

Calor a presión constante (entalpía) de neutralización

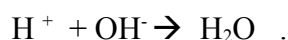
(Práctica nº 14 de 4º de la ESO – curso 2015 – 2016)

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).

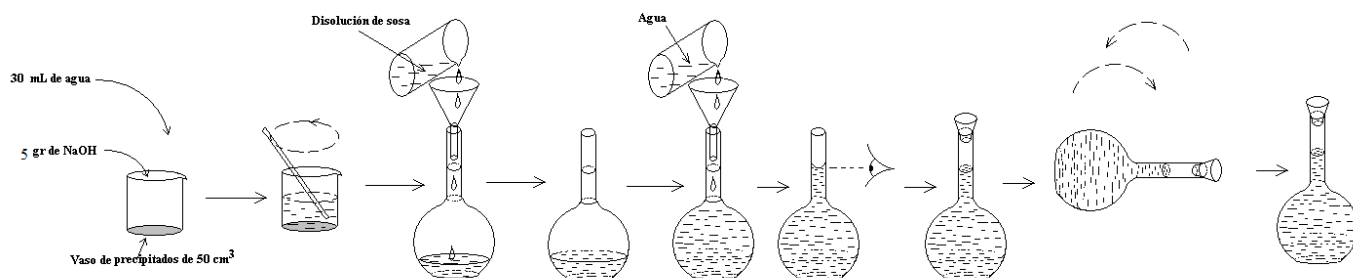
C).- Ver que, dentro de cierto error, el calor de neutralización de todas las reacciones ácido base es casi el mismo; esto se puede interpretar como el calor de formación del agua a partir de sus iones:



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 cm³) en un vaso de precipitados, agitando suavemente, y después se introducen en un matraz aforado de 250 cm³ , (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:

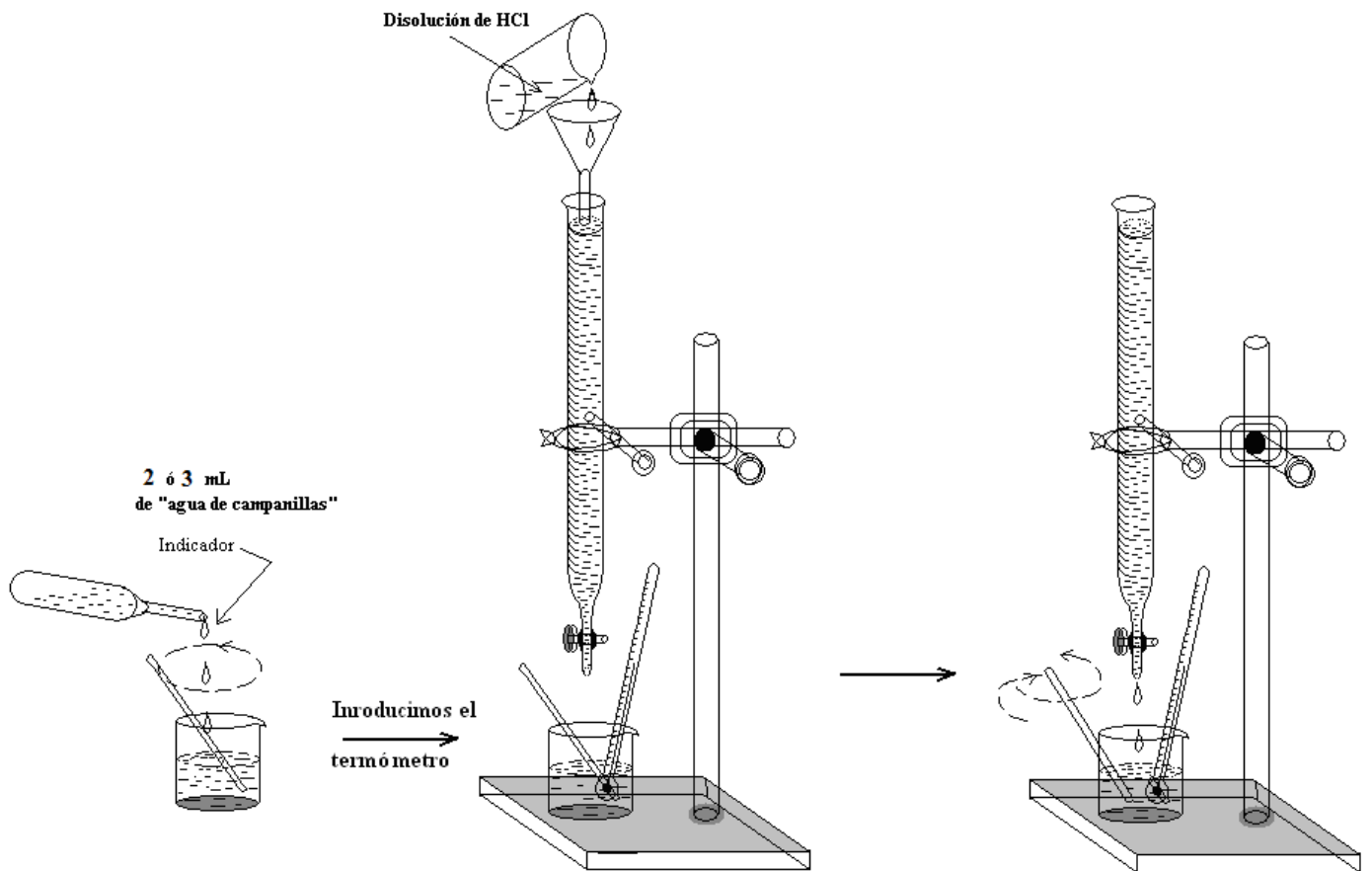


Según lo anterior se entiende que si preparásemos 1 L se necesitarían 40 gr de sosa pura.

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 cm³ 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 cm³ + 5 cm³ + 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^a “regla de tres” :

Si Q (calorías) -----corresponden a ----- m gr de sosa (lo que dio en la 1^a);

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 -.

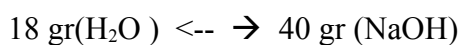
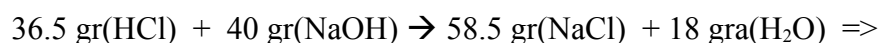
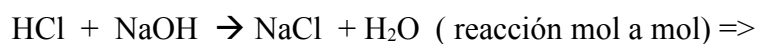
2.- El calor es medido a presión constante (presión atmosférica) y este calor tiene un nombre propio – algo raro, pero todos los libros lo ponen así); este nombre es entalpía.

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.

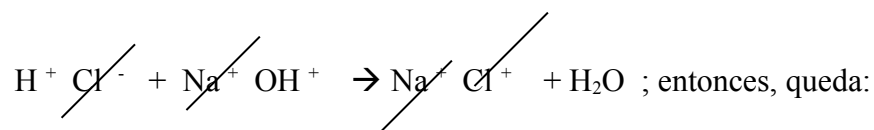
3.- Si esta experiencia se hubiera realizado con ácido sulfúrico, hidróxido potásico, u otros ácidos y bases – siempre que estos electrolitos sean fuertes: que se disocien totalmente – el valor obtenido aunque no idéntico, sería muy parecido (ronda las 13.5 cal/mol). .

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:

