

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.

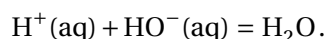
1 — Mesure de la valeur en eau du calorimètre

Il s'agit d'estimer la capacité C du calorimètre et de ses accessoires. On définit la valeur en eau μ 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 θ_1 de l'eau froide et la température θ_2 de l'eau chaude.
 - Ajouter l'eau chaude dans le calorimètre, et relever la température finale θ_f (atteinte assez rapidement).
1. En supposant le calorimètre isolé, que vaut la variation d'enthalpie ΔH de l'ensemble {calorimètre + eau} ?
 2. Exprimer la variation d'enthalpie ΔH_1 de l'ensemble {calorimètre + eau froide}, et la variation d'enthalpie ΔH_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 μ 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



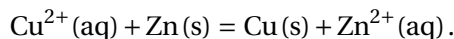
On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique à la concentration $c_1 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et d'une solution de soude à la concentration $c_2 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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 θ_1 de l'acide chlorhydrique et θ_2 de la soude.
 - Ajouter délicatement la soude dans le calorimètre, et relever la température finale θ_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 ξ_f dans les conditions de l'expérience.
 8. Calculer la variation d'enthalpie ΔH_1 du système {solution + calorimètre} en considérant que la réaction se produit à température constante θ_0 (on prendra comme température initiale θ_0 la moyenne arithmétique des températures θ_1 et θ_2). On exprimera le résultat en fonction de $\Delta_r H^\circ$ et ξ_f .
 9. Calculer la variation d'enthalpie ΔH_2 du système {solution + calorimètre} en prenant comme état initial les produits de la réaction à la température θ_0 et comme état final le même système à la température θ_f .
 10. Quelle est la relation entre ΔH_1 et ΔH_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 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_{Zn} prélevée.**
- Relever la température θ_0 de la solution de sulfate de cuivre. Ajouter la poudre de zinc et agiter énergiquement. Noter la température maximale θ_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 ξ_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 : $c_{\text{Zn}} = 380 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.