



BLAISE PASCAL  
PT 2019-2020

## TP 5 – Thermochimie

# Enthalpie de réaction

### Objectifs

- ▷ Mesurer une enthalpie de réaction.
- ▷ Mettre en œuvre une technique de calorimétrie.
- ▷ Mettre en œuvre un capteur de température.
- ▷ Tracer et exploiter une représentation graphique sur papier millimétré.

### Matériel sur le bureau :

- ▷ Solution de sulfate de cuivre à  $0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- ▷ Poudre de zinc ;
- ▷ Balance de précision ;
- ▷ Bidon de récupération des métaux lourds ;
- ▷ Papier millimétré.

### Matériel sur votre paillasse :

- ▷ Un erlen meyer de 250 mL ;
- ▷ Un bécher de 250 mL ;
- ▷ Un agitateur magnétique ;
- ▷ Un thermomètre électronique et un support ;
- ▷ Une coupelle de pesée ;
- ▷ Une spatule.

### Sécurité :



- ▷ Verser les solutions contenant des métaux lourds dans le bidon de récupération.

### Données numériques :

Capacités thermiques massiques à 298 K :

- ▷ de l'eau liquide :  $c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$  ;
- ▷ du cuivre solide :  $c_{\text{Cu}} = 385 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$  ;
- ▷ du zinc solide :  $c_{\text{Zn}} = 318 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$  ;

Potentiels standard d'oxydoréduction à 298 K :

- ▷ du couple  $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Cu}_{(\text{s})}$  :  $E_1^\circ = 0,34 \text{ V}$  ;
- ▷ du couple  $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  :  $E_2^\circ = -0,76 \text{ V}$ .

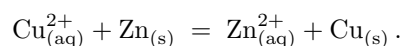
Enthalpies standard de formation à 298 K :

- ▷  $\Delta_f H^\circ(\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}) = 65,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
- ▷  $\Delta_f H^\circ(\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}) = -152,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Masses molaires :

- ▷  $M_{\text{Cu}} = 63,54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
- ▷  $M_{\text{Zn}} = 65,39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

L'objectif du TP est de mesurer par « calorimétrie » l'enthalpie de la réaction d'oxydoréduction hétérogène entre le zinc solide et les ions cuivre (II),



Pour ce faire, on fera réagir une masse  $m_{\text{sol}} = 200 \text{ g}$  de solution de sulfate de cuivre avec une masse  $m_{\text{Zn}} = 10 \text{ g}$  de poudre de zinc en mesurant la température tout au long de la transformation.

## I - Étude théorique préalable

- 1 - Calculer la constante d'équilibre de la réaction. Comment peut-on approximer l'état final ?
- 2 - Calculer les quantités de matière introduites en Zn et  $\text{Cu}^{2+}$ . Déterminer littéralement l'avancement final  $\xi_F$  de la transformation.

Usuellement, une telle mesure se fait dans un calorimètre, c'est-à-dire une enceinte fermée rendue aussi calorifugée que possible. Toutefois, dans le cas présent, la transformation est hétérogène (phases solides et liquide) et exige une bonne agitation pour avoir lieu correctement. La difficulté d'agiter convenablement le contenu d'un calorimètre fait que nous réaliserons la réaction dans un simple erlen meyer, qui n'a rien de calorifugé, mais avec lequel on peut utiliser un agitateur magnétique.

- 3 - On note  $\Delta T_{\text{ad}}$  la variation adiabatique de température entre le début et la fin de la transformation. Montrer que

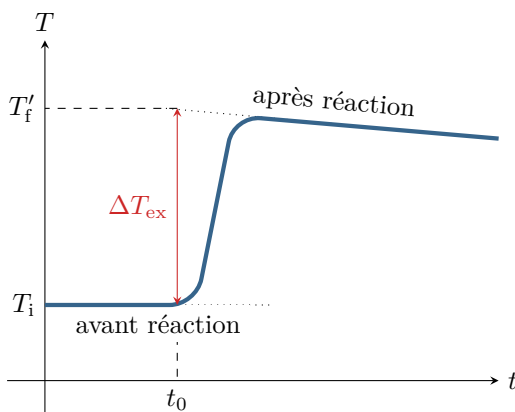
$$\Delta_r H^\circ = -\frac{C \Delta T_{\text{ad}}}{\xi_F},$$

où la capacité thermique  $C$  est à exprimer (littéralement) en fonction des données.

- 4 - Les masses  $m_{\text{sol}}$  et  $m_{\text{Zn}}$  doivent elles être pesées exactement ou précisément ? Autrement dit, la masse  $m_{\text{sol}}$  doit-elle valoir exactement 200,00 g, ou bien peut-elle valoir 187,2 g à condition que cette valeur soit connue précisément ?

## II - Mise en œuvre expérimentale

- ▷ Prélever une masse  $m_{\text{sol}} = 200$  g de la solution de sulfate de cuivre et la placer dans l'erlen meyer. Attendre quelques instants que la température se stabilise.
- ▷ Introduire  $m_{\text{Zn}} = 10$  g de poudre de zinc dans le calorimètre. Agiter vivement.
- ▷ Relever la température en continu, et tracer la courbe correspondante sur papier millimétré.
  - pendant la première minute de la réaction, la température évolue très rapidement : prendre autant de points que possible, par exemple toutes les cinq secondes ;
  - pendant les cinq minutes suivantes, prendre un point de mesure toutes les quinze secondes ;
  - pendant les dix suivantes, prendre un point de mesure toutes les minutes.



L'erlen meyer n'étant pas calorifugé, il est nécessaire de tenir compte des pertes thermiques pour déterminer la valeur de l'enthalpie de réaction. On utilise la méthode dite de compensation des pertes, schématisée ci-contre.

Cette méthode consiste à extrapoler la courbe de relevé thermique comme représenté ci-contre, où  $t_0$  est l'instant auquel la transformation chimique démarre. La différence de température extrapolée  $\Delta T_{\text{ex}}$  peut être approximée à la différence de température adiabatique  $\Delta T_{\text{ad}}$ .

- 5 - Déterminer la valeur expérimentale de l'enthalpie de réaction, accompagnée d'une estimation de l'incertitude. Comparer à la valeur tabulée.

- 6 - Justifier la méthode de compensation des pertes utilisée. Pour faciliter le raisonnement, on pourra tracer l'allure de la courbe de suivi thermique qu'on obtiendrait dans un calorimètre parfait.

### Fin de TP :



- ▷ Verser les solutions contenant des métaux lourds dans le bidon de récupération ;
- ▷ Se laver les mains à l'eau et au savon.