

Valoración de un ácido bórico.

(Práctica da ESO – curso: 2018 – 2019)

Objetivos:

A).- Realización de una valoración con un ácido débil, y observando la manera de alterarlo para que este se vuelva mas fuerte y así poder llevar a cabo una valoración convencional.

B).- Asumir que a veces surgen variaciones alternativas de un método para poder realizar una tarea determinada.

C).- Asumir que en la Química – y en la Ciencia en general - pueden surgir sorpresas que por un lado suelen ser desagradables, pero por otro estas hacen expandir el conocimiento debido a la necesidad de superar dichos problemas. Esto, por ejemplo, también ocurre en Matemáticas, por ejemplo cuando se pasa de números reales a números complejos.

Materiales : Ácido bórico, sosa cáustica, disolución de fenolftaleina (o agua de campanillas), bureta, vaso de precipitados, erlenmeyer de 250 cm³ varilla de vidrio, embudo, soporte metálico junto con la pinza correspondiente.

Observación:

El ácido bórico es un ácido muy débil – todavía mas que el carbónico – si se hiciera lo mismo que en el familiar clorhídrico, se tendría un gran error en los resultados. Además - por si fuera poco – este es un ácido triprótico, lo que complica aún mas las cosas.

En principio – a nivel de la ESO - podríamos escribir al ácido bórico (que en Química Clásica: sería ácido ortobórico), que es un ácido débil:

Como $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}^+$; y trabajar con esta expresión, pero entonces las cosas no salen como se espera, o bien se tiene muchísimo error en los resultados por muy cuidadoso que se sea; esto quiere decir que las cosas son mas complicadas de lo que se piensa.

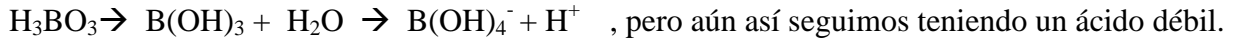
Como el ácido bórico es triprótico, una idea improvisada sería convertirlo funcionalmente en ácido monoprotico, que es mucho mas fácil de tratar; esto se podría hacer mediante una esterificación parcial de dicho ácido y que esta sea estable.

En este caso – el del boro – podría suponerse, en principio, que si se añade a la disolución una sustancia que tenga 2 grupos OH adyacentes (y consecutivos), estos reaccionan con dos grupos OH del ácido bórico produciéndose un anillo de 5 eslabones que es muy estable y solo nos quedaría un grupo OH, que por estar solo aumenta mucho el carácter ácido del H que lleva; es decir: como si este H recogiera toda la acidez de los dos H que ahora ya no están. Esta idea aunque no es falsa no es totalmente rigurosa, por lo que a continuación será debidamente complementada.

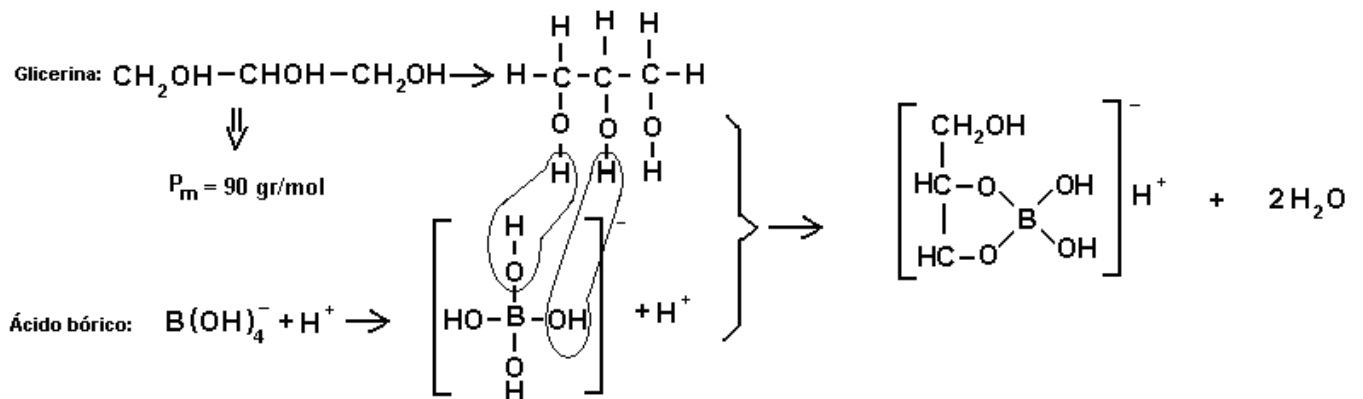
La sustancia mas típica - con dos grupos OH - que mejores resultados da y es el manitol, pero como esta sustancia es algo cara, entonces vamos a sustituirla por la glicerina, que también lleva dos grupos OH consecutivos; y si no disponemos de glicerina, entonces podemos utilizar azúcar en una cantidad parecida.

Para seguir el razonamiento con cierto rigor, tenemos que salir fuera de nivel, ya que esto se suele dar en cursos superiores, pero por curiosidad, lo vamos a considerar, aunque claro este razonamiento es más sofisticado: (Empezamos a pensar un cambio de estado de hibridación sp^2 al sp^3 del boro).

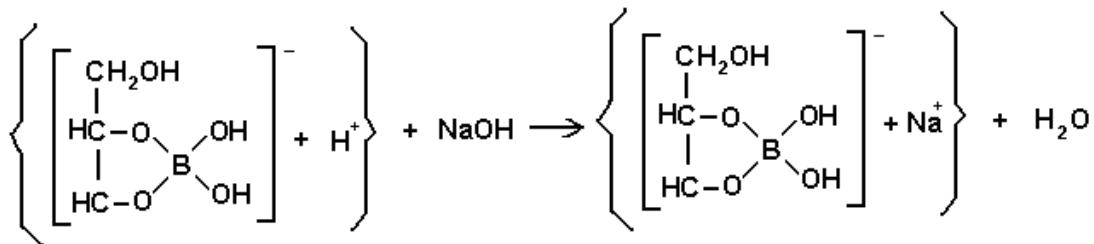
Por lo tanto escribiremos:



Ahora vamos a invocar lo considerado al principio- lo de la glicerina- :



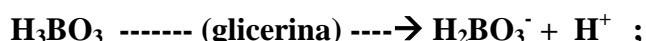
Reacción de neutralización: **ÁCIDO + BASE \rightarrow SAL + AGUA** ; En nuestro caso vamos a escribir:



Lo indicado anteriormente sale fuera del nivel de 4° de la ESO, **y por ello**, permitiremos la afirmación siguiente:

La mayoría de las dificultades en la valoración de ácido bórico se pueden olvidar, pero a cambio hay que añadir suficiente glicerina a la disolución de este ácido, por el cual este, se comportará como un ácido monovalente y algo más fuerte .

Entonces debido a las consideraciones anteriores, tenemos permiso para escribir:



Donde interpretamos a la glicerina como una especie de “catalizador”.

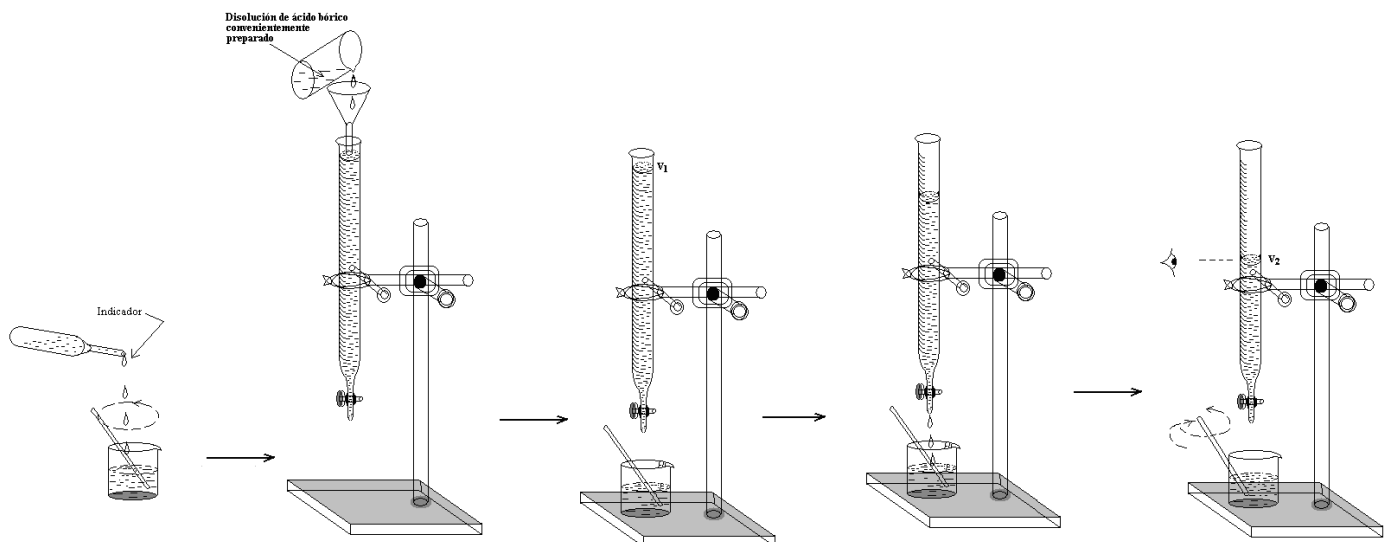
Tomamos como $P_m(H_3BO_3) = 62 \text{ gr/mol}$

Y seguimos adelante.

Procedimiento:

- 1.- Tomamos unos 30 mL de disolución de ácido bórico en un vaso de precipitados de 100 mL (este tiene una concentración de 2.5 gr/L).
- 2.- Añadimos unos 5 mL de ácido bórico anterior y removemos con una varilla de vidrio.
- 3.- Se prepara una disolución de hidróxido de sodio 0.02 M. Se prepara una disolución (0.1 M y luego se diluye 5 veces).
- 4.- Se introducen la disolución anterior en un vaso de precipitados de 100 mL y se añaden unas gotas de fenolftaleína.
- 5.- Se coloca el ácido bórico dado en una bureta.
- 6.- Se deja hacer lentamente el ácido, y cuando hasta que desaparezca un color rosa, se cierra la llave.
- 7.- Teniendo en cuenta el volumen de ácido gastado, y la cantidad de sosa presente en el vaso de precipitados, se puede hallar la concentración de ácido bórico presente en la disolución dada.

Todo ello según la figura:



OBSERVACIONES:

1.- El ácido bórico se obtiene del borax (fuente de ácido bórico, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$), el cual se mezcla con ácido sulfúrico (2 M) y precipita el ácido bórico, luego este se separa por filtración.

2.- El ácido bórico tiene carácter antiséptico y bactericida suave; este aparece en algunos preparados farmacéuticos.

3.- En estado fundido se utiliza para la limpieza de metales antes de ser soldados.

4.- También se utiliza para combatir los hongos que suelen producir molestias en los pies.

5.- Cuando se trabaja en la valoración del ácido bórico, la glicerina debe estar en exceso.

Para los 2.5 gr de ácido bórico correspondería 3.62 gr de glicerina, esto debe ser así, ya que:

$$62 \leftarrow \rightarrow 90;$$

$$2.5 \rightarrow x;$$

$$x = (90 \times 2.5)/62 \Rightarrow 3.62 \text{ gr.}$$

En principio esta sería la cantidad a tomar, pero se recomienda, tomar una 25 veces la masa de ácido bórico implicado, es decir, en este caso, unos 75 gr en cada litro; como se van a tomar 20 mL, entonces se deben añadir $75/25 = 3 \text{ mL}$ a esa proporción.

Tomaremos 4 o 5 mL en cada porción de la práctica – unos 30 mL-.

Por otro lado, si nos dan un ácido bórico desconocido, entonces tomaremos, por ejemplo, 1/3 del volumen de disolución inicial de la muestra, la evaporamos y con el peso del residuo tendremos una idea de acerca de la cantidad de glicerina a tomar, que como debe estar en exceso podríamos añadir glicerina que sea aproximadamente unas 25 ó 30 veces la masa del dicho residuo.

6.- Si se disuelve ácido bórico en alcohol y luego de enciende se produce una llama de color verde intenso.

7.- Un derivado muy usado es el perborato de sodio

Las imágenes reales de esta práctica son las siguientes:

