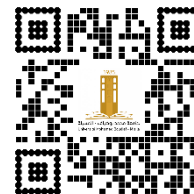




MANIPULATION N°03

Détermination des enthalpies de réaction



1- Introduction :

Dans toute réaction chimique, de la chaleur est soit **absorbée**, soit **dégagée**. Cet échange de chaleur entre une réaction chimique et son environnement immédiat est connu sous le nom **d'enthalpie** de la réaction ou encore « **H** ». Cette enthalpie ne peut pas être mesurée directement, les scientifiques se servent alors de la « **variation** » de **température** entre le **début** et la **fin** de la réaction, ce qui permet ensuite de calculer la « **variation** » **d'enthalpie** dans le même laps de temps (variation notée ΔH). À l'aide du ΔH , les scientifiques sont capables de dire si une réaction a été « **exothermique** » (**perte** ou **dégage** de la chaleur durant la réaction) ou « **endothermique** » (**absorption** de chaleur). En général, à **Pression Constante** ($\Delta H = Q = m.c.\Delta T$), avec **m** représentant la masse des composants, **c** la chaleur spécifique du produit et ΔT étant la variation de température durant la réaction.

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 : $Q = C \cdot (T_f - T_i)$ 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 **céde**e par l'eau chaude est $Q_2 = m \cdot c_{\text{eau}} (T_f - T_2)$.
 - la quantité de chaleur Q_{cal} **reçue** par le calorimètre + Q_1 **reçue** par l'eau froide.
 $Q_{\text{cal}} + Q_1 = \mu \cdot C_{\text{cal}} (T_f - T_1) + m_1 \cdot c_{\text{eau}} (T_f - T_1) = (\mu + m_1) \cdot c_{\text{eau}} (T_f - T_1)$.
 - Et le système isolé permet d'écrire : $(\sum Q_i = 0) \Rightarrow Q_1 + Q_{\text{cal}} + Q_2 = 0$

C_{cal} : la capacité calorifique du calorimètre en Joule par Kelvin ($\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$).

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

μ : la masse équivalente en eau du calorimètre en kilogramme (kg).

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

- a. Dans le calorimètre, introduire $m_1=50\text{ g}$ d'eau à la température **ambiante**.
- b. À l'aide de thermomètre Noter la température d'équilibre T_1 .
- c. Mettre une masse $m_2 = 4\text{ g}$ de **sel (KCl)** dans le calorimètre.
- d. Après la dissolution de **sel**, Noter la température T_f .
- e. Déterminer Q_{KCl} la quantité de chaleur de sel **KCl** sachant que :
 - la quantité de chaleur Q_{Eau} **céde** par l'eau.
 - la quantité de chaleur Q_{cal} **céde** par le calorimètre.
 - la quantité de chaleur Q_{KCl} **reçue** par le KCl.
- f. Déterminer (ΔH_{KCl}) l'Enthalpie de la dissolution de **KCl** sachant que :
 - $\Delta H_{KCl} = Q_{KCl} / n_{KCl}$

M_{KCl} : la masse molaire de KCl = $74,55\text{ g.mole}^{-1}$.

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

- a. Dans le précédent calorimètre, introduire $m_1=50\text{ g}$ d'eau à la température **ambiante**.
- b. À l'aide du thermomètre noter la température (T_1), ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- c. Nous avons ajouté dans le calorimètre **10 mL** de solution de **HCl (C% ou P = 37,5 %)**.
- d. Noter la nouvelle température du mélange à d'équilibre thermique ($T_f = T_{eq}$).
- e. Déterminer Q_{HCl} la quantité de chaleur du **HCl** sachant que :
 - la quantité de chaleur Q_{Eau} **reçue** par l'eau.
 - la quantité de chaleur Q_{cal} **reçue** par le calorimètre.
 - la quantité de chaleur Q_{HCl} **céde** par le HCl.
- f. Calculer la masse m_2 du **HCl** contenue dans **10 ml** de la solution sachant que :
 - $m_2 = m_{HCl} = C\% \cdot m_{solution}$ et $m_{solution} = \rho \cdot V_{solution}$
- g. Déterminer (ΔH_{HCl}) l'Enthalpie de la dilution de **HCl** sachant que :

La masse molaire $M_{HCl} = 36.5\text{ g.mole}^{-1}$.
la masse volumique $\rho = 1.19\text{ kg.L}^{-1}$.
le degré de pureté **P** ou **C%** = 37.5 %.

