

## Chapitre IV : Les réactions chimiques

### Introduction.

*Réactifs ↔ Produits*

*La quantité de chaleur échangée au cours de la réaction ne dépend que de l'état initial et de l'état final (fonction d'état).*

- Réactions exothermiques = dégagement de chaleur.
- Réactions endothermique = absorption de chaleur.

### IV.1. : Réactions à volume constant

*1<sup>er</sup> principe système fermé →  $W_p + Q_v = \Delta U$*

*Transformation isochore →  $W_p = -\int p \cdot dv = 0$  (car  $v = cte$ ).*

$$\boxed{Q_v = \Delta U = U_f - U_i}$$

*Dans cette réaction à volume constant, la quantité de chaleur mise en jeu, est égale à la variation de l'énergie interne  $\Delta U$ .*

### IV.2 : Réactions à pression constante

*1<sup>er</sup> principe système ouvert →  $W_T + Q_P = \Delta H$*

*Transformation isobare →  $W_T = \int V \cdot dp = 0$  (car  $p = cte$ ).*

$$\boxed{Q_p = \Delta H = H_f - H_i}$$

*La quantité de chaleur mise en jeu au cours de cette réaction à pression constante, pour un processus réversible est égale à la variation d'enthalpie  $\Delta H$ .*

*$\Delta H > 0$  Endothermique.*

*$\Delta H < 0$  Exothermique.*

### IV.3 : Relation entre $Q_P$ et $Q_V$ d'une réaction chimique gazeuse.

$$Q_v = \Delta U = U_f - U_i$$

$$Q_p = \Delta H = H_f - H_i = (U_f - P \cdot V_f) - (U_i + P \cdot V_i) = (U_f - U_i) + P(V_f - V_i)$$

$$\boxed{Q_P = Q_V + P (V_f - V_i)}$$

Pour un gaz parfait on a :  $P.V = n.R.T \rightarrow P (V_f - V_i) = (n_f - n_i) R.T = \Delta n.R.T$

Avec :

$n_i$  : Nombre de moles du gaz avant réaction.

$n_f$  : Nombre de moles du gaz après réaction.

$n = 0$  : Pour liquide.

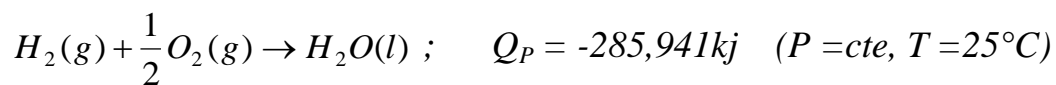
Soit :

$$Q_P = Q_V + \Delta n.RT$$

**Remarque :**

*Réaction chimique en milieu hétérogène  $V_{sol}$  ou  $V_{liq}$  est négligeable devant le volume des gaz. Alors la relation précédente est applicable qu'en phase gazeuse.*

Exemple :



$Q_V = ?$

$$Q_V = Q_P - \Delta n.RT \quad n_{H_2O(L)} = 0$$

$$Q_V = -285,941 - (0 - 1 - \frac{1}{2}).8,31.298 \Rightarrow \boxed{Q_V = -2822,56 \text{ J}}$$

$$\frac{|Q_P| - |Q_V|}{|Q_P|} = \frac{285941 - 282286}{285941} = 1,3\%$$

Dans tous ce qui suit nous allons considérer  $Q_V = Q_P$  et à la place de la chaleur de réaction, on parlera de **l'Enthalpie de réaction.**

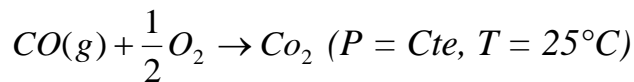
#### IV.4 : Chaleur standard de réaction

##### Etat standard.

Un corps est à l'état standard lorsqu'il est pris à l'état pur sous la pression de 1 atm et la température de 298,16°k (25°C).

Une réaction chimique s'effectue dans les conditions standards, lorsqu'elle est conduite de façon telle que les réactifs et les produits soient pris à l'état standard ( $T = 298^\circ\text{K}$ ,  $P = 1 \text{ atm}$ ).

Exemple :



$$\Delta H_{298}^\circ = -283 \text{ kJ} \quad \text{Chaleur standard de réaction.}$$

#### IV.5 : Chaleur ou enthalpie de formation – loi de HESS

##### IV.5.1 : Enthalpie de formation

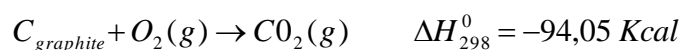
L'Enthalpie de formation d'un corps composé est l'enthalpie de sa réaction de synthèse, à partir des éléments constituants à l'état de corps simples sous la pression atmosphérique (état standard).

On peut également définir l'enthalpie de formation d'un corps dans un état physique donné. La variation d'enthalpie correspondante à la réaction de formation dans les conditions standards d'une mole de ce corps pur à partir des corps simples pris également dans les conditions standards. Elle est symbolisée par  $\Delta H_f^0$ .

Les corps de base ( corps simples ) ayant une enthalpie de formation nulle. Les corps choisis sont les corps formés d'une sorte d'atomes sous la forme où ils existent à l'équilibre dans l'état de référence  $O_2, H_2, Cl_2, N_2, C_{\text{graphite}}$ .

La variation de l'enthalpie standard de formation du  $CO_2$  à l'état gazeux est égale à la variation d'enthalpie de la réaction.

$$\left(\Delta H_f^o\right)_{CO_2(g)} = \Delta H_{298}^o$$



$$\Delta H_{298}^o = \left(\Delta H_f^o\right)_{CO_2(g)} - \underbrace{\left(\Delta H_f^o\right)_{C_{\text{graphite}}(g)}}_{=0} - \underbrace{\left(\Delta H_f^o\right)_{O_2}}_{=0}$$

$$\left(\Delta H_f^o\right)_{CO_2(g)} = \Delta H_{298}^o = -94,05 \text{ Kcal / Mole}$$

##### IV.5.2 : Loi de HESS.

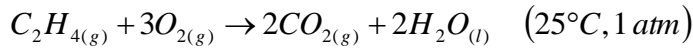
La chaleur de réaction  $\Delta H_{298}^o$  est égale à la différence entre les sommes des chaleurs de formation des produits de la réaction et celles des chaleurs de formation des corps qui entrent en réaction.

$$\Delta H_{298}^0$$

Réactifs  $\longrightarrow$  Produits

**Exemple :**

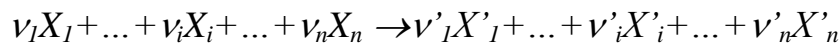
Considérons la réaction suivante :



$$\Delta H_{298}^0 = 2(\Delta H_f^0)_{CO_2(g)} + 2(\Delta H_f^0)_{H_2O_{(l)}} - (\Delta H_f^0)_{C_2H_{4(g)}} - 3(\Delta H_f^0)_{O_{2(g)}}$$

$$\Delta H_{298}^0 = 2(-393,65) + 2(-285,95) - (52,34) = -1411,51$$

**Généralisation :** Soit la réaction :



$$\Delta H_{298}^0 = \sum_{i=1}^n v'_i \left( \Delta H_f^0 \right)_{X'_i} - \sum_{i=1}^n v_i \left( \Delta H_f^0 \right)_{X_i} \quad \text{Loi de HESS.}$$

#### IV.6 : Variation de $\Delta H^0$ d'une réaction avec la température ( $P = 1 \text{ atm}$ )

1<sup>er</sup> principe  $\rightarrow \delta W_T + \delta Q = dH \Rightarrow \delta Q = dH - \delta W_T = dH - Vdp$

A pression constante  $\Rightarrow \frac{\delta Q}{dT} = \left( \frac{\delta H}{\delta T} \right)_P = C_p$  chaleur massique à pression constante.

Dans une réaction chimique  $A \rightarrow B$  ; A (réactifs) ; B (produits) ;

$$\Delta H = H_B - H_A$$

$H_A$  et  $H_B$  sont respectivement les enthalpies sensibles des réactifs et des produits.

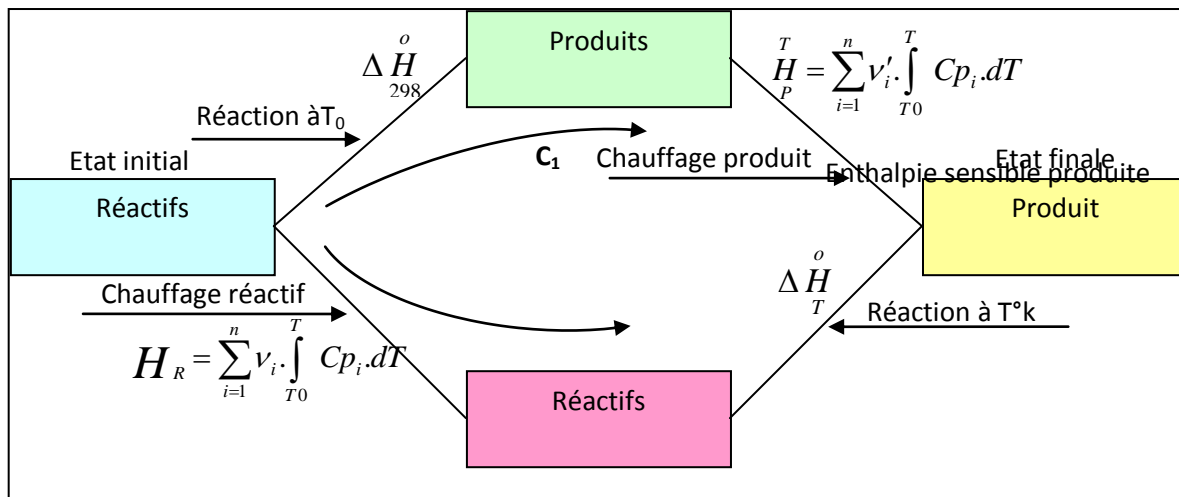
( $T_0 \text{ } 298^\circ k \rightarrow T^\circ k$ )

$$\left( \frac{\delta H}{\delta T} \right)_P = \left( \frac{\delta H_B}{\delta T} \right) - \left( \frac{\delta H_A}{\delta T} \right) = (C_p)_B - (C_p)_A = \Delta C_p$$

Soit la réaction suivante :  $v_1X_1 + \dots + v_iX_i + \dots + v_nX_n \rightarrow v'_1X'_1 + \dots + v'_iX'_i + \dots + v'_nX'_n$   
(Réactifs) (Produits)

$$d\left( \frac{\Delta H}{dT} \right) = \sum_{i=1}^{n'} v'_i (C_p)_{X'_i} - \sum_{i=1}^n v_i (C_p)_{X_i} \quad \text{Ici } C_p : \text{ chaleur molaire, et } v : \text{ Nombre de moles.}$$

**Expression de Kirchoff.**



$$C_1 = C_2 \rightarrow$$

$$\Delta \overset{\circ}{H}_{298} + H_P^S = H_R^S + \Delta \overset{\circ}{H}_T$$

$$\Rightarrow \Delta \overset{\circ}{H}_T = \Delta \overset{\circ}{H}_{298} + H_P^S - H_R^S = \Delta \overset{\circ}{H}_{298} + \sum_{i=1}^n \nu'_i \int_{T_0}^T C_{p, X'_i} dT - \sum_{i=1}^n \nu_i \int_{T_0}^T C_{p, X_i} dT$$

$$\Delta \overset{\circ}{H}_T = \Delta \overset{\circ}{H}_{298} + \sum_{i=1}^n \nu'_i \int_{T_0}^T (C_p)_{X'_i} dT - \sum_{i=1}^n \nu_i \int_{T_0}^T (C_p)_{X_i} dT$$

Chaleur de réaction à température  $T \neq 298 \text{ °k}$

**Remarques**

- *S'il y a changement d'état physique d'un ou plusieurs corps (réactifs ou produits) dans l'intervalle de température utilisée, il faut utiliser le principe de l'état initial et de l'état final.*
- *On peut également calculer la chaleur de réaction en utilisant l'enthalpie globale.*

$$H^T = \left( \Delta H_f^o \right)_{T=0} + \int_{T=0}^T C_p \cdot dT$$

Ce qui donne :

$$\Delta H_T^o = \sum_{i=1}^n H_{(P)}^T - \sum H_{(R)}^T$$

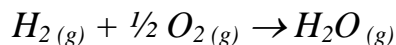
- Si  $\Delta T = T - T_0$  <variation très faible> on peut considérer que  $C_p \cong cte \Rightarrow$

$$\int_{T_0}^T C_p dT = C_p(T - T_0)$$

$$\Rightarrow \Delta H_T^o = \Delta H_{298}^o + \left( \sum v_i' C_{p_{x_i}} - \sum v_i C_{p_{x_i}} \right) (T - T_0)$$

Exemples :

**Ex<sub>1</sub> :** Calcul de l'enthalpie de réaction pour  $T = 298^\circ K$  et  $T = 1000^\circ K$ .



**a). Pour  $T = 298^\circ K$ .**

**a)-1.** On peut tirer  $\Delta H_{298}^o$  directement des tables (table 4).

$$\Delta H_{298}^o = -57,777 \text{ Kcal / Mole}$$

**a)-2.** Loi de Hess.

$$\Delta H_{298}^o = \sum (\Delta H_f^o)_P - \sum (\Delta H_f^o)_R$$

$$\Delta H_{298}^o = (\Delta H_f^o)_{H_2O(g)} - (\Delta H_f^o)_{H_2(g)} - \frac{1}{2} (\Delta H_f^o)_{O_2(g)} = -57,797 \text{ Kcal / Mole .}$$

**a)-3.** En utilisant les enthalpies globales  $H^T = (\Delta H_f^o)_{T=0} + \int_0^T C_p dT$

$$\Delta H_{298}^o = H_{H_2O(g)}^{298} - H_{H_2(g)}^{298} - \frac{1}{2} H_{O_2(g)}^{298} \text{ avec } \begin{cases} H_{H_2O(g)}^{298} = -54,737 \text{ Kcal / mole} \\ H_{H_2(g)}^{298} = 2,024 \text{ Kcal / mole} \\ H_{O_2(g)}^{298} = 2,015 \text{ Kcal / mole} \end{cases} \text{ Table(1)}$$

$$\Rightarrow \Delta H_{298}^o = -54,737 - 2,024 - \frac{1}{2} 2,015 = -57,799$$

$$\boxed{\Delta H_{298}^o = -57,799 \text{ Kcal/mole}}$$

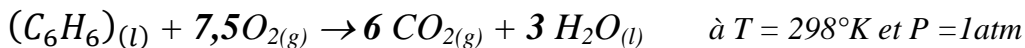
b). Pour  $T = 1000 \text{ }^\circ\text{K}$

En utilisant les enthalpies globales (table 1) :

$$(\Delta H^\circ)_{T=1000} = H_{H_2O(g)}^{1000} - H_{H_2(g)}^{1000} - \frac{1}{2} H_{O_2(g)}^{1000}$$

$$\text{Avec } \begin{cases} H_{H_2O(g)}^{1000} = -48,524 \text{ Kcal/mole} \\ H_{H_2(g)}^{1000} = 6,967 \text{ Kcal/mole} \\ H_{O_2(g)}^{1000} = 7,501 \text{ Kcal/mole} \end{cases} \Rightarrow \Delta H^{1000} = -59,248 \text{ Kcal/mole}$$

**Ex<sub>2</sub>** : la réaction de combustion du Benzène  $C_6H_6$  avec l'oxygène, est



Calculer :

1- L'Enthalpie de combustion standard du benzène (  $P=1\text{atm}$  et  $T=298^\circ\text{K}$  )

2- L'Enthalpie de combustion standard du benzène (  $P=1\text{atm}$  et  $T=400^\circ\text{K}$  ).

Données :

$$\Delta H_f^0(CO_2)_g = -393.50 \frac{\text{kJ}}{\text{mole}} \quad \Delta H_f^0(C_6H_6)_l = +49.00 \frac{\text{kJ}}{\text{mole}} \quad \Delta H_f^0(H_2O)_l = -285.80 \frac{\text{kJ}}{\text{mole}}$$

$$\Delta H_V^0(C_6H_6) = +94.6 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \quad \text{à } T_V = 80^\circ\text{C} \quad \Delta H_V^0(H_2O) = +1440 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \quad \text{à } T_V = 100^\circ\text{C}$$

$$Cp_{(C_6H_6)_g} = 81.67 \frac{\text{J}}{\text{mole} \cdot ^\circ\text{K}} \quad Cp_{(CO_2)_g} = Cp_{(H_2O)_g} = 40.00 \frac{\text{J}}{\text{mole} \cdot ^\circ\text{K}}$$

$$Cp_{(H_2O)_l} = 75.24 \frac{\text{J}}{\text{mole} \cdot ^\circ\text{K}} \quad Cp_{(O_2)_g} = 30.00 \frac{\text{J}}{\text{mole} \cdot ^\circ\text{K}}$$

$$Cp_{(C_6H_6)_l} = 146.72 \frac{\text{J}}{\text{mole} \cdot ^\circ\text{K}}$$

Réponse.

a-  $(\Delta H_R^0)_{T=298^\circ\text{K}} = ?$

$$\text{Loi de HESS.} \rightarrow (\Delta H_R^0)_{T=298^\circ\text{K}} = \sum_{i=1}^n (\Delta H_f^0)_P^{298^\circ\text{K}} - \sum_{i=1}^n (\Delta H_f^0)_R^{298^\circ\text{K}}$$

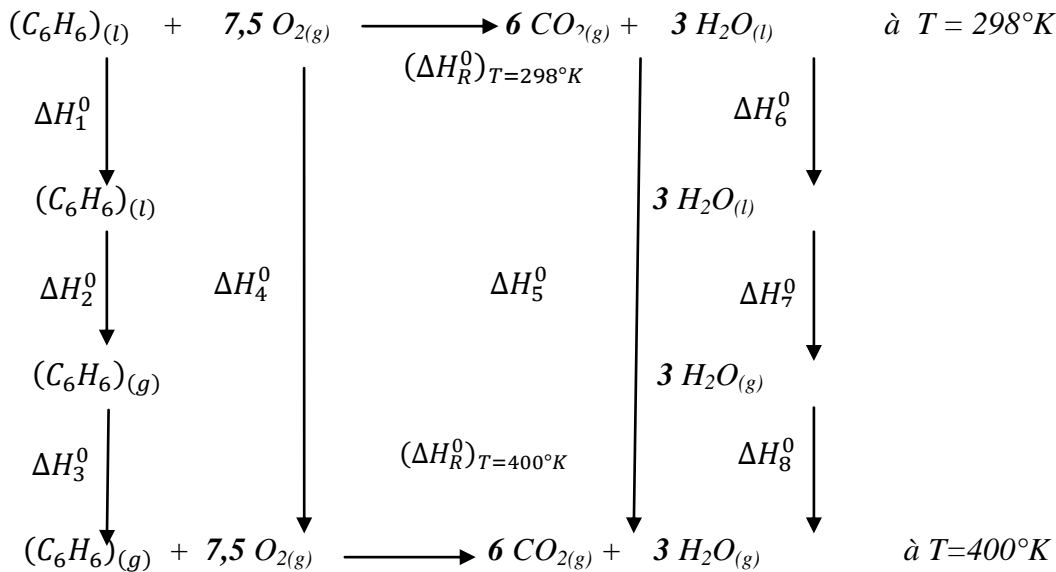
$$(\Delta H_R^0)_{T=298^\circ\text{K}} = 6. \Delta H_f^0(CO_2)_g + 3 \Delta H_f^0(H_2O)_l - \Delta H_f^0(C_6H_6)_l$$

$$= 6.(-393,50) + 3.(-285,80) - 49,00 = -2361 - 857,4 - 49 = -3267,4 \text{ kJ/mole}$$

$$\boxed{(\Delta H_R^0)_{T=298^\circ\text{K}} = -3267,4 \text{ kJ/mole}}$$

b-  $(\Delta H_R^0)_{T=400^\circ K} = ?$

Méthode du cycle.  $\rightarrow \sum(\Delta H)_{cycle} = 0$



$$\Delta H_1^0 = \int_{298^\circ K}^{353^\circ K} C_{P(C_6H_6)(l)} dT = C_{P(C_6H_6)(l)} \cdot \Delta T = 146,72 \cdot (353 - 298) = 8069,6 \text{ j}$$

$$\Delta H_2^0 = m \cdot \Delta H_V^0(C_6H_6) = n \cdot M \cdot \Delta H_V^0(C_6H_6) = 1,78 \cdot 94,6 \cdot 1,85 = 30843,38 \text{ j}$$

$$\Delta H_3^0 = \int_{353^\circ K}^{400^\circ K} C_{P(C_6H_6)(g)} dT = C_{P(C_6H_6)(g)} \cdot \Delta T = 81,67 \cdot (400 - 353) = 3838,49 \text{ j}$$

$$\Delta H_4^0 = \int_{298^\circ K}^{400^\circ K} 7,5 \cdot C_{P(O_2)(g)} dT = 7,5 C_{P(O_2)(g)} \cdot \Delta T = 7,5 \cdot 30 \cdot (400 - 298) =$$

$$\Delta H_5^0 = \int_{298^\circ K}^{400^\circ K} 6 \cdot C_{P(CO_2)(g)} dT = 6 \cdot C_{P(CO_2)(g)} \cdot \Delta T = 6 \cdot 40 \cdot (400 - 298) =$$

$$\Delta H_6^0 = \int_{298^\circ K}^{373^\circ K} 3 \cdot C_{P(H_2O)(l)} dT = 3 \cdot C_{P(H_2O)(l)} \cdot \Delta T = 3 \cdot 75,24 \cdot (373 - 298) =$$

$$\Delta H_7^0 = m \cdot \Delta H_V^0(H_2O) = n \cdot M \cdot \Delta H_V^0(H_2O) = 3 \cdot 18 \cdot 1440 \cdot 4 \cdot 1,85 =$$

$$\Delta H_8^0 = \int_{373^\circ K}^{400^\circ K} 3 \cdot C_{P(H_2O)(g)} dT = C_{P(H_2O)(g)} \cdot \Delta T = 3 \cdot 40 \cdot (400 - 373) =$$

D'ou:  $\sum(\Delta H)_{cycle} = 0 \Rightarrow$

$$\Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + \Delta H_3^0 + \Delta H_4^0 + (\Delta H_R^0)_{T=400^\circ K} - \Delta H_5^0 - \Delta H_6^0 - \Delta H_7^0 - \Delta H_8^0 - (\Delta H_R^0)_{T=298^\circ K} = 0$$

$$(\Delta H_R^0)_{T=400^\circ K} = (\Delta H_R^0)_{T=298^\circ K} + \underbrace{\Delta H_5^0 + \Delta H_6^0 + \Delta H_7^0 + \Delta H_8^0}_{\text{produits}} - \underbrace{\Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + \Delta H_3^0 + \Delta H_4^0}_{\text{Réactifs}} - [\Delta H_{P-R}^S]_{298^\circ K}^{400^\circ K}$$

On retrouve la loi de Kirchhoff

$$(\Delta H_R^0)_{T=400^\circ K} = - 3267,4 + 304,373 = - 2963,027 \text{ kj/mole}$$

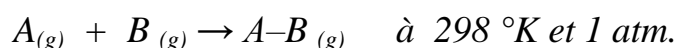
$$\boxed{(\Delta H_R^0)_{T=400^\circ K} = - 2963,027 \text{ kj/mole}}$$

**IV.7 : Energie de liaison ou Enthalpie de formation de liaison.**

**IV.7.1 : Energie d'une liaison covalente.**

**Definition :**

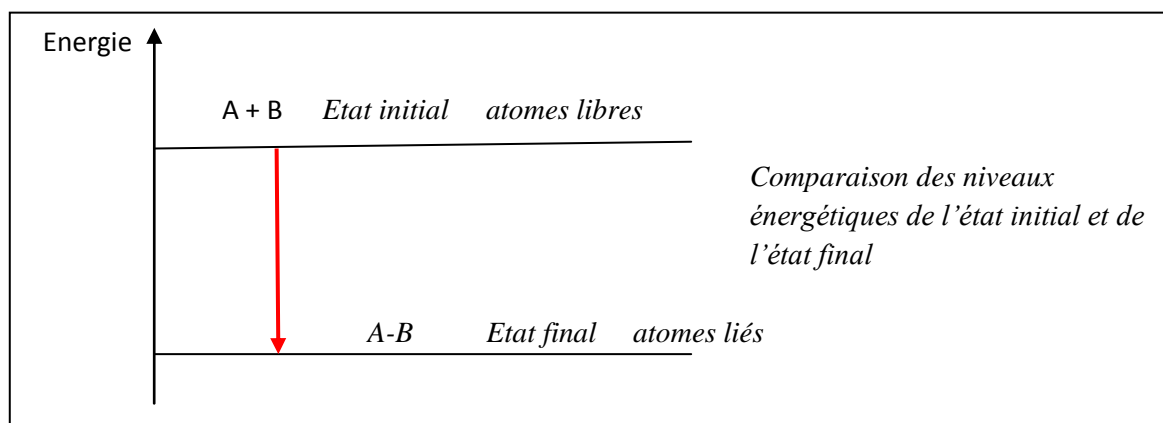
L'énergie d'une liaison covalente **A-B** est l'énergie qui apparait lors de la formation de cette liaison covalente à partir des atomes **A** et **B** supposés libres à l'état gazeux. Cette énergie est égale à la variation d'enthalpie  $\Delta H_{A-B}$  nécessaire pour effectuer la réaction :



Ci-dessous, le tableau qui donne quelques valeurs de ces énergies exprimées en kcal.

liaisons	H-H	C-H	C-C	C=C	C≡C	O-O	O=O	C-O
$\Delta H$ en kcal/mol	-104	-99	-83	-147	-194	-33	-118	-84

Le tableau ci-dessus, montre que les énergies de liaison sont toujours négatives. Cela veut dire, que les atomes pris à l'état gazeux se combinent entre eux en dégageant toujours de grosses quantités d'énergie. ( $\Delta H < 0$ ).



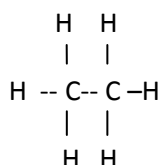
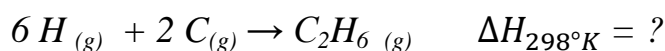
La réaction inverse  $A-B_{(g)} \rightarrow A_{(g)} + B_{(g)}$  correspond à une variation d'enthalpie positive qu'on appelle Enthalpie de dissociation ou de rupture. C'est l'énergie qu'il faut fournir à une mole pour rompre sa liaison covalente ; égale à la valeur absolue de l'énergie de liaison.

**Remarque :**

Dans le cas des molécules poly atomiques, la variation d'enthalpie de formation de ces molécules à l'état gazeux à partir des éléments pris eux aussi à

*l'état gazeux et à l'état atomique, est égale à la somme des énergies de liaisons formées.*

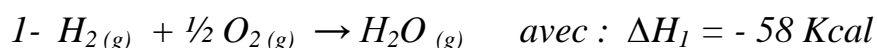
**Exemple.**



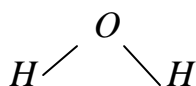
$$\Delta H_{298^\circ K} = \Delta H_{C-C} + 6 \Delta H_{C-H} \quad \text{Soit :}$$

$$\Delta H_{298^\circ K} = -83 + (-99 \times 6) = -677 \text{ kcal.}$$

*Pour éviter toute ambiguïté entre **Enthalpie de formation** et **Energie de liaison**, prenons l'exemple des 2 réactions suivantes.*

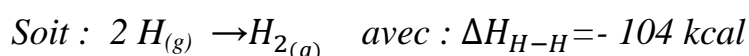


*Qui représente l'enthalpie de formation d'une mole d'eau à partir des molécules  $H_{2(g)}$  et  $O_{2(g)}$*



*Les valeurs des enthalpies des réactions (1) et (2), sont donc différentes.*

*La différence  $\Delta H_2 - \Delta H_1 = -104 \text{ kcal}$  correspond à la formation d'une mole d'hydrogène à partir des éléments monoatomiques H.*



*Et d'une demi mole d'oxygène à partir d'atomes d'oxygène suivant la réaction*



ou :  $\frac{1}{2} \Delta H_{O_2(g)} = -59 \text{ kcal}$

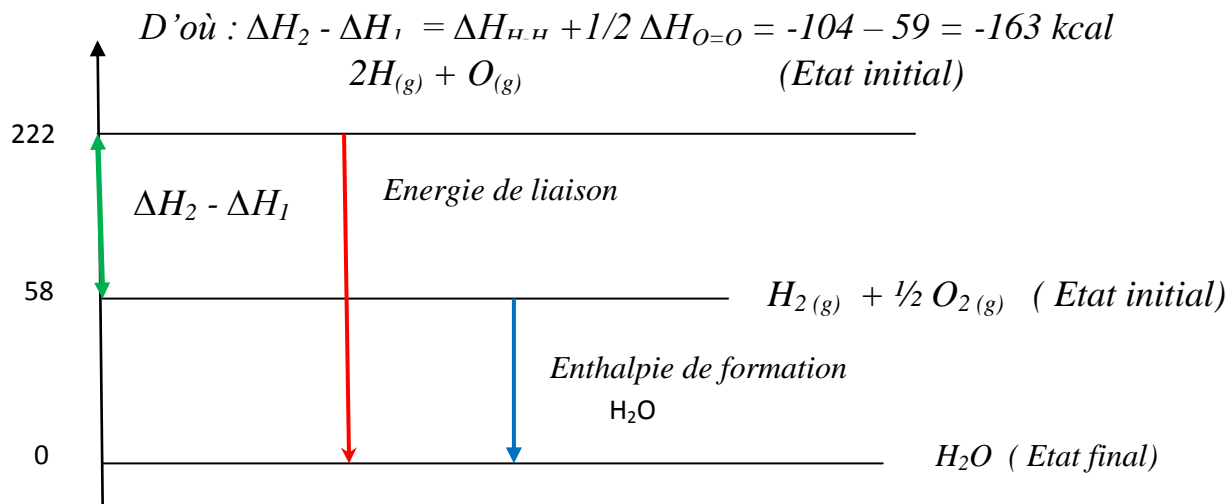


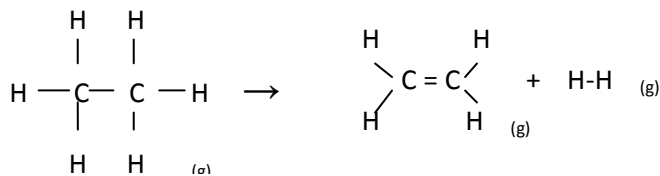
Figure illustrant la différence entre Energie de liaison et enthalpie de formation de la molécule  $H_2O$

Enthalpie standard d'une réaction quelconque mettant en présence des corps purs à liaison covalente.

Analogue à la relation de HESS déjà établie.

$$\Delta H_{298^\circ K}^0 = \sum \Delta H_{A-B_{produits}} - \Delta H_{A-B_{réactifs}}$$

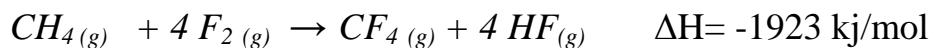
Exemple.



$$\begin{aligned}
 \Delta H_{298^\circ K}^0 &= \underbrace{\Delta H_{C=C} + 4\Delta H_{C-H} + \Delta H_{H-H}}_{\text{produits}} - \underbrace{\Delta H_{C-C} - 6\Delta H_{C-H}}_{\text{réactifs}} \\
 \Delta H_{298^\circ K}^0 &= -147 - (4 \times 99) - 104 + 83 + 6 \times 99 = -30 \text{ kcal.}
 \end{aligned}$$

Application:

Calculer l'énergie de liaison C-F à l'aide des données suivantes.



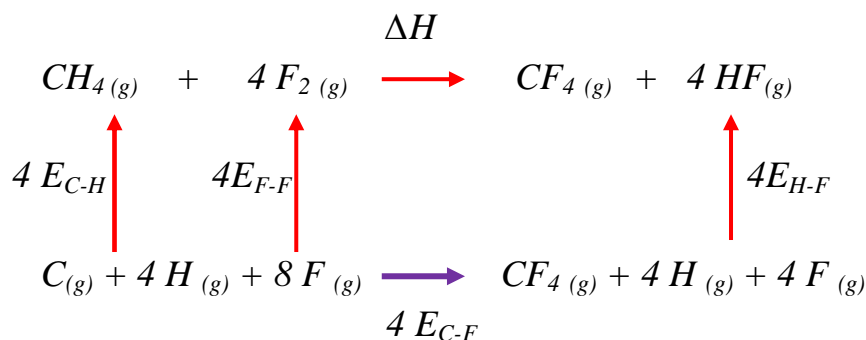
On donne les énergies de liaison suivantes.

$$E_{\text{C-H}} = -412,6 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{\text{H-F}} = -562,6 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{\text{F-F}} = -153 \text{ kJ/mol}$$

Solution.



$$\sum (\Delta H)_{\text{cycle}} = 0$$

$$- 4 E_{\text{C-H}} - 4 E_{\text{F-F}} + 4 E_{\text{C-F}} + 4 E_{\text{H-F}} - \Delta H = 0$$

⇒

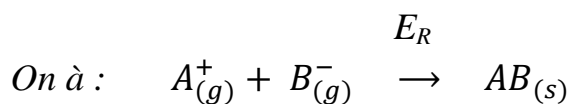
$$4 E_{\text{C-F}} = \Delta H + 4 E_{\text{C-H}} + 4 E_{\text{F-F}} - 4 E_{\text{H-F}}$$

$$E_{\text{C-F}} = \frac{\Delta H}{4} + E_{\text{C-H}} + E_{\text{F-F}} - E_{\text{H-F}} = -\frac{1923}{4} - 412,6 - 153 + 562,6 = -483,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\boxed{E_{\text{C-F}} = -483,7 \text{ kJ/mol}}$$

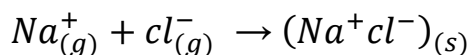
### IV.7.2 : Energie réticulaire.

L'énergie réticulaire est l'énergie nécessaire pour former une mole d'un corps à l'état cristal ionique à partir des ions pris à l'état gazeux à 298°K et sous 1 atm.



Pour calculer cette énergie réticulaire, il faut construire le cycle appelé dans ce cas cycle de **BORN-HABER**.

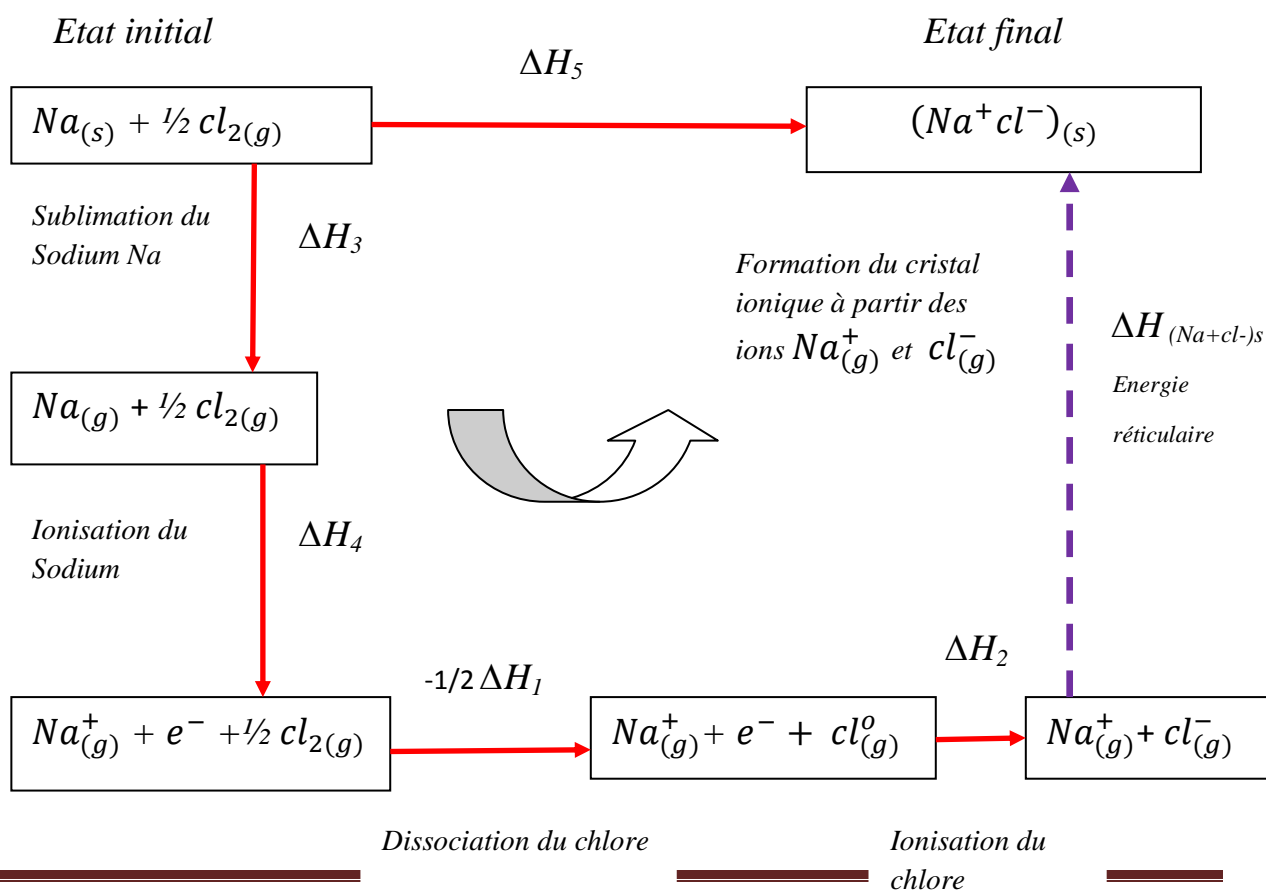
Exemple :



Cette énergie  $\Delta H_{(\text{Na}^+\text{Cl}^-)_{(s)}}$  n'est pas directement accessible expérimentalement. Elle est calculée indirectement à partir des données thermodynamiques fournies par les tables thermodynamiques. On trouve par exemple :

- |  |                                 |
|--|---------------------------------|
| 1- $\text{Cl}_{(g)}^0 + \text{Cl}_{(g)}^0 \rightarrow \text{Cl}_{2(g)}$                        | $\Delta H_1 = -58 \text{ kcal}$ |
| 2- $\text{Cl}_{(g)}^0 + e^- \rightarrow \text{Cl}_{(g)}^-$                                     | $\Delta H_2 = -86 \text{ kcal}$ |
| 3- $\text{Na}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}$   | $\Delta H_3 = 26 \text{ kcal}$  |
| 4- $\text{Na}_{(g)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}^+ + e^-$                                       | $\Delta H_4 = 118 \text{ kcal}$ |
| 5- $\text{Na}_{(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow (\text{Na}^+\text{Cl}^-)_{(s)}$ | $\Delta H_5 = -98 \text{ kcal}$ |

On peut obtenir  $(\text{Na}^+\text{Cl}^-)_{(s)}$  à partir de la réaction (5) dont  $\Delta H_5 = -98 \text{ kcal}$ .



$$\sum (\Delta H)_{cycle} = 0$$

$$\Delta H_3 + \Delta H_4 - \frac{\Delta H_1}{2} + \Delta H_2 + \Delta H_{(Na+cl)_s} - \Delta H_5 = 0$$

On tire :

$$\Delta H_{(Na+cl)_s} = \frac{\Delta H_1}{2} - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 + \Delta H_5 = -\frac{58}{2} - (-86) - 26 - 118 + 98$$

Soit :

$$\Delta H_{(Na^+cl^-)_s} = -185 \text{ kcal/mol}$$

### Résumé :

Le Sodium est sublime ( $\Delta H_3$ ) puis ionisé ( $\Delta H_4$ ) alors que les molécules du chlore sont scindées ( $-\frac{\Delta H_1}{2}$ ) puis le chlore est ionisé ( $\Delta H_2$ ). La dernière étape correspond à la formation du cristal ionique à partir des ions  $Na_{(g)}^+$  et  $cl_{(g)}^-$ . La variation d'enthalpie qui correspond à cette dernière étape, est l'énergie réticulaire  $\Delta H_{(Na^+cl^-)_s}$

**Fin du chapitre**