

INTRODUCCIÓN

El presente informe tiene como objetivo ser complemento al trabajo de laboratorio llevado a cabo el día 31-05-2024, donde se buscó adquirir el reconocimiento del material y los instrumentos usados en el laboratorio de química; adquirir destreza, cuidado y empleo correcto del material; desarrollar habilidades en las técnicas manuales de rutina; tomar conciencia del adecuado manejo del instrumental y las precauciones presentes; y adquirir hábitos de higiene en el trabajo de laboratorio.

PARTE A: NORMAS Y MEDIDAS DE SEGURIDAD - PRESENTACIÓN DE MATERIAL DE LABORATORIO

Para el desarrollo de los siguientes trabajos detallados en este informe [2], se nos ha instruido el reglamento de prácticos de laboratorio dado por la cátedra de química general para cumplir los objetivos mencionados en el documento [1].

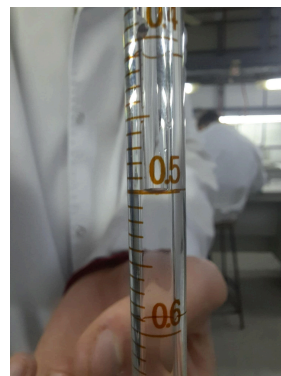
PARTE B: RECONOCIMIENTO DEL MATERIAL DE LABORATORIO - TÉCNICAS BÁSICAS EN EL USO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

ACTIVIDAD N°1: USO DE PIPETAS

1 - Se colocó agua destilada en un vaso de precipitados, luego se procedió a pipetear empleando las propipetas y se llevó a tubos de ensayo hasta obtener un escurrimiento lento y uniforme. Las alícuotas usadas fueron: 10 ml y 0,5 ml

Pipeta de 10mL -> se ha enrasado a 10mL -> se llevó al tubo de ensayo

Pipeta de 1mL -> se ha enrasado a 0,5mL -> se llevó al tubo de ensayo

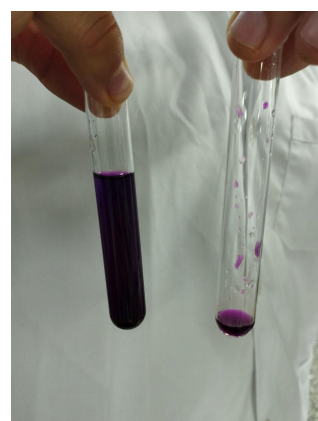


2 – Se repitió el procedimiento utilizando $KMnO_4$ (permanganato de potasio)

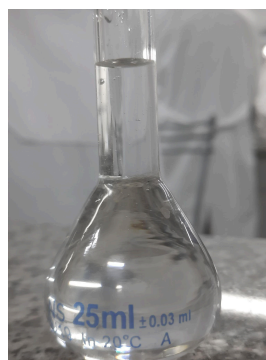
Pipeta de 10mL -> se ha enrasado a 10mL -> se llevó al tubo de ensayo

Nota: durante el enrasado se produjo un exceso de la sustancia por una adición inadvertida, resultando en un volumen superior a la marca de la pipeta.

Pipeta de 1mL -> se ha enrasado a 0,5mL -> se llevó al tubo de ensayo



3 – Se colocó el agua destilada en el matraz disponible y se lo ha enrasado.



PARTE C: ESPECTROS DE EMISIÓN

ACTIVIDAD N°1

1 – En un ambiente con una menor cantidad de luz, se introdujo una cuchara de metal con una cantidad de sal para observar cómo cambia el color de la llama.

2 – El paso 1 se repitió para cinco materiales. Las sales utilizadas contienen los siguientes cationes:

Na^+ ; Ba^{++} ; Cu^{++} ; Li^+ ; Mg^{++}

Muestra	Color	Material (metal)
Muestra 1	Verde azulado/ Verde	Cobre
Muestra 2	Rojo	Estroncio
Muestra 3	Naranja	Cloruro de sodio
Muestra 4	Incoloro	Magnesio
Muestra 5	Verde claro	Bario

ACTIVIDAD N°2

a) Los colores de los elementos son los mismos mostrados en la actividad N°1 de este tema.

b) La ecuación correspondiente a la energía del fotón es:

$$E = h\nu$$

donde, $h = 6,63 \times 10^{-34}$ [J.s] es la constante de Planck, y ' ν ' [Hz] es la frecuencia de la onda electromagnética del fotón.

c) Lo ocurrido en el experimento se denomina "espectro de emisión" y son patrones específicos de luz emitida por las sustancias cuando son energizadas, en este caso, mediante energía térmica.

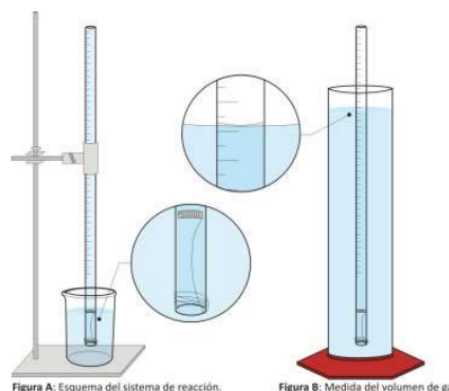
d) Esta técnica podría ser utilizada para caracterizar una sustancia simple porque cada elemento tiene un espectro de emisión único. Sin embargo, el simple hecho de poner en fuego una muestra de una sustancia podría no ser suficiente para identificarla por completo. En algunos casos podría ser necesario dispersar la radiación dada para analizar el conjunto

de líneas brillantes de la radiación, y de este modo analizar la longitud de onda de cada línea dada.

e) El hecho de que el Mg no presente un color de emisión visible no quiere decir que no se produzca una transición electrónica. Esto se debe simplemente a que la radiación que emite esta sustancia no se encuentra en el espectro visible.

PARTE D: DETERMINACIÓN DEL VOLUMEN MOLAR

ACTIVIDAD N°1: DETERMINACIÓN DEL VOLUMEN MOLAR DE HIDRÓGENO



a – Cálculo de volumen muerto: se conoce como volumen muerto a aquel presente en la parte no graduada del tubo ciego. Este se debe tener en cuenta en los cálculos, y se calcula de la siguiente forma:

> Primero se escoge una pipeta, que en esta ocasión será de 5mL, y se llena con agua de la piseta. A continuación se deposita el material de la pipeta en el tubo ciego, hasta la primera marca de este. A partir de aquí el volumen muerto queda determinado por:

$$Vol\ muerto = 5\ mL - (\text{sobranche de la pipeta})$$

$$Vol\ muerto = 5\ mL - 2,65\ mL$$

$$Vol\ muerto = 2,35\ mL$$

b – Se tomó un trozo de cinta de Mg (magnesio) de 0,0073 gramos.

c – Se dobló la cinta para poder ser sujeta con un alambre de cobre dejando a unos ~ 5cm del mismo para sujetarlo al tubo.

d – Con ayuda de un vaso de precipitado que contenía dos tercios de agua destilada, se depositó aproximadamente un tercio del contenido en el tubo

ciego, esto para evitar “dar de beber a un ácido” (evitar generar una reacción exotérmica que origine gases tóxicos).

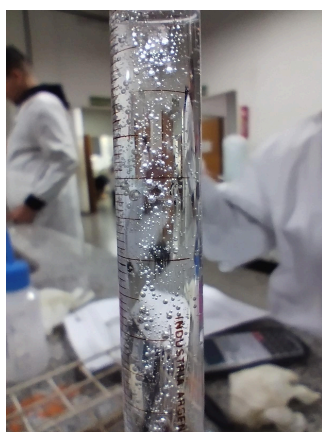
Se preparó un soporte y una pieza para mantener el tubo ciego.

e – Se inclinó un poco el tubo de medida de gases y se vertió 10 ml de HCl_{ac} concentrado (1M) (0,365 gramos de HCl).

f – Con el tubo en la posición anterior, se llenó de agua destilada el mismo con un vaso de precipitado. Al llenarlo, se lavó el HCl_{ac} que quedó en las paredes del tubo para que el líquido del extremo contenga muy poco ácido. Se golpeó suavemente el tubo para que no queden burbujas adheridas a las paredes del mismo.

g – Se tomó el alambre de cobre con la cinta de Mg y se la introdujo a 3 cm del tubo. El hilo quedó sujeto al tubo y se cerró este último con un tapón de goma.

h – El tubo fue dado vuelta y se lo colocó sobre un recipiente con agua. El ácido quedó al fondo del tubo debido a que este es más denso que el agua y comenzó a reaccionar con el metal (la cinta de Mg).



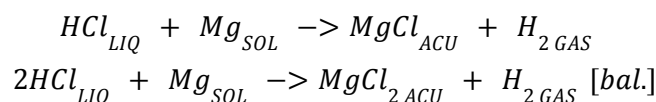
Nota: aunque el tubo ciego debió quedar lleno de agua hasta el tope, en este trabajo, quedó un pequeño volumen de aire por error.

i – En este punto la reacción comienza y termina una vez se consume la cinta de Mg.

j – Se tapó el tubo para transferirlo a una probeta llena de agua a temperatura ambiente. Se elevó el tubo hasta que el nivel de líquido dentro del mismo esté al nivel del líquido exterior, de manera que se puede medir el volumen de los gases dentro del tubo (H_2 y vapor de agua) a temperatura ambiente. Se procede a leer el volumen del menisco.

Datos	
Peso cinta Mg	0,0073 gramos
Peso HCl	0,365 gramos
Volumen total del gas recogido (H_2 y vapor de agua)	6 mL + 2,35 mL = 8,35 mL
Temperatura ambiente	15 °C
Presión ambiente	0,978 atm
Presión de vapor de agua a temperatura ambiente	12,8 mmHg

ECUACIÓN QUÍMICA: Mg REACCIÓN CON HCl LIBERANDO H_{GAS} Y DEJANDO SAL $MgCl_2$



Rea / prod	$2HCl$	Mg	$MgCl_2$	H_2
moles	2	1	1	1
peso molar	$2 \cdot (1 + 35,45) = 72,9g$	24,30g	$24,30 + 70,9 = 95,2g$	2g

REACTIVO EN EXCESO Y LIMITANTE

$$72,9g \text{ HCl} \quad 24,30g \text{ Mg}$$

$$0,365g \text{ HCl} \quad x = \frac{0,365g \text{ HCl} \cdot 24,30g \text{ Mg}}{72,9g \text{ HCl}}$$

$$x = \sim 0,122g \text{ Mg}$$

La cantidad usada de Mg en la reacción fue 0,0073 g, por lo tanto es el limitante, ya que se necesitaría más de este producto para que reaccione con todo el HCl.

$$24,30g \text{ Mg} \quad 72,9g \text{ HCl}$$

$$0,0073g \text{ Mg} \quad x = \frac{0,0073g \text{ Mg} \cdot 72,9g \text{ HCl}}{24,30g \text{ Mg}}$$

$$x = 0,0219g \text{ HCl}$$

La cantidad usada de HCl en la reacción fue 0,365g, por lo tanto es el reactivo en exceso, ya que

de esa cantidad solo reaccionó 0,0219 g con los 0,0073 g de Mg.

REACTIVO EN EXCESO SIN REACCIONAR

Se usó 0,365g de HCl de los cuales reaccionó 0,0219g, entonces:

0,365g HCl - 0,0219g HCl = 0,343 g HCl (sobrante)

PRESIÓN PARCIAL DEL HIDRÓGENO SABIENDO QUE EL GAS RECOGIDO SOBRE EL AGUA ES UNA MEZCLA DE H_2 Y VAPOR DE AGUA

Volumen del gas recogido (V_{total}) = 8,35 ml = 0,00835 L

Temperatura ambiente (T) = 15°C = 288 K

Presión ambiental (P_{amb}) = 0,978 atm

Presión vapor de agua (P_{H_2O}) = 12,8 mmHg

$P_{H_2O} \rightarrow (atm) = 12,8 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,0168 \text{ atm}$

$$P_{amb} = P_{H_2} + P_{H_2O} \Rightarrow P_{H_2} = P_{amb} - P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = 0,978 \text{ atm} - 0,0168 \text{ atm} = 0,9612 \text{ atm}$$

Rta: Presión parcial del hidrógeno de la reacción fue de ~ 0,9612 atm.

NÚMERO DE MOLES DE H_2 PRODUCIDO EN LA REACCIÓN

$$PV = nRT$$

P = presión parcial H_2 = 0,9612 atm

V = volumen del gas recogido = 0,00835 L

R = constante universal de los gases = 0,0821 $\frac{L \cdot atm}{K \cdot mol}$

T = temperatura en kelvin = 288 K

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0,9612 \text{ atm})(0,00835 \text{ L})}{(0,0821 \frac{L \cdot atm}{K \cdot mol})(288 \text{ K})}$$

$$n = \sim 3,39 \cdot 10^{-4} \text{ moles // Rta.}$$

VOLUMEN TEÓRICO DE LA REACCIÓN

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

T = temperatura en kelvin = 288 K

R = constante universal de los gases = 0,0821 $\frac{L \cdot atm}{K \cdot mol}$

P = presión atmosférica = 0,978 atm

n = número de moles de (H_2) = $3,08 \times 10^{-4}$ mol

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,000308 \text{ mol})(0,0821 \frac{L \cdot atm}{K \cdot mol})(288 \text{ K})}{(0,9612 \text{ atm})}$$

$$V = 0,000745 \text{ L} = 7,44 \text{ ml}$$

Rta: El volumen teórico del gas H_2 es de 7,44 ml

COMPARACIÓN DEL VOLUMEN DE H_2 TEÓRICO Y EL VOLUMEN PRÁCTICO

Como resultado de la falta de experiencia en el manejo de los instrumentos de laboratorio se presenció una desviación en los resultados del experimento ya que al final del procedimiento, el volumen de hidrógeno medido fue 8,35 ml, es decir 0,9 ml mayor de lo esperado.

Este volumen adicional no solo incluía el hidrógeno gaseoso producido por la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico, sino también el del aire que accidentalmente quedó atrapado en el tubo. Este error impidió obtener una medición precisa del volumen de hidrógeno generado exclusivamente por la reacción química que en teoría debió haber sido 7,44 ml.

CONCLUSIONES

A lo largo del presente informe de laboratorio se ha detallado una serie de actividades y experimentos:

> En la parte A se establecieron las normas y medidas de seguridad fundamentales para trabajar en el laboratorio, así como también la presentación del material utilizado.

> En la parte B, se llevó a cabo el reconocimiento del material de laboratorio y se practicaron técnicas básicas para su uso. En la actividad relacionada al uso de las pipetas se observaron errores comunes, como el exceso de sustancia agregada por inadvertencia, esto resalta la necesidad de mejorar las habilidades en el manejo de los instrumentos de medición para obtener mejores resultados.

> La parte C se centro en la observación de los espectros de emisión, donde visualizamos el cambio de color en la llama del mechero al introducir diferentes sustancias.

> Finalmente en la parte D se comparó el volumen teórico y práctico del hidrógeno producido en una reacción química. Los resultados nos demostraron la importancia de la precisión en el manejo de los equipos, ya que la presencia del aire en el tubo ciego afectó la medición del volumen de gas hidrógeno. Este error enfatiza la importancia de prestar mayor atención a los detalles para reducir los errores

Se espera que en futuras experiencias, se mejoren las capacidades técnicas en el manejo de los equipos de laboratorio para evitar los errores mencionados en este informe y así asegurar la exactitud de los resultados.

REFERENCIAS

[1] “Normas de seguridad” difundido por la cátedra de Química General.

[2] “Guía de Trabajos Prácticos de Laboratorio” difundido por la cátedra de Química General.