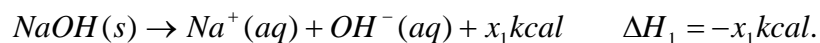


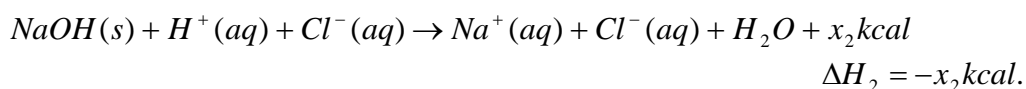
COMPROBACIÓN DE LA LEY DE HESS.-

En esta experiencia se determina y comparará la cantidad de energía térmica liberada en tres reacciones químicas exotérmicas.

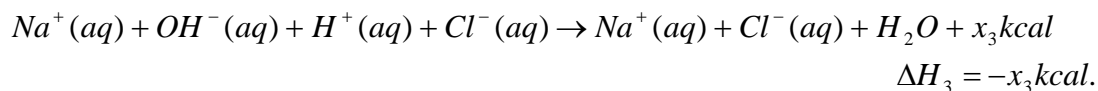
Reacción 1.- El hidróxido sódico se disuelve en agua para formar una solución acuosa de iones sodio e hidróxido.



Reacción 2.- El hidróxido sódico sólido reacciona con una solución acuosa de cloruro de hidrógeno para formar agua y una solución acuosa de cloruro de sodio.



Reacción 3.- Una solución acuosa de hidróxido sódico reacciona con una solución acuosa de cloruro de hidrógeno para formar agua y una solución acuosa de cloruro sódico.



REACTIVOS

NaOH (s), HCl 0,25M y 0,5M, NaOH 0,5M

MATERIAL

Balanza, espátula, vidrio de reloj, calorímetro, agitador, termómetro, vaso de precipitados, probeta y bureta.



PROCEDIMIENTO

1° Se calcula el equivalente calorífico del calorímetro en agua.

Reacción 1.-

- a.- Se miden 200 ± 1 ml de agua en una probeta y póngase en el vaso calorimétrico.
b.- En un vidrio de reloj se pesan 2 g de NaOH (s) y anótese su masa, con una precisión de 0,01 g. Ya que el hidróxido sódico coge humedad del aire, es necesario pesarlo y seguir con el próximo apartado rápidamente.
c.- Cuando se esté preparado para añadir al agua del calorímetro, la cantidad pesada de hidróxido sódico, anótese la temperatura inicial del agua del calorímetro con una precisión de $0,1^\circ\text{C}$, póngase las lentejas de hidróxido sódico en el agua y agítase la solución suavemente hasta que todo el sólido se haya disuelto. Anótese la temperatura más alta alcanzada durante la reacción. Térese la solución y enjuáguese a fondo el vaso y el termómetro.

Cálculos :

$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T$$

$$m = m_D + eq_c ; c_e = 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$\Delta H = -Q$$

Reacción 2.-

d.- El procedimiento para esta reacción es el mismo que el de la reacción 1 excepto que se usan 200 ± 1 ml de ácido clorhídrico 0,25 M en vez de agua.

Después de medir los 200 ± 1 ml de HCl con la bureta y ponerlos en el vaso del calorímetro, continúese con los pasos b y c del procedimiento.

Térese la solución y enjuáguese bien el material antes de continuar.

Reacción 3.-

e.- Medir 100 ± 1 ml de ácido clorhídrico 0,5 M y ponerlos en el vaso calorimétrico.

f.- Póngase un volumen igual de solución 0,5 M de hidróxido sódico en un vaso de precipitados limpio.

g.- Anotamos la temperatura de esas soluciones con una precisión de $0,1^\circ\text{C}$. Úsese el mismo termómetro para las dos soluciones, pero asegurarse de enjuagarlo bien antes de pasarlo de una a otra solución.

$$t_m = \frac{t_1 + t_2}{2}$$

h.- Viértase la solución de hidróxido sódico en la de ácido clorhídrico que está en el calorímetro y agítase suavemente la mezcla. Anótese la temperatura más alta alcanzada durante la reacción. Térese la solución resultante.

Realiza los cálculos y completa la siguiente tabla.

Reacción	ΔH	Energía calorífica liberada	Moles de NaOH usados	Energía liberada por mol de NaOH
1				
2				
3				

CUESTIONES.-

1. Dibuja un calorímetro y descríbelo.
2. Define los siguientes conceptos : calor de disolución, calor de dilución, calor de formación, calor de reacción y calor de combustión.
3. ¿Por qué el calor que se libera en las tres reacciones que se estudian en esta práctica coincide con las variaciones de entalpia?.
4. ¿Qué relación ha de existir entre los calores de reacción liberados en las tres reacciones estudiadas?. Razona la respuesta.
5. Desde el punto de vista del calor intercambiado ¿cómo se clasifican las reacciones?.