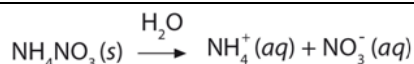


Données expérimentales

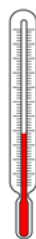
| #Exp. | $m_{\text{H}_2\text{O}}$ (g) | T_{initiale} (°C) | $m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}$ (g) | T_{finale} (°C) |
|-------|------------------------------|----------------------------|----------------------------------|--------------------------|
| 1 | 99,52 | 19,6 | 2,50 | 17,7 |
| 2 | 100,32 | 19,4 | 2,71 | 17,4 |
| 3 | 100,15 | 19,7 | 2,79 | 17,6 |
| 4 | 99,16 | 19,8 | 2,66 | 17,8 |
| 5 | 99,04 | 19,7 | 2,53 | 17,8 |



Température initiale : $T_1 = 19,6\text{ °C}$ -----

Température finale : $T_2 = 17,7\text{ °C}$ -----

Différence de température : $\Delta T = T_2 - T_1 = -1,9\text{ °C}$



Lors de la dissolution du $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ dans l'eau, nous avons observé un abaissement de la température du milieu réactionnel. La différence de température observée, notée ΔT , est de $-1,9\text{ °C}$.

Pour se dissoudre, le $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ a capté une certaine quantité de chaleur ($Q_{\text{Dissolution}}$). Considérant notre système « isolé », la quantité de chaleur captée par la dissolution du $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ provient de la chaleur perdue par l'eau contenue dans le calorimètre et par les parois du calorimètre lui-même.

$$\left| \frac{Q_{\text{dissolution}} \text{ (J)}}{> 0} \right| = \left| \frac{Q_{\text{eau}}}{< 0} \right| + \left| \frac{Q_{\text{calorimètre}}}{< 0} \right|$$

La quantité de chaleur perdue par l'eau est égale à la masse d'eau contenue dans le calorimètre multipliée par la chaleur spécifique de l'eau liquide et par la différence de température observée au cours de l'expérience.

La quantité de chaleur perdue par le calorimètre est égale à la capacité calorifique du calorimètre multipliée par la différence de température observée au cours de l'expérience.

$$\left| \frac{Q_{\text{dissolution}} \text{ (J)}}{> 0} \right| = \left| \frac{m_{\text{eau}} \cdot c_{s(\text{eau})} \cdot (T_2 - T_1)}{> 0 \quad < 0} \right| + \left| \frac{C_{\text{calorimètre}} \cdot (T_2 - T_1)}{> 0 \quad < 0} \right|$$

Chaleur spécifique de l'eau liquide : $c_{s(\text{eau})} = 4,18\text{ JK}^{-1}\text{g}^{-1}$

Capacité calorifique du calorimètre : $C_{\text{calorimètre}} = 12,0 \pm 0,1\text{ JK}^{-1}$

La chaleur spécifique de l'eau liquide est connue et nous avons déterminé la capacité calorifique de notre calorimètre lors d'une expérience précédente.

Nous pouvons calculer la quantité de chaleur absorbée lors de la dissolution dans l'eau du $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ pour chaque expérience. Connaissant la masse et donc le nombre de moles de NH_4NO_3 dissous, nous en déduisons la valeur de la quantité de chaleur absorbée par mole de $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$.

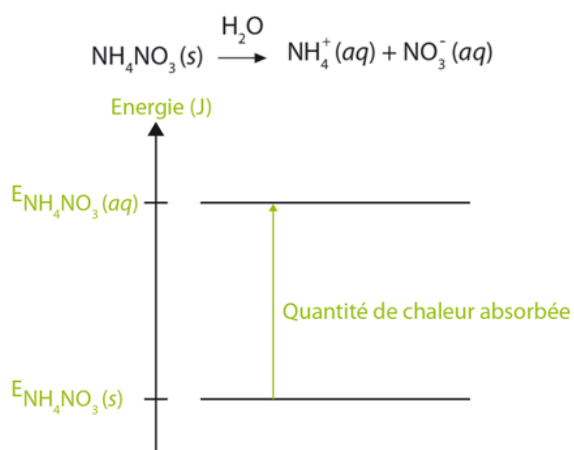
$$\begin{aligned} \text{Exp 1 : } Q_{\text{Dissolution NH}_4\text{NO}_3} &= \left| 99,52 \cdot 4,18 \cdot (-1,9) + 12,0 \cdot (-1,9) \right| \\ \Rightarrow Q_{\text{Dissolution NH}_4\text{NO}_3} &= \left| -813,2 \right| \text{ J} \\ \Rightarrow Q_{\text{molaire de dissolution NH}_4\text{NO}_3} &= \frac{813,2}{3,12 \cdot 10^{-2}} = 26,0\text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Grâce aux données expérimentales des autres expériences, nous pouvons calculer la valeur moyenne de la quantité de chaleur absorbée par la dissolution d'une mole de $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ dans l'eau.

Quantité de chaleur absorbée lors de la dissolution de $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ dans l'eau :

| #Exp. | $m_{\text{H}_2\text{O}}(\text{g})$ | $T_1(^\circ\text{C})$ | $m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}(\text{g})$ | $T_2(^\circ\text{C})$ | $Q_{\text{dissolution NH}_4\text{NO}_3}(\text{J})$ | $n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}(\text{mol})$ | $Q_{\text{molaire de dissolution NH}_4\text{NO}_3}(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$ |
|-------|------------------------------------|-----------------------|--|-----------------------|--|--|--|
| 1 | 99,52 | 19,6 | 2,50 | 17,7 | 813 | $3,12 \cdot 10^{-2}$ | 26,0 |
| 2 | 100,32 | 19,4 | 2,71 | 17,4 | 863 | $3,38 \cdot 10^{-2}$ | 25,5 |
| 3 | 100,15 | 19,7 | 2,79 | 17,6 | 904 | $3,48 \cdot 10^{-2}$ | 25,9 |
| 4 | 99,16 | 19,8 | 2,66 | 17,8 | 853 | $3,32 \cdot 10^{-2}$ | 25,7 |
| 5 | 99,04 | 19,7 | 2,53 | 17,8 | 809 | $3,16 \cdot 10^{-2}$ | 25,6 |

⇒ $Q_{\text{molaire de dissolution NH}_4\text{NO}_3} = 25,7 \pm 0,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

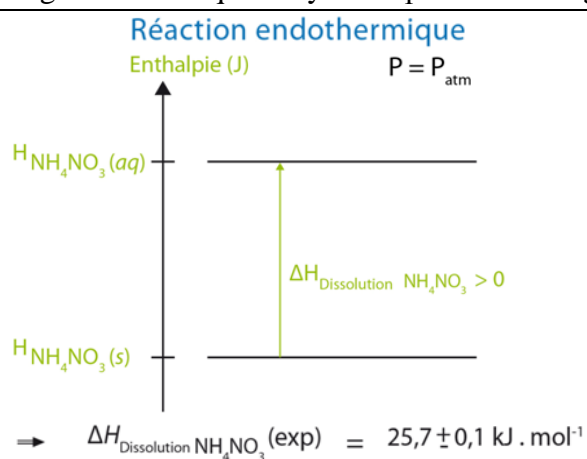


Dans le cas présent, l'eau et le calorimètre ont perdu une certaine quantité de chaleur qui a été transférée au $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ pour qu'il puisse se dissoudre. L'énergie du NH_4NO_3 dissous est donc plus élevée que l'énergie du NH_4NO_3 solide.

Pour suivre les variations d'énergie accompagnant les réactions chimiques, on utilise une grandeur appelée « enthalpie », symbolisée par la lettre H.

La variation d'enthalpie d'un système (ΔH) est égale à la quantité de chaleur absorbée ou dégagée à pression constante ($= Q_p$).

On peut se représenter l'enthalpie comme une mesure de l'énergie du système transférable sous forme de chaleur. Si nous transférons de l'énergie à un système à pression constante, son enthalpie augmente. Lorsque le système perd de l'énergie sous forme de chaleur, son enthalpie diminue.



Notre réaction s'est produite à la pression atmosphérique. Nous pouvons donc assimiler la chaleur transférée à la variation d'enthalpie du système.

Dans le cas de la dissolution du $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$, l'enthalpie du NH_4NO_3 dissous est plus élevée que l'enthalpie du NH_4NO_3 solide. La variation d'enthalpie est donc positive. Il s'agit d'une réaction de dissolution dite « endothermique ». L'enthalpie molaire de dissolution du $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ vaut $25,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Quand nous avons ajouté de l'eau dans un bécher contenant du $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ placé sur un couvercle mouillé, la dissolution endothermique du $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ a provoqué le refroidissement de l'eau située entre le couvercle et le bécher. La glace formée a soudé le bécher avec le couvercle. En soulevant le bécher, on soulevait donc également le couvercle.