



## Manipulation N° 3

### Détermination des Enthalpies de Réaction.

#### 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 **NaCl** 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.



➤ 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 ( $C_{cal}$ ) :

- Dans le calorimètre, introduire  $m_1=50 \text{ g}$  d'eau à la température **ambiante**. Noter la température d'équilibre  $T_1$  (Eau + Calorimètre).
- Ajouter  $m_2=50 \text{ g}$  d'eau tiède à la température  $T_2$  ( $25^\circ\text{C} < T_2 < 40^\circ\text{C}$ ). Noter  $T_2$ .
- Noter la nouvelle température  $T_f$  (température minimale atteinte dans le calorimètre)(Eau a la Température  $T_1$  + Calorimètre + Eau a la Température  $T_2$ ).
- Déterminer ( $C_{cal}$ ) La Capacité Calorifique d'un Calorimètre sachant que :
  - la quantité de chaleur  $Q_2$  **cédée** par l'eau chaude est  $Q_2 = m c_{eau} (T_f - T_2)$ .
  - la quantité de chaleur  $Q_{cal}$  **reçue** par le calorimètre +  $Q_1$  **reçue** par l'eau froide.  
 $Q_{cal} + Q_1 = \mu c_{cal} (T_f - T_1) + m_1 c_{eau} (T_f - T_1) = (\mu + m_1) c_{eau} (T_f - T_1)$ .
  - Et le système isolé permet d'écrire :  $\sum Q = 0 \Rightarrow Q_1 + Q_{cal} + Q_2 = 0$



**2- Détermination de l'enthalpie de la dissolution de sel du NaCl dans l'eau :**

- Dans le calorimètre, introduire  $m_1=50$  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 (NaCl) dans le calorimètre.
- Après la dissolution de sel, Noter la température  $T_f$ .
- Déterminer  $Q_{NaCl}$  la quantité de chaleur de sel NaCl sachant que :
  - la quantité de chaleur  $Q_1$  **céde** par l'eau.
  - la quantité de chaleur  $Q_{cal}$  **céde** par le calorimètre.
  - la quantité de chaleur  $Q_{NaCl}$  **reçue** par le NaCl.
- Déterminer ( $\Delta H_{NaCl}$ ) l'Enthalpie de la dissolution de NaCl sachant que :
  - $\Delta H_{NaCl} = Q_{NaCl} / n_{NaCl}$

$M_{NaCl}$ : la masse molaire de NaCl = 58,44 g.mole<sup>-1</sup>.

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

- Dans l'ancien calorimètre, introduire  $m_1=50$  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  $Q_{HCl}$  la quantité de chaleur de sel HCl sachant que :
  - la quantité de chaleur  $Q_1$  **reçue** par l'eau.
  - la quantité de chaleur  $Q_{cal}$  **reçue** par le calorimètre.
  - la quantité de chaleur  $Q_{HCl}$  **céde** par le NaCl.
- Calculer la masse  $m_2$  du HCl contenue dans **10 ml** de la 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 :

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



1- Manipulation N :1

• Détermination de la Capacité calorifique du calorimètre (C) :

(  $m_1 = \dots\dots\dots$  ,  $m_2 = \dots\dots\dots$  ,  $T_1 = \dots\dots\dots$  ,  $T_2 = \dots\dots\dots$  ,  $T_f = \dots\dots\dots$  ,  $c_e = \dots\dots\dots$  )

.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....

2- Manipulation N :2

• Détermination de l'enthalpie de la dissolution de sel du NaCl dans l'eau :

(  $m_1 = \dots\dots\dots$  ,  $m_2 = \dots\dots\dots$  ,  $T_1 = \dots\dots\dots$  ,  $T_f = \dots\dots\dots$  ,  $c_e = \dots\dots\dots$  )

.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....

3- Manipulation N :3

• Détermination de l'enthalpie de la dilution d'une solution de HCl:

(  $m_1 = \dots\dots\dots$  ,  $V_2 = \dots\dots\dots$  ,  $T_1 = \dots\dots\dots$  ,  $T_f = \dots\dots\dots$  ,  $c_e = \dots\dots\dots$  )

.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....

Nom:.....
Nom:.....
Nom:.....
Groupe: .....