



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 **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.



➤ 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 KCl 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 $m_2 = 4$ g de sel (KCl) dans le calorimètre.
- Après la dissolution de sel, Noter la température T_f .
- Déterminer Q_{NaCl} la quantité de chaleur de sel KCl 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 KCl.
- Déterminer (ΔH_{KCl}) l'Enthalpie de la dissolution de KCl sachant que :
 - $\Delta H_{NaCl} = Q_{KCl} / n_{KCl}$

M_{KCl} : la masse molaire de KCl = 74,55g.mole⁻¹.

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 (ΔH_{HCl}) l'Enthalpie de la dilution de HCl sachant que :

$M_{HCl} = 36.5$ g.mole⁻¹, $\rho = 1.19$ kg.l⁻¹, $C\% = 37.5$ %.



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: