616 \times 10^{-19}$$

$$E_{M4} \approx 6,63 \times 10^{-34} \cdot \frac{3 \times 10^8 \frac{m}{s}}{685 \text{ nm}}$$

$$E_{M4} \approx 2,903 \times 10^{-19}$$

$$E_{M2} \approx 6,63 \times 10^{-34} \cdot \frac{3 \times 10^8 \frac{m}{s}}{605 \text{ nm}}$$

$$E_{M2} \approx 3,287 \times 10^{-19}$$

El espectro de emisión de la Muestra 5 se encuentra fuera del espectro visible, por ende no es posible aproximar su energía por este método.

$$E_{M3} \approx 6,63 \times 10^{-34} \cdot \frac{3 \times 10^8 \frac{m}{s}}{532,5 \text{ nm}}$$

$$E_{M3} \approx 3,735 \times 10^{-19}$$

$$E_{M6} \approx 6,63 \times 10^{-34} \cdot \frac{3 \times 10^8 \frac{m}{s}}{415 \text{ nm}}$$

$$E_{M6} \approx 4,792 \times 10^{-19}$$

El criterio para estimar las distintas longitudes de onda fue tomar el valor intermedio para cada color en la tabla, a excepción del verde claro, para el cual se tomó un valor un poco mas elevado, ya que este tiende a un rojo.

## 2.3 Conclusión

Esta técnica puede ser usada para caracterizar una sustancia simple, ya que cada una de estas tiene un espectro de emisión característico. Sin embargo, de la forma que fue realizado el experimento en el laboratorio, es difícil poder afirmar con seguridad que elemento se esta exponiendo a la llama, ya que distintos espectros pueden ser muy similares a nuestros ojos, e incluso algunos invisibles, como es el caso de la muestra 5. Pero, con el material apropiado, es posible afirmar con gran precisión la presencia de un elemento, de hecho, esta técnica es muy utilizada en astronomía, por ejemplo, para conocer la composición de estrellas u otros cuerpos celestes.

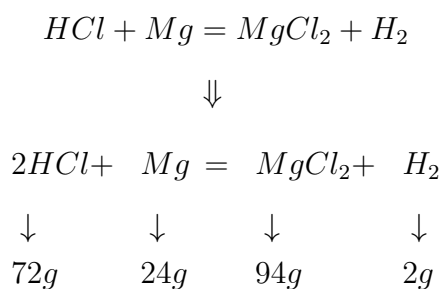
# Experiencia 3

## 3.1 Determinación del volumen molar

En este ejercicio se espera poder comprar teórica y prácticamente una reacción en el laboratorio.

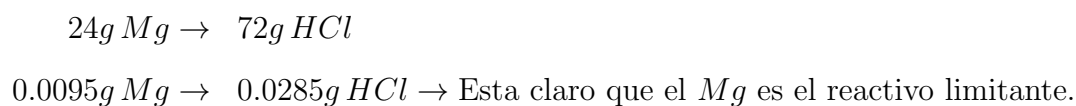
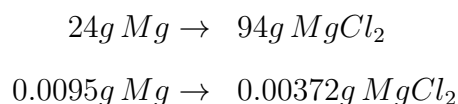
### TEÓRICO

Lo primero que hacemos es plantear la reacción y balancearla:

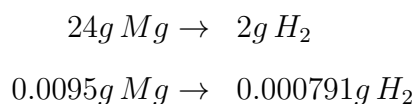


Siendo que tenemos 0.365g  $HCl$  y 0.0095g  $Mg$

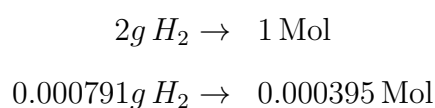
Calculamos cual es el reactivo limitante:



Ahora calculamos cuantos gramos de  $H_2$  obtendríamos con 0.0095g  $Mg$



Luego calculamos la cantidad de moles a la que equivale esa masa de hidrógeno.



Obtenemos los datos ambientales de la habitación:

$$P = 748 \text{ mm Hg} = 0.9842 \text{ atm}$$

$$T = 12^\circ\text{C} = 285^\circ\text{K}$$

Procedemos a calcular el volumen teórico que debería ocupar esa cantidad de hidrógeno.

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

$$V = \frac{0.000395 \text{ Mol} \cdot 0.082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{Mol} \cdot \text{K}} \cdot 285^\circ\text{K}}{0.9842 \text{ atm}}$$

$$V = 9.4 \text{ mL}$$

## PRACTICO

En la practica usamos un eudiómetro para medir el volumen del Gas:

Primero calculamos el volumen muerto, el cual es  $2.6 \text{ mL}$  para luego medir el volumen que ocupaba el hidrógeno, el cual era de  $10.8 \text{ mL}$