



## Manipulation N° 3

### Détermination des Enthalpies de Reaction.

#### 1- Introduction :

Les transformations que subit la matière s'accompagnent d'un dégagement ou d'une absorption d'énergie. Une réaction qui dégage de la chaleur est dite réaction **exothermique**, celle qui absorbe de la chaleur est dite réaction **endothermique**.

#### 2- But du travail :

- 1- Détermination de la capacité calorifique du calorimètre.
- 2- Mesure de l'enthalpie de la dissolution de sel du KCl dans l'eau.
- 3- Mesure de l'enthalpie de la dilution d'une solution de HCl.

#### 3- Partie théorique :

##### 3-1 . Enthalpie :

D'après le premier principe de la thermodynamique, la variation élémentaires d'énergie interne  $dU$  d'un système est égale à la somme des quantités de chaleur et de travail que ce système a échangées avec le milieu extérieur. On peut donc écrire  $dU = dW + dQ$ .

Dans le cas particulier d'un fluide à pression uniforme  $P$ , le travail élémentaire  $dW$  s'exprime par la relation :  $dW = -PdV$ . Donc on peut écrire :  $dU = -PdV + dQ$ .

- Si la transformation s'effectue à volume constant (isochore), alors  $dV = 0$  et donc  $dU = dQ$ .
- Si la transformation se déroule à pression constante (transformation isobare), alors  $dP = 0$ . On introduit dans ce cas la grandeur  $H$ , qui est l'enthalpie du système.

L'Enthalpie est une Fonction d'état qui intervenant dans le premier principe de la thermodynamique. Elle est définie par l'expression :  $H = U + PV$ . On utilise aussi fréquemment l'expression de l'enthalpie sous sa forme différentielle :  $dH = dU + PdV + VdP$ . En conséquence devient :  $dH = dQ + VdP$ .

- Ainsi, si on change le volume du système tout en lui imposant une pression constante (transformation isobare,  $dP = 0$ ), la différence d'enthalpie entre l'état final du système et l'état initial est égal à la chaleur échangée, soit  $\Delta H = Q$ .

On constate que ce principe donne une définition précise de la chaleur. Lorsqu'un corps chaud est mis au contact d'un autre plus froid, on assiste à l'égalisation des températures de chaque corps. On en déduit pour un système isolé (cas dans un calorimètre) la relation suivante :  $\sum Q_i = 0$ .

➤ Nous avons :  $Q = m \cdot c \cdot (T_f - T_i)$

Sachant que :  $m$  : la masse du corps en kg,  
 $c$  : la chaleur massique du corps en  $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .  
 $(T_f - T_i)$  : écart de température entre l'état initial et final.



$$\text{Ou : } Q = C.(t_f - t_i)$$

Sachant que :  $C$  : la capacité calorifique du corps en  $\text{kJ} \cdot \text{K}^{-1}$ .

### 3-2 . Enthalpie de dissolution :

La dissolution d'une mole de substance dans la quantité déterminée du solvant est accompagnée d'une quantité de chaleur (soit absorbée ou cédée), cette chaleur est appelée Enthalpie de dissolution.

$$\Delta H_d = \frac{Q}{n} \quad , n = m/M$$

Cette Enthalpie est la somme des deux Enthalpies :

- L'une correspond à la décomposition du réseau cellulaire - accompagnée de l'effet **endothermique**.
- L'autre correspond à l'interaction entre les ions libres du soluté et les molécules du solvant - accompagnée de l'effet **exothermique**.

## 4- Partie Expérimentale :

### 1- Détermination de la Capacité calorifique du calorimètre (C) :

- Dans le calorimètre, introduire  $m_1=100$  g d'eau à la température ambiante. Noter la température d'équilibre  $T_1$ .
- ajouter  $m_2=100$  g d'eau tiède à la température  $T_0$  ( $25^\circ\text{C} < T_0 < 40^\circ\text{C}$ ). Noter  $T_2$ .
- Noter la nouvelle température  $T_f$  (température minimale atteinte dans le calorimètre).
- Déterminer ( C ) La Capacité Calorifique d'un Calorimeter sachant que :
  - la quantité de chaleur  $Q_{cal}$  reçue par le calorimètre est  $Q_{cal} = C_{cal} (T_f - T_1)$ .
  - la quantité de chaleur  $Q_1$  reçue par l'eau froide est  $Q_1 = m_1 c_{eau} (T_f - T_1)$ .
  - la quantité de chaleur  $Q_2$  cédée par l'eau chaude est  $Q_2 = m_2 c_{eau} (T_f - T_2)$ .

Et le système isolé permet d'écrire :  $\sum Q = 0$

$$\Rightarrow Q_1 + Q_{cal} + Q_2 = 0 \quad \Rightarrow m_1 c_{eau} (T_f - T_1) + C_{cal} (T_f - T_1) + m_2 c_{eau} (T_f - T_2) = 0.$$

$$\Rightarrow C_{cal} = (-Q_1 - Q_2) / (T_f - T_1)$$

$c_e$  : la capacité calorifique massique de l'eau liquide =  $4180 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{Kg}^{-1}$ .



## 2- Détermination de l'enthalpie de la dissolution de sel du KCl dans l'eau :

- Dans le calorimètre, introduire  $m_1=100$  g d'eau à la température ambiante.
- à l'aide de thermomètre Noter la température d'équilibre  $T_1$ .
- Mettre une masse  $m_2 = 8$ g de sel (KCl) dans dans le calorimètre.
- Après la dissolution de sel, Noter la température  $T_f$ .
- Déterminer  $Q_{KCl}$  la quantité de chaleur de sel KCl sachant que :
  - $\sum Q = 0 \Rightarrow Q_{Eau} + Q_{cal} + Q_{KCl} = 0$
- Déterminer ( $\Delta H_{KCl}$ ) l'Enthalpie de la dissolution de KCl sachant que :
  - $\Delta H_{KCl} = Q_{KCl} / n_{KCl}$

$M_{KCl}$ : la masse molaire de KCl = 74,5 g.mole<sup>-1</sup>.

## 3- Détermination de l'enthalpie de la dilution d'une solution de HCl :

- Dans l'ancien calorimètre, introduire  $m_1=150$  g d'eau à la température ambiante.
- à l'aide de thermomètre Noter la température d'équilibre  $T_1$ .
- Nous avons ajouté dans le calorimètre 10 ml de solution de HCl à 37,5 %.
- Noter la nouvelle température  $T_f$ .
- Déterminer  $Q_{KCl}$  la quantité de chaleur de sel KCl sachant que :
  - $\sum Q = 0 \Rightarrow Q_{Eau} + Q_{cal} + Q_{HCl} = 0$
- Calculer la masse  $m_2$  du HCl contenue dans 10 ml du solution sachant que :
  - $m_2 = m_{HCl} = C\% \cdot m_{solution}$  , ( $m_{solution} = \rho \cdot V_{solution}$ )
- Déterminer ( $\Delta H_{HCl}$ ) l'Enthalpie de la dilution de HCl sachant que :
  - $\Delta H_{KCl} = Q_{KCl} / n_{KCl}$

$M_{HCl} = 36.5$  g.mole<sup>-1</sup>,  $\rho = 1.19$  kg.l<sup>-1</sup>,  $C\% = 37.5$  %.