

INSTITUTO POLITECNICO NACIONAL

UNIDAD PROFECINAL INTERDISCIPLINARIA DE INGENIERIA Y CIENCIAS SOCIALES Y ADMINISTRATIVAS

LABORATORIO DE QUIMICA INDUSTRIAL

Practica 7

SOLUCIONES

EQUIPO 5

3IV2

OBJETIVOS

El objetivo de esta práctica es preparar soluciones de concentración requerida, a partir de la adquisición de especificaciones de reactivos de alta pureza.

Realizar la valoración de una solución acida por medio de titulación, aplicando el principio de equivalencia.

Titular una solución básica a partir de la solución valorada

Generalidades.

Las soluciones en química, son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Bastantes propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: agua salada, oxígeno y nitrógeno del aire, el gas carbónico en los refrescos y todas las propiedades: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias.

La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de solvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta.

El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el solvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. El agua con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de carbono) disuelto en un líquido (agua).

Solubilidad

La solubilidad es la capacidad que tiene una sustancia para disolverse en otra, la solubilidad de un soluto es la cantidad de este.

Concentración de una solución

La concentración de una solución lo da el número de moléculas que tenga que tenga el soluto de una sustancia y el número de moléculas que tiene el resto de la sustancia.

Existen distintas formas de decir la concentración de una solución, pero las dos más utilizadas son: gramos

por litro (g/l) y molaridad (M).

Los gramos por litro indican la masa de soluto, expresada en gramos, contenida en un determinado volumen de disolución, expresado en litros. Así, una solución de cloruro de sodio con una concentración de 40 g/l contiene 40 g de cloruro de sodio en un litro de solución.

La molaridad se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles, contenida en un cierto volumen de solución, expresado en litros, es decir: $M = n/V$.

El número de moles de soluto equivale al cociente entre la masa de soluto y la masa de un mol (masa molar) de soluto.

Por ejemplo, para conocer la molaridad de una solución que se ha preparado disolviendo 70 g de cloruro de sodio (NaCl) hasta obtener 2 litros de solución, hay que calcular el número de moles de NaCl; como la masa molar del cloruro de sodio es la suma de las masas atómicas de sus elementos, es decir, $23 + 35,5 = 58,5$ g/mol, el número de moles será $70/58,5 = 1,2$ y, por tanto, $M = 1,2/2 = 0,6$ M (0,6 molar).

La concentración en unidades físicas expresan los gramos de soluto, contenida en un determinado volumen de solución, expresado en mililitros. Las formulas utilizadas para hacer estos análisis desde el punto de vista porcentual son:

$$\%p/v = \frac{\text{Peso de Solute (grs.)}}{\text{Volumen de solución (ml)}} \times 100$$

Volumen de solución (ml)

$$\%p/p = \frac{\text{Peso de Solute (grs.)}}{\text{Peso de Solución}} \times 100$$

Peso de Solución

$$\%v/v = \frac{\text{Volumen de Solute}}{\text{Volumen de Solución}} \times 100$$

Volumen de Solución (ml)

Las unidades Químicas más utilizadas para determinar la concentración en las soluciones son:

Molaridad (M): es el número de moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Litros de solución

Modalidad (m): es el número de soluto por kilogramos de solvente.

$$m = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{Kilogramos de solvente}}$$

Kilogramos de solvente

Normalidad (N): es el número de equivalentes de soluto por litro de solución. Esta unidad de concentración se usa con frecuencia para describir soluciones que intervienen en operaciones de análisis volumétrico.

$$N = \frac{\text{Nº de equivalente de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Litros de solución

Otra forma de preparar soluciones es por medio de un proceso que se conoce como Dilución, el cual consiste en el aumento del volumen de una sustancia de concentración conocida añadiéndole más solvente.

Cuando la solución se diluye a un nuevo volumen, aún contiene el mismo número de moles de soluto. La concentración ha disminuido, pero el producto es igual al mismo número de moles por lo tanto:

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

MATERIAL

2 Matraces aforados de 100 mL 3 matraces Erlenmeyer de 250 mL



1 vaso de precipitados de 250 mL 2 buretas de 25 a 50 mL

1 soporte

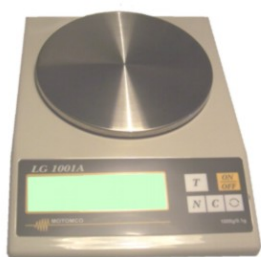


1 pipeta volumétrica de 10 mL 1 embudo





1 balanza electrónica 1 vidrio de reloj



BALANZA ELECTRONICA



REACTIVOS

HCl.- Concentrado.

Ácido clorhídrico

El **ácido clorhídrico**, hidro clórico o todavía ocasionalmente llamado, **ácido muriático**, es una disolución acuosa del gas **cloruro de hidrógeno** (HCl). Es muy corrosivo y ácido. Se emplea comúnmente como reactivo químico y se trata de un ácido fuerte que se disocia completamente en disolución acuosa. Una disolución concentrada de ácido clorhídrico tiene un pH de menos de 1; una disolución de HCl 1 M da un pH de 0.

NaOH.- de alta pureza.

- **Nombre Técnico:** Hidróxido de Sodio
- **Formula molecular:** NaOH
- **Peso molecular:** 40gr/mol
- **Propiedades físicas:**

Color: blanco (en sólido como lenteja)

Olor: inoloro

Estado: Sólido o en solución.

Anaranjado de Metilo.

Naranja de metilo es un colorante azoderivado, con cambio de color de rojo a naranja-amarillo entre pH 3.1 y 4.4.

La fórmula molecular de la sal sódica es $C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$ y su peso molecular es de 327.34 g/mol

Se empezó a usar como indicador químico en 1878.

Se usa en una concentración de 1 gota al 0.1% por cada 10 ml de disolución.

Fenolftaleína.

La **fenolftaleína** es un indicador de pH que en soluciones ácidas permanece incoloro, pero en presencia de bases se torna rosa o violeta.

Es un sólido blanco, inodoro que se forma principalmente por reacción del fenol, anhídrido ftálmico y ácido sulfúrico (H_2SO_4); sus cristales son incoloros. Tiene un punto de fusión de 254°C.

Su fórmula es $C_{20}H_{14}O_4$.

Na₂CO₃.- anhídrido.

Propiedades Físicas:

Apariencia: Polvo Blanco Inodoro

Punto de Fusión: 851 °C

Estabilidad:

Es estable siempre y cuando no se lo junte con:

- Metales Alcalinos Térreos.
- Aluminio.
- Compuestos orgánicos nitrogenados.
- Oxidos no metalicos.
- Acido Sulfurico concentrado.
- Oxidos del Fosforo.

Toxicología:

Irritante de la piel y los ojos.

Desarrollo

1.- Prepararemos la solución acida a trabajar.

- Debemos calcular la cantidad de volumen de HCl comercial necesario para preparar 100 mL de solución 0.5 N. La concentración del acido clorhídrico comercial es de 37.5 % masa y su densidad es de 1.17 g/mL.
- Colocaremos el volumen de acido concentrado en un matraz aforado de 100 mL utilizando bureta graduada en décimas.



- Agregaremos con cuidado agua destilada al matraz, hasta que la parte inferior de menisco toque la marca (aforo)



- Tapar el matraz y agitar la solución para homogenizar.



2.- Preparación de la solución básica.

- Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 100 mL de solución 0.5 M a partir del reactivo de alta pureza.
- Pesaremos en la balanza la cantidad de NaOH, apoyándonos con el vidrio de reloj, posteriormente lo introduciremos en otro matraz aforado.



- Nuevamente agregaremos a este nuevo matraz agua destilada hasta que el menisco toque el aforo, tendremos cuidado de no dejar residuos de NaOH sin disolver.



- Nuevamente taparemos el matraz y lo agitaremos hasta homogenizar.



3.- Valoración de la solución acida.

- Pesaremos 3 muestras de 0.3 g de Na_2CO_3 (anhídrido)



- Colocaremos cada muestra de Na_2CO_3 en un matraz erlenmeyer.
- Agregaremos 20 mL de agua destilada hasta lograr diluirlo completamente.



- Agregar 3 gotas de anaranjado de metilo como indicador.



- Titular cada muestra (con una solución de HCl preparada en el punto N° 1 contenida en la bureta) hasta obtener el cambio de coloración de amarillo a canela; anotando los volúmenes obtenidos, utilizando el promedio.





Formula para calcular la normalidad del HCl:

N_{HCl} = Normalidad de la solución preparada de HCl.

$m_{Na_2CO_3}$ = Gramos de carbonato de sodio

V_{HCl} = Volumen gastado de la solución de HCl preparada (lts.)

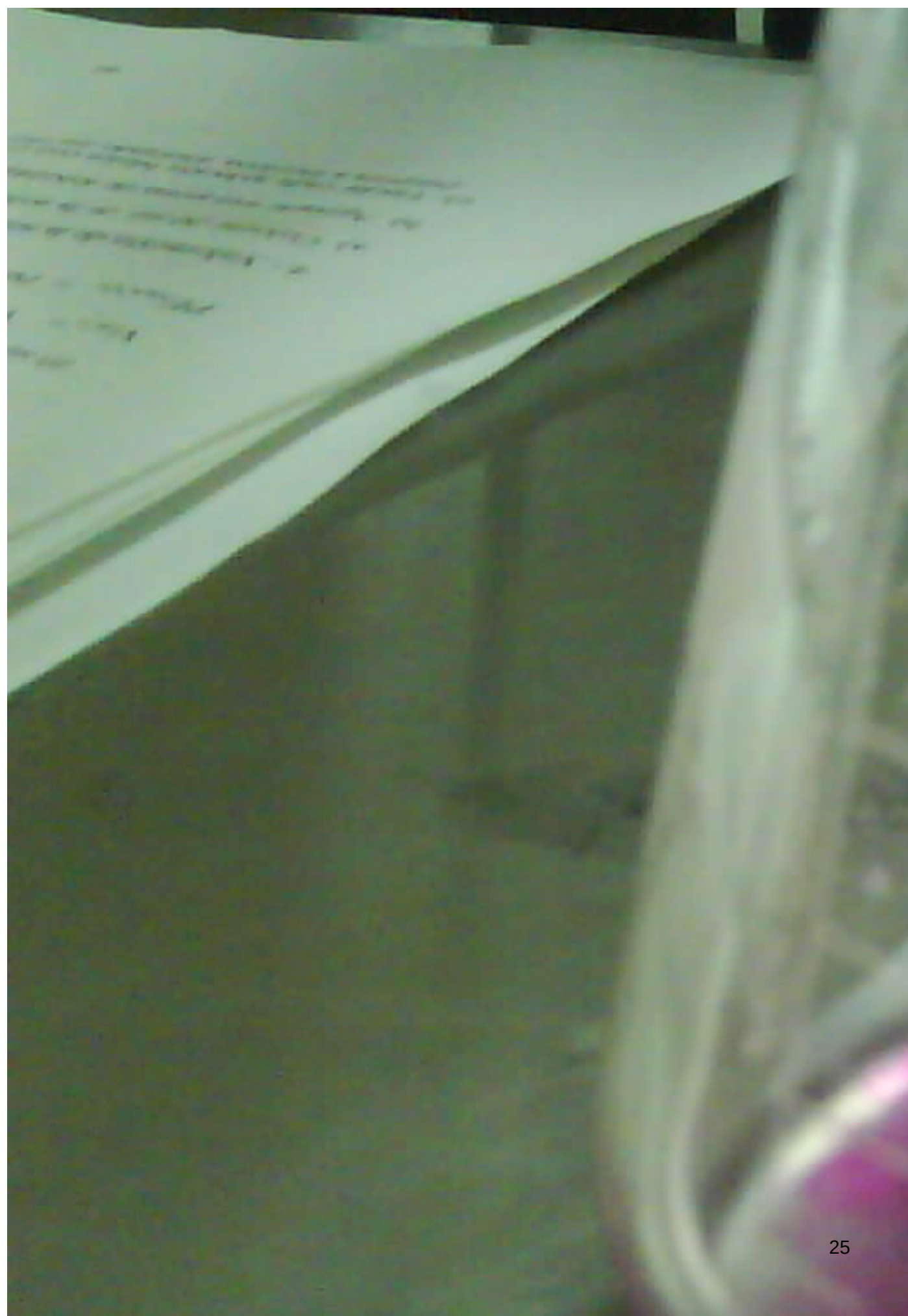
$PE_{Na_2CO_3}$ = Peso equivalente del Na_2CO_3

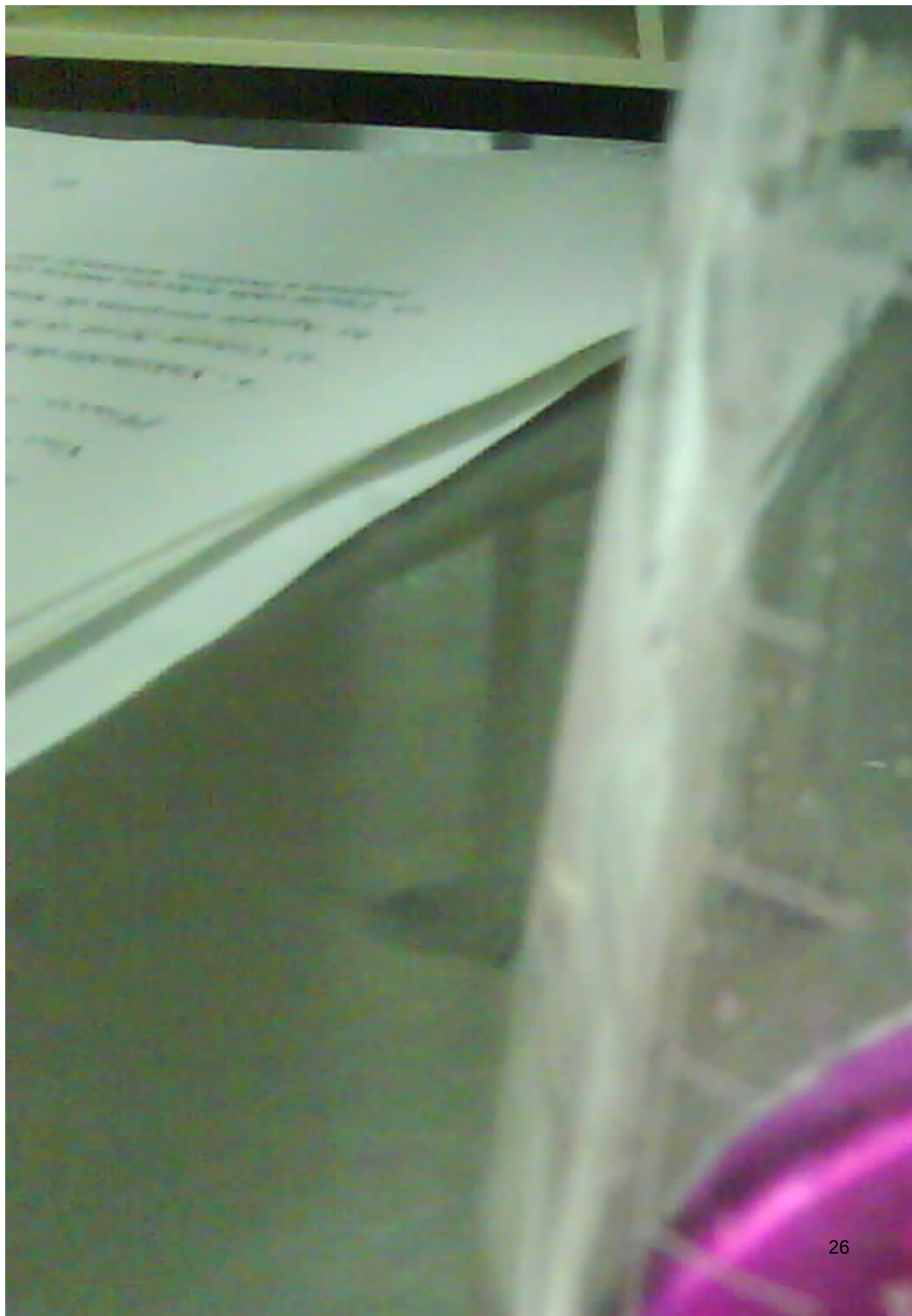
4.- Valoración de la solución básica.

- Colocar 20 mL de la solución de NaOH preparada en dos matraces Erlenmeyer.



- Agregar 3 gotas de fenolftaleína como indicador a cada uno.







- Titular cada solución básica con HCl contenido en la bureta, hasta obtener el vire de rojo púrpura a incoloro, anotando sus datos y utilizando el promedio de estos.

CUESTIONARIO.

1.- Definir los siguientes conceptos:

Molaridad.- La **molaridad (M)** es el número de moles de soluto por litro de solución.

Molalidad.- La **molalidad (m)** es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

Normalidad.- La **normalidad (N)** es el número de equivalentes (*n*) de soluto (*st*) por litro de disolución (*sc*).

% peso.- Expresa la masa en gramos de soluto disuelta por cada cien gramos de disolución.

2.- ¿Cuál es el significado de los siguientes términos?:

Parte alícuota.-

Valoración.- Técnica analítica para determinar cual es la cantidad de sustancia presente en una muestra de agua por adición de otra sustancia y midiendo que cantidad de esa sustancia debe ser añadida para producir la reacción.

Indicador.- es una sustancia natural o sintética que añadida a la muestra sobre la que se desea realizar el análisis produce un cambio físico que es apreciable por los sentidos (generalmente, un viraje de color.

Solución acida.- Las soluciones ácidas tienen sabor "ácido", degustable sin riesgos en el vinagre, que contiene ácido acético; el limón, con ácido cítrico y la leche, con ácido láctico

Solución básica.- Las soluciones básicas concentradas son cáusticas: afectan la piel como si la quemaran.

Punto equivalente.- El **punto** de equivalencia se define como el **punto** en el que el número de equivalentes de base añadidos son los mismos que los equivalentes de ácido añadidos.

3.- Determine M, N, m, % mol, %m, del HCl concentrado original.

4.- Determine el volumen de HCl concentrado que fue necesario para la preparación de 100 mL de la solución 0.5 N de HCl

$$N = M \cdot H + 1 \quad \text{Cl} - 1 \text{ Valencia} = 1$$

$$M = n/V \quad \text{---} \quad n = MV = (0.5)(0.1) = 0.05 \text{ mol}$$

$$N = m / PM \quad \text{---} \quad m = n \cdot PM = (0.05)(36.5) = 1.825 \text{ g}$$

$$\% m \text{ HCl} = m_{\text{HCl}} / m_T \cdot 100 \quad \text{---} \quad m_T = m_{\text{HCl}} / (\%m_{\text{HCl}} / 100) = 100 m_{\text{HCl}} / \%m_{\text{HCl}}$$

$$(100)(1.825)$$

$$m_T = = 4.87 \text{ gr}$$

$$37.5$$

HCl = 1.17 ml / gr m= 4.87 gr

$$= m/V \text{ --- } V = m/ = 4.87/1.17 = \mathbf{4.16 \text{ ml}}$$

5.- Determine la masa de NaOH que se requirió para preparar 100 mL de la solución 0.5 M de NaOH.

$$M = n/ L \text{ solución --- } n = M * L \text{ solución} = (0.5)(0.1) \text{ PMNaOH} = 40$$

$$n = 0.05$$

$$n = m / \text{PM} \text{ --- } m = n \text{ PM} = (0.05)(40) = \mathbf{2 \text{ gr}}$$

6.- Determine la N exacta de la solución de HCl que valoro.

Solución - HCl
13.3 ml
13.6 ml
13.9 ml

Promedio = 13.6 ml de HCl

m Na₂CO₃

NHCl = -----

VHCl PE Na₂CO₃

$$\text{PE Na}_2\text{CO}_3 = \text{PM} / 2 = 106/2 = 53$$

0.3

$$\text{NHCl} = \text{-----} = \mathbf{0.416}$$

(0.0136) (53)

7.- Determine la normalidad exacta de la solución básica que tituló.

Solución - NaOH
22.5 ml
20.5 ml

Promedio = 21.5 ml

V1= 0.0215 **HCl NaOH**

$$V2 = 0.020 \text{ V1 N1} = V2 \text{ N2}$$

$$V1 \text{ N1} (0.0215)(0.416)$$

$$\text{N2} = = = \mathbf{0.447}$$

V2 0.02

8.- Resolver los siguientes problemas:

- ¿Cuántos equivalentes – gramo de H₂SO₄ existen? En:

i.- 2 mL de H₂SO₄ 15 N

$$N = \text{equi} - \text{gr} / L \text{ ---- equi} - \text{gr} = N L$$

$$\text{Equi} - \text{gr} = 15 (2 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{0.03}$$

ii.- 50 mL de H₂SO₄ 0.25 N

$$\text{equi} - \text{gr} = (0.25)(0.050) = \mathbf{0.0125}$$

- Calcular el volumen de H₂SO₄ concentrado de densidad 1.19 g/mL y 39% en peso que se necesita para preparar 500 mL de solución 3 N.

$$N = \text{msoluto} / (V_{\text{solucion}}) (PM / \text{Valencia}) \wedge \text{msoluto} = N * V * PE$$

$$m \text{ soluto} = (3) (0.5) (49) = 73.5 \text{ gr } \%m\text{H}_2\text{SO}_4 = (m\text{H}_2\text{SO}_4 / mT) * 100$$

$$mT = 100 m\text{H}_2\text{SO}_4 / \% m \text{ H}_2\text{SO}_4 \quad mT = (100 * 73.5) / 39 = 79.03 \text{ gr}$$

$$= m / V \quad V = m / V = 79.03 / 1.19 = \mathbf{66.41 \text{ ml}}$$

- Calcular el volumen de HCl concentrado con densidad 1.19 g/mL y 38% en peso de HCl que se necesita para preparar 18 L de ácido 0.002 N.

$$N = \text{msoluto} / (V_{\text{solucion}}) (PM / \text{Valencia}) \wedge \text{msoluto} = N * V * PE$$

$$\text{msoluto} = (0.002)(18)(36.5) = 1.314 \text{ gr } \%m\text{HCl} = (m\text{HCl} / mT) * 100$$

$$mT = 100 m\text{HCl} / \% m \text{ HCl} \quad mT = (1.314 * 100) / 38 = 3.457 \text{ gr}$$

$$= m / V \quad V = m / V = 3.457 \text{ gr} / 1.14 \text{ gr/ml} = \mathbf{2.90}$$

- Determinar el volumen de HNO₃ diluido con densidad 1.11 g/mL y 19% peso de HNO₃ que puede prepararse diluyendo con agua a partir de 50 mL de ácido concentrado con densidad 1.42 g/mL y 69% peso de HNO₃. Además calcular las molaridades y molalidades del ácido concentrado y del diluido.

m Na₂CO₃

NHCl = -----

VHCl PE Na₂CO₃