

QUÍMICA BATXILLERAT	ACTIVITATS
Determinació de l'entalpia de dissolució	
Alumne/a: Marc Guirao Pascual	
Grup: 2n BATX Data: 27/10/2015	

Objectiu

Determinar la variació d'entalpia del procés de dissolució de diferents compostos iònics mitjançant la utilització d'un simulador.

Fonament teòric

Quan es dissol un solut en un dissolvent es produeix un intercanvi d'energia que es manifesta en un augment o disminució de la temperatura del sistema.

L'energia absorbida o alliberada (a pressió constant) quan es dissol completament un mol de solut per formar una dissolució 1 M, s'anomena entalpia o calor de dissolució ($\Delta H_{\text{dissolució}}$). Es mesura en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Per exemple, l'equació del procés de dissolució en aigua del $\text{NaCl}_{(s)}$ és:



Es tracta d'un procés endotèrmic amb una $\Delta H_{\text{dissolució}} = + 4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

L'entalpia de dissolució es pot obtenir teòricament a partir de les entalpies d'hidratació dels ions i de l'energia reticular del compost iònic, aplicant la llei de Hess.

També es pot determinar de manera experimental, mesurant la variació de temperatura de la dissolució durant el procés. Suposant que el calorímetre està perfectament aïllat i per tant no hi ha pèrdues d'energia, podem utilitzar l'expressió següent per calcular la quantitat de calor intercanviada durant el procés de dissolució:

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

On m és la massa de la dissolució (kg), C_e és la calor específica de la dissolució (podem suposar que coincideix amb la de l'aigua líquida, $C_e = 4,18 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) i ΔT la variació de temperatura (K).

L'entalpia de dissolució es calcula amb l'expressió

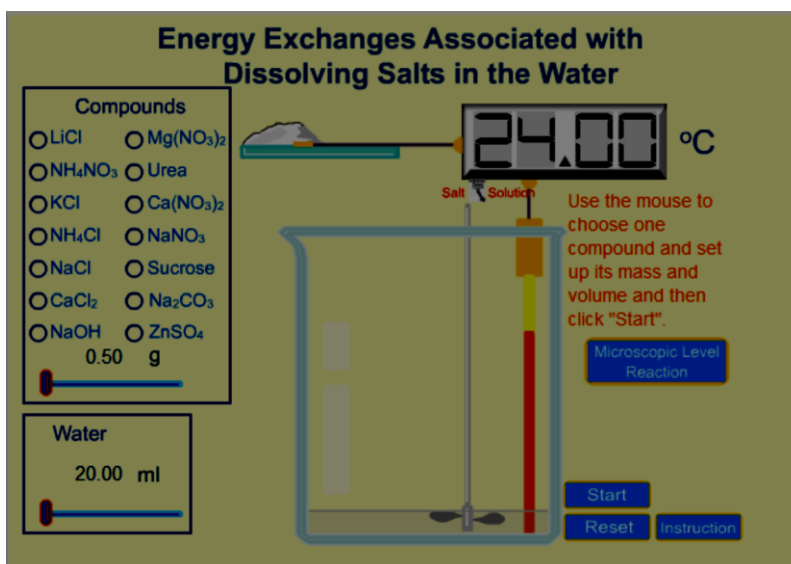
$$\Delta H_{\text{dissolució}} = \frac{Q}{\text{mols compost iònic}}$$

Procediment

Per realitzar la determinació de les entalpies de dissolució utilitzarem el simulador disponible a l'enllaç:

http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/ThermoChem/heat_soln.zip

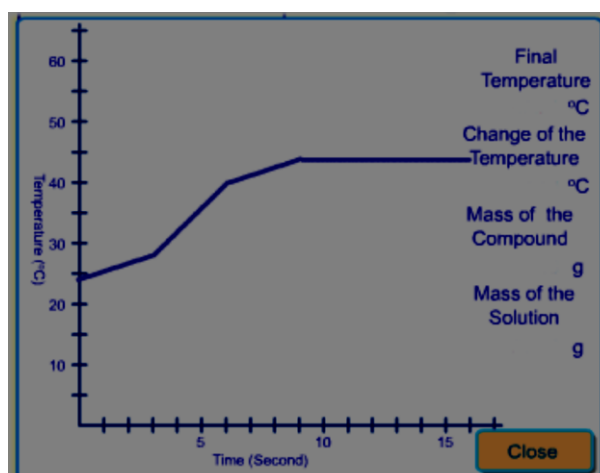
Una vegada descarregat el fitxer zip cal descomprimir-lo i fer clic en el fitxer heat_soln.html.



Tal i com es pot veure a la figura, el simulador permet triar entre diferents compostos, escollir la massa de compost a dissoldre i el volum d'aigua utilitzat.

Abans de realitzar cada assaig caldrà calcular la massa de compost i el volum d'aigua necessaris per obtenir una dissolució de concentració 1 M. Una vegada escollides les quantitats de solut i dissolvent es pot iniciar l'experiment (botó *Start*).

El simulador genera un gràfic temperatura – temps del procés, amb la temperatura final assolida, la variació de temperatura, la massa de compost dissolta i la massa total de dissolució.



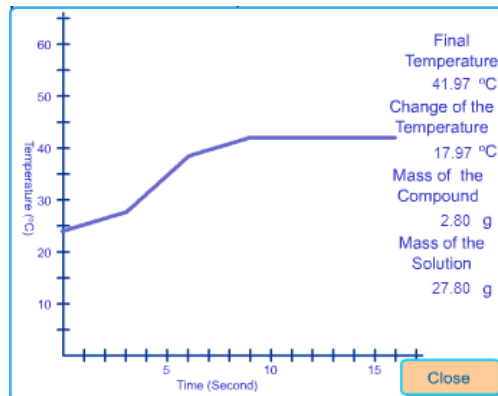
Activitat 1: Entalpia de dissolució del CaCl_2

1. **Calcula la massa de clorur de calci que s'ha de dissoldre en 25 mL d'aigua per obtenir una dissolució 1,0 M (utilitza factors de conversió). Dades masses atòmiques: Ca = 40,0 ; Cl = 35,5**

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow 1 \text{ M} = \frac{n}{0.025 \text{ L}} \rightarrow n = 1 \cdot 0,025 = 0,025 \text{ mol CaCl}_2$$

$$0,025 \text{ mol} \cdot \frac{111 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,775 \text{ g CaCl}_2$$

2. **Obre el simulador, selecciona el compost (CaCl_2), la massa necessària de solut i el volum d'aigua (25 mL). Anota la temperatura inicial i fes clic en el botó *Start*.**
3. **Una vegada s'arribi a la temperatura final, anota el seu valor, captura la imatge del gràfic temperatura vs temps corresponent al procés i insereix-la a continuació.**



4. **Completa les dades de la taula adjunta i calcula l'entalpia de dissolució del CaCl_2**

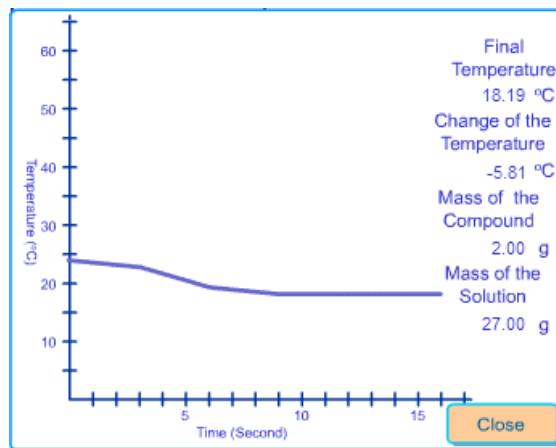
Massa de solut = 0,002775 kg
Massa de dissolució = 0,0278 kg
$T_{\text{inicial}} = 24 \text{ }^\circ\text{C}$
$T_{\text{final}} = 41.97 \text{ }^\circ\text{C}$
$\Delta T = 17.97 \text{ }^\circ\text{C}$
$Q \text{ (kJ)} = m C_e \Delta T = 0,0278 \cdot 4,18 \cdot 17,97 = 2,08 \text{ KJ}$
Mols de solut (mol) = 0,25 mol CaCl_2
$\Delta H_{\text{dissolució}} \text{ (kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -Q/\text{mols de solut}$
$\Delta H = \frac{-2,08 \text{ KJ}}{0,025} = -83,2 \text{ KJ/mol}$

Activitat 2: Entalpia de dissolució del NH_4NO_3

1. Calcula la massa de nitrat d'amoni que s'ha de dissoldre en 25 mL d'aigua per obtenir una dissolució 1,0 M (utilitza factors de conversió).
Dades masses atòmiques: N = 14,0 ; H = 1,0; O = 16,0

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 1 \cdot 0,025 = 0,025 \text{ mol } NH_4NO_3$$
$$0,025 \text{ mol} \cdot \frac{80 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2 \text{ g } NH_4NO_3$$

2. Obre el simulador, selecciona el compost (NH_4NO_3), la massa necessària de solut i el volum d'aigua (25 mL). Anota la temperatura inicial i fes clic en el botó *Start*.
3. Una vegada s'arribi a la temperatura final, anota el seu valor, captura la imatge del gràfic temperatura vs temps corresponent al procés i insereix-la a continuació.



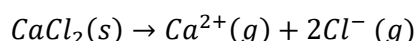
4. Completa les dades de la taula adjunta i calcula l'entalpia de dissolució del NH_4NO_3 .

Massa de solut = 0,002 kg
Massa de dissolució = 0,027 kg
$T_{\text{inicial}} = 24 \text{ °C}$
$T_{\text{final}} = 18,19 \text{ °C}$
$\Delta T = -5,81 \text{ °C}$
$Q \text{ (kJ)} = m C_e \Delta T = 0,027 \cdot 4,18 \cdot (-5,81) = -0,66 \text{ kJ}$
Mols de solut (mol) = 0,025 mol
$\Delta H_{\text{dissolució}} \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = Q/\text{mols de solut}$
$\Delta H = \frac{-0,66 \text{ kJ}}{0,025 \text{ mol}} = -26,4 \text{ kJ/mol}$

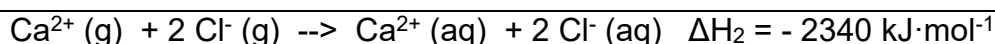
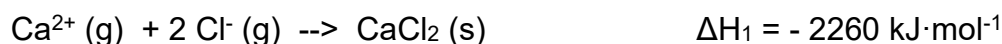
Qüestionari

1. Raona a partir de les dades obtingudes si el procés de dissolució del clorur de calci en aigua és un procés endotèrmic o exotèrmic? I el procés de dissolució del nitrat d'amoni? Després de fer el càlcul de l'entalpia de el CaCl_2 ens dona un resultat positiu que vol dir que la reacció necessita energia per dur-se a terme, pel que la classifiquem com a una reacció endotèrmica. El segon cas per exemple, el resultat de l'entalpia és negatiu, la reacció allibera energia, pel que ens trobem davant una reacció exotèrmica.

2. Escribeu les equacions dels dos processos de dissolució estudiats.



3. Calcula el valor teòric de l'entalpia de dissolució del CaCl_2 a partir de les variacions d'entalpia dels dos processos següents i aplicant la llei de Hess. Quins noms reben les variacions d'entalpia ΔH_1 i ΔH_2 ?



La primera entalpia s'anomena entalpia reticular i la segona entalpia d'hidratació d'ions.

4. Compara el valor d'entalpia de dissolució calculat (teòric) en la pregunta anterior amb el valor que has obtingut amb ajuda del simulador. Si calculem l'entalpia de la dissolució amb l'ajuda del simulador obtenim un valor de -83,2 KJ/mol, i si ho fem teòricament ens surt un resultat que ronda els -80 KJ/mol, pel que es pot dir que és bastant exacte.