

Activité expérimentale n° 12 – Des réactions exothermiques et endothermiques

Lors d'une expédition en montagne, un randonneur possède avec lui deux poches. Une poche de chaud et une poche de froid. Durant une longue nuit de solitude, il se demande comment fonctionnent ces poches et comment obtenir la température désirée lors de l'utilisation de ces poches. Il va donc chercher sur son téléphone et trouve quelques documents pour répondre à sa question !

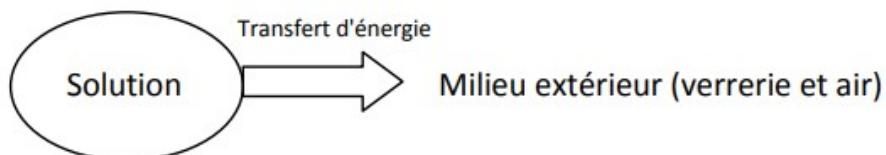


Document 1 – Comment fonctionnent les pochettes de « chaud » et de « froid »?

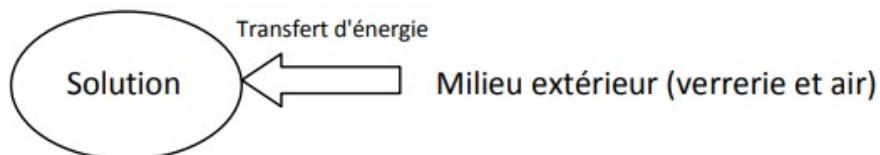
Les poches contiennent un solide ionique et de l'eau, séparés par une paroi interne. En appuyant sur la poche et en la secouant, la paroi se rompt et les deux constituants se mélangent. En fonction de la nature du solide ionique présent, sa dissolution dans l'eau provoque une élévation ou une diminution rapide de la température de la poche.

Document 2 – Quelques définitions

- Une transformation est exothermique lorsqu'elle s'accompagne d'une libération d'énergie sous forme de chaleur.



- Une transformation est endothermique lorsqu'elle s'accompagne d'une absorption d'énergie.



- Une transformation est athermique lorsqu'il n'y a pas d'échange d'énergie avec le milieu extérieur. L'énergie transférée s'exprime en Joule (symbole J). On utilise souvent le kilojoule (kJ) : $1 \text{ kJ} = 1\,000 \text{ J}$

Document 3 – La proportionnalité

Deux grandeurs a et b sont proportionnelles si :

- $a = k \times b$ avec k un facteur de proportionnalité constant
- $a = f(b)$ donne une fonction linéaire (droite qui passe par l'origine)

Document 4 – Énergie échangée sous forme de chaleur lors d'une dissolution

Il est possible de déterminer l'énergie Q échangée sous forme de chaleur à l'aide de la formule suivante :

$$Q = m \times c \times \Delta T \text{ avec :}$$

- Q : la chaleur en Joules
- m : la masse de solution en kilogrammes
- c : la capacité calorifique massique en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; elle est de $4\,180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$ pour l'eau liquide
- ΔT : l'écart de température

Remarque : ΔT se détermine en effectuant la différence entre la température du système à l'état final et à l'état initial :

$$\Delta T = T_{final} - T_{initial}$$

Document 5 – Tableau à compléter

Solide ionique	Masse à dissoudre (g)	Température initiale ($^{\circ}\text{C}$)	Température finale ($^{\circ}\text{C}$)	Écart de température ΔT ($^{\circ}\text{C}$)
Chlorure d'ammonium NH_4Cl	2			
Chlorure de sodium NaCl	2			
Sulfate de magnésium anhydre MgSO_4	0,5			
	1			
	2			

Questions

1. Rédiger un protocole rapide qui permet :
 - d'identifier le caractère exothermique ou exothermique des dissolutions.
 - de vérifier s'il y a proportionnalité entre l'écart de température et la masse de solide ionique que l'on dissout dans l'eau.
-
-
-
-
-

2. Réaliser les manipulations, en prenant comme volume d'eau $V = 10 \text{ mL}$.

3. Identifier, en justifiant, quelle dissolution de solide ionique est exothermique et laquelle est endothermique. Identifier également la dissolution athermique.

.....

.....

4. L'écart de température obtenu est-il proportionnel à la masse de solide ionique dissout ? Justifier.

.....

.....

5. Calculer l'énergie échangée entre le milieu extérieur et la solution lors de la dissolution de 2 g de sulfate de magnésium anhydre. On néglige la masse de sulfate de magnésium dans ce calcul.

.....

.....

6. Faire le même calcul pour la dissolution des 2 g de chlorure d'ammonium. Que peut-on dire du signe de Q lors des réactions exothermiques ou endothermiques ?

7. Écrire les équations de dissolution des solides ionique dans l'eau.

.....

.....

.....

.....

Donnée : ion ammonium : NH_4^+ , ion sulfate : SO_4^{2-}

