

Objectifs - mesurer des enthalpies standard de réaction

A) Mesure de la capacité thermique du calorimètre

Pour éviter toute détérioration du vase intérieur (métallique) du calorimètre au cours des réactions étudiées, on le remplace par un bécher. Il est nécessaire de mesurer la nouvelle valeur de la capacité thermique du calorimètre.

Travail demandé

- appliquer la méthode des mélanges pour ~25 g d'eau froide et ~25 g d'eau chaude
- en déduire la capacité thermique C_{cal} du calorimètre

B) Réaction d'oxydoréduction

On étudie la réaction entre les ions cuivre (II) et le zinc métallique.

Travail demandé

- peser et introduire ~ 50 g de solution de sulfate de cuivre dans le calorimètre et mesurer la température
- peser et introduire ~ 1 g de zinc dans le calorimètre, agiter et mesurer la température finale stabilisée
- établir l'équation-bilan de la réaction et calculer son avancement final x_F
- déduire des mesures la valeur de l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^0_1$; commenter le signe obtenu

C) Dissolution

On étudie la dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau :



Travail demandé

- réaliser l'expérience pour $m_3 \sim 50$ g d'eau et $m_4 \sim 3$ g de chlorure d'ammonium
- en déduire l'enthalpie standard $\Delta_r H^0_2$ de cette réaction ; commenter le signe obtenu

D) Réaction acido-basique

Travail demandé

- mélanger ~80 g de vinaigre et ~1 g d'hydrogencarbonate de sodium
- déterminer l'enthalpie standard $\Delta_r H^0_3$ de la réaction observée

Données

On assimilera la masse volumique d'une solution aqueuse à celle de l'eau : $\mu_{\text{solution}} \sim \mu_{\text{eau}}$

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1} \quad c_{\text{eau}} = 4,2 \text{ kJ.K}^{-1}.\text{kg}^{-1} \quad M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$E^0(\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}) = 0,34 \text{ V} \quad E^0(\text{Zn}^{2+}_{(aq)}/\text{Zn}_{(s)}) = -0,77 \text{ V} \quad M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,0 \text{ g.mol}^{-1} \quad M(\text{NaHCO}_3) = 84,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

Document 1 : Dans l'entretien de la maison, la tendance est au retour aux produits d'antan : vinaigre blanc, bicarbonate de soude, savon noir...

Dans certaines recettes de produits ménagers, on recommande de mélanger vinaigre blanc (contenant de l'acide éthanóique CH_3COOH) et bicarbonate de soude (nom usuel de l'hydrogencarbonate de sodium NaHCO_3). La transformation observée peut être modélisée par la réaction **totale** suivante :



Document 2 : Degré d'un vinaigre

Le vinaigre peut être assimilé à une solution aqueuse d'acide éthanóique. Le degré d'un vinaigre correspond au pourcentage massique d'acide éthanóique CH_3COOH contenu dans cette solution.

Par exemple, dans 100 g de vinaigre à 6°, on trouvera 6 g d'acide éthanóique.

Document 3 : Rappels théoriques

Pour une transformation isobare ou monobare d'un système quelconque (avec comme seul travail celui des forces de pression, et sans variation d'énergie cinétique), le premier principe s'écrit :

$$\Delta H = Q$$

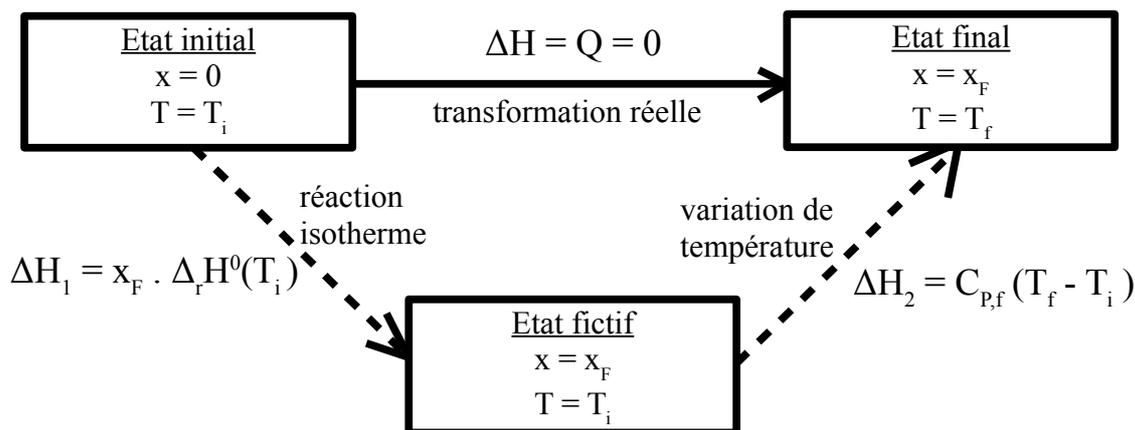
Pour une réaction isotherme, la variation d'enthalpie du milieu réactionnel entre l'état initial et l'état final vaut :

$$\Delta H = x_F \cdot \Delta_r H^0(T)$$

x_F est l'avancement final de la réaction (en mol)

$\Delta_r H^0(T)$ est l'enthalpie standard de réaction (en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$) à la température T de la réaction

Pour une réaction adiabatique et isobare, on doit envisager un chemin fictif entre l'état initial et l'état final :



Le calcul de la capacité thermique $C_{p,f}$ du mélange final doit prendre en compte l'ensemble du milieu réactionnel (réactifs non consommés, produits, espèces spectatrices, parois du calorimètre...).

Dans une solution aqueuse, la quantité de solvant (l'eau) est très supérieure à celle des espèces en solution. On néglige souvent la capacité thermique des espèces en solution par rapport à celle de l'eau : $C_{\text{solution}} \sim C_{\text{eau}}$