



## ECHANGES D'ENERGIE

### entre un mélange réactionnel et le milieu extérieur

Synthèse  
(3/3)

Etudions ici la **SITUATION 3**, lorsqu'il y a échange d'énergie entre le milieu extérieur et un milieu réactionnel lors d'une réaction endo ou exothermique

#### ►► L'état standard d'un corps

• On dit qu'un corps est à l'état **standard** lorsqu'il est pur (*donc non mélangé*), et pris dans son état physique le plus stable *dans les CSTP*

Les CSTP ou Conditions Standards de Température et de Pression

Pression	concentrations	température
1 bar = $10^5$ Pa	1 mol.L <sup>-1</sup>	généralement 298K (≈ 25°C)

• Les grandeurs qui s'y rapportent sont notées avec l'exposant «<sup>0</sup>»

#### ►► Enthalpie standard de formation

• **Corps simple** : Constituant formé d'un seul élément chimique (Ex: O<sub>2</sub>, Fe, C, H<sub>2</sub>).

**Corps composé** : Constituant formé d'au moins deux éléments chimiques (Ex : H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, AlCl<sub>3</sub>).

►► On appelle « **enthalpie standard de formation** » l'énergie thermique libérée (ou reçue) par la réaction qui permet de former une mole d'un corps composé à partir de corps simples

Elle est notée  $\Delta_f H^0$

(les réactifs et les produits de la réaction étant à l'état standard)

#### Remarques :

- Les enthalpies standards de formation sont données dans des tables.
- L'enthalpie standard de formation des corps simples (*dans les conditions standards*) est égale à zéro par définition.

**Exemple** : Formation du dioxyde de carbone gazeux à partir des corps simples :



La réaction est exothermique : a formation d'une mole de dioxyde de carbone gazeux à partir des corps simples C et O<sub>2</sub> libère une énergie 394 kJ

#### ►► Enthalpie standard de réaction

##### Définition

• Au cours d'une réaction chimique, il y a un échange d'énergie avec l'extérieur.

►► L'enthalpie standard de réaction,  $\Delta_r H^0$  correspond à l'énergie échangée entre un milieu réactionnel et le milieu extérieur, (dans les conditions standards), pour un avancement de la réaction valant une mole. Elle s'exprime en J.mol<sup>-1</sup>.

SIGNE DE L'ENTHALPIE STANDARD DE RÉACTION

Le signe de l'enthalpie standard de réaction permet de caractériser la réaction chimique :

$\Delta_r H^0 < 0$	la réaction est exothermique, le système cède de l'énergie
$\Delta_r H^0 > 0$	la réaction est endothermique, le système absorbe de l'énergie
$\Delta_r H^0 = 0$	la réaction est athermique

**Exemple :** Réaction de combustion complète de l'heptane :



La réaction de combustion d'une mole d'heptane en présence de 11 moles de dioxygène libère  $4,5 \cdot 10^6 \text{ J}$ .

**Loi de Hess**

• On peut déterminer l'enthalpie standard de réaction à la température T (à 298K généralement) à partir des enthalpies standard de formation des réactifs et des produits en utilisant la loi de Hess :

► ► **Loi de Hess :**

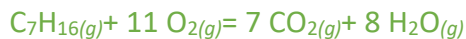
$$\Delta_r H^0 = \sum x_i \Delta_f H_i^0 (\text{produits}) - \sum x_i \Delta_f H_i^0 (\text{réactifs})$$

Les  $x_i$  représentent les coefficients stœchiométriques des différents produits, et réactifs, i.

**Exemples :** Voir AD3

substance	$O_2(g)$	$CO_2(g)$	$H_2O(g)$	$C_7H_{16(g)}$
$\Delta_f H^0 \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1})$	0 (car corps simple)	$-3,9 \cdot 10^5$	$-2,4 \cdot 10^5$	$-1,9 \cdot 10^5$

Réaction de combustion complète de l'heptane :



$$\Delta_r H^0 = 7 \times \Delta_f H^0(CO_{2(g)}) + 8 \times \Delta_f H^0(H_2O_{(g)}) - \Delta_f H^0(C_7H_{16(g)}) - 11 \times \Delta_f H^0(O_{2(g)})$$

$$\Delta_r H^0 = 7 \times (-3,9 \cdot 10^5) + 8 \times (-2,4 \cdot 10^5) - (-1,9 \cdot 10^5) - 11 \times (0) = -4,5 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La combustion de 1 mol d'heptane (**dans les conditions standards**) libère  $4,5 \cdot 10^6 \text{ J}$

**► ► Pouvoir calorifique**

► ► **Le pouvoir calorifique (noté P) ou chaleur de combustion d'une matière combustible est l'opposé de l'enthalpie de réaction de réaction par unité de masse dans les CSTP**

**Pour une réaction de combustion :  $PC = -\Delta_r H^0$**

**Remarques :** Le PC s'exprime en général en  $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$  mais on peut également le donner en  $\text{kJ/L}$ , en  $\text{kJ/mol}$ , en  $\text{MJ/kg}$ ,.....

**Exemples :** Voir AD4

$$PC(\text{éthanol}) = 29,7 \text{ MJ/kg} = 21,3 \text{ MJ/L} = 1,3 \text{ MJ/mol}$$

La combustion de 1 kg d'éthanol libère une énergie de 29,7 MJ

La combustion de 1 L d'éthanol libère une énergie de 21,3 MJ

La combustion de 1 mol d'éthanol libère une énergie de 1,3 MJ