

## LABORATORIO 6.

### TITULO :

Propiedades de los Gases

### OBJETIVOS:

- Demostrar la ley de difusión de los gases (ley de Graham)
- Comparar la velocidad de difusión de los gases con la de los líquidos.

### MATERIALES

- 1 vaso de precipitado de 100 ml
- 2 tubos de ensayo
- 1 tubo de vidrio de 1 m (aprox)
- 1 tubo de vidrio doblado en ángulo recto
- 1 soporte universal
- 2 tapones de caucho
- Algodón
- Cinta métrica
- 1 pipeta graduada o un gotero

### REACTIVOS

- Solución Concentrada de Amoniaco, ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )
- Solución Concentrada de Ácido Clorhídrico, ( $\text{HCl}$ )
- Fenolftaleina

## FUNDAMENTO TEORICO:

De acuerdo con la **Teoría Cinética de los gases**, (1) las moléculas de los gases están en rápido movimiento y (2) sus velocidades promedio son proporcionales a la temperatura absoluta. También supone (3) que a la misma temperatura, la energía cinética promedio de las moléculas de gases diferentes es igual. La ley de difusión de Graham se basa en estas tres suposiciones anteriores.

Entre las diferentes propiedades que exhiben los gases se encuentra aquella facultad que tienen de difundir a velocidades que son función de sus pesos moleculares o de sus densidades.

En el presente experimento vamos a comprobar que las velocidades con las que se difunden dos gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus pesos moleculares o de sus densidades, lo cual constituye la ley de difusión de Graham.

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{D_2}{D_1}}$$

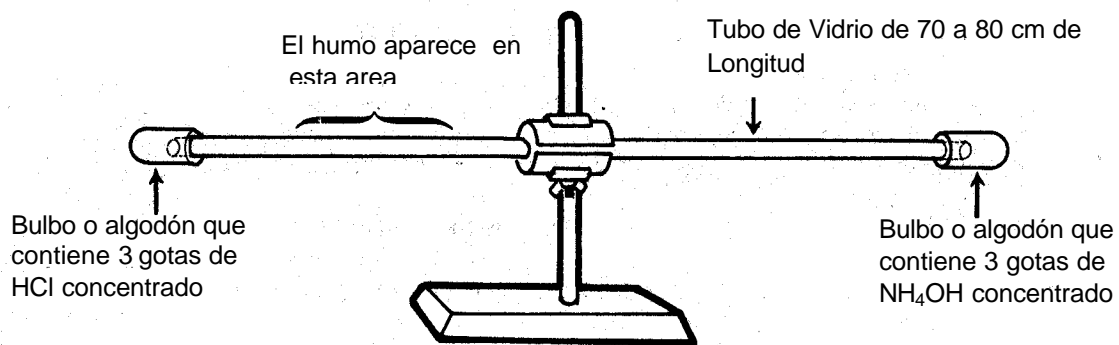
Donde  $V_1$ ,  $M_1$  y  $D_1$  representan la Velocidad de Difusión, Peso Molecular y Densidad del primer gas, y  $V_2$ ,  $M_2$  y  $D_2$  representan la Velocidad de Difusión, Peso Molecular y Densidad del segundo gas.

El Amoniaco,  $\text{NH}_3$ , y el Ácido Clorhídrico,  $\text{HCl}$ , son gases que al ponerse en contacto reaccionan para formar otro compuesto, caracterizado por ser un gas de color blanco.

Los líquidos difunden mas lentamente que los gases, porque sus moléculas están mas cerca entre si y no pueden apartarse sin chocar.

## PARTE EXPERIMENTAL

1. Colocar en un soporte universal un tubo de vidrio cuya longitud se ha determinado con anterioridad.
2. En el extremo derecho del tubo introduzca un algodón impregnado con la Solución concentrada de Amoniaco, teniendo cuidado de no dejar que este químico entre en contacto con sus manos. (ver figura 1). Como un alternativa de seguridad se pueden usar Bulbos de gotero, para dentro de estos, poner un algodón impregnado con la sustancia e introducir el extremo tubo de vidrio dentro de este, asegurando que el tubo quede sellado herméticamente.
3. En el extremo izquierdo del tubo coloque otro algodón impregnado con Ácido Clorhídrico, una vez hecho, tome este instante como tiempo Cero y anote el tiempo cuando finaliza la operación, es decir, cuando aparece el anillo de gases blanco.



**Fig. 1. Montaje experimental para la demostración de la Ley de Graham**

4. Observe cuidadosamente el proceso de difusión anotando el tiempo transcurrido para que los dos gases se pongan en contacto, lo cual se sabe por la aparición de un gas blanco debido a la formación de un compuesto, este tiempo se considera tiempo final.

5. Mida cuidadosamente la distancia que hay desde el centro del anillo donde aparecen los humos blancos hasta cada uno de los bordes extremos del tubo, tomando las mediciones de la distancia recorrida por cada gas.
6. Repita todo lo anterior con el segundo tubo haciendo un promedio de los datos obtenidos.

### DIFUSION DE LIQUIDOS

1. Poner en dos tubos de ensayo 2 ml de Agua y 2 ml de  $\text{NH}_3$  concentrado, respectivamente.
2. Al tubo que contiene agua adicione dos gotas de Fenolftaleína y ponga en contacto los tubos anteriores por medio de una varilla de vidrio doblada en ángulo recto (90 grados) conteniendo en cada extremo un tapón de caucho perforado. (Ver Figura 2) Observe y explique los resultados.

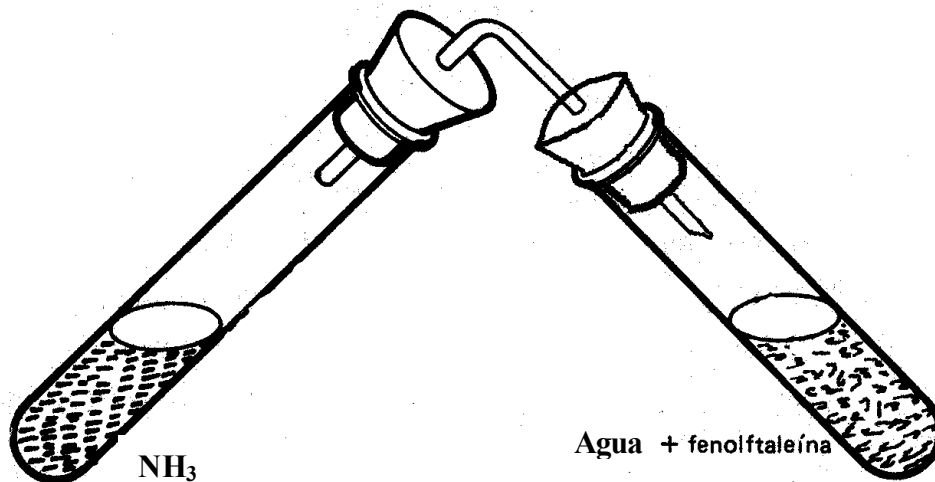


Fig. 2. Difusión de Líquidos.

### TABULACION DE LOS RESULTADOS.

	<i>EXPERIMENTO 1</i>		<i>EXPERIMENTO 2</i>	
	HCl	NH <sub>3</sub>	HCl	NH <sub>3</sub>
Longitud de Tubo en cm				
Distancia Recorrida en cm				
Tiempo Inicial , seg				
Tiempo final, seg				
Tiempo empleado, seg				
Velocidad de difusión (cm/seg)				

Promedio de la distancia recorrida por el HCl :                      cm  
 Promedio de la distancia recorrida por el NH<sub>3</sub> :                      cm  
 Promedio del tiempo empleado por el HCl :                              seg  
 Promedio del Tiempo empleado por el NH<sub>3</sub> :                              seg  
 Promedio de Velocidad de difusión de HCl:                              (cm/seg)  
 Promedio de Velocidad de difusión de NH<sub>3</sub> :                              (cm/seg)

### PREGUNTAS.

- Escriba la reacción Química que sucede cuando se ponen en contacto los dos gases.
- Los resultados están de acuerdo con la teoría ? Por que ?
- Que gas difunde mas rápido, Por que ?
- De dos ejemplos de difusión de gases que ud. observe en la vida diaria