| *Séquence 8* | **La loi de Hess** |
|---|---|

**A. Enthalpie standard de formation**
*A.1. L'état standard d'un corps* ..... P1
*A.2. Enthalpie standard de formation* ..... P1
**B. Enthalpie standard de réaction**
*B.1. Définition* ..... P1
*B.2. La loi de Hess* ..... P2
*B.3. Le pouvoir calorifique* ..... P2

# A. Enthalpie standard de formation

## A.1. 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 **C**onditions **S**tandards de **T**empérature et de **P**ression | | |
|---|---|---|
| Pression | concentrations | température |
| 1 bar = $10^5$Pa | 1 mol.$L^{-1}$ | généralement 298K (≈ 25°C) |

• Les grandeurs qui s'y rapportent sont notées avec l'exposant «$^0$»

## A.2. Enthalpie standard de formation

• **Corps simple :** *Constituant formé d'un seul élément chimique (Ex: $O_2$, Fe, C, $H_2$).*

**Corps composé** : *Constituant formé d'au moins deux éléments chimiques (Ex : $H_2O$, $CO_2$, $AlCl_3$).*

**▸▸ 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 $\Delta_fH^0$**

*(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* :**

*$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta_fH^0(CO2_{(g)}) = -394$ kJ.$mol^{-1}$ (exothermique)*

*La réaction est exothermique : la formation d'une mole de dioxyde de carbone gazeux à partir des corps simples C et $O_2$ libère une énergie 394 kJ*

# B. Enthalpie standard de réaction

## B.1. Définition

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

**▸▸ L'enthalpie standard de réaction, $\Delta rH^0$ 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.$mol^{-1}$.**

## 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* :**

*$C_7H_{16(g)}$+ 11 $O_{2(g)}$= 7 $CO_{2(g)}$+ 8 $H_2O_{(g)}$* $\Delta_r H^0 = -4{,}5.10^6\ J.mol^{-1}$

*La réaction de combustion d'une mole d'heptane en présence de 11 moles de dioxygène libère 4,5.10$^6$ J.*

## B.2. La 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 :**

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

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

**Exemples :**

| **substance** | $O_2(g)$ | $CO_{2(g)}$ | $H_2O_{(g)}$ | $C_7H_{16(g)}$ |
|---|---|---|---|---|
| **$\Delta_f H^0$ (J.mol$^{-1}$)** | 0 (car corps simple) | -3,9.10$^5$ | -2,4.10$^5$ | -1,9.10$^5$ |

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

*$C_7H_{16(g)}$+ 11 $O_{2(g)}$= 7 $CO_{2(g)}$+ 8 $H_2O_{(g)}$*

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

$\Delta_r H^0 = 7 \times (-3{,}9.10^5) + 8 \times (-2{,}4.10^5) - (-1{,}9.10^5) - 11 \times (0) = -4{,}5.10^6\ J.mol^{-1}$

*La combustion de 1 mol d'heptane **(dans les conditions standards)** libère 4,5.10$^6$ J*

## B.3. Le 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 kJ.kg$^{-1}$ mais on peut également le donner en kJ/L, en kJ/mol, en MJ/kg…..*

**Exemples :**

*PC(éthanol) = 29,7 MJ/kg = 21,3 MJ/L = 1,3 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*