

Cálculo da entalpía da disolución de NaOH

-Obxetivos-

-O obxectivo desta práctica é calcular a entalpía da disolución de NaOH utilizando un calorímetro e usando a ecuación da calor e aplicando a teoría dos cambios enerxéticos nunha reacción.

-Introducción-

Cambios enerxéticos nunha reacción:

-Nunha reacción química sempre hai unha reordenación dos átomos dos reactivos para producir os produtos, é dicir, hai unha ruptura de enlaces e unha formación de outros novos. Como o contido enerxético destes enlaces non é mesmo, a reacción química virá acompañada por un destendemento ou por unha absorción de enerxía, normalmente en forma de calor.



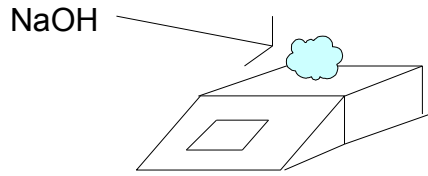
-Se a reacción se produce a presión constante, a calor represéntase cunha p , que coincide co que se chama "entalpía da reacción". A entalpía vai ser negativa cando falemos de reacción exotérmica e será positiva cando falemos de reacción endotérmica.

-Para calcular a entalpía da reacción imos utilizar a ecuación:

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

Sendo m as masas que interveñen na reacción, C_e a calor específica da auga e Δt a variación de temperatura na reacción.

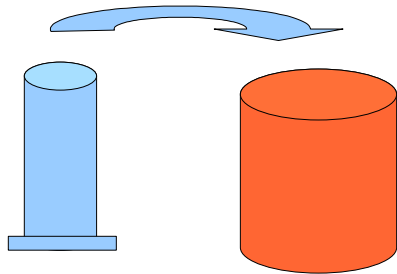
-Deseño do experimento-



Balanza dixital

1º- Pesamos 4 g. de hidróxido de sodio na balanza electrónica.

NaOH

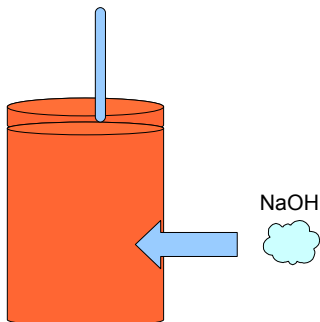
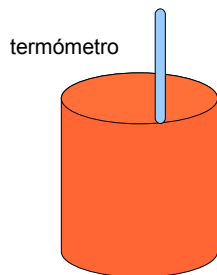


Probeta
con
100 ml de H₂O

Calorímetro

2º- Medimos 100 ml de auga nunha probeta e botámola no calorímetro.

3º-Miramos a temperatura á que está a auga utilizando un termómetro e anotámola.



4º- Botamos a sosa dentro do calorímetro coa auga tapámolo rápidamente coa tapa, que ten metido un termómetro.

5º- Axitamos o calorímetro con coidado e imos mirando como aumenta a temperatura. Cando xa non aumenta mais xa se pode retirar a tapa, anótase a temperatura e con iso xa se poden facer os cálculos.

-Táboa de valores-

| | |
|------------------------------------|-----------------|
| Masa de hidróxido sódico | 4 g. |
| Volumen da auga | 100 ml. |
| Temperatura da auga | 16° C. |
| Temperatura final no calorímetro | 25° C. |
| Variación de temperatura | 9° C. |
| Calor específica da Placa de Petri | 150 calorías |
| Entalpía da reacción para 0,1 mol | - 936,32 cal |
| Entalpía da reacción para 1 mol | - 40434 J / mol |

-Cálculos-

$$M = 4 + 23,2 + 100 = 127,2 \text{ g.}$$

· Cálculos sen a calor específica da placa de petri:

-Para 0,1 mol:

$$Q = 127,2 * 1 * (25 - 16)$$

$$Q = 127,2 \text{ cal}$$

-Para 1 mol :

$$\Delta H = - 11448 \text{ cal}$$

$$\Delta H = - 11448 \text{ cal} * 4,18 \text{ J / cal}$$

$$\Delta H = - 47852,64 \text{ J / mol}$$

· Cálculos coa calor específica coa placa de petri:

-Para 0,1 mol :

$$Q = 104 * 1 * (25 - 16) + 23,2 * 0,15 * (25 - 16)$$

$$Q = 967,32 \text{ cal}$$

-Para 1 mol :

$$\Delta H = - 9673,2 \text{ cal}$$

$$\Delta H = - 9673,2 \text{ cal} * 4,18 \text{ J / cal}$$

$$\Delta H = - 40434 \text{ J / mol}$$

-Resultado final-

-A entalpía da reacción da disolución de hidróxido sódico, comunmente chamado sosa é de:

- 40434 J / mol.

-Observacións-

-Realmente, a calor de disolución do hidróxido sódico é $-43,1 \text{ KJ / mol}$. Pero nestra práctica danos menos porque non temos en conta que o calorímetro tamén absorbe calor.

-Nesta práctica tivemos que utilizar a calor específica da placa de petri porque ao tardar un pouco en botar a sosa no calorímetro, como esta absorbe humidade, non se despegaba da placa e houbo que botala tamén dentro do calorímetro.