

Nom : \_\_\_\_\_ Groupe : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

CHIMIE 5<sup>e</sup> secondaire L'aspect énergétique des transformations  
(La chaleur molaire de réaction)

**LA LOI DE HESS (Une méthode additive) :** Selon la loi de Hess, aussi connue sous le nom de loi d'additivité des enthalpies, si une réaction peut être décomposée en plusieurs réactions élémentaires, sa variation d'enthalpie ( $\Delta H$ ) est égale à la somme algébrique des variations d'enthalpie de chacune de ces réactions élémentaires.

La loi de Hess, une autre façon de calculer la chaleur molaire de réaction ( $\Delta H$ ). Plusieurs réactions nécessitent plusieurs étapes successives pour passer des réactifs aux produits (mécanisme de réaction avec plusieurs complexes activés).

Un mécanisme de réaction est une suite de réactions élémentaires qui conduisent des réactifs aux produits au cours du déroulement d'une réaction complexe.

**Réaction élémentaire** (réactif(s) se transformant directement en produit(s) (sans intermédiaire)).

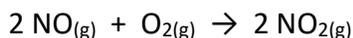
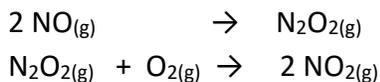
Exemple : La formation du  $\text{NO}_2$ , un des principaux composants du smog, à partir du  $\text{N}_2\text{O}_4$   
 $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$

**Réaction complexe.** Lors d'une réaction complexe, des intermédiaires de réaction sont formés au cours des réactions élémentaires qui composent le mécanisme réactionnel.

Exemple : La formation du  $\text{NO}_2$  à partir du  $\text{NO}$  et de  $\text{O}_2$ .

$2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$  (équation globale).

Le mécanisme est le suivant :



Selon la loi de Hess si une réaction peut être décomposée en plusieurs réactions élémentaires, sa variation d'enthalpie ( $\Delta H$ ) est égale à la somme algébrique des variations d'enthalpie de chacune de ces réactions élémentaires.

Loi de Hess :  $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$

Où  $\Delta H$  = Variation d'enthalpie de la réaction globale (kJ/mol)

$\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$  = Variation d'enthalpie de chacune des réactions élémentaires de la réaction globale (kJ/mol)

### Règles à respecter pour effectuer la somme algébrique d'équations thermochimiques :

Les termes identiques situés du même côté de l'équation s'additionnent.

Les termes identiques situés de part et d'autre de l'équation se soustraient.

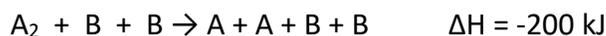
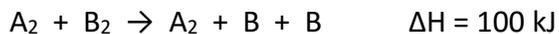
Si on inverse une équation, on doit aussi inverser le signe du  $\Delta H$ .

Si on modifie les coefficients d'une équation chimique en les multipliant ou en les divisant par un facteur commun, on doit aussi multiplier ou diviser la valeur de  $\Delta H$  par ce même facteur commun.

Exemple A (Sans transformation des équations partielles).

Réaction globale (équation globale)  $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$  pour laquelle nous voulons connaître le  $\Delta H$

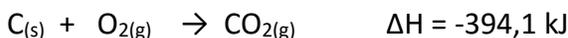
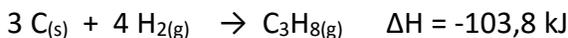
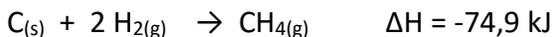
Équations partielles



Exemple B : (Avec transformation des équations partielles)

On veut connaître le  $\Delta H$  de l'équation globale suivante :  $CH_{4(g)} + 2 O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(g)}$

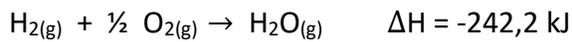
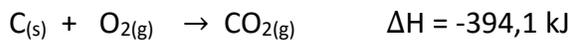
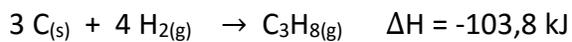
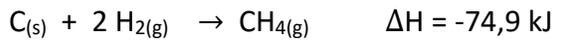
### Tableau



Exemple C : (Avec transformation des équations partielles)

On veut connaître le  $\Delta H$  de l'équation globale suivante :  $3 \text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$

Tableau

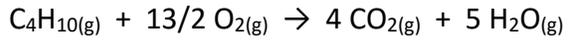


Exemple D : (Attention aux états ...) On veut connaître le  $\Delta H$  de l'équation globale suivante :  $\text{NaOH}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

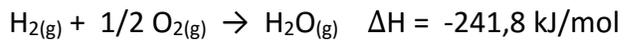
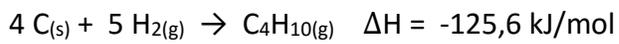
Équations partielles :



Exemple E : On veut connaître le  $\Delta H$  de l'équation globale suivante :



Équations partielles :



Exemple F : Quelle est la chaleur molaire de la combustion du propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) ?

### Chaleurs molaires de réaction

	Réactifs		Produits	$\Delta H$ (kJ)
1	$\text{H}_2$ (g) + $\frac{1}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{H}_2\text{O}$ (g)	- 242,2
2	$\text{H}_2$ (g) + $\frac{1}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{H}_2\text{O}$ (l)	- 286,2
3	$\text{H}_2$ (g) + $\frac{1}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{H}_2\text{O}$ (s)	- 292,2
4	$\text{C}$ (s) + $\frac{1}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{CO}$ (g)	- 110,7
5	$\text{C}$ (s) + $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{CO}_2$ (g)	- 394,1
6	$\text{C}$ (s) + 2 $\text{H}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{CH}_4$ (g)	- 74,9
7	2 $\text{C}$ (s) + 2 $\text{H}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{C}_2\text{H}_4$ (g)	+ 52,3
8	2 $\text{C}$ (s) + 3 $\text{H}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{C}_2\text{H}_6$ (g)	- 84,8
9	3 $\text{C}$ (s) + 4 $\text{H}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{C}_3\text{H}_8$ (g)	- 103,8
10	$\text{C}$ (s) + 2 $\text{H}_2$ (g) + $\frac{1}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{OH}$ (l)	- 238,8
11	$\text{C}$ (s) + 2 $\text{S}$ (s)	$\longrightarrow$	$\text{CS}_2$ (l)	+ 89,8
12	2 $\text{Fe}$ (s) + $\frac{3}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$ (s)	- 825,4
13	3 $\text{Fe}$ (s) + 2 $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{Fe}_3\text{O}_4$ (s)	- 1 120,0
14	$\text{N}_2$ (g) + $\frac{3}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{N}_2\text{O}_3$ (g)	+ 83,8
15	$\text{N}_2$ (g) + 2 $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{N}_2\text{O}_4$ (g)	+ 9,2
16	$\text{S}$ (s) + $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{SO}_2$ (g)	- 297,3
17	$\text{S}$ (s) + $\frac{3}{2}$ $\text{O}_2$ (g)	$\longrightarrow$	$\text{SO}_3$ (g)	- 396,3