



## Partie 2. Application du 1<sup>er</sup> principe à un système siège d'une réaction

### 2.4. Accès à l'enthalpie standard de réaction à partir de grandeurs tabulées

S'il est possible de déterminer une enthalpie standard de réaction par l'expérience, il paraît utile de développer des moyens d'obtenir sa valeur sans la réalisation systématique d'une mesure expérimentale.

#### *Problématique*

- Quelles sont les grandeurs fondamentales pour la thermodynamique chimique ?
- Comment obtenir la valeur de l'enthalpie standard de réaction  $\Delta_r H^\circ$  à partir de données tabulées ?

#### *Objectifs du chapitre*

##### → Notions à connaître :

- Loi de Hess.
- Grandeurs fondamentales :
  - Etat standard de référence d'un élément
  - Enthalpie standard de formation
  - Enthalpie standard de dissociation de liaison.

##### → Capacités minimales :

- Déterminer une enthalpie standard de réaction à l'aide de données thermodynamiques et de la loi de Hess.

## 1. Grandeurs fondamentales de la thermodynamique chimique

### 1.1. 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.
- Quels sont les deux types d'exceptions à cette définition. Donner des exemples.

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

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

### 1.3. Energie de liaison

- Définir l'enthalpie standard de dissociation homolytique de liaison et lui associer une équation de réaction.
- Dans quel état physique doivent les réactifs et produits de cette transformation.
- Quel est le signe et l'ordre de grandeur de ces énergies ?

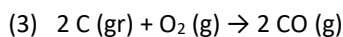
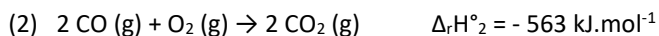
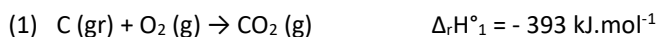
### 1.4. Autres énergies utiles

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

## 2. Détermination d'une enthalpie standard de réaction

### 2.1. 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 ?



### 2.2. 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.

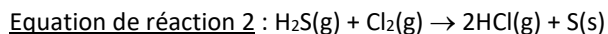
### 3. Exercices d'application

#### 3.1. Calcul à partir des enthalpies standard de formation

- Déterminer l'enthalpie standard de réaction liée aux équations (1) et (2) à partir des enthalpies standard de formation des différents constituants à 298 K :



	$\text{NH}_3(\text{g})$	$\text{HCl}(\text{g})$	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	-45,9	-92,3	-314



	$\text{HCl}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{S}(\text{g})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	$\text{S}(\text{s})$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	-92,3	-20,6	?	?

#### 3.2. Calcul à partir des énergies de liaison

- 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 <sup>-1</sup> )
C-C	345
C-H	415
H-H	436

$\Delta_{\text{sub}} H^\circ$ (C)	717 kJ.mol <sup>-1</sup>
$\Delta_{\text{vap}} H^\circ$ (pentane)	26,2 kJ.mol <sup>-1</sup>

#### 3.3. Calcul plus complexe : accès à l'énergie réticulaire

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

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