

TP mesures d'enthalpie de réaction

1. Détermination de la valeur en eau du calorimètre.
On place dans le calorimètre m_1 d'eau. On note la température T_1 . On ajoute une masse m_2 d'eau à la température $T_2 > T_1$. Noter la température finale T et en déduire la valeur de la capacité μc du calorimètre grâce à la relation : $\mu c = \left[m_2 \left(\frac{T_2 - T}{T - T_1} \right) - m_1 \right] c$ que l'on justifiera à partir de la relation fondamentale de la calorimétrie $Q = mc \Delta T$.
On peut reprendre les mesures pour 3 expériences différentes.
Prendre successivement $m_1 = 100$ g et $m_2 = 100$ g, puis 150 g et 200 g.
On rappelle que la masse volumique de l'eau est de 1 g.cm^3 .
2. Neutralisation de l'acide chlorhydrique par la soude. On utilisera des solutions molaires.
Prendre 100 cm^3 de soude 1 mol.L^{-1} . Noter T . Ajouter 100 cm^3 d'acide chlorhydrique 1 mol.L^{-1} . Noter T' . Déterminer la quantité de chaleur échangée Q puis l'enthalpie de réaction : $Q_{\text{réaction}} = (m_1 + m_2) c_{\text{eau}} (T_f - T_i)$ et en déduire la chaleur de réaction en J.mol^{-1} . Ici, on justifiera $\Delta H = 10 Q$. On négligera la capacité du calorimètre.

Reprendre la détermination avec 150 cm^3 de soude 1 mol.L^{-1} et 100 cm^3 d'HCl 1 mol.L^{-1} .
Doit-on tenir compte de la valeur en eau du calorimètre ?
3. Neutralisation de l'acide sulfurique par la soude.
Procéder comme précédemment en remplaçant l'acide chlorhydrique par l'acide sulfurique.
4. Pile Daniell
On réalise la réaction : $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \Rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
 - a. On verse dans un bêcher $V = 50 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ dans lequel se trouve un agitateur magnétique. On note la température T_i . On ajoute une masse $m = 5 \text{ g}$ de poudre de zinc. On note la température maximum atteinte.
Calculer ΔH en J.mol^{-1} de la réaction.
 - b. On réalise une pile Daniell avec 2 bêcher... lame de cuivre dans une solution de sulfate de cuivre, lame de zinc dans une solution de sulfate de zinc de même concentration, les 2 reliés par un pont salin.



On mesure la force électromotrice ΔE de la pile. Calculer l'énergie libre de la réaction $\Delta G = -n F E$. Sachant que $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$, en déduire la valeur de ΔS .

On rappelle que la chaleur massique de l'eau est $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$.