

La chaleur molaire de dissolution

But : Trouver la chaleur molaire de dissolution de deux substances différentes.

Connaissances, techniques et variables :

$Q = mc \Delta T$ et $Q_1 = -Q_2$ où Q = chaleur (J), m = masse (g)

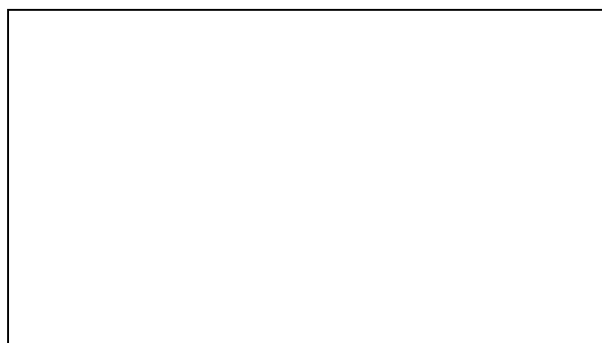
c = chaleur massique (4,19 J/g °C pour l'eau), ΔT = variation de température (°C)

Masse molaire : NaOH = 40g/mol, KNO₃ = 101 g/mol

Matériel :

- 2 g de NaOH
- 4 g de KNO₃
- Eau (1 flacon laveur)
- 1 thermomètre
- 1 cylindre gradué de 100 ml
- 2 nacelles
- 2 spatules
- 1 balance électronique
- 1 calorimètre

Schéma du montage :



Manipulations :

1. Mesurer 100 ml d'eau à l'aide du cylindre gradué de 100 ml.
2. Verser les 100 ml d'eau dans le calorimètre.
3. Insérer le thermomètre dans le calorimètre
4. Mesurer la température de l'eau à l'aide du thermomètre.
5. Déposer la nacelle sur la balance électronique.
6. Ajuster la balance à zéro.
7. Transférer dans la nacelle, environ 2 g de NaOH à l'aide de la spatule.
8. Noter la masse de NaOH sur la balance.
9. Verser le NaOH dans le calorimètre.
10. Agiter l'eau dans le calorimètre pour assurer une bonne dissolution.
11. Mesurer la température de l'eau pendant 3 minutes à l'aide du thermomètre.
12. Noter la température de l'eau la plus élevée.
13. Vider et rincer le calorimètre.
14. Recommencer les étapes 1 à 13 pour le KNO₃, en utilisant 4 g cette fois.

Tableau des résultats :**Propriétés des solutés lors de la dissolution**

	NaOH	KNO ₃	Incertitude absolue
Masse du soluté (g)	2,03	4,16	+/- 0,01
Volume d'eau (ml)	100	100	+/- 0,5
Température initiale (°C)	21	22	+/- 0,5
Température finale (°C)	24	18	+/- 0,5

Calculs :NaOHChaleur impliquée

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\Delta T = 24 - 21 = 3 \text{ °C}$$

$$Q = mc \Delta T$$

$$Q = 100 \times 4,19 \times 3$$

$$Q = 1257 \text{ J}$$

$$Q_1 = -Q_2$$

$$-1257 \text{ J pour le NaOH}$$

Chaleur molaire

$$\frac{-1257 \text{ J}}{2,03 \text{ g}} \quad \frac{X \text{ J}}{40 \text{ g/mol}}$$

$$X = -24768,5 \text{ J/mol}$$

Chaleur molaire de -24,8 kJ/mol

KNO₃Chaleur impliquée

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\Delta T = 18 - 22 = -4 \text{ °C}$$

$$Q = mc \Delta T$$

$$Q = 100 \times 4,19 \times -4$$

$$Q = -1676 \text{ J}$$

$$Q_1 = -Q_2$$

$$1676 \text{ J pour le KNO}_3$$

Chaleur molaire

$$\frac{1676 \text{ J}}{4,16 \text{ g}} \quad \frac{X \text{ J}}{101 \text{ g/mol}}$$

$$X = 40691,3 \text{ J/mol}$$

Chaleur molaire de 40,7 kJ/mol

Analyse des résultats :

Au cours de ce laboratoire, nous avons mesuré par calorimétrie, la chaleur dégagée lors de la dissolution de 2,03 g de NaOH soit -1257 J. Ceci nous a permis de calculer expérimentalement une chaleur molaire de dissolution de -24,8 kJ/mol de NaOH. La valeur théorique reconnue est de -44,6 kJ/mol.

Nous avons également mesuré la chaleur absorbée par 4,16 g de KNO₃ soit 1676 J. Nous avons obtenus une chaleur molaire de dissolution de 40,7 kJ/mol de KNO₃. La valeur théorique reconnue est de 34,9 kJ/mol.

Nos écarts avec la valeur théorique peuvent s'expliquer par les causes suivantes.

Causes d'erreur :

- Incertitude de +/- 0,01 g sur la balance à la pesée des différents solutés.
- Incertitude de +/- 0,5 °C sur le thermomètre à chaque lecture de température.
- Incertitude de +/- 0,5 ml sur le cylindre gradué à la lecture du volume d'eau.
- Le calorimètre n'est pas parfaitement isolant et permet une perte de chaleur dans l'environnement.

Conclusion :

Nous avons déterminé expérimentalement la chaleur molaire du NaOH à -24,8 kJ/mol et la chaleur molaire du KNO₃ à 40,7 kJ/mol.