

Valoración de un ácido sulfúrico con hidróxido de bario.

Objetivos:

A).- Realización de una valoración típica, además de presenciar una reacción de precipitación.

B).- Entrenamiento exhaustivo en los cálculos estequimétricos.

C).- Familiarizarse con el material de laboratorio, distintas operaciones elementales, además de extraer el significado apropiado de los datos presentes en la etiqueta de los frascos que contienen los distintos compuestos químicos comerciales.

Materiales : ácido sulfúrico (de concentración moderada como en las baterías).

hidróxido de bario, matraz aforado de unos 250 mL, bureta, vaso de precipitados de unos 50 mL, varilla de vidrio y fenolftaleína (o de agua de campanillas) .

PROCEDIMIENTO:

A).-

1.- Se prepara una disolución de hidróxido de bario disolviendo 1 gr de Ba(OH)_2 en el matraz de 250 mL (ó 4gr/L).

Hay que tener en cuenta lo leído sobre el frasco en el que se indica la riqueza y el nº de moléculas de agua asociadas a la cristalización.

En el frasco se lee: $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{Pm total} = 137.3 + 2_x(16 + 1) + 8_x(16 + 2) =$
 $137.3 + 34 + 18_x8 = 171.3 + 144 = 315.3 \text{ gr/mol.}$

Por otro lado necesitamos 1 gr de Ba(OH)_2 puro; entonces planteamos la “regla de tres” :

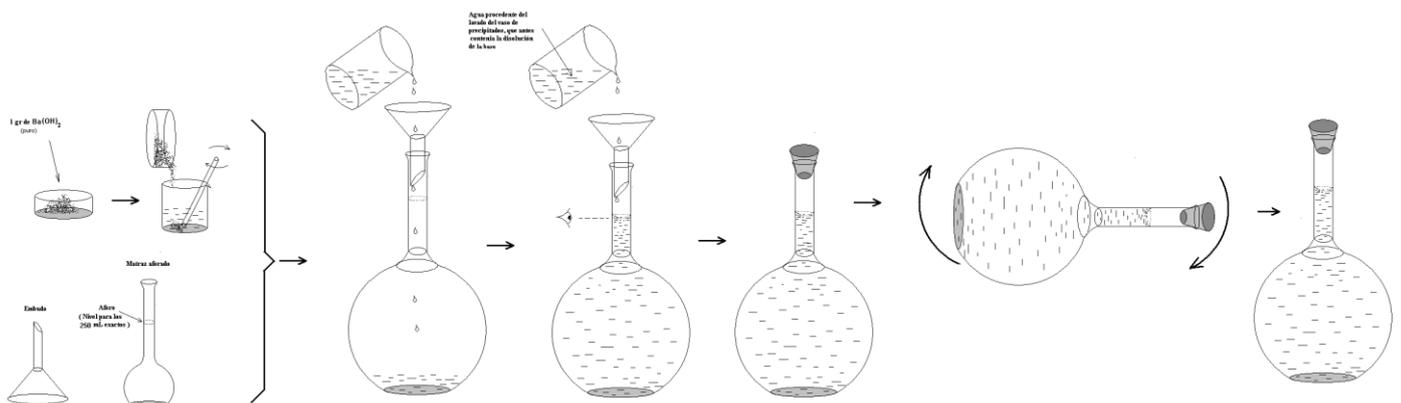
Si en 315.3 gr -----hay----- \rightarrow 171.3 gr de Ba(OH)_2 puro, entonces en

X \leftarrow -----habrá que tomar ----- 1 gr de Ba(OH)_2 puro.

$X = (315.3 \times 1) / 171.3 = 1.84 \text{ gr Ba(OH)}_2 \text{ no puro (procedente del frasco).}$

Tomamos 1.84gr del frasco comercial los introducimos en un vaso se precipitados, de unos 50 mL y añadimos uno 20 de agua, agitamos todo con una varilla de vidrio y por medio de un embudo los introducimos en un matraz aforado de unos 250 mL. Es posible que queden restos en el vaso; entonces volvemos a añadir otros 20 mL de agua, volvemos a agitar y los introducimos en el matraz, y repetimos esta operación las veces necesarias hasta llegar cerca del enrase, momento en que se añaden gotas contadas, con cuidado, hasta coincidir con este al enrase de manera que la marca de este quede debajo de el fondo del menisco observado .

Como siempre esto es según la figura:



2.- Tomamos unos 20 mL de la disolución anterior y la vertemos sobre el vaso de precipitados; anotamos en el cuaderno este valor; como sabemos la concentración podemos hallar la masa o el nº de moles de hidróxido de bario que va a reaccionar.

B).- Se toma una cierta cantidad de ácido sulfúrico disponible (de concentración moderada) y lo diluimos 10 veces, con lo que ya este se convierte en una disolución diluida, de manera que esta es mucho menos peligrosa al manejarla.

Observación: cuando se diluye el ácido sulfúrico siempre hay que verter este sobre agua y NO al revés. Si esto no se hiciera así, como la densidad del agua es menor esta flotaría sobre el ácido sulfúrico y dada la gran afinidad de este por el agua, se producirían peligrosas salpicaduras que podrían alcanzar a los ojos y/o producirse graves quemaduras en la piel. Esta citación sería análoga dejar caer agua sobre una sartén con el aceite muy caliente.

Aunque esta situación ya no es tan peligrosa como antes, hay que seguir manteniendo la atención y precauciones pertinentes, ya que aún así pueden ocurrir sorpresas desagradables, como la perforación de la ropa cuando estas es alcanzada por alguna salpicadura y se olvida de lavarla rápidamente.

C).-

1.- Se introduce el ácido sulfúrico anterior en la bureta - estando esta con la llave cerrada - ; y anotamos el volumen inicial.

2.- Se introduce un volumen controlado disolución básica (de hidróxido de bario) en el vaso de precipitados, además de unas gotas de fenolftaleína; debe aparecer un color rojo. Averiguamos la cantidad de hidróxido de bario puro que hay en el vaso de precipitados.

3.- Se abre la llave de la bureta y deja caer lentamente el ácido y agitando con suavidad con la varilla de vidrio la hasta que la disolución se decolora, momento en que cerramos la llave.

4.- Leemos el volumen final de ácido gastado, y anotamos este valor.

5.- Averiguamos el volumen de ácido sulfúrico gastado.

6.- Por medio de la reacción:



Como conocemos la cantidad de hidróxido de bario que había en el vaso de precipitados y que ha reaccionado, podemos hallar la masa de ácido sulfúrico correspondiente y por tanto el n° de moles de este.

Con el dato del apartado anterior ya anterior podemos hallar la concentración del ácido sulfúrico.

7.- Como antes lo hemos diluido 10 veces, ahora para indicar la concentración del ácido inicial se ha de multiplicar el valor obtenido por 10.

Como curiosidad: se entiende que el ácido sulfúrico debe ser un tóxico muy fuerte; el hidróxido de bario también lo es, pero al reaccionar entre ellos da una sustancia inocua – el sulfato de bario - , ya que esta es muy insoluble y por tanto no es nada venenosa.

Este caso se puede considerar como el inverso en el que algunas armas químicas, llamadas binarias, en las que dos sustancias totalmente inocuas por separado, al reaccionar dan lugar a otra que es extremadamente tóxica.

Las imágenes reales de la práctica son:



