

## TP de chimie n° 1

## Détermination d'une enthalpie de réaction

L'objectif de ce TP est de déterminer l'enthalpie standard de deux réactions exothermiques.

## 1 — Mesure de la valeur en eau du calorimètre

Il s'agit d'estimer la capacité  $C$  du calorimètre et de ses accessoires. On définit la valeur en eau  $\mu$  du calorimètre par  $C = \mu c_{\text{eau}}$  : c'est la masse d'eau qui aurait la même capacité thermique que le calorimètre.

- Mesurer 50 mL d'eau distillée à l'aide d'une **fiolle jaugée**, et les verser dans le calorimètre. Introduire le barreau aimanté et le thermomètre avec le couvercle en plastique, en veillant à ce que le thermomètre ne gêne pas la rotation du barreau. **Agiter doucement** jusqu'à atteindre l'équilibre thermique entre l'eau et le calorimètre.
  - Pendant ce temps, prélever 50 mL d'eau chaude dans le bain thermostaté avec une fiolle jaugée.  
**Relever la température  $\theta_1$  de l'eau froide et la température  $\theta_2$  de l'eau chaude.**
  - Ajouter l'eau chaude dans le calorimètre, et relever la température finale  $\theta_f$  (atteinte assez rapidement).
1. En supposant le calorimètre isolé, que vaut la variation d'enthalpie  $\Delta H$  de l'ensemble {calorimètre + eau} ?
  2. Exprimer la variation d'enthalpie  $\Delta H_1$  de l'ensemble {calorimètre+eau froide}, et la variation d'enthalpie  $\Delta H_2$  de l'ensemble l'eau chaude.
  3. Pourquoi pouvons-nous écrire  $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$  ?
  4. Exprimer et calculer la valeur en eau  $\mu$  du calorimètre.

## 2 — Détermination de l'enthalpie de réaction d'une réaction acido-basique

Nous allons déterminer l'enthalpie standard de réaction de la réaction en solution aqueuse



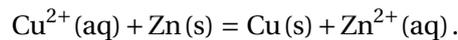
On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique à la concentration  $c_1 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et d'une solution de soude à la concentration  $c_2 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**Il est nécessaire de porter des lunettes et des gants.**

- Videz le calorimètre et rincez-le.
  - Prélever 50 mL d'acide chlorhydrique à l'aide d'une fiolle jaugée; les verser dans le bécher calorifugé. Introduire le barreau aimanté et le thermomètre, en veillant à ce que le thermomètre ne gêne pas la rotation du barreau aimanté. Agiter doucement jusqu'à atteindre l'équilibre thermique.
  - Pendant ce temps, mesurer 50 mL de soude avec une fiolle jaugée.
  - Relever les températures  $\theta_1$  de l'acide chlorhydrique et  $\theta_2$  de la soude.
  - Ajouter délicatement la soude dans le calorimètre, et relever la température finale  $\theta_f$  (atteinte assez rapidement).
5. L'acide chlorhydrique est un acide fort, la soude une base forte : qu'est-ce que cela signifie? Quelle est la composition des deux solutions utilisées?
  6. La réaction  $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}$  a pour constante d'équilibre  $K^\circ = 10^{14}$  à 298 K. Pourquoi peut-on la considérer comme totale?
  7. Calculer l'avancement final  $\xi_f$  dans les conditions de l'expérience.
  8. Calculer la variation d'enthalpie  $\Delta H_1$  du système {solution + calorimètre} en considérant que la réaction se produit à température constante  $\theta_0$  (on prendra comme température initiale  $\theta_0$  la moyenne arithmétique des températures  $\theta_1$  et  $\theta_2$ ). On exprimera le résultat en fonction de  $\Delta_r H^\circ$  et  $\xi_f$ .
  9. Calculer la variation d'enthalpie  $\Delta H_2$  du système {solution + calorimètre} en prenant comme état initial les produits de la réaction à la température  $\theta_0$  et comme état final le même système à la température  $\theta_f$ .
  10. Quelle est la relation entre  $\Delta H_1$  et  $\Delta H_2$ ? Justifier soigneusement la réponse.
  11. En déduire une estimation de l'enthalpie standard de réaction  $\Delta_r H^\circ$ .
  12. On donne  $\Delta_f H^\circ(\text{HO}^-(\text{aq})) = -229,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et  $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{liq})) = -285,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . En déduire la valeur de  $\Delta_r H^\circ$  et comparer avec l'estimation expérimentale.

### 3 — Détermination de l'enthalpie de réaction d'une réaction d'oxydoréduction

Nous allons déterminer l'enthalpie standard de réaction de la réaction en solution aqueuse



On dispose d'une solution de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$  à la concentration  $c_0 = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de poudre de zinc.

- Videz le bécher et rincer-le ainsi que toute la verrerie utilisée.
- Prélever 50 mL de la solution de sulfate de cuivre à dans une fiole jaugée, et les verser dans le calorimètre. Introduire le barreau aimanté et le thermomètre, en veillant à ce que le thermomètre ne gêne pas la rotation du barreau aimanté. Agiter doucement jusqu'à atteindre l'équilibre thermique.
- Pendant ce temps, peser environ 2 g de poudre de zinc. **Noter la masse précise  $m_{\text{Zn}}$  prélevée.**
- Relever la température  $\theta_0$  de la solution de sulfate de cuivre. Ajouter la poudre de zinc et agiter énergiquement. Noter la température maximale  $\theta_f$  atteinte (elle n'est pas atteinte rapidement, la réaction est lente).

**13.** La réaction  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) = \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  ayant une très grande constante d'équilibre, on peut la considérer comme totale. Calculer l'avancement  $\xi_f$  en fin de réaction.

**14.** En suivant le même raisonnement que pour la précédente expérience, déterminer l'enthalpie standard de réaction  $\Delta_r H^\circ$  de la réaction  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) = \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ .

**15.** On donne  $\Delta_f H^\circ(\text{Zn}^{2+}(\text{aq})) = -154 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et  $\Delta_f H^\circ(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})) = 64,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . En déduire la valeur de  $\Delta_r H^\circ$  et comparer avec l'estimation expérimentale.

#### Données

Masse molaire du cuivre :  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Masse molaire du zinc :  $M_{\text{Zn}} = 64,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Capacité thermique massique de l'eau :  $c_{\text{eau}} = 4,18 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

Capacité thermique massique du cuivre :  $c_{\text{Cu}} = 385 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

Capacité thermique massique du zinc :  $c_{\text{Zn}} = 380 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ .