

# Calor a presión constante (entalpía) de neutralización

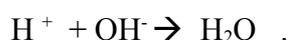
( Práctica nº 14 de 4º de la ESO – curso 2015 – 2016 )

## Objetivos:

A).- Hallar el valor de la entalpía (calor a presión constante) de una reacción química de manera cuantitativa, (en este caso se trabajará con una de las reacciones mas simples: ácido + base  $\rightarrow$  sal + agua ).

B).- Entender la función de un indicador (no confundir indicador con catalizador – son cosas totalmente distintas ).

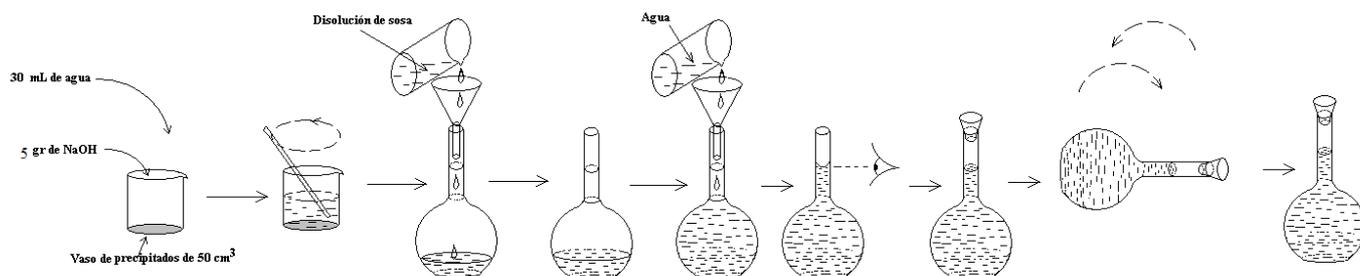
C).- Ver que, dentro de cierto error, el calor de neutralización de todas las reacciones ácido base es casi el mismo; esto se puede interpretar como el calor de formación del agua a partir de sus iones:



**Materiales** : Termómetro, sosa cáustica, disolución de ácido clorhídrico (o agua fuerte ), indicador: “agua de campanillas” , bureta, vasos de precipitados de 50 y 100 mL, varilla de vidrio, embudo de vidrio.

## PROCEDIMIENTO:

Se pesan 5 gr de NaOH, se disuelven en unos 20 ( ó 30 cm<sup>3</sup> ) en un vaso de precipitados, agitando suavemente, y después se introducen en un matraz aforado de 250 cm<sup>3</sup> , (1/4 de litro) y llenando posteriormente de con agua hasta la marca sobre el cuello del matraz. Se tapa y se agita suavemente para homogenizar la disolución que contiene. Todo según la figura:

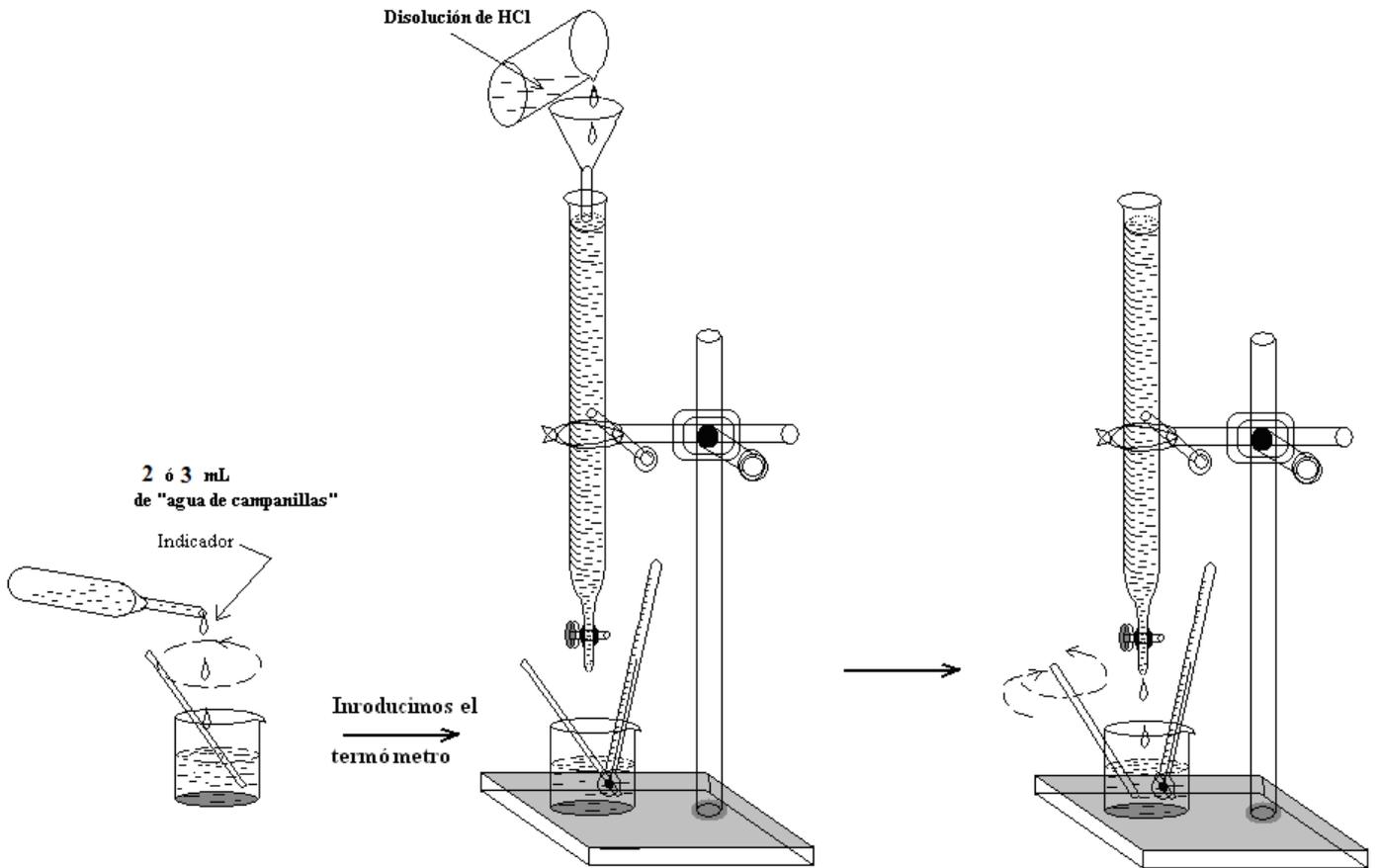


Según lo anterior se entiende que si preparásemos 1 L se necesitarían 40 gr de sosa pura.

De la disolución anterior se toman 30 mL (dejando pasar unas dos horas para que pueda “enfriarse”) y se vierten en un vaso de precipitados de 100 mL, se le añaden unos 5 mL de agua de campanillas – una 100 gotas - se pondrá de color morado-azul; y sobre este sistema se coloca un termómetro, (anotando en el cuaderno su temperatura inicial).

Encima de este sistema se coloca una bureta – sujeta con unas pinzas en un soporte metálico - llena de una disolución (no concentrada, por ejemplo: se toma una porción de agua fuerte y se diluye esta con agua en 4 partes) de ácido clorhídrico. Se debe anotar el volumen inicial de ácido.

Se afloja la llave de la bureta y se deja caer la disolución ácida lentamente sobre el vaso de precipitados, se va agitando suavemente la disolución con la varilla de vidrio, y se va esperando ver un cambio de color. Cuando esto ocurra se cierra rápidamente la llave, se sigue agitando lentamente y después se anota la temperatura observada en el termómetro, así como el volumen de ácido clorhídrico gastado.



Se anota el volumen total de líquido sobre el vaso de precipitados ( el de la disolución de sosa + los 2 mL de indicador + el volumen gastado de ácido clorhídrico).

Se amañan las “reglas de tres” siguientes:

Si en 250 cm<sup>3</sup> de disolución ----- hay ----→ 5 gr ;

En 30 ---- debe haber - - - - - ----→ x

Donde x representa la cantidad de sosa neutralizada por el ácido.

Tenemos el volumen total sobre el vaso de precipitados ( 30 cm<sup>3</sup> + 5 cm<sup>3</sup> + los del ácido vertido) y como casi todo es agua, implica que pesan el mismo número en gr.

Ahora se solo cabe invocar la ecuación fundamental de la calorimetría:  $Q = m \cdot C_e (t - t_0)$ .

como el calor específico del agua es 1 caloría/ gr°C, y sabemos el valor de (la temperatura final- la inicial), podemos hallar, sin mas que sustituir en dicha ecuación, el valor de la energía térmica liberada en la reacción.

Amañamos la 2<sup>a</sup> “regla de tres” :

Si Q ( calorías ) -----corresponden a ----- m gr de sosa (lo que dio en la 1<sup>a</sup> );

X < ----- corresponderán ----- 40 gr:

Con lo que sabemos la cantidad de calor asociada a 40 gr de sosa; y como un mol de NaOH es igual a 40 gr, ya podemos afirmar que el valor del calor de reacción e es de X cal/ mol

### Observaciones:

1.- Como se considera que las disoluciones son diluidas, y por ello se desprecian los calores específicos de los reactivos y productos implicados – se hace como si todo fuera agua -.

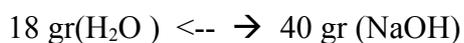
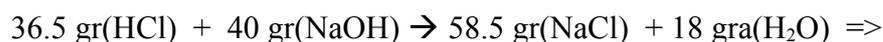
2.- El calor es medido a presión constante (presión atmosférica) y este calor tiene un nombre propio – algo raro, pero todos los libros lo ponen así ); este nombre es entalpía.

En resumen: entalpía es el calor medido a presión constante, y este tiene la útil propiedad de que su valor solo depende del estado final y el inicial (ley de Hess), y no de los estados intermedios que podamos tener.

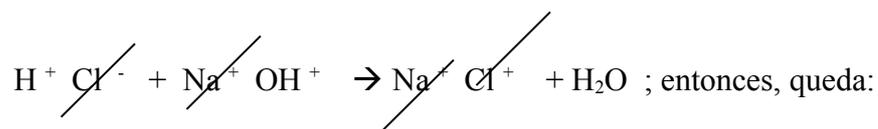
3.- Si esta experiencia se hubiera realizado con ácido sulfúrico, hidróxido potásico, u otros ácidos y bases – siempre que estos electrolitos sean fuertes: que se disocien totalmente – el valor obtenido aunque no idéntico, sería muy parecido (ronda las 13.5 cal/mol). .

En general, una reacción de neutralización es:

Ácido + base → sal + agua; en nuestro caso se tiene:



Por otro lado, la reacción expresada anteriormente, disociando las sustancias, se puede simplificar (desde un punto de vista matemático):



Que es la reacción generalizada de todas las reacciones llamadas ácido – base.

Esto parece indicar que este es el calor de formación de un mol de agua ( 18 gr), a partir de sus iones.

4.- El valor de la energía térmica de esta reacción es de unos 13.7 Kac/mol; es de esperar que salga algo menos, ya que este calor había que medirlo con un calorímetro o “termo” ; al no hacerlo así parte del calor se va hacia el exterior a través de las paredes del recipiente. No obstante si la práctica se hace cuidadosamente el error cometido no es muy grande.

Las imágenes reales sobre la práctica son las siguientes:

