

PREGUNTAS:

- 1.- Realice las operaciones adecuadas para la preparación de las soluciones que prepararon los demás equipos de su laboratorio.

BIBLIOGRAFIA:

PREPARACION DE SOLUCIONES ESTANDAR

INTRODUCCION:

Las soluciones de una normalidad definida pueden prepararse muy simplemente cuando la sustancia que va disolverse está disponible en estado puro. Se pasa entonces una cantidad equivalente de ella y luego se diluye a un volumen conocido. De esta forma, pueden prepararse soluciones estandar de: dirromato de potasio, oxalato de sodio, biftalato de potasio, carbonato de sodio, etc. Sustancias de este tipo se llaman estandares primarios.

Esta preparación directa no es siempre posible; en el caso de sustancias que no pueden obtenerse en forma pura, como la mayor parte de los hidróxidos alcalinos y varios ácidos inorgánicos, se preparan soluciones de concentración aproximada conocida y luego se estandariza con un estandar primario.

La estandarización de una solución requiere de un mayor grado de exactitud que una determinación volumétrica ordinaria ya que un error en ella repercutirá en todas las determinaciones que hagamos con esa solución.

En una estandarización deben llenarse los siguientes requisitos:

- 1.- Debe estar disponible un estandar primario adecuado; es decir, una sustancia que se encuentre en alto grado de pureza, no higroscópica (no absorber agua), que tenga un alto peso equivalente para el error en la pesada sea insignificante y que reaccione con la solución que se va estandarizar, de una manera estequiométrica dando un error de apreciable en la determinación del punto final.
- 2.- En peso de la sustancia estandar no debe ser demasiado pequeño. Si el error de una balanza analítica ordinaria se toma como 0.1 mg., entonces para cada estandarización deben pesarse al menos 200 mg, de la sustancia estandar para que el error no exceda de 0.1%, Por eso se prefieren estandar de un alto peso equivalente.

3.- El volumen de la solución estandar usada en la estandarización no debe ser demasiado pequeño para que el resultado no se vea afectado -- por errores de lectura o goteo.

4.- Debe evitarse la estandarización contra el estandarizado, ya que en cada estandarización hay errores inherentes que se irían sumando. Así por ejemplo, una solución de NaOH no debe estandarizarse contra HCl-estandar, si no contra un estandar primario.

5.- Por último, cada estandarización debe basarse al menos en 2 o 3 determinaciones paralelas.

6.- El indicador escogido debe dar el cambio de color al pH deseado.

OBJETIVO:

El objetivo de esta práctica es conocer cómo estandarizar soluciones de HCl y de NaOH que se preparan con concentraciones aproximadas.

MATERIAL:

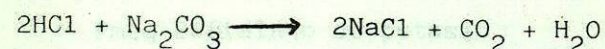
- 1 Pipeta de 10 ml,
- 1 Balanza granataria
- 1 Mechero
- 1 Tripié
- 1 Vaso de 500 ml.
- 2 Matraces de 250 ml.
- 1 Soporte
- 1 Pinzas para bureta
- 1 Vaso de precipitado de 250 ml.
- 2 Buretas de 25 ml.
- 1 Tela de asbesto
- 2 Matraces de aforación de 100 ml.
- 1 Pizeta

PARTE EXPERIMENTAL:

I. Preparación de una solución HCl 1N: Cómo la normalidad de HCl es 12, pa

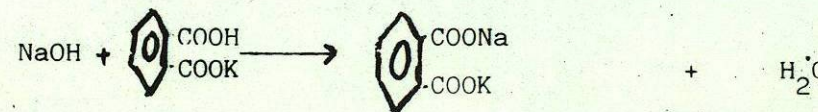
ra preparar 100 ml. de HCl 1N, necesitamos $100/12 = 8,3$ ml. de ácido diluido a 100 ml. con agua destilada.

Esto nos daría la normalidad deseada aproximadamente, pero para conocerla exactamente se hace una estandarización de la misma contra Na_2CO_3 (estandar primario).

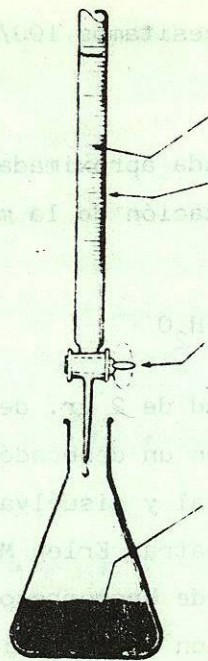


ESTANDARIZACION: Seque una cantidad de 2 gr. de Na_2CO_3 por 2 horas a 150 grados centígrados y enfríe en un desecador. Para la estandarización pese 0.3 gr. de sal y disuélvalos en 50 ml. de agua hervida y fría en un matraz Erlen Meyer de 250 ml. Agregue -- unas gotas de verde bromocresol, aparece un color azul y -- después titular con el HCl cuidadosamente gota a gota hasta que el color cambie de azul verdoso. Hierva la solución por 2 ó 3 minutos enfríe a temperatura ambiente y -- complete la titulación hasta que se cambie a amarillo. Repita el procedimiento dos veces.

II.- Preparación de una solución de NaOH 1N: Pese 4 gr. de NaOH (peq=40), agregue 10 ml. de agua destilada y agite cuidadosamente hasta disolución completa; deje enfriar y vacíe la solución a un matraz diluyendo hasta 100 ml. con agua destilada. Esto nos da una normalidad aproximada de 1. Para estandarizar nuestra solución, se usa biftalato de potasio $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ como estandar primario.



ESTANDARIZACION: Seque 2 gr. de biftalato de potasio por 1 - 2 horas a 110 grados centígrados, y en frío pese 0.7 gr. de biftalato y póngalo en un matraza Erlen Meyer de 250 ml. disuelva -- en 50 ml. de agua recientemente hervida y fría. Agregue 2 gotas de Fenolftaleína y titule con la base hasta que la aparición de un color rosa persista por un minuto. Repita la operación dos veces.



RESULTADOS:

1.- Mencione el promedio del HCl usados en la titulación:

..... ml.

2.- Mencione el promedio del NaOH usados en la titulación

..... ml.






3.- Realice los cálculos para determinar la concentración del HCl que preparó tomando en cuenta:

$$\text{gr. Na}_2\text{CO}_3 \dots \dots \dots \text{N de HCl} = \frac{\text{gr Na}_2\text{CO}_3}{\text{Pmeq Na}_2\text{CO}_3 \times \text{ml HCl}}$$

$$\text{ml HCl gastado}$$

$$\text{PM Na}_2\text{CO}_3 \dots \dots \dots \text{Pmeq Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{PM}}{2000}$$

4.- Realice los cálculos para determinar la concentración del NaOH que preparó tomando en cuenta:

gr. Biftalato de potasio		COOH	_____
		COOK	_____
Pmeq Biftalato de potasio		COOH	_____
		COOK	_____
P.M. Biftalato de potasio		COOH	_____
		COOK	_____

ml. gastados de NaOH _____

$$\text{N de NaOH} = \frac{\text{gr. Biftalato de potasio}}{\text{Pmeq Biftalato de Potasio} \times \text{ml. NaOH}}$$

5.-Realice los cálculos adecuados para sus problemas.

CONCLUSIONES

PREGUNTAS:

1.- Mencione las diferencias que existen entre un estandar primario y un estandar secundario.

2.- ¿ Para qué nos sirve conocer el uso de las titulaciones ?.

BIBLIOGRAFIA:

METALES ALCALINOS

INTRODUCCION:

Los metales alcalinos son Li, Na, K, Rb, Cs y Fr. Los átomos de éstos elementos tienen en su capa exterior un electrón. En las reacciones químicas pierden con facilidad este electrón, según el esquema:

$Me - Le = Me$, presentando propiedades reductoras muy acusadas. Los radios de los átomos aumentan, al incrementar el número atómico del elemento y en éste mismo sentido crece su propiedad reductora:

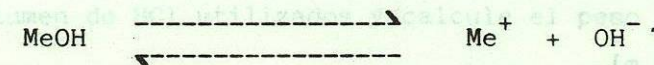
	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
No. atómico:	3	11	19	37	55	87
Radio, A.	1,56	1.92	2.38	2.51	2.70	--

En la serie electroquímica estos metales están situados por encima del hidrógeno; se oxidan fácilmente con agua y ácidos.

Los óxidos de estos metales se forman a partir de sus peróxidos, reduciendo los últimos con un exceso del metal.

Los óxidos de los metales alcalinos son sustancias sólidas, muy higroscópicas que se combinan fácilmente con agua formando hidróxidos. Los hidróxidos son también sustancias sólidas muy solubles en agua.

Las soluciones acuosas de los hidróxidos presentan acusada reacción alcalina debido a su ionización según el esquema general:



Los hidróxidos más importantes son la sosa caústica (NaOH) y la potasa caústica (KOH), que se obtiene principalmente por electrolisis de soluciones acuosas de NaCl y de KCl (con la subsiguiente evaporación a sequedad).

Las sales de los metales alcalinos, con muy pocas excepciones, son solubles en agua y pertenecen al grupo de los electrolitos fuertes. Las sales de ácidos débiles en solución acuosa se someten a hidrólisis; sus soluciones presentan reacción alcalina. Las sales volátiles de los meta-

les alcalinos dan a la llama incolora del mechero matices característicos: los compuestos de sodio, amarillo; los de litio, carmín; los de potasio, violeta; los de rubidio, rojo violeta y los de cesio, violeta.

OBJETIVO:

Observar las reacciones características de los metales alcalinos con el aire, con el agua y con el calor, hacer una determinación cuantitativa de un elemento alcalino.

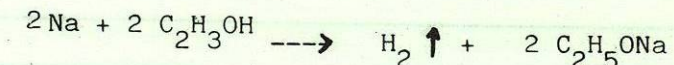
MATERIAL	REACTIVOS
1 Vidrio de reloj	Sodio
1 Pipeta vol. de 10ml.	Cloruro de potasio IM
Papel filtro	Nitrato de sodio IM
1 Capsula de porcelana	Cloruro de litio IM
1 Pinzas pequeñas (para ceja)	Alcohol etílico
1 Matraz de aforación de 100ml.	Solución de Fenolftaleína
1 Matraz de Erlen Meyer de 125ml.	Anaranjado de metilo
1 Bureta de 25 ml.	
1 Soporte	
1 Pinzas de bureta	
1 Tubos de ensayo de 18 x 150	
1 Asa bacteriológica	
1 Mechero	
1 Vidrio de cobalto	
1 Pizeta	
1 Cortapluma	
1 Pipeta de 10 ml.	

PARTE EXPERIMENTAL:

Sacar con las pinzas un pedacito de sodio metálico, colocar sobre el papel filtro y hacer un corte con el cortaplumas; fíjense en lo que pasa en la superficie metálica del reciente corte. Corte un pedacito del metal del tamaño de una cabeza de cerillo y deposítelo en una cápsula de porcelana con agua y unas gotas de indicador fenolftaleína, cubra la cápsula con un vidrio

de reloj, observe lo que pasa.

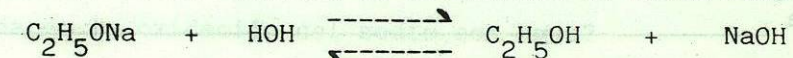
Tomar con las pinzas un pedacito de sodio metálico de peso desconocido secarlo rápidamente con un papel filtro y sumergirlo en un tubo de ensayo - conteniendo 5 o 6 ml. de alcohol etílico. El sodio metálico reacciona con el alcohol según la reacción:



Al terminar la reacción, verter en un matraz aforado de 100ml. la solución formada de etóxido de sodio. lavar el tubo 3 o 4 veces con porciones pequeñas de agua destilada, vertiendo el agua de lavado en el matraz de -- aforación.

Llevar la solución en el matraz aforado hasta la raya con agua destilada. Cerrar el matraz on un tapón y agitar cuidadosamente la solución.

Como resultado de la reacción de hidrólisis se forma sosa caustica:



Por la cantidad de la última se puede determinar la cantidad del metal.

Introduzca una pipeta volumétrica seca de 10ml. se succiona hasta arriba de la raya (marca), se vacía el contenido de la pipeta en un matraz erlen meyer 125, se le añade a la solución 2 o 3 gotas de anaranjado de metilo; la solución adquiere color amarillo.

Verter en la bureta solución valorada de HCl 0.05N y por goteo se le -- añade a la solución del matraz erlen meyer agitando éste constantemente -- hasta que la coloración amarilla se torne anaranjada.

Anote el volumen de HCl utilizados y calcule el peso (gr) de Na.

Identificación de los metales alcalinos por la coloración de la llama: Dé las soluciones contenidas en los goteros NaCl, LiCl, KCl, con el asa tome una muestra de su solución e introduzca en el cono exterior de la -- llama, observe la coloración característica de la llama. La llama coloreada por las sales de potasio se observa mejor a través de un vidrio de cobalto.

RESULTADOS:

1) Reacción al aire

2) Reacción al agua

3) Reacción a la flama

Li _____
 Na _____
 K _____
 Problema _____

4) Acido utilizado en la titulación _____ ml.

5) Cálculos para la determinación del Na proporcionado en el análisis cuantitativo.

CONCLUSIONES

PREGUNTAS:

1.- ¿ A qué se debe la coloración emitida a la flama de dicha solución ?

2.- ¿ Porqué se requiere del vidrio de cobalto para observar la flama de las soluciones de potasio ?

3.- ¿ A qué se debe el cambio de color de la solución de agua con fenoftaleína en la oxidación del sodio con agua?

BIBLIOGRAFIA:

No debe dividirse que en su actualidad hay problemas graves con el agua que alteran su ciclo ecológico natural, específicamente la contaminación por productos químicos de desecho (no degradables) ejemplos de estos son los plaguicidas, herbicidas, pesticidas, etc. Los metales pesados (plomo, mercurio, cadmio, etc.) son muy tóxicos y pueden causar graves problemas de salud. Por último cabe mencionar la contaminación microbiana (aguas negras) que son problemas reales a resolver en el futuro inmediato por la presente generación.