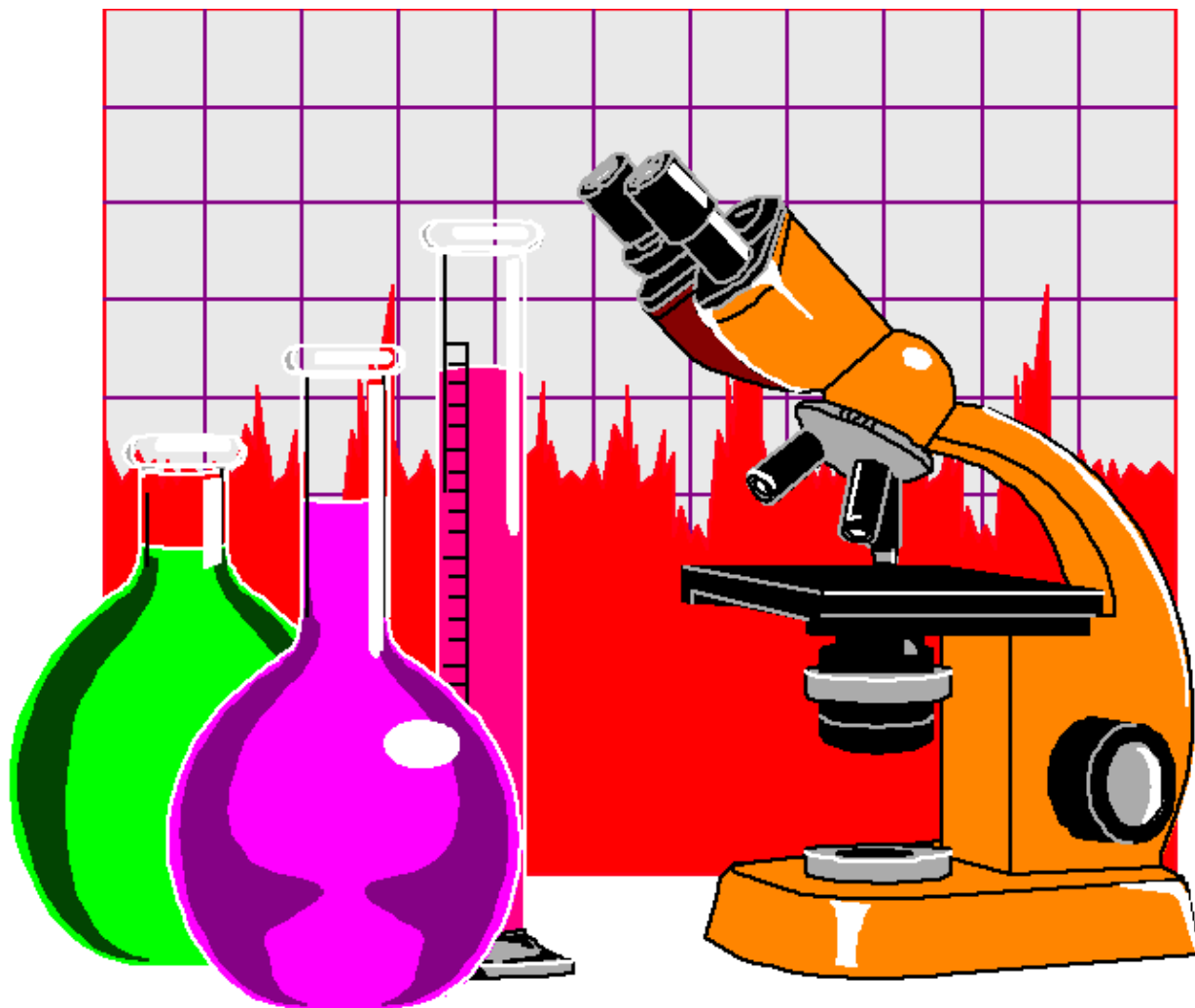


TERMOQUÍMICA – PRÁCTICA DE LABORATORIO

DETERMINACIÓN DEL CALOR DE DISOLUCIÓN

DEL NaOH Y DEL CALOR

DE REACCIÓN ENTRE EL NaOH Y EL HCl



2ºJ

GORKA YENES

LEIRE URIA

ÍNDICE DEL INFORME

• INTRODUCCIÓN

Objetivos..... 1

Principios teóricos.....	1
Material utilizado.....	2
• PROCEDIMIENTO.....	3
• CÁLCULOS MATEMÁTICOS.....	4
• PREGUNTAS.....	5

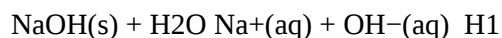
TERMOQUÍMICA– PRACTICA DE LABORATORIO

DETERMINACIÓN DEL CALOR DE DISOLUCIÓN DEL NaOH Y DEL CALOR DE REACCIÓN ENTRE EL NaOH Y EL HCl

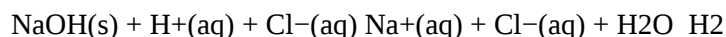
OBJETIVOS:

Vamos a determinar

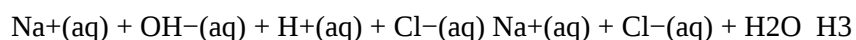
1.– El calor de disolución del NaOH(s) en agua



2.– El calor de reacción de NaOH(s) con una disolución de HCl



3.– El calor de reacción de una disolución de NaOH y una disolución de HCl



Lo cual nos permitirá comprobar la validez de la ley de Hess.

PRINCIPIOS TEORICOS:

Puesto que todas las reacciones van a transcurrir en un recipiente abierto, y por lo tanto a presión constante (la atmosférica) los calores medidos corresponderán a variaciones de entalpía.

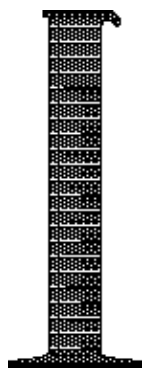
El calor desprendido en la disolución o reacción H , es absorbido por la propia disolución y por el calorímetro (aumentarán su temperatura). Por lo tanto, para determinarlo es preciso calcular la cantidad de calor absorbida por la solución mediante la ecuación calorímetra:

$$Q = m.c. \Delta T$$

Donde m es la masa de la disolución, c su capacidad calorífica (que consideraremos igual a la del agua, $1\text{ cal/g.}^\circ\text{C}$, dado que las disoluciones son relativamente diluidas) y ΔT el incremento de la temperatura.

Los calores de disolución o de reacción por mol de NaOH se calculan a partir del calor de Q y del número de moles de NaOH empleados.

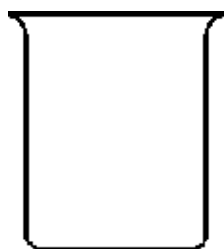
MATERIAL UTILIZADO:



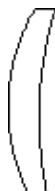
CALORIMETRO PROBETA

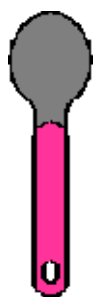


VASO DE PRECIPITADOS VARILLA



TERMÓMETRO VIDRIO DE RELOJ





ESPÁTULA



MONTAJE



PROCEDIMIENTO

- MEDIDA DEL CALOR DE DISOLUCIÓN DEL NaOH(s)

Hemos colocado 200 cm³ de agua destilada en el calorímetro. Después hemos agitado hasta que la temperatura se ha estabilizado y hemos anotado esta T₁. Hemos pesado exactamente unos 2 g de NaOH(s), y hemos vertido rápidamente en el calorímetro. A continuación hemos agitado hasta que todo el hidróxido se ha disuelto, y hemos anotado la máxima temperatura alcanzada T₂.

- MEDIDA DEL CALOR DE LA REACCIÓN NaOH(s) + HCl(aq)

Hemos repetido el proceso anterior, pero en lugar de agua destilada hemos utilizado ahora 200 cm³ de una disolución de HCl 0,25 M. T₃ y T₄

- MEDIDA DEL CALOR DE LA REACCIÓN NaOH(aq) + HCl(aq)

Hemos medido 100 cm³ de una disolución de HCl 0,5 M y la hemos colocado en el calorímetro. A continuación hemos medido 100 cm³ de una solución de NaOH 0,5 M y la hemos colocado en un vaso de precipitados. Hemos dejado que ambas disoluciones alcancen la temperatura ambiente, y hemos medido su temperatura T₅. Hemos agregado entonces la solución de NaOH al calorímetro, hemos agitado y anotado la temperatura máxima que se alcanza T₆.

CALCULOS

1. CALCULO DE H₁

$$Q_1 = m_1 \cdot c_1 \cdot (T_2 - T_1) = 202 \text{ gr} \cdot 1 \text{ cal/gr} \cdot \text{cm}^3 \cdot (22,5^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) = 505 \text{ cal}$$

H₁ = Entalpia por mol de NaOH(s)

$$H_1 = - 505 \cdot 10^{-3} \text{ Kcal/2 gr NaOH(s)} \times 40 \text{ gr NaOH(s)/1mol NaOH(s)} = -10'1 \text{ Kcal/mol}$$

2. CALCULO DE H₂

$$Q_2 = m_2 \cdot c_2 \cdot (T_4 - T_3) = 202 \text{ gr} \cdot 1 \text{ cal/gr} \cdot \text{cm}^3 \cdot (25^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) = 1010 \text{ cal}$$

H₂ = Entalpia por mol de NaOH(s)

$$H_2 = - 1010 \cdot 10^{-3} \text{ Kcal/2 gr NaOH(s)} \times 40 \text{ gr NaOH(s)/1mol NaOH(s)} = -20'2 \text{ Kcal/mol}$$

3. CALCULO DE H₃

$$Q_3 = m_3 \cdot c_3 \cdot (T_6 - T_5) = 202 \text{ gr} \cdot 1 \text{ cal/gr} \cdot \text{cm}^3 \cdot (23^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) = 600 \text{ cal}$$

H₃ = Entalpia por mol de NaOH(s)

$$H_3 = - 600 \cdot 10^{-3} \text{ Kcal/2 gr NaOH(s)} \times 40 \text{ gr NaOH(s)/1mol NaOH(s)} = -12 \text{ Kcal/mol}$$

4. COMPROBACIÓN DE LA LEY DE HESS

$$H_2 = H_1 + H_3$$

$$H_2 = (-10'1) + (-12) = -22'1 \text{ Kcal/mol} \approx -20 \text{ Kcal/mol}$$

PREGUNTAS

- ¿Cómo son las entalpías obtenidas, positivas o negativas? ¿Por qué?

Negativas, ya que en la reacción se desprende calor.

- ¿Qué fuentes de error más importantes han intervenido en la determinación de estos calores de reacción?

Los errores se pueden dar en las medidas ya que el deberse de medidas experimentales siempre se da cierto error.

También se debe al hecho de suponer que es agua sólo. Al hacer los cálculos le damos a c el valor de 1 cal/g.°C, pero en realidad es una disolución, luego varía un poco su calor específico.

- La operación de pasar el NaOH y verterlo en el calorímetro se pide que se haga rápidamente, ¿por qué?

Porque el NaOH(s) absorbe agua por lo que al hacer los cálculos llevaríamos cierto error, ya que a parte de pesar el NaOH pesáramos también el agua absorbida.

- Demuestra que se puede calcular H_2 como suma de $H_1 + H_3$.

$$H_2 = (-10'1) + (-12) = -22'1 \text{ Kcal/mol} \approx -20 \text{ Kcal/mol}$$