

# Chaleurs de réaction et enthalpies de formation

## Principe

Les chaleurs de réaction seront mesurées à l'aide d'un calorimètre rudimentaire constitué d'un gobelet muni d'un couvercle. Ce système présente l'avantage d'une bonne isolation et d'une capacité calorifique négligeable en raison de la faible masse du récipient.

On peut considérer que le volume total de solution correspond à un volume d'eau équivalent. On se base sur une masse volumique de  $1,00 \text{ g/cm}^3$  pour l'eau. La capacité calorifique des substances dissoutes peut être négligée. Il en résulte que:

$$Q_{\text{réac}} = -Q_{\text{sol}} = -mc\Delta t$$

$m$  = masse de l'eau (g)

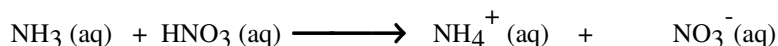
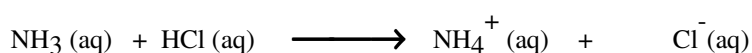
$c$  = chaleur massique ( $4,18 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$ )

$\Delta t = t_{\text{finale}} - t_{\text{initiale}}$

On mesure la chaleur de dissolution d'un sel d'ammonium



On mesure ensuite la chaleur de la réaction de neutralisation entre l'ammoniaque et l'acide donnant la même solution que précédemment



Puis, en utilisant la loi de Hess et les enthalpies de formation de  $\text{NH}_3\text{(aq)}$ ,  $\text{HNO}_3\text{(aq)}$  ou  $\text{HCl(aq)}$ , on pourra calculer l'enthalpie de formation du sel d'ammonium



## Mode opératoire.

### Enthalpie de dissolution.

Peser, au milligramme près, une quantité du sel d'ammonium choisi de l'ordre de 2 g dans un petit bécher.

A l'aide d'un cylindre gradué, verser exactement 100 ml d'eau dans le calorimètre. Relever sa température pendant au moins 1 minute (stabilité) puis verser le sel dans l'eau.

Fermer le calorimètre, introduire la tige du thermomètre dans la solution, agiter en faisant tourner le gobelet. Relever l'évolution de la température en fonction du temps. Lorsque la température s'est stabilisée, vérifier que la dissolution est complète. Jeter la solution dans l'évier, rincer le gobelet et répéter l'opération avec une quantité de l'ordre de 3 g de sel.

### Enthalpie de neutralisation.

Prélever exactement 50 ml d'ammoniaque (1,0M en  $\text{NH}_3$ ) à l'aide d'un cylindre gradué et verser-les dans le calorimètre. Relever la température (attention au temps de stabilisation). A l'aide d'un cylindre gradué, prélever exactement 50 ml de la solution 1M en l'acide correspondant à votre sel. Mesurer sa température dans le cylindre (bien essuyer la tige du thermomètre avant la mesure). Puis verser la solution d'acide dans le calorimètre. Fermer le gobelet, introduire le thermomètre, agiter et relever la température jusqu'à stabilisation. Après la mesure, la solution peut être jetée dans l'évier.

## Résultats.

### Enthalpie de dissolution.

Indiquer les températures à  $\pm 0,1^\circ\text{C}$ . Calculer la chaleur de réaction pour la quantité de sel utilisée dans chacun des deux essais. Calculer ensuite l'enthalpie de dissolution pour une mole de sel. Calculer la valeur moyenne.

### Enthalpie de neutralisation.

Lorsqu'on mélange deux volumes égaux de solution, la température initiale utilisée sera obtenue en faisant la moyenne des températures des deux solutions.

Indiquer les températures à  $\pm 0,1^\circ\text{C}$ . Calculer la chaleur de réaction pour la quantité utilisée. Calculer ensuite le  $\Delta H$  correspondant à la neutralisation d'une mole d'ammoniaque.

### Enthalpie de formation du sel

Combiner les équations de dissolution et de neutralisation afin d'en tirer le  $\Delta H_f$  du sel en fonction des enthalpies de formation de  $\text{NH}_3\text{(aq)}$  et de  $\text{HCl(aq)}$  ou  $\text{HNO}_3\text{(aq)}$  et des enthalpies de dissolution et de réaction mesurées. Calculer l'enthalpie de formation du sel. Comparer la valeur ainsi obtenue à celle indiquée dans les tables.

## Chaleurs de réaction et enthalpies de formation\*

Pour  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  - 339 kJ et pour  $\text{NH}_4\text{Cl}$  - 299 kJ (Handbook, D77)