

CALOR DE NEUTRALIZACIÓN DE UN ÁCIDO FUERTE Y UNA BASE FUERTE

INTRODUCCIÓN

En este experimento se prescinde del cálculo del equivalente en agua del calorímetro ya que la experiencia nos dice que es un valor difícil de determinar y con resultados a veces dispares. Esto conlleva que los resultados experimentales que se obtienen pueden diferir de los de la bibliografía entre un 5% y un 10%. La ventaja principal es que el experimento se realiza en muy poco tiempo y además se utiliza como calorímetro un par de vasos de plástico de distinto tamaño. El hueco entre ambos vasos se rellena con papel. Finalmente otra ventaja es que se utilizan termómetros graduados de grado en grado, que son de los que normalmente se dispone en los laboratorios

OBJETIVO

Determinar experimentalmente el calor que se genera al reaccionar un ácido fuerte con una base fuerte

MATERIAL

Agitador (varilla de vidrio)

Calorímetro (dos vasos de plástico de diferente tamaño. El hueco entre ambos se rellena con papel)

Termómetro (1)

Probeta (2)

Pinza de bureta y soporte (opcional)

Vaso de precipitado (2) (para manejar con comodidad los reactivos)

Productos

Disoluciones 5M de HCl y NaOH

Las disoluciones debe prepararlas el Profesor. **Los alumnos deben utilizar gafas de seguridad**

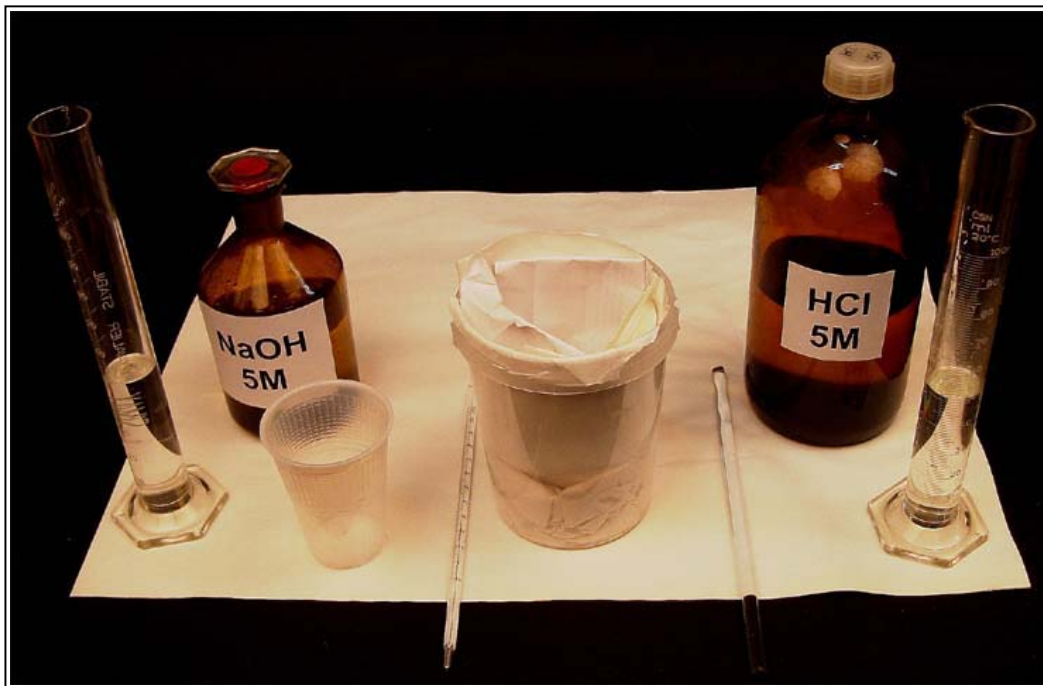


Foto del material, reactivos y disposición del montaje

PROCEDIMIENTO

1. Se miden con la probeta 50 mL de la disolución de HCl y se colocan en el calorímetro. Se miden 50 mL de la base los cuales se vierten en un vaso de precipitados (fig.1) y de éste y de forma muy rápida se añaden sobre el ácido (fig.2). Se debe advertir a los alumnos que cuando echen la base sobre el ácido retiren la cara para evitar que les alcance alguna salpicadura.



Fig.1



Fig. 2

Se agita y se registra la máxima temperatura. Detalle de las fotos anteriores en figuras 3 y 4

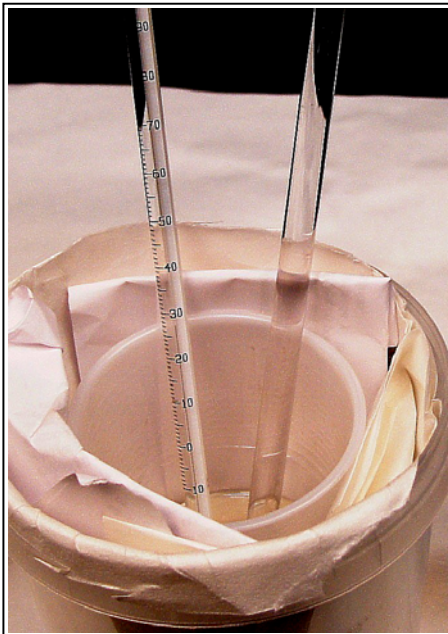


Fig. 3

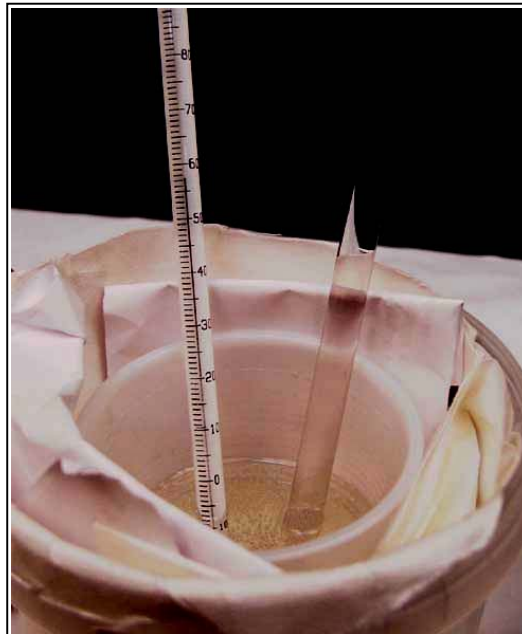


Fig. 4

2. La operación se repite 3 veces, cambiando los volúmenes de ácido y de base, a 40 mL y a 60 mL.

3. Se realizan los cálculos, suponiendo que el calor específico de la mezcla que reacciona es igual a la del agua: $4,18 \text{ J}/(\text{°C g})$. Las densidades de las disoluciones consultadas en las tablas, son respectivamente HCl 5M: $1,08 \text{ g/mL}$, y NaOH 5M: $1,18 \text{ g/mL}$.

Una variante de estos cálculos, válida para alumnos aventajados, puede verse en el apéndice.

4. Compare los valores obtenidos, con el dado por las tablas, 56,8 kJ/mol y calcule el error cometido.

OBSERVACIONES

Los datos que se dan a continuación proceden de un experimento real y pueden servir para entrenar a los alumnos.

Temperatura inicial del ácido y de la base 17°C- Temperatura final 48 °C

Densidad de la disolución de HCl 5 M tomado de las tablas 1,08 g/mL

Densidad de la disolución de NaOH 5 M 1,18 g/mL

$$\text{Masa de la mezcla } 50\text{mL} * 1,08 \frac{\text{g}}{\text{mL}} + 50\text{mL} * 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 113 \text{ g}$$

Calor generado en la mezcla y absorbido por ésta

$$Q = 113\text{g} * 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} (48 - 17)^\circ\text{C} = 1,46.10^4 \text{ J}$$

Dado que en la reacción han intervenido solamente

$$5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} * 50.10^{-3} \text{ L} = 0,25 \text{ mol}; Q = 58,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

APÉNDICE

La reacción química es: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Teniendo en cuenta que es muy rápida cuando se mide la temperatura máxima en realidad se mide la de una disolución de cloruro de sodio en agua. La bibliografía proporciona datos del calor específico de las mezclas de cloruro de sodio y agua

N moléculas de 1 "molécula" de NaCl	H ₂ O/	Calor específico c/ Jg ⁻¹ °C ⁻¹
10		3,25
20		3,61
50		3,89
100		4,18

Cálculos

Moles de cloruro de sodio formados en la reacción = moles de ácido o de base

$$5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} * 0,050\text{L} = 0,25 \text{ mol}$$

Moles de agua después de la reacción

Moles de agua en el ácido+moles de agua en la base+moles de agua formados

$$\text{Moles de agua en el ácido} = \frac{\text{Masa de la disolución} - \text{masa de HCl}}{\text{Masa molar del agua}} = \frac{50 * 1,08 - 0,25 * 36,5}{18} = 2,49$$

$$\text{Moles de agua en la base} = \frac{\text{Masa de la disolución} - \text{masa de NaOH}}{\text{Masa molar del agua}} = \frac{50 * 1,18 - 0,25 * 40}{18} = 2,72$$

Moles de agua después de la reacción = 2,49+2,72+0,25 = 5,46 mol

Moles de cloruro de sodio formados en la reacción 0,25

$$\text{Relación} = \frac{5,46 * N_A}{0,25 * N_A} \approx 22$$

El calor específico de la mezcla se obtiene interpolando en la tabla de valores 3,62 J/(g °C). De acuerdo con los valores anteriores resulta

$$Q = 113\text{g} * 3,62 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} (48 - 17)^\circ\text{C} = 1,27 \cdot 10^4 \text{ J}$$

$$\text{Calor de reacción} = 1,27 \cdot 10^4 \frac{\text{J}}{0,25\text{mol}} = 50,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H = \frac{1,27 \cdot 10^4}{0,25} = 50,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Como se observa la hipótesis de suponer que el calor específico de la muestra es igual a la del agua no es correcto. Este resultado nos indica que para mejorarlo hemos de considerar el equivalente en agua del calorímetro.

Cabe destacar que este resultado aun cuando dé un error mayor que el obtenido anteriormente, resulta más lógico que el anterior ya que al existir pérdidas de energía calorífica lo lógico es encontrar un valor inferior al de la bibliografía, mientras que en el caso anterior es superior, lo cual resulta contradictorio.