



ESCUELA SUPERIOR DEL PROFESORADO

"FRANCISCO MORAZAN"

DEPARTAMENTO DE FORMACION DOCENTE  
SECCION DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

ASESOR: PROFESOR DANIEL BIGOTT

# Prácticas de Química

## TESIS

LEIDA POR EL ALUMNO

*José Lino Alvarez Sambulá*

PARA OPTAR AL TITULO DE

*Profesor de Educación Media  
en Biología y Química*

TEGUCIGALPA D. C.

HONDURAS, C. A.

1969

DEDICATORIA

A la niñes hondureña y particularmente la garifuna que aún vive al margen de las conquistas de la civilización.

A la memoria de "TAPTA" Emilio Alvarez, Ejemplo de dinamismo y a mi abuela clemencia Velásquez.

A mis padres: Aniceto V. Alvarez  
Catalina Sambulá de Alvarez.

A Mis Hermanos: María Nicolasa de Castro  
Francisco Alvarez Sambulá

A: Justa Xiomara Quito de Alvarez, compañera de lucha, con juntos iniciamos el camino de construir una familia y que aún - continuamos sin contratiempo, y espero culminemos con los mejores resultados para bien de nuestros hijos.

A mis hijos: Lina Xiomara  
Wanayram  
Emilio Moisés.

Lun furumieti surucie garifuna, Alfonso Lacayo Sánchez, li dan nagurabun gadamilan iguiraguati lun sun buiduti le lafagubay ladugun ya hubouvagu.

A mi maestra Hilda Lobo.

## Introducción

En un país como el nuestro, donde todos los ciudadanos estamos obligados a ofrecer, dar y hacer, y que en concreto, es diluir todas las energías de trabajo, resulta bastante difícil, efectuar un trabajo que revista todo el carácter de seriedad que una gente honesta pudiese pretender presentar como tesis de graduación.- La verdad sin embargo nos enseña que hay que abarcar o cubrir todas esas actividades para subsistir.

En manera alguna debemos disculparnos de nuestras propias fallas o debilidades, porque en un medio como el nuestro, se es irresponsable sin quererlo, pero hay que luchar para superar esas irregularidades y esperar que cada acción o esfuerzo no sea nulo, somos parte un conglomerado y estamos en deuda con ese conglomerado humano que forma la gran familia hondureña.

Después de un tiempo considerable de estar en el ejercicio de la docencia sin cumplir el requisito de presentar un trabajo de tesis para graduación, he tenido cierta dificultad para decidir sobre que tema desarrollar para tal efecto, o que trabajo escrito elaborar para presentar y que llene aquellas condiciones que nuestra aspiración de maestro y principios de buen hondureño nos indica.- Aquí presento una serie de guías de trabajo experimental, cada una encierra contenidos y conclusiones afirmados y comprobados ampliamente por investigadores y estudiosos de la química.- Los he desarrollado, porque además de que tengo

con ello que llenar un requisito de graduación, considero haber visto que, aún cuando existen algunos trabajos prácticos para servicio de los estudiantes de educación secundaria, muchas de esas guías son demasiado elementales y exclusivamente descriptivas para servir como pauta en la enseñanza y aprendizaje de la química en el bachillerato.

Creo en serio que que debe darse u ofrecerse una enseñanza más cuantitativa de la ciencia a la gente nueva, de esa que se dice con justa razón esperanza de la Patria.- Naturalmente, no pretendo decir acá que tenga que divorciarse con la parte cualitativa, cuando esa es la madre del primer conocimiento, pero debemos ser dinámicos.- Si se logra el principio o la fase cualitativa o lo que es igual, aprender las cualidades de las cosas o de los fenómenos, debe también darse a la juventud eso que tanto necesita y que debe conseguir que son los cálculos matemáticos; las relaciones cuantitativas de causa y efecto; esa relación entre los fenómenos o cambios y los factores externos, que además de fascinantes, desarrollan la actitud reflexiva y la capacidad crítica del estudiante.

La juventud hondureña debe prepararse para vivir y comprender el mundo en que vive o en que va a tocarle vivir, no importa que tenga o no oportunidad de lograr estudios superiores, que esa actitud que logra en su colegio pueda permitirle comprender esas relaciones fabulosas de los vuelos espaciales, esas relaciones de consumo de combustible y un incremento de la velocidad, u otros grandes avances que a diario alcanza la ciencia lejos de Honduras pero que están puestas al servicio del hombre.-

Esas cosas son atribuciones, son fines que tienen que guiar todas las planificaciones que haya que hacer en el campo de la educación nacional.-

Tengo que agradecer acá al Profesor Daniel Bigot de la Sección de química de la Escuela Superior del Profesorado "Francisco Morazán" Su seriedad, consejos oportunos y buena voluntad presta espontáneamente para el desarrollo del presente trabajo.

## C O N T E N I D O . .

- Dedicatoria
- Introducción
- Indice
- I.- Experimento Nº 1 Determinación de la Densidad.
- Sólido con forma geométrica definida.
- Sólido ~~sin~~ forma geométrica definida.
- II.- Experimento Nº 2 - Difusión de Gases.
- III.- Experimento Nº 3 - Volumetría.-
- Titulación de Oxidación y Reducción.
- IV.- Experimento Nº 4 Volumetría:
- Titulación del Dicromato de Potasio por el
- Sulfato de Zinc y Permanganato de Potasio.
- V.- Experimento Nº 5 - Dosificación del Cloruro de Sodio.
- VI.- Experimento Nº 6 - Determinación de la Masa Atómica de un -
- metal.
- VII.- Experimento Nº 7 - Colorimetría.
- VIII- Conclusiones.
- IX.- Bibliografía.

## EXPERIMENTO Nº 1

**OBJETO:** El objeto de esta práctica es estudiar la forma de determinar la densidad de un sólido cualquiera, ya sea que tenga forma geométrica o no.

**TEORÍA:** Para encontrar la densidad de un sólido, debe disponerse de una serie de datos que pueden conseguirse de mediciones.

La densidad de un sólido depende de la relación de la masa entre volumen.

$$D = \frac{M}{V}$$

La masa del sólido, la obtenemos como resultado de pesadas (Balanza) si es posible de precisión.- El volumen lo obtenemos por uno de estos dos métodos generales.

- 1.- Si es sólido con forma geométrica, se procede a determinar la naturaleza de esa forma, y con un metro tomar las dimensiones correspondientes según la fórmula.
- 2.- Si no tiene forma geométrica, hay que usar la fuerza de Arquímedes donde se dice que un sólido sumergido en un líquido desplaza un volumen de líquido igual a su volumen.- Tomando el peso de un centímetro cúbico de agua igual a un gramo.

**Material:** Piezas de distinto material, (Madera, Metal, etc.) regla Balanza, cilindro, probetas graduadas, hilo, etc.

**Nota:** El sólido debe ser insuble en agua.

### DESARROLLO:

#### Procedimiento Experimental

- 1.- Determinar por observación la forma del material con que se trabaja.
- 2.- Hagase una tabla para registrar los datos.

= 1 = 2-

3.- Si es prisma, mídase la base y la altura.- Con este dato calcúlese el volumen.

$V = \text{base} \times \text{altura}$ .- Anótese este dato en la tabla.

4.- Pésese la muestra con el máximo de precisión.- (Anótese este dato en la tabla)

Hágase los cálculos.

5.- Si es esfera opérese conforme la fórmula correspondiente:

$V = \frac{4}{3} \pi r^3$  y haga las mismas operaciones que hizo en los números (3, 4).

TABLA 1

	DETERMINACION	
	1	2
Masa	20g	
Volumen	10 cm <sup>3</sup>	
Densidad	2 g/cm <sup>3</sup>	

II Caso: Densidad de un sólido que tiene forma geométrica.

Procedimiento:

- 1.- Pésese cada una de las muestras incognitas.- (Anótese este dato en la tabla como masa)
- 2.- Póngase en una probeta graduada agua suficiente.- Anótese su altura como lectura inicial.- Tabla 2
- 3.- Introduzca cuidadosamente el cuerpo en el agua del recipiente Lea la altura y anótese en la tabla 2.

4.- Repítase la operación con nuevas muestras en forma idéntica como en los números (1,2,3)

5.- Hágase los cálculos.-

TABLA 2

Determinación		Altura Inicial	Altura Final	Volumen	Masa	Densidad	Pro-medio.
Sustancia I	a	20 cm <sup>3</sup>	20.6cm	0.6 cm <sup>3</sup>	1.6 g	2.66	2,8 g/cm <sup>3</sup>
	b	20 cm	20.4cm	0.4cm <sup>3</sup>	1.2	3	
	c	20 cm	20.6cm	0.6cm <sup>3</sup>	3.0	3	
Sustancia II	a	20cm	20.4cm	0.4cm <sup>3</sup>	2.5g	6.25	6.75 g/cm <sup>3</sup>
	b	20cm	20.3cm	0.3cm <sup>3</sup>	2.4	8	
		20cm	20.4cm	0.4cm <sup>3</sup>	2.6	6	
Sustancia III		20cm	20.4cm	0.4cm <sup>3</sup>	3.1g	7.25	7.76
		20cm	20.5cm	0.5cm <sup>3</sup>	3.93g	7.8	
		20cm	20.4cm	0.4cm <sup>3</sup>	3.3g	8.25	

1.- Determinación del volumen

$$V = \text{Altura final} - \text{altura inicial}$$

2.- Densidad  $\frac{M}{V}$ .

TABLA 3

TA	
Peso del sólido en el aire	115.21g
Peso del sólido en el agua	101,73g

TA

Cálculos:

$$= 1 = 4 =$$

1.- Peso del volumen de agua desplazada:

Peso del sólido en el aire - peso del sólido en el agua

$$= 115,21 - 101,73 = 13,48g$$

2.- Volumen del agua desplazada = Peso  $\div$  d del agua.

$$= 13,48 \text{ ml o cm}^3 = \frac{13,48g}{13,48\text{cm}^3} \div \frac{1g}{\text{cm}^3} = \frac{13148g}{1g/\text{cm}^3}$$

$$= 13,48 \text{ cm}^3$$

$$3.- D = \frac{M}{V} = \frac{11521g}{13,48\text{cm}^3}$$

$$D = 8,546g/\text{cm}.$$

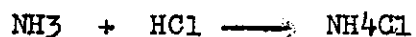
## EXPERIMENTO Nº 2

### DIFUSION

Objeto: El objeto de este experimento es estudiar en forma cuantitativa la difusión a través de un tubo de vidrio, dos gases conocidos.

Teoría: El desplazamiento hace que un gas dentro de un tubo se llama difusión.- La velocidad de la difusión puede calcularse por el tiempo que tarda en formarse el producto de la reacción de los cuerpos o sustancias con que trabajamos.

En este estudio tratamos de comparar las velocidades de difusión del amoníaco  $NH_3$  con el ácido clorhídrico ( $HCl$ ).- Cuando estos se ponen en contacto uno con el otro reaccionan para producir cloruro de amonio, que es un sólido blanco



Esta reacción puede verse, introduciendo en cada extremo del tubo de vidrio tapones de algodón.- Después simultáneamente agregar en cantidades conocidas gotas de amoníaco y ácido clorhídrico concentrado sobre el algodón de cada extremo.

Debe registrar cuidadosamente el tiempo durante realiza todo el trabajo.

Material: Tubo de vidrio, regla, algodón, soporte.

Sustancias: Amoníaco y ácido clorhídrico.

Procedimiento experimental.

- 1.- Prepárese en el cuaderno de reporte una tabla para presentar los datos.
- 2.- Mida el largo y diámetro del tubo y anótese en la tabla.
- 3.- Prepárese el soporte para hacer montaje del tubo de vidrio en posición horizontal, pero el tubo debe estar seco y limpio. Véase gráfica 2, 1.
- 4.- Colóquese en cada extremo del tubo tapones de algodón.
- 5.- Agregue simultáneamente con un gotero cantidades iguales y medidas de ambas muestras de amoníaco y ácido clorhídrico concentrado.

= 2 = 2 =

Anótese este tiempo como tiempo inicial de trabajo.

6.- En el momento que aparezca el anillo blanco, léase de nuevo el tiempo y anótese como tiempo final.

7.- Mida la distancia desde el centro del anillo blanco hasta cada uno de los bordes internos de las bolas de algodón.- Anótese los datos en la tabla.

Es preciso realizar tandas adicionales de mediciones hasta obtener suficiente información o datos que tengan semejanzas.- Para evitar errores debe cuidarse que el tubo esté limpio y seco antes de cada determinación.- Luego todos los datos obtenidos hay que pasarlos a la tabla y después promediarlos.

TABLA 2

Determ. #	Long. del Tubo	Diámetro del Tubo	Tiempo Seg.	Distancia cm.		Veloc. en cm/Seg.
				NH <sub>3</sub>	HCl	
1	81cm	1 cm	420	48	31.5	1.52
2	80cm	1 cm	420	46	30 cm.	
Promedio	80.5	1	420	47	30.75	

Cálculos

1.- Relación de velocidad de difusión

$$\frac{D_{NH_3}}{D_{HCl}} = \frac{D_{NH_3}}{D_{HCl}}$$

$$a) V = \frac{48 \text{ cm}}{31.5} = 1.52$$

$$b) V = \frac{46}{30} = 1.53$$

$$= 2 = 3 =$$

2.- Promedio  $\frac{1,52 + 1,53}{2}$

$$= 1,525$$

3.- Relación:

$$\sqrt{\frac{36,5}{17,0}} \text{ Hcl} = 1,46$$

Raíz cuadrada de la masa de Hcl entre masa de NH<sub>3</sub>

4.- Error  $1,52 - 1,46 = 0,06$

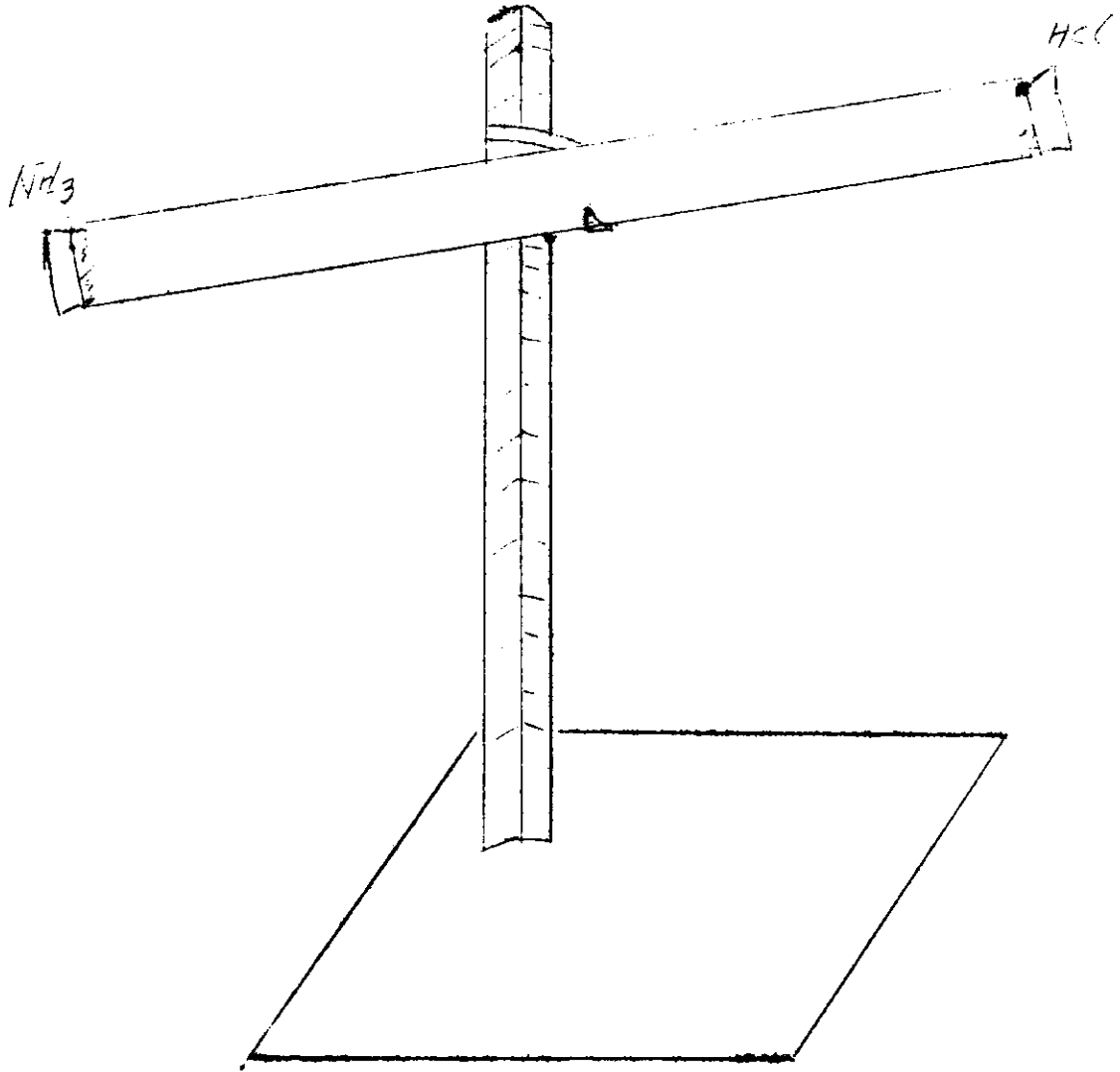
$$\frac{1,46}{0,06} \longrightarrow 100$$

X

$$X = \frac{0,06 \times 100}{1,46}$$

$$X = 4\% \text{ error}$$

F c



## EXPERIMENTO Nº 3

### VOLUMETRIA

**Objeto:** Mediante análisis cuantitativo comprobar la correspondencia entre un oxidante y un reductor en la oxidación y reducción.

**Teoría:**

Esta práctica, demuestra la correspondencia que ofrece un reductor de normalidad desconocida, cuando se pone en presencia de un oxidante de normalidad conocida.

Como oxidante, usaremos en esta práctica permanganato de potasio 0,05 N. lo cual equivale a una concentración de 1,58 g/l.- Una muestra mas grande se disolverá con mucha dificultad, por eso se usan cantidades pequeñas, como la que se indica o menor.

La correspondencia entre oxidante y reductor se identifica, cuando la muestra oxidante conserva una coloración constante en el recipiente donde tenemos el reductor, esto solamente ocurre cuando todo el agente reductor no tiene mas electrones que liberan.- Este es un caso de oxido reducción.

Con el dato obtenido del gasto de oxidante de normalidad conocida, se puede determinar la normalidad y concentración ( gramos por litro del reductor)

**MATERIAL:**

2beakers de 250 ml. 1 pipeta, 1 bureta, soporte, agitador, balanza, balón calibrado para 1000 ml.

**SUSTANCIAS:**

Permanganato de potasio, Sulfato ferroso, ácido oxálico, ácido sulfúrico

**FINALIDAD, (OBJETO)**

Preparar una solución 0,05 Normal

PROCEDIMIENTO

- 1.- Pese una muestra de 1,58 g de permanganato de potasio.
- 2.- En un balón calibrado hasta mil ml. introduzca la muestra de permanganato de potasio pesada y complete con agua hasta mil ml. de la solución y obsérvese que el permanganato de potasio se disuelva totalmente.
- 3.- Móntese el equipo conforme se ilustra en la gráfica Nº 1.
- 4.- Póngase el permanganato de potasio solo dentro de la bureta y calíbrese con la mayor precisión en cero.- Anote en la tabla este dato como lectura inicial.
- 5.- Preparar una solución de sulfato ferroso, cuya concentración y normalidad es desconocida.
- 6.- Tomar con la pipeta una muestra de 10 cm<sup>3</sup> de sulfato ferroso, deposite esta muestra en un beaker de 250 ml.
- 7.- Agreguese unas gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 8.- Agregue a la muestra de sulfato ferroso pequeñas cantidades del permanganato de potasio de la bureta.- Esto se hace gota a gota hasta que con una de estas, permanezca constante la coloración del permanganato de potasio en contacto con el reductor.
- 9.- Leer la altura del gasto producido en la bureta que contiene el oxidante (KMnO<sub>4</sub>) Anote este dato en la tabla como lectura final.

Observación...

Al leer la bureta, pipeta, probeta, etc., tómesese como límite el menisco inferior de la sustancia líquida problema sobre el punto que se computa y a la altura de los ojos.

- 10- Repítase los pasos (4,5,6,7,8.) sustituyendo el sulfato ferroso por el ácido oxálico.- Anote los datos obtenidos en la tabla Nº2

$$= 3 = 3 =$$

11.- Verificar los datos experimentales con los que da el profesor o el libro.

TABLA 1.-

Bureta Con $\text{KMnO}_4$	TITULACION	
Lectura inicial	0 $\text{cm}^3$	
Lectura final bureta	9.9 $\text{cm}^3$	
Vol. Red. Usado	10 $\text{cm}^3$	

Cálculos:

1.- Normalidad del reductor      Ec.      
$$\text{Nr} = \frac{\text{N.ox.} \times \text{Gasto de Ox.}}{\text{Cant. Red.}}$$

Sulfato Ferroso      
$$\text{Nr.} = \frac{0.05 \times 9.9 \text{ cm}^3}{10 \text{ cm}^3}$$

$\text{Nr.} = 0.0495$
-----------------------

2.- Concentración del reductor.

peso en g. de 1 mol de red. normalidad

$$\text{C.r} = \frac{151.85 \times 0.0495}{1}$$

$$\text{Cr} = 7.5 \text{ g/l.}$$

Porque en el caso del Sulfato Ferroso la normalidad es lo mismo que la molaridad.

b) Acido Oxalico como reductor.

= 3 = 4 = -

TABLA Nº 2

Bureta con KMnO <sub>4</sub>	Titulación	
Lectura inicial	0 cm <sup>3</sup>	
Lec. final de bureta	11 cm <sup>3</sup>	
Vol. red. usado	10 cm <sup>3</sup>	

Cálculos.

1.- Normalidad del reductor  $N_{\text{Red}} = \frac{N_{\text{ox}} \times \text{Alt. oxid.}}{\text{Vol. de Red.}}$

$$= \frac{0.05^N \times 11 \text{ cm}^3}{10 \text{ cm}^3}$$

$$= 0.055 \text{ N.}$$

2.- Concentración del reductor.

Aquí la molaridad es la mitad de la normalidad.

$$C. = \frac{\text{Peso con g de mol.} \times N}{2}$$

$$\text{Molaridad } \frac{0.055}{2}$$

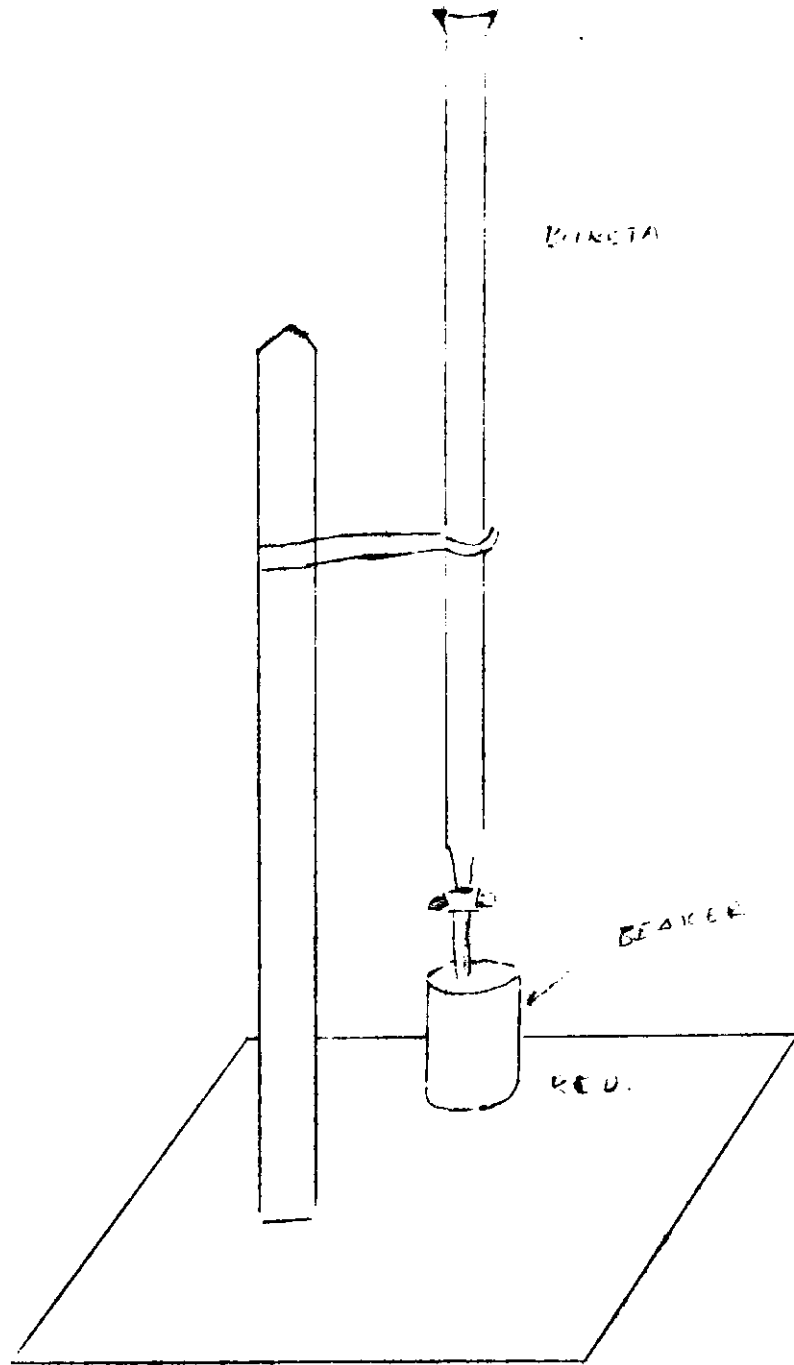
$$= \frac{126 \times 0.0275 \text{ mol/C}}{1} = 0.0275 \text{ Mol./C}$$

$$= 0.34690 \text{ g}$$

$$= 346.9 \text{ mg/} \frac{1}{4} \text{ litro}$$

?

F 3



## EXPERIMENTO Nº 4

Dosificación del dicromato de potasio por el sulfato ferroso y permanganato de potasio .

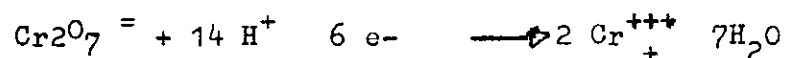
Objeto.- El objeto de este trabajo práctico, es estudiar un procedimiento de dosificación de una sustancia incognita a partir de dos sustancias de normalidad conocida.

TEORIA: Para dosificar una sustancia incognita, debe conocerse la normalidad de las sustancias que han de usarse como referencia o determinadoras.

En esta práctica, se ha tomado una muestra de dicromato de Potasio ( $K_2Cr_2O_7$ ) sustancia problema, se va a dosificar con sulfato ferroso ( $FeSO_4$ ) y permanganato de potasio ( $KMnO_4$ ).

A la muestra de dicromato de potasio se agrega gotas de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) .- Luego se añade suficiente cantidad de sulfato ferroso ( $FeSO_4$ ) de normalidad conocida.

Después el gasto de sulfato ferroso se puede titular por medio de permanganato de potasio, que se corresponde con la cantidad que no ha sido transformada en la reacción con el dicromato.



Material: Balanza, de precisión, 2 buretas, 3 beakers de 250 ml. agitador y soporte.

Sustancias: Dicromato de potasio, Sulfato ferroso, ácido sulfúrico y permanganato de potasio.

### Procedimiento Experimental

- 1.- Tomar en un beaker de 250 ml. una muestra de 5 cm<sup>3</sup> de dicromato de potasio y añadirle gotas de ácido sulfúrico.
- 2.- Pesar una muestra de sulfato ferroso.
- 3.- Preparar con la muestra pesada una solución para el caso de 8,308 g/l

$$= 4 = 2 =$$

- 4.- Preparar una solución de permanganato de potasio a 0.05 Normal o equivalente a una concentración de 1,58 g/l.
- 5.- Hacer el montaje de la grafica 4-1
- 6.- Introducir en una bureta cantidad suficiente de sulfato ferroso Leer la altura y anotarla como lectura inicial.
- 7.- En la otra bureta, introducir muestra suficiente de permanganato de potasio leer su altura y anotar en su tabla como lectura inicial.
- 8.- Verter 20 cm<sup>3</sup> de sulfato ferroso 0.03 Normal sobre la muestra de dicromato de potasio de normalidad incognita (Anótese la cantidad agregada)
- 9.- Luego gota a gota agregue a la muestra anterior permanganato de potasio para titular el exceso que quedó del sulfato ferroso .

TABLA 1

		N	Lectura Inicial	Lectura Final	Exceso
B	KMnO <sub>4</sub> Bureta	0,05 <sup>N</sup>	0	7,2 cm <sup>3</sup>	
A	FeSO <sub>4</sub> Bureta	0.03 <sup>0</sup>	0	20cm <sup>3</sup>	12cm <sup>3</sup>
C	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Beaker			5cm <sup>3</sup>	

Cálculos;

1.- Exceso de Sulfato Ferroso

$$\text{Exceso} = \frac{7,2 \text{ cm}^3 \text{ de KMnO}_4 \times \text{N. de KMnO}_4}{\text{N. de FeSO}_4}$$

$$\text{Exceso} = \frac{\text{Cantidad de Ox.} \times \text{N.ox}}{\text{Red.} \times \text{N. de Red.}}$$

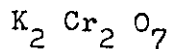
$$= 4 = 3 =$$

$$\text{Exceso Red.} = \frac{7,2 \times 0,05}{0,03} = \frac{0,360}{0,03}$$

$$= \frac{360}{3} = 12$$

= 12 cm<sup>3</sup> de sulfato ferroso en exceso.

2.- La cantidad de sulfato ferroso que corresponde con la muestra de



$$A - \frac{B \text{ o } N^1}{N} \text{ cm}$$

$$20 \text{ cm}^3 - 12 \text{ cm}^3 = 8 \text{ cm}^3$$

8 cm<sup>3</sup> de FeSO<sub>4</sub> 0.03 N. Corresponden a

5 cm<sup>3</sup> de K<sub>2</sub> Cr<sub>2</sub> O<sub>7</sub> de Normalidad X

3.- Determinar la normalidad de la sustancia incognita

$$8 \times 0,03 = 5 \times X$$

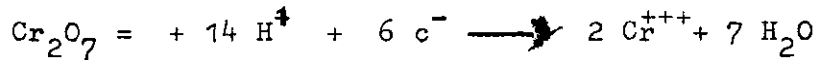
$$X = \frac{\text{Cantid. de Red. (FeSO}_4) \times N \text{ red (FeSO}_4)}{\text{Cant. Oxidante.}}$$

$$X = \frac{8 \text{ cm}^3 \times 0,03 \text{ N}}{5 \text{ cm}^3} = \frac{0,24}{5}$$

$$X = 0,048 \text{ N.}$$

K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	0,048 N
---	---------

4.- Concentración:



$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Normalidad}}{6}$$

Molaridad = Normalidad entre Electrones Absorbidos
--

$$= 4 = 4 =$$

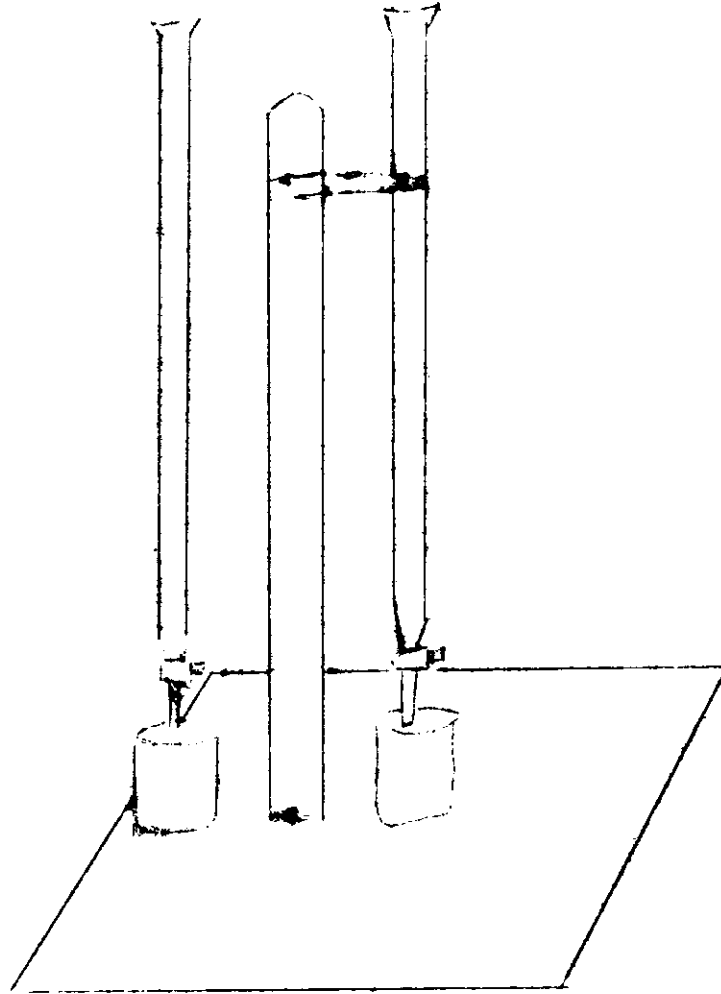
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \frac{0.048}{6} = 0.008 \text{ Molar.}$$

1 Litro contiene 0.008 M. de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$0.008\text{M} \times 294 = 2.152\text{g.}$$

294 Masa Molecular  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

F' L



## EXPERIMENTO Nº 5

### S Dosificación del Cloruro de Sodio

#### Objeto:

El objeto de esta práctica, es estudiar en forma cuantitativa de la normalidad y concentración de una solución de cloruro de sodio a partir del nitrato de plata.

#### Discusión: (Teoría)

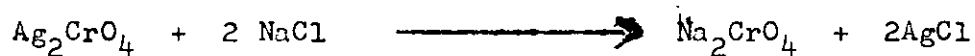
Agréguese nitrato de plata a una solución de cloruro de sodio, añádase luego cromato de potasio.- De la reacción entre cloruro de sodio y nitrato de plata se forma un precipitado blanco.- Cuando todo el cloruro de sodio se ha precipitado resulta la ecuación siguiente.



La primera gota en exceso de nitrato de plata, reacciona con el cromato de potasio y forma un precipitado de color ladrillo de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .

Si el precipitado se forma prematuramente, el rojo desaparece, entonces hay que añadir nuevas gotas de nitrato de plata en mas cantidad, hasta que el color rojo permanezca constante, aún a la acción de la agitación.

La ecuación que resulta es:



Material: Balanza, Soporte, Pureta, Pipeta, 3 Beakers de 250 ml., dos Balones calibrados para 1000 ml.

Sustancias: Solución de cloruro de sodio o agua de mar, nitrato de plata, cromato de potasio.

#### Procedimiento Experimental:

- 1.- Pesese con precisión una muestra de nitrato de plata (1690 mg) disuélvase en agua hasta completar un litro, en estas condiciones la solución es 0.01N

$$= 5 = 2 = \dots$$

- 2.- Hagase el montaje que se ilustra en la figura 5 - 1
- 3.- Introduzcase en un beaker de 250 ml una muestra de 10 cm<sup>3</sup> de la solución cloruro de sodio de normalidad incognita.
- 4.- Verter sobre la solución de cloruro gotas de cromato de potasio.
- 5.- Introducir en la bureta una muestra suficiente de nitrato de plata Anótese en tabla la altura como lectura inicial.
- 6.- Verter nitrato de plata en la bureta, gota a gota sobre la solución de cloruro de sodio, cuando aparezca la coloración rojo ladrillo, agítese hasta que una gota fije el color aún agitandosele.- (léase el volumen de sustancia gastada y anótese en la tabla, como lectura final.)

Tabla 1

Bureta con AgNO <sub>3</sub>	Dosificación
Lectura Inicial	0
Lectura final	11
Volumen Gastado	11 cm <sup>3</sup>

Cálculos:

- 1.- Normalidad del cloruro de sodio.

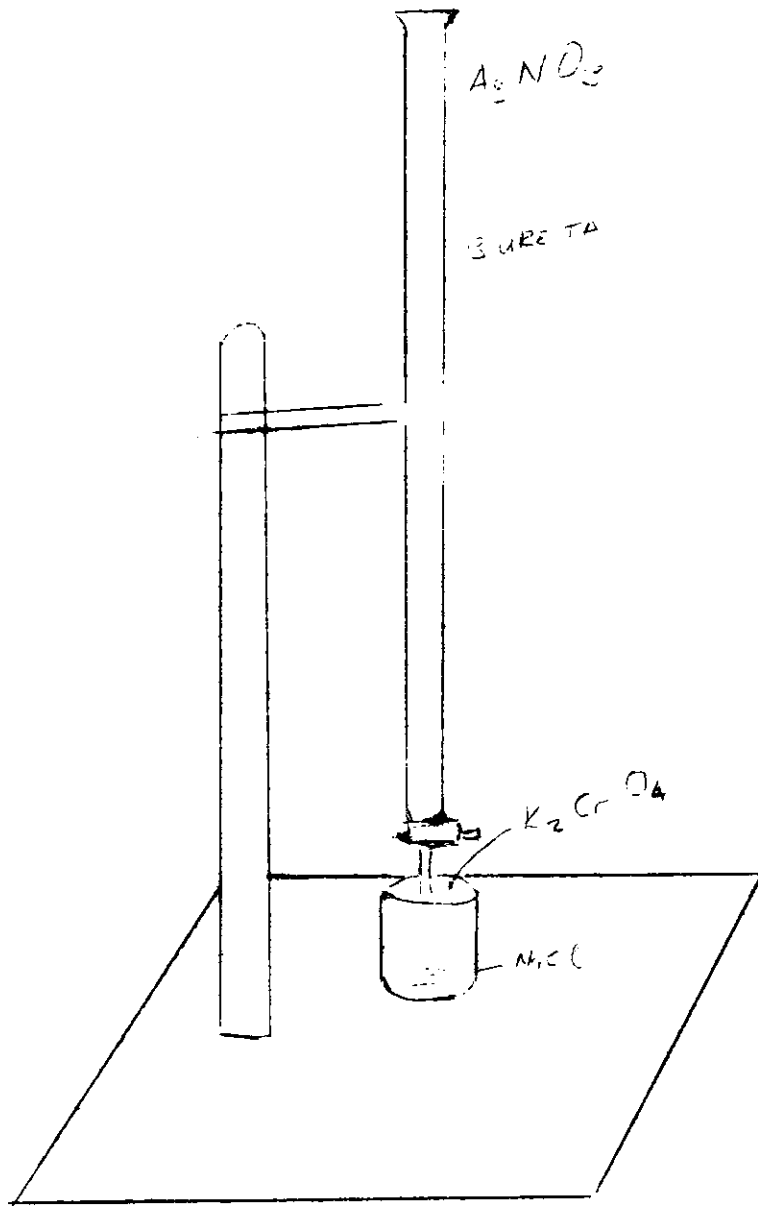
$$0.01 \times 11 = X \times 10 \quad = \quad X = \frac{0.11}{10} = \underline{\underline{0.11 \text{ N}}}$$

- 2.- Concentración: muestra a 0,011 Mole/litro

$$\text{Mole de NaCl pesa } 23 + 35,5 = 58,5$$

$$\text{una solución a } 0,011 \times 58.5 = 0,6435 \text{ g/litro.}$$

F. 5



## EXPERIMENTO Nº 6

### Determinación de la Masa Atómica de un metal.

Objeto: El objeto de este experimento, es estudiar la determinación de la masa atómica de un metal a partir del volumen de hidrógeno desplazado cuando el metal se disuelve en un ácido.

### Discusión o teoría:

Lós átomos tienen una cierta capacidad de combinarse con otros átomos de otros elementos, esta capacidad se llama valencia.

Para determinar el peso o masa atómica de un metal, se puede hacer si se conoce su peso equivalente, haciendo los cálculos en base al volumen hidrógeno desplazado cuando un peso de este metal se disuelve en un ácido.



Un volumen de hidrógeno en condiciones normales de temperatura y presión ocupa un volumen de 22,4 litros o 22400 cm<sup>3</sup>.- Por lo cual hay que corregir el volumen o volúmenes obtenidos en los cálculos a las condiciones normales.

Peso equivalente de un elemento es el peso del mismo que desplaza o se combina con un peso atómico de hidrógeno o de cualquier otro elemento monovalente como el cloro.

Materiales: Soporte, Balanza de precisión, Erlenmeyer, tubo de desprendimiento, tubo de vidrio graduado, beaker grande o cuba hidroneumática, tubo con embudo provisto de llave.

Sustancias: Zinc metálico, ácido clorhídrico.

### Procedimiento Experimental:

- 1.- Pese con mucha precisión una muestra de zinc. 150 mg. por ej. y anote en la tabla este peso.
- 2.- Introduzca el zinc en el erlenmeyer.
- 3.- Hágase el montaje como lo muestra la fig. 6-1
- 4.- Introduzca en el embudo del tubo provisto de llave el ácido clorhídrico y cerciórese de que la llave esté cerrada y que no haya escape de gas.

$$= 6 = 2 =$$

- 5.- Abrase la llave cuidadosamente para que pase una cantidad moderada de ácido.
- 6.- Léase la altura del tubo graduado. Anótese la lectura como el vo lumen del gas desplazado.
- 7.- Léase la altura del agua que queda en el tubo graduado hasta el - racero del baño. (Anótese como el desnivel del agua del tubo).
- 8.- Tómesese la temperatura del baño (Anótese la lectura en la tabla).
- 9.- Tómesese la presión atmosférica del medio en que se trabaja (Anóte se la lectura en la tabla).
- 10.- En una tabla averiguar la presión de vapor.

TABLA 6 - 1

Volumen de gas desplazado	94,5 cm <sup>3</sup>	
Desnivel del agua	5,5 cm	
Temperatura del baño	21,7 oc	
Masa de la muestra de zinc.	200,6 mg.	
Presión atmosférica	690 mm Hg.	
Presión de vapor de agua	19,2 mm Hg.	

Cálculos:

- 1.- Volumen del gas en condiciones normales.

$$V_0 = V_1 \frac{P_1}{P_0} \cdot \frac{T_0}{T_1}$$

$$V_0 = 94,5 \text{ cm}^3 \times \frac{670 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \times \frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{294,7 \text{ }^\circ\text{K}}$$

$$V_0 = 76,45 \text{ cm}^3$$

- 2.- Masa atómica del metal.



$$= 6 = 3 =$$

Xmg. de zn produce ----- 22400 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub> en C.N.  
200,6 mg. dan \_\_\_\_\_ 76,45 cm<sup>3</sup>

$$x = \frac{22,400 \times 200,6}{76,45}$$

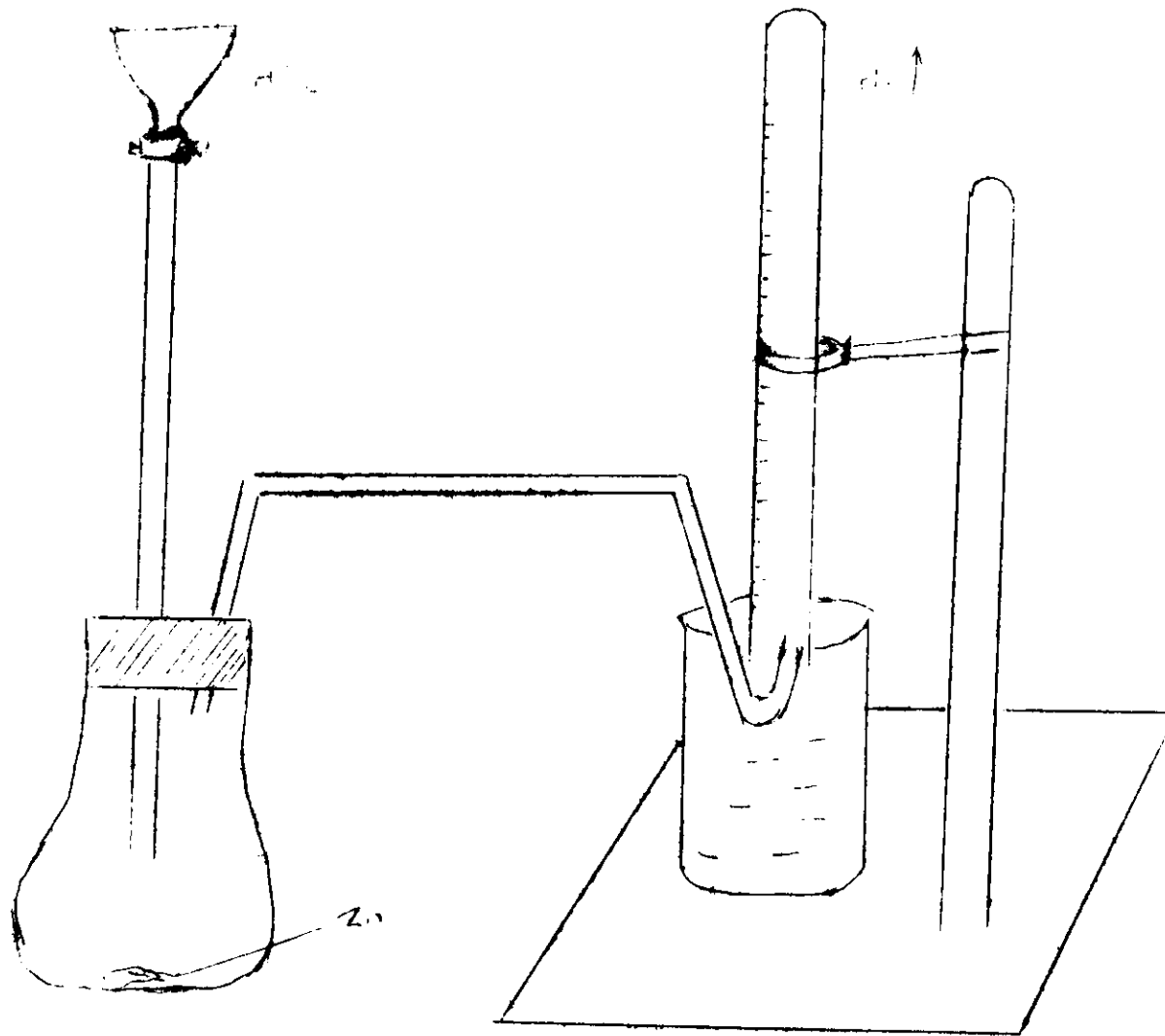
$$x = 58,9 \text{ g}$$

Masa atómica = 58,9g.

3.-Cálculo de error.

$$\begin{array}{r} 65,35 - \\ \underline{58,9} \\ 6,45 \end{array}$$

$$\frac{6,45}{65,35} = 11\% \text{ de error.}$$



## EXPERIMENTO Nº.7

### COLORIMETRIA

**Objeto:** El objeto de este experimento es determinar cualitativamente la concentración o intensidad de colorido de una solución incógnita.

**Teoría:** Con este experimento pretendemos estudiar la colorimetría. En este caso tenemos una solución que da como indicador coloración características con muestras de concentración diferente pero conocida.- Esta muestra puede usarse como referencia y compararse con ellas las muestras cuya concentración se desea conocer.

Para preparar las soluciones, debe en primer lugar, pasarse con la mayor precisión la muestra, luego introducir la muestra pesada en un recipiente y completar con agua hasta obtener una solución 1 molar.- A partir de esta solución preparar otras de molaridad cada vez más pequeñas.

Este grupo de soluciones de molaridad diferentes puede usarse para determinar ópticamente la concentración de una muestra incógnita, comparando la intensidad de su coloración con el color de nuestras muestras conocidas.

**Material.** Balanza de precisión, tubos de ensayo, 6 erlenmeyer de 250 ml. 1 balón de 250 ml. pipeta y gradilla.

**Sustancia:** Cloruro ferrico, Acido clorhídrico diluido, sulfocianuro de potasio.

**Procedimiento experimental.**

- 1.- Pésese con mucha precisión un cuarto de mol de cloruro ferrico (Equivale a 67,625g)
- 2.- Introduzca el peso obtenido en un balón y ajústese con agua hasta la altura de 250 ml.- La disolución aquí preparada es al 1 molar.
- 3.- Pésese 5g de sulfocianuro de potasio y complete hasta la altura de 50ml con agua.
- 4.- En una gradilla colocar seis tubos de ensayo limpios, en otra

= 7 = 2 =

parte igual número de erlenmeyer, también limpios.

- 5.- Tomar un beaker y preparar en él muestra de ácido clorhídrico diluido.
- 6.- Tome de la muestra de concentración uno molar  $5\text{cm}^3$  u transfiera los a un tubo de ensayo de la gradilla.
- 7.- De la misma muestra de solución uno molar tómesese otra muestra de  $10\text{cm}^3$  y transfíralos a un erlenmeyer de 250 ml y complete los hasta 100 ml con agua. Esta solución que resulta es de 0,1M.
- 8.- De la solución 0,1 molar tomar  $5\text{cm}^3$  y esta muestra introducir la en el un tubo de ensayo como en el caso anterior (Nº 7)
- 9.- De la misma manera hacer una solución 0,01 molar.
- 10.- Las operaciones de los pasos 7,8,9 deben repetirse sucesivamente hasta conseguir soluciones de 0,001.- 0,0001.- 0,00001 Molar un total de seis tubos de ensayo con muestras de concentraciones diferentes.
- 11.- A cada una de las seis muestras de concentración diferente que se a preparado, agregar primero un centímetro cúbico de ácido-clorhídrico diluido en cada tubo de ensayo.
- 12.- Cuidadosamente viértase sobre la mezcla anterior  $1\text{cm}^3$  de la solución de sulfocianuro de potasio.  
De esta manera se ha preparado en cada tubo de ensayo, soluciones de concentraciones diferentes pero al mismo tiempo conocidas.
- 13.- Preparese una muestra cualquiera de molaridad incongnita y dosifique más o menos entre cuáles de las parjas que tenemos en la gradilla puede ubicarse.

Esta operación da una información bastante buena aunque no es muy preciso, pero permite como se viene afirmando adquirir información y conocimiento sobre la colorimetría como un método de determinar la concentración de una sustancia desconocida.

= 7 = 3 =

TABLA

Muestra	Molaridad				
FeCl <sub>3</sub>	0,1m	0,01	01001	0,0001	0,00001
FeCl <sub>3</sub> Inocgnita					

Muestra de molaridad inocgnita.

- 1.- Disuélvase en cantidad suficiente de agua un granito de FeCl<sub>3</sub>
- 2.- Tómese una muestra de 5 cm<sup>3</sup> y agregue 1 cm<sup>3</sup> de Hcl diluido y un cm<sup>3</sup> de KSCN.

Comparese con los tubos clasificados para la que luego corresponde, y esa es su molaridad aproximada.

## C O N C L U S I O N

En el trabajo experimental, se comprueban practicamente los lineamientos o fundamentos del método científico, en tal grado que la conclusión de cada trabajo práctico resulta en un redescubrimiento de comprobación de aquellos postulados que ya conocemos leyes.- Creo por eso que la enseñanza de las ciencias debe ser fundamentalmente experimental.-

La observación es una etapa del aprendizaje o del conocimiento científico.- En los muchachos existe en forma espontánea esta disposición de observar como simple curiosidad y es lógico que al principio lo posean en tal forma, pero con una dirección acertada, llegará a constituir la verdadera actitud científica frente a los problemas de la vida.

El simple trabajo experimental, crea destrezas, habilidades y seguridad en el individuo; y está demás decir que a los estudiantes les interesa mucho mas los trabajos experimentales que la simple repetición de palabras o fórmulas.

Si el trabajo experimental es un análisis serio, cualitativo o cuantitativo, el estudiante adquiere la suficiente información como para poder comprender sin dificultad las situaciones teóricas que se discuten en el aula y que no son mas que la literatura de eso que practicamente ha desarrollado en laboratorio.

Estas destrezas y conocimientos le han de servir en forma positiva al estudiante una vez que tenga que emprender estudios superiores u otra actividad técnica u especializada.

Como dije en la introducción de éste trabajo, el aspecto cuantitativo, crea en el estudiante destrezas, para el trabajo disposición para aplicar conocimientos a los problemas de la vida diaria; la agilidad mental para buscar soluciones a los problemas, capacidad de crear, inventiva y capacidad lógica para encontrar soluciones a nuevos problemas.

Finalmente, no debe pensarse en las dificultades que el medio presenta para buscar este tipo de solución al problema de la educación, porque hay que mover la carreta por lo que más convenga al futuro de este país que tanto espera de todos sus hijos.

## B I B L I O G R A F I A

LIBROS DE CONSULTA	AUTOR	EDITORIAL
1º Química General.- 7a. Edición.	Linas Bouling	Aguilar.- Madrid 1964.
2º Química- 5a. Edición	Michael J. Sienko Roberto A. Plane.	Aguilar.-Madrid- 1965.
3º Prácticas de Química General 1a. Edición Española.	J. A. Babor Alejandro Lehrman	Editorial Nacional S.A. Méjico, D.F.
4º Manual de Laboratorio de Física y Química	H. D. Crockford J. W. Novocell	Ed. Alhambra S. A. Madrid - Méjico
5º Laboratorio de Quí- mica.	Publicaciones de La Universidad de Costa Rica	Departamento de Química Ciudad Universitaria. Rodríguez Fajó.
6º El Mundo en la Re- torta.	Hans-Joachim- Flechtner.	Ed. Labor S. A. Barcelona- Madrid. Buenos Aires, Río de Janeiro.
7º Química General y Análisis químico cualitativo.	Williams H. Ne- Bergall- Frederic C. Shmidy.	Universidad Nacional Mayor de San Marcos Lima, Perú - 1957.
8º Química	W. H. Freeman and Company, San Fran- cisco, 1966	Ed. Rewerte S. A. Barcelona, Buenos Aires Méjico.