

Entalpia d'una reacció endotèrmica

Material per al professorat

Orientacions didàctiques

Temporització

- 45 minuts per a l'experimentació.
- 1/2 hora per a respondre el qüestionari.

Alumnes als quals s'adreça l'experiència

Alumnes de batxillerat.

Orientacions metodològiques

- És important que l'alumnat diferenciï el que és el sistema reaccionant i el que és l'entorn. L'entorn en aquesta reacció és l'aigua de la dissolució d'àcid clorhídric i el calorímetre.
- En el primer mètode, es considera que l'entorn és només l'aigua de la dissolució, i a més s'aproxima el volum de dissolució de 50 mL a una massa de 50 g d'aigua.
- En el segon mètode, l'entorn inclou, a més, el calorímetre, el sensor, la bossa i els reactius. Després de produir-se la reacció, i de cedir l'entorn l'energia al sistema reaccionant, per tornar a la temperatura inicial, caldrà transferir la mateixa quantitat d'energia que l'entorn havia cedit.

Orientacions tècniques

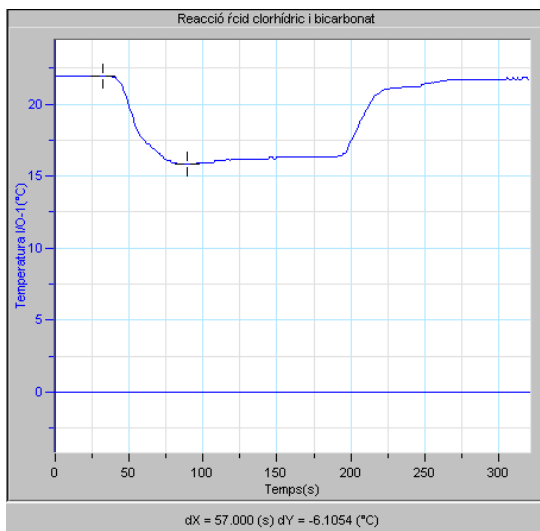
- El sensor de temperatura ve calibrat de fàbrica, no cal tornar-lo a calibrar per a aquesta experiència. En cas necessari, en el manual del programa trobareu la forma de calibrar-lo.
- La dissolució d'àcid clorhídric 2 molar es pot preparar de la manera següent: 171,2 mL de la dissolució d'àcid comercial (35%; $d = 1,185 \text{ g/cm}^3$) i aigua fins a un volum d'1L.
- És important controlar la reacció, i que no es produeixi molta efervescència, per això es proposa posar l'hidrogencarbonat dins d'una bossa d'infusió que permet controlar l'efervescència.
- No és fàcil posar la quantitat exacta d'aigua calenta que iguali la temperatura inicial d'abans de produir-se la reacció. És possible que s'hagi de repetir la reacció més d'una vegada per trobar-la. S'ha de fer a poc a poc, afegint poca quantitat d'aigua, i parar una mica abans que s'arribi a la temperatura inicial.

La quantitat d'aigua calenta que s'ha de posar a l'erlenmeyer ha de ser relativament gran, de manera que l'erlenmeyer quedi bastant ple, així, donat que l'aigua té una capacitat calorífica elevada, la temperatura de l'aigua calenta variarà poc mentre s'està afegint a la dissolució.

Conclusions

Resultats esperats

El gràfic representa la temperatura en funció del temps per a la reacció de 50 mL d'àcid clorhídric 2 M amb 4,55 g d'hidrogenocarbonat de sodi i, posteriorment, l'addició d'aigua calenta fins a obtenir la temperatura inicial de la dissolució d'àcid clorhídric.



Quantitat d'hidrogenocarbonat de sodi:
 $n = 0,054 \text{ mol}$

Temperatura inicial de la dissolució d'àcid clorhídric: $T_0 = 21,94 \text{ °C}$

Temperatura final després de la reacció:
 $T = 15,83 \text{ °C}$

Massa d'aigua calenta afegida, $m' = 8,07 \text{ g}$,
 a la temperatura de $T_0' = 65,5 \text{ °C}$

Temperatura final del conjunt:
 $T = 21,80 \text{ °C}$, pràcticament igual a la temperatura inicial.

Càlcul de l'entalpia de la reacció pel primer mètode:

Es calcula a partir del descens de la temperatura de la dissolució:

La massa de dissolució és d'uns 50 g (0,05 kg). Es considera només l'aigua.

El descens de temperatura és de 21,94°C a 15,83°C; $\Delta T = 6,1 \text{ °C}$

La calor transferida per l'entorn és:

$$Q = m c_e \Delta T = 0,05 \times 4,18 \times 10^3 \times 6,1 = 1.274,9 \text{ J}$$

$$\Delta H = Q / n = 1.274,9 / 0,054 = 23,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

L'error absolut que s'ha comès:

$$\varepsilon_a = 32,3 - 23,6 = 8,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

L'error relatiu és:

$$\varepsilon_r = (8,7 / 32,3) \times 100 = 27 \%$$

Càlcul de l'entalpia de la reacció pel segon mètode:

La calor cedida per l'aigua calenta és:

$$Q = m' c_e (T_0' - T) = 8,07 \times 10^{-3} \times 4,18 \times 10^3 \times (65,5 - 21,73) = 1.476,5 \text{ J}$$

L'entalpia de la reacció és:

$$\Delta H = Q / n = 1.476,5 / 0,054 = 27,3 \text{ kJ mol}^{-1},$$

valor bastant proper a l'esperat de 32,3 kJ.mol⁻¹

L'error relatiu és igual a: $\varepsilon_r = \varepsilon_a / \Delta H$

$$\varepsilon_a = 32,3 - 27,3 = 5,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\varepsilon_r = (5,0 / 32,3) \times 100 = 15 \%$$

El resultat obtingut pel primer procediment és més erroni que l'obtingut pel segon.

Respostes al qüestionari

2. El càlcul de l'entalpia pel segon mètode té un error relatiu menor, ja que es té en compte l'energia cedida pel calorímetre. En el primer mètode només es considera l'aigua com a entorn, sense considerar la influència del calorímetre.
3. El diagrama entàlpic que correspon a aquesta reacció és el d'una reacció endotèrmica: l'entalpia dels productes és més gran que la dels reactius. L'entalpia augmenta, raó per la qual es transfereix energia des de l'entorn al sistema.
4. Si la reacció es realitza amb un altre àcid, la reacció també seria endotèrmica, donat que la reacció que es produeix és la següent.



Els anions, en cada reacció, romanen inalterats en les dissolucions durant la reacció.

5. Si la reacció és espontània, $\Delta G < 0$.
El signe de ΔS és pot deduir a partir de l'equació:
 $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$
En ser endotèrmica la reacció, $\Delta H > 0$; per tant, $T \Delta S > 0$
Com que T és positiva; $\Delta S > 0$
6. Per minimitzar les fonts d'error:
En el primer mètode:
 - Considerar la capacitat calorífica del recipient i del sensor de temperatura (calorímetre).
 - Controlar l'efervescència de manera que no es produeixin pèrdues de líquid.

En el segon mètode:

- Una vegada que s'ha mesurat la temperatura de l'aigua calenta cal afegir l'aigua de seguida i mirar que el procés no duri gaire. En cas contrari la temperatura de l'aigua serà inferior a l'anotada. Cal afegir l'aigua calenta de seguida que se n'ha mesurat la temperatura inicial. Si es triga massa temps a afegir-la, la temperatura serà més baixa que l'anotada inicialment.
- Controlar igualment l'efervescència.