

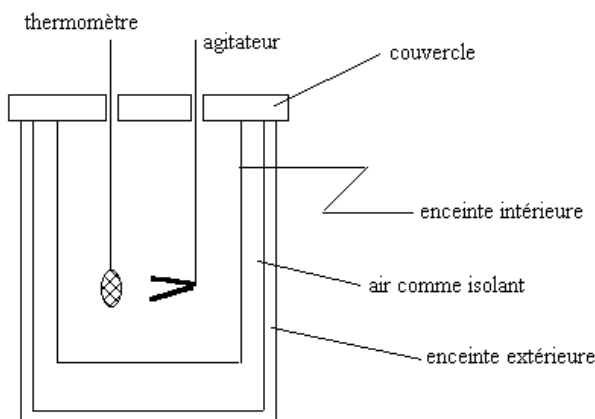
2 – Application du premier principe : Détermination d'une enthalpie standard de R°

1 – Détermination expérimentale par calorimétrie

1.1. Rappels sur la calorimétrie

- Qu'est-ce qu'un calorimètre ?
- Quel système doit-on étudier ?
- Pourquoi et comment déterminer la capacité thermique du calorimètre avant toute mesure ?

Doc 1 : Schéma de principe d'un calorimètre



1.2. Exploitation d'une expérience

- Déterminer la valeur de l'enthalpie standard de dissolution du sulfate de sodium dans l'eau à partir des données du document 2.

Doc 2 : Protocole et résultats obtenus lors d'une mesure calorimétrique

100 mL d'eau (= 100 g, soit 5,6 mol) sont introduits dans un calorimètre dont la capacité thermique C_{cal} a été préalablement mesurée ($C_{\text{cal}} = 105 \text{ J.K}^{-1}$). Quand la température se stabilise (on mesure alors T_1), on dissout $m = 6,0 \text{ g}$ (soit $1,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$) de sulfate de sodium décahydraté.

La dissolution est modélisée par l'équation de réaction : $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}(\text{s}) = 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

La température finale enregistrée est notée T_2 .

Déduire des valeurs mesurées la valeur de l'enthalpie standard de réaction à la température de la pièce.

2 - Grandeurs fondamentales de la thermodynamique chimique

2.1. Constituant de référence d'un ELEMENT chimique

- Définir le constituant de référence d'un élément chimique (CRE) (également appelé état standard de référence d'un élément chimique ESRE).
- Donner des exemples de constituants de référence d'éléments chimiques.
- Quelles sont les exceptions à cette définition ? Donner des exemples.

2.2. Enthalpie standard de formation d'un constituant physico-chimique

- Définir l'équation de formation d'un constituant physico-chimique. Donner des exemples.
- Qu'est-ce que l'enthalpie standard de formation d'un constituant ?
- Que vaut l'enthalpie standard de formation d'un état standard de référence d'élément chimique ? Pourquoi ?

2.3. Autres énergies utiles

	Symbole	Expl d'équation	Attention
<i>Energie de liaison</i>	D_{AB} $\Delta_{\text{diss}}H^\circ(AB)$	$\text{HCl(g)} \rightarrow \text{H(g)} + \text{Cl(g)}$	
<i>Enthalpie standard d'ionisation</i>	$\Delta_{\text{ion}}H^\circ$	$\text{K(g)} \rightarrow \text{K}^+(\text{g}) + \text{e}^-$	
<i>Attachement électronique</i>	$\Delta_{\text{att}}H^\circ$	$\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$	
<i>Enthalpie standard de sublimation</i>	$\Delta_{\text{sub}}H^\circ$	$\text{C(s)} \rightarrow \text{C(g)}$	
<i>Enthalpie standard de combustion</i>	$\Delta_{\text{comb}}H^\circ$	$\text{C}_6\text{H}_6(\ell) + 15/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	

3 - Détermination théorique d'une enthalpie standard de réaction

3.1. Loi de Hess

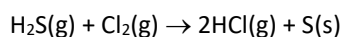
- Enoncer la loi de Hess.
- Déterminer l'enthalpie standard de réaction associée à l'équation (3). La transformation est-elle exo ou endothermique ?
(1) $C(\text{gr}) + O_2(\text{g}) = CO_2(\text{g})$ $\Delta_r H^\circ_1 = -393 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
(2) $2 C(\text{gr}) + O_2(\text{g}) = 2 CO(\text{g})$ $\Delta_r H^\circ_2 = -223 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
(3) $2 CO(\text{g}) + O_2(\text{g}) = 2 CO_2(\text{g})$ $\Delta_r H^\circ_3 = ?$

3.2. Méthode des cycles

- Pourquoi peut-on utiliser des cycles pour déterminer une enthalpie standard de réaction ?
- Reprendre l'exercice précédent en utilisant un cycle de transformations.

Exercices d'application

1. Déterminer l'enthalpie standard de réaction liée à l'équation ci-dessous à partir des enthalpies standard de formation des différents constituants à 298 K :



	HCl(g)	H ₂ S(g)	Cl ₂ (g)	S(s)
$\Delta_f H^\circ$ (kJ.mol ⁻¹)	-92,3	-20,6	?	?

2. Calculer l'enthalpie standard de formation du pentane liquide à 298 K à partir des énergies de liaison ci-dessous et des enthalpies standard de changement d'état indiquées.

Liaison	D _e (kJ.mol ⁻¹)
C-C	345
C-H	415
H-H	436

$\Delta_{\text{sub}} H^\circ$ (C)	717 kJ.mol ⁻¹
$\Delta_{\text{vap}} H^\circ$ (pentane)	26,2 kJ.mol ⁻¹

3. Calculer l'enthalpie standard de réaction associée à l'équation de réaction : $KCl(\text{s}) \rightarrow K^+(\text{g}) + Cl^-(\text{g})$, à partir des valeurs tabulées fournies. Cette grandeur se nomme énergie réticulaire du chlorure de potassium KCl.

Enthalpie standard de formation	$\Delta_f H^\circ (KCl, \text{s}) = -453 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Enthalpie standard de sublimation	$\Delta_{\text{sub}} H^\circ (K) = 89 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Enthalpie standard d'ionisation	$\Delta_{\text{ion}} H^\circ (K) = 418 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Energie de liaison	$D_{Cl-Cl} = 244 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Enthalpie standard d'attachement électronique	$\Delta_{\text{att}} H^\circ (Cl) = -349 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$