

Chapitre 5 Chimie 12
thème 5
L'énergétique

5.1 L'énergie des réactions

- Thermochimie : étude de l'énergie présente dans les réactions chimiques.
- Loi de la conservation de l'énergie :
la quantité totale d'énergie dans l'univers reste constante
- Chaleur(Q) : transfert d'énergie cinétique, en joule(J)
- Température : mesure de l'énergie cinétique moyenne des particules d'une substance, en °C ou K

Différentes échelles de température

Échelle **Fahrenheit** (1724): de Daniel Gabriel Fahrenheit, Allemagne

Extrémités de l'échelle

0°F : plus basse température de l'hiver de 1708-1709

96°F : température du sang (cheval la 1^{ère} fois)

divisés en 12, puis chaque division est divisé en 8 autres

eau gèle : 32°F

eau bout : 212°F

T° du sang «normale»: 98,6°F

Échelle **Celsius** (1742): de Anders Celsius, Suède

Extrémités de l'échelle

0°C : T° de fusion de l'eau

100°C : T° d'ébullition de l'eau

des divisions en centièmes (on l'appelait degré centigrade)

eau gèle : 0°C

eau bout : 100°C (techniquement : 99,975°C)

Échelle **Kelvin** (1862): de Lord Kelvin (William Thomson), Irlande

Extrémités de l'échelle

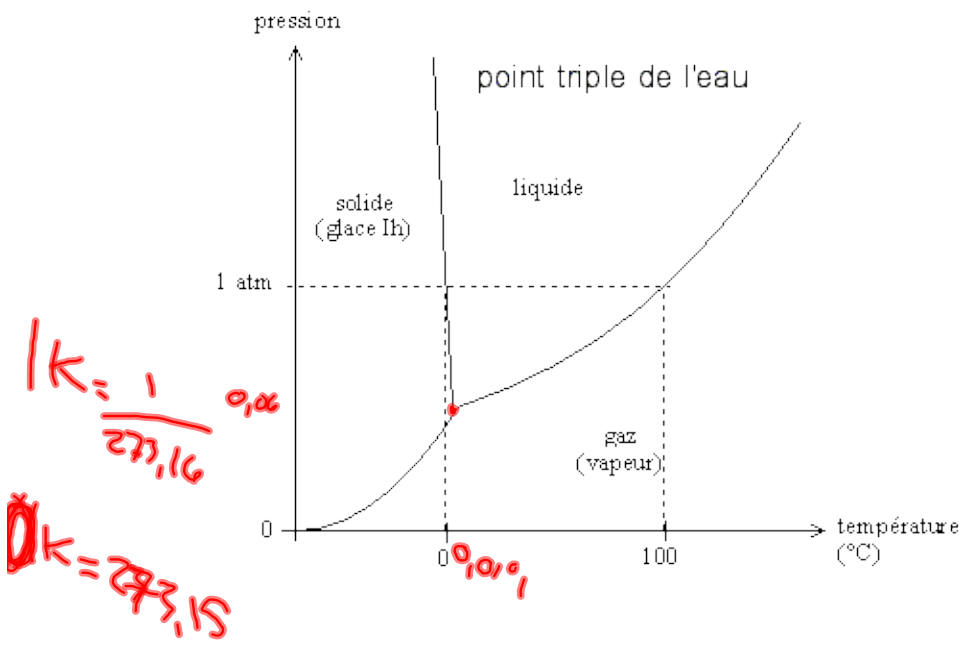
0 K : zéro absolu (pas de mouvement des particules, pas de pression)

273,15K : T° de fusion de l'eau

373,15K : T° d'ébullition de l'eau

eau gèle : 273,15K

eau bout : 373,15K (techniquement : 373,125K)



Variation d'énergie

- Enthalpie(H) : énergie interne totale d'une substance à pression constante.
- Variation d'enthalpie (ΔH) : enthalpie relative des produits et des réactifs; $\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}}$

La ΔH qu'on utilise habituellement est la $\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ}$ (standard de réaction) qui est la ΔH d'une réaction chimique à 25°C et 100kPa (101,3 kPa:BI)

Il y a d'autres ΔH possibles, précisées en indice

Ex. : ΔH_{comb} $\Delta H_{\text{évap}}$ ΔH_{fus} ΔH_{cond} ...

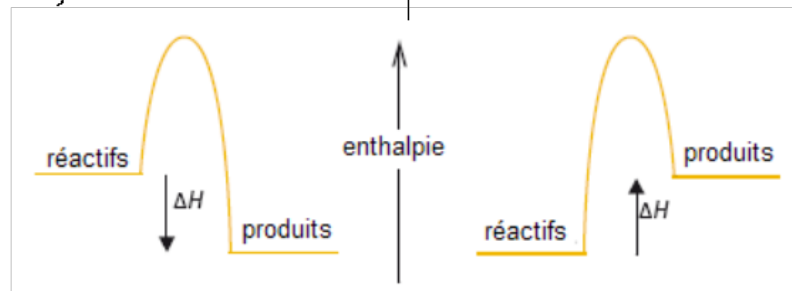
Types de réactions thermochimiques

Exothermique

- R_{xn} chimique qui dégage de la chaleur
- L'E émise par liaisons créées (produits) est supérieur à l'E absorbée pour rompre les liaisons (réactifs)
- Le terme «chaleur» est du côté des produits ; ΔH est < 0

Endothermique

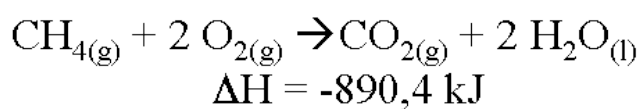
- R_{xn} chimique qui absorbe de la chaleur
- L'E absorbée par liaisons rompues (réactifs) est supérieur à l'E émise pour créer les liaisons (produits)
- Le terme «chaleur» est du côté des réactifs ; ΔH est > 0



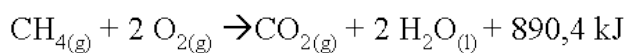
Types de réactions thermochimiques

Exothermique

- Exemples : combustion de CH₄

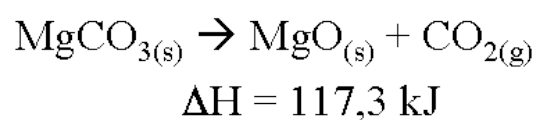


Ou

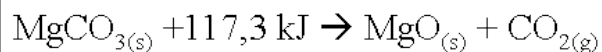


Endothermique

- Ex.: décomposition de MgCO_{3(s)}



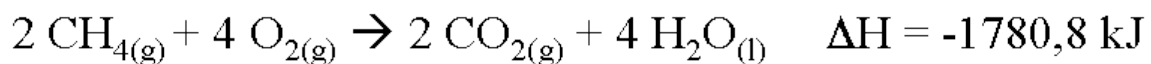
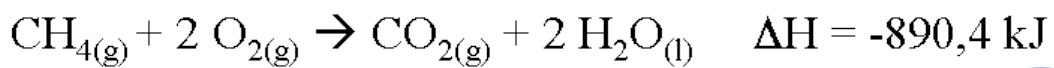
Ou



Les équations thermochimiques

- Stoechiométrie

Si on double le nombre de réactifs et de produits, la valeur de ΔH double aussi :



Ex.₁ : Quelle sera la quantité d'énergie libérée, en kJ, par 124,0g de $\text{CH}_{4(g)}$? $M_{\text{CH}_4} = 16,00 \text{ g mol}^{-1}$

$$\frac{124,0}{16,00} = 7,75 \text{ mol}$$

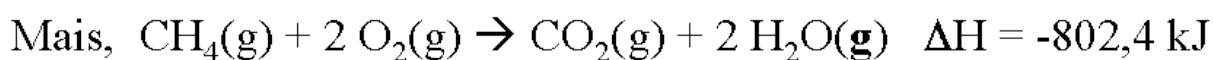
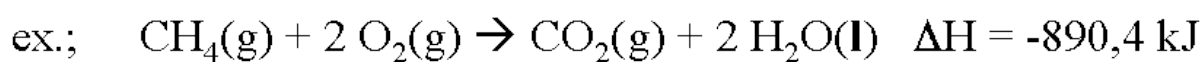
$$\rightarrow 7,75 \text{ mol} \times 890,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$= 6900,6$$

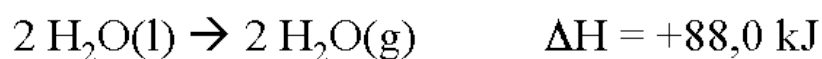
$= 6900,6 \text{ kJ libéré}$

Les équations thermochimiques

Il est important de noter la phase de chaque réactif et produit



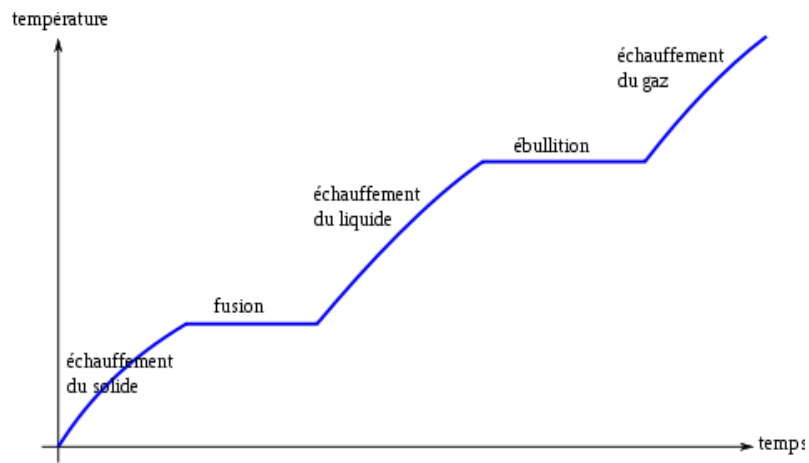
parce que $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ est plus haut en enthalpie



$$\Delta H_{\text{EVAP}}(\text{H}_2\text{O}) = 44,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$



variations thermiques et changements d'état



Selon ceci, $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

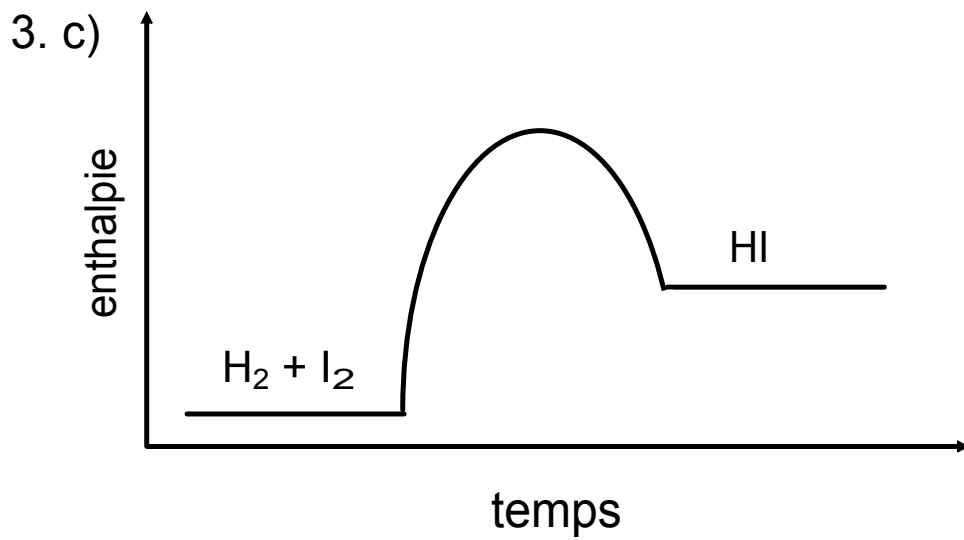
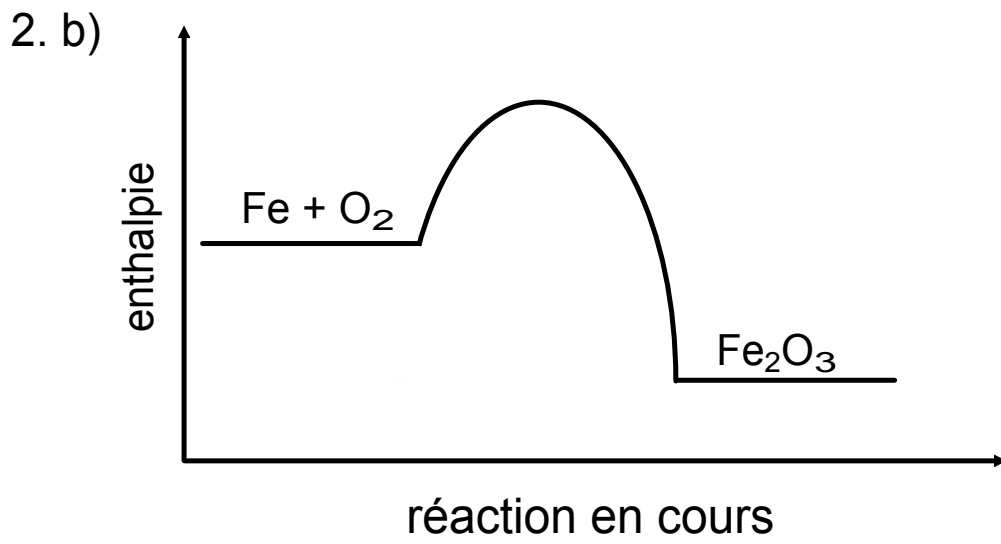
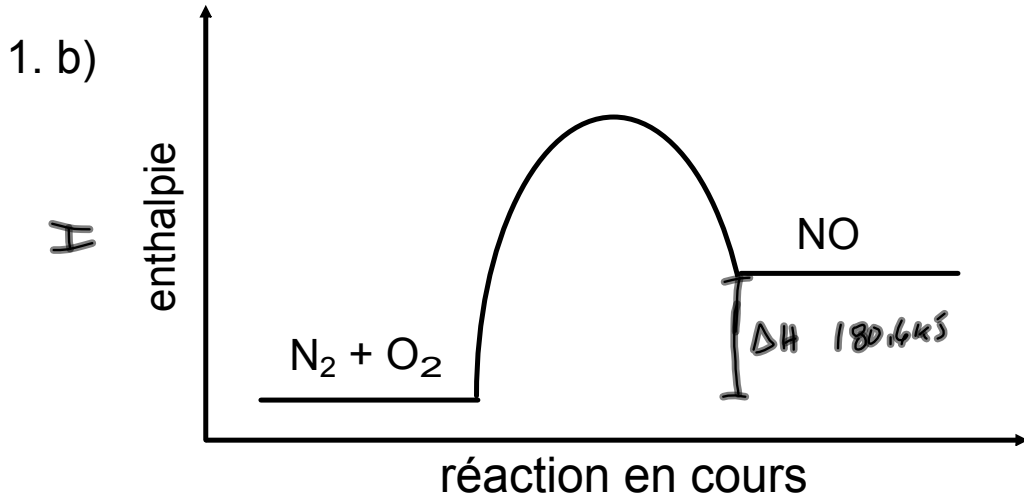
$$\Delta H = +6,02 \text{ kJ}$$

~~-6,02~~

DEVOIR

- Faire les exercices n^{os} 1 à 4 de la p. 226
- lire 5.2 et prendre des notes

5.2 titre Chaleur massique(c) : Capacité thermique(C): Chaleur massique et transfert de chaleur : $Q = mc\Delta T$ Ex.: En laboratoire : Calorimètre:	5.2 (suite) Polystyrène ou à pression constante ΔH avec calorimètre Ex.: Questions à poser à M.
---	--



5.2 Détermination de ΔH_{rxn} par l'expérience

Chaleur massique (c):

←.....→ quantité d'énergie nécessaire pour élever de 1°C
la température de 1g d'une substance, en $\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$

Capacité thermique (C) :

▶ quantité d'énergie nécessaire pour élever de 1°C la température
d'une masse donnée d'une substance, en $\text{kJ}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$ (C = mc)

Chaleur massique et transfert de chaleur:

$$\leftarrow \dots \rightarrow Q = mc\Delta T$$

Ex.: Quelle est la quantité d'énergie nécessaire pour faire passer 101g
d'eau de 281K à 306K? $c(\text{H}_2\text{O}) = 4,184 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$

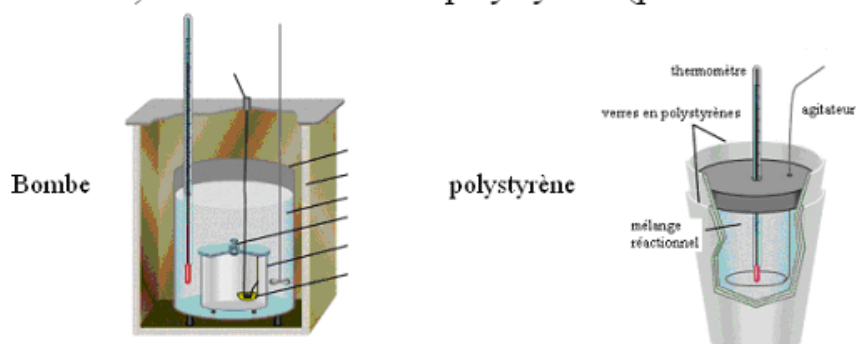
$$\begin{aligned} Q &= 101 \text{ g} \times 4,184 \text{ J g}^{-1}\text{C}^{-1} \times (306 - 281) \\ &= 10564,6 \text{ J} \\ &= 1,1 \times 10^4 \text{ J ou } 11 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 1 \text{ g H}_2\text{O}_{(l)}$$

En laboratoire...

Pour mesurer l'enthalpie d'une réaction en laboratoire, on utilise un calorimètre.

Il y a 2 types de calorimètres, la bombe calorimétrique (volume constant) et le calorimètre en polystyrène (pression constante)



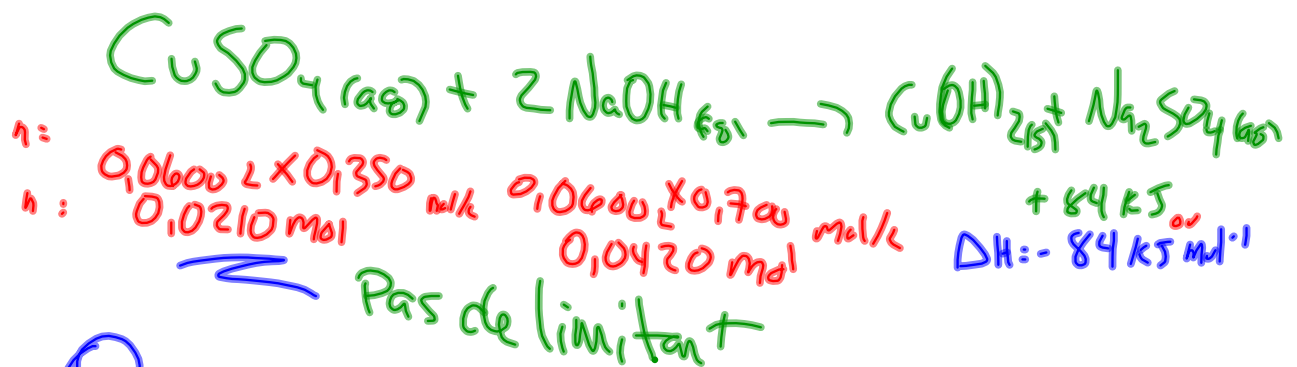
Pour ce faire on utilise cette équation : $Q_{\text{réaction}} = -Q_{\text{système isolé}}$

Exemple

On fait réagir une solution 60,0 mL de sulfate de cuivre(II) à 0,350 mol/L avec 60,0 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à 0,700 mol/L dans un calorimètre de polystyrène. On produit ainsi un précipité d'hydroxyde de cuivre(II) et une solution aqueuse de sulfate de sodium. La température initiale était de 20,7 °C et la plus haute température atteinte a été de 24,2 °C.

Détermine la variation de l'enthalpie de la réaction et écris l'équation thermochimique.

NB. On utilise la masse volumique et la chaleur massique de l'eau pour les solutions : 1,00 g/mL et 4,184 J·g⁻¹·°C⁻¹



$$Q = mc\Delta T$$

$$= 4,184 \cdot 3,5 \cdot 120,0$$

$$= 1757,28 \text{ J}$$

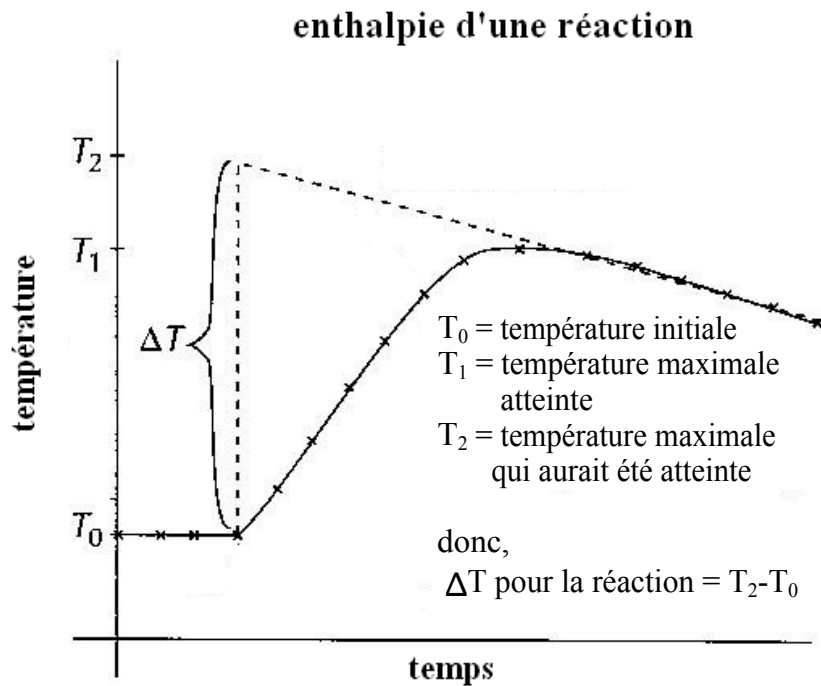
$$\Delta H: \frac{1757,28 \text{ J}}{0,0210 \text{ mol}} = 83680 \text{ J/mol}$$

$$= 83,680 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H = -84 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Compensation graphique pour la perte de chaleur

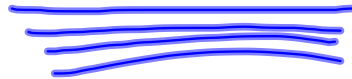
Si la réaction n'est pas instantanée, on peut extrapoler le graphique de la température par rapport au temps pour ainsi déduire la température maximale qui aurait été atteinte s'il n'y avait pas eu de perte de chaleur.



Enthalpie de liaison

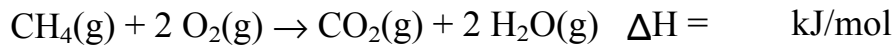
Enthalpie de liaisons :

Dans une molécule diatomique, c'est l'énergie libérée en formant (nécessaire pour briser) les liaisons de la molécule à partir de ses atomes à l'état gazeux : $X(g) + Y(g) \rightarrow X-Y(g)$



Si ce n'est pas diatomique, la force de la liaison est influencée par les autres atomes présents dans la molécule, on utilise alors l'enthalpie moyenne de liaisons.

Ex₁ Calcule la variation d'enthalpie de la combustion du méthane, toutes les espèces étant à l'état gazeux.



liaison	$\Delta H(\text{kJ mol}^{-1})$
C-H	412
O=O	496
C=O	743
H-O	463

$$\begin{aligned}
 &4 \text{ C-H} + 2 \text{ O=O} \quad 2 \text{ C=O} + 4 \text{ O-H} \\
 &4(412) + 2(496) \quad \left\{ \begin{array}{l} 2(743) + 4(463) \\ = 1486 + 1852 \end{array} \right. \\
 &= 1648 + (992) \quad \left\{ \begin{array}{l} = 3338 \text{ kJ} \rightarrow \text{libérée} \\ \text{absorbée} \end{array} \right. \\
 &= \frac{2640 \text{ kJ}}{\downarrow} \\
 &\quad \Delta H = -698 \text{ kJ mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

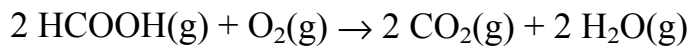
$$\Delta H = 4(412) + 2(496) + 2(-743) + 4(-463)$$

$$\Delta H = (1648) + (992) + (-1486) + (-1852)$$

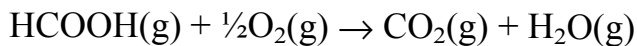
$$\Delta H = -698 \text{ kJ mol}^{-1}$$

valeur acceptée : $\Delta H^\circ = -890,4 \text{ kJ/mol}$

Ex₁ Calcule la variation d'enthalpie de la combustion de l'acide méthanoïque, toutes les espèces étant à l'état gazeux.



ou



liaison	$\Delta\text{H}(\text{kJ mol}^{-1})$
C-H	412
O=O	496
C=O	743
H-O	463

$$\Delta\text{H} = 2 \text{ C-H} + 2 \text{ C=O} + 2 \text{ C-O} + 2 \text{ O-H} + 1 \text{ O=O}$$

$$+$$

$$4 \text{ C=O} + 4 \text{ O-H}$$

$$\Delta\text{H} = 2(412) + 2(743) + 2(360) + 2(463) + (496)$$

$$+$$

$$4(-743) + 4(-463)$$

$$\Delta\text{H} =$$

$$4452$$

$$+$$

$$-4824$$

$$\Delta\text{H} = -372 \text{ kJ}$$

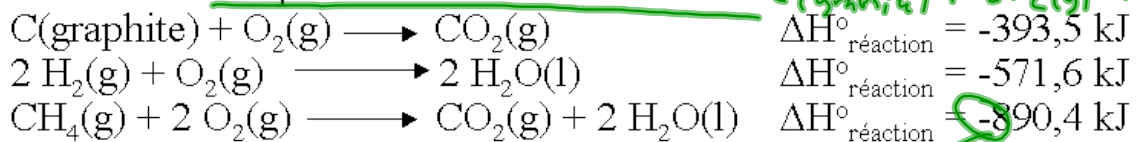
$$\Delta\text{H} = -186 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (acide méthanoïque)}$$

La loi de Hess

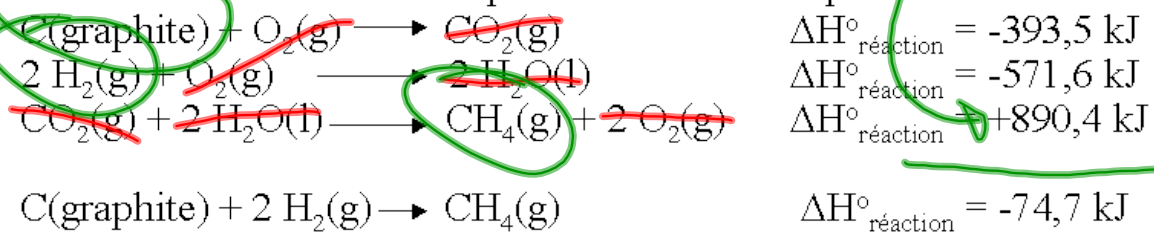
- la loi de Hess: quand les réactifs sont transformés en produits, la variation d'enthalpie est la même, que la réaction ait lieu en une étape ou en plusieurs étapes
- autrement dit, en autant que le point de départ (les réactifs) et le point final (les produits) soient les mêmes, la valeur de ΔH ne change pas avec la trajectoire choisie pour se rendre des réactifs aux produits

La loi de Hess

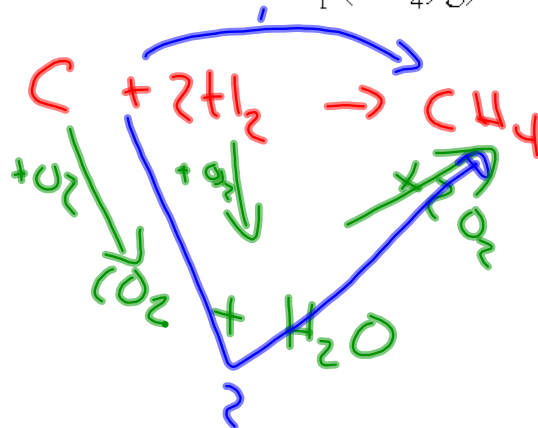
- Exemple: Avec l'aide des équations thermochimiques suivantes, calculez l'enthalpie de formation du méthane



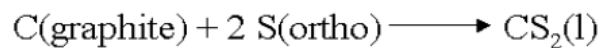
- Solution: Sommez les trois équation thermochimiques suivantes:



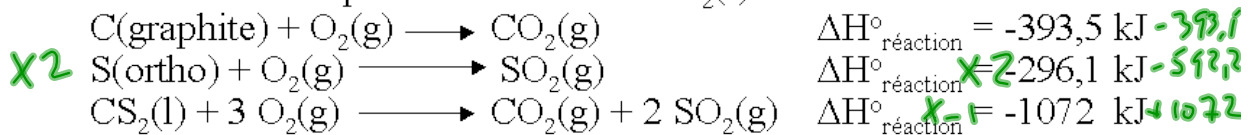
donc $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4, \text{g}) = -74,7 \text{ kJ}$



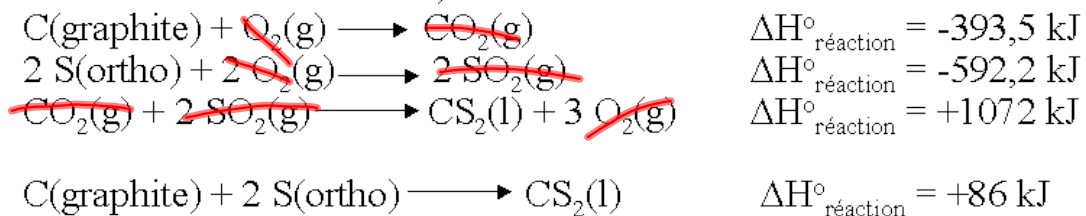
La loi de Hess



- Exemple: À l'aide des équations thermochimiques suivantes, calculez l'enthalpie de formation de $\text{CS}_2(\text{l})$

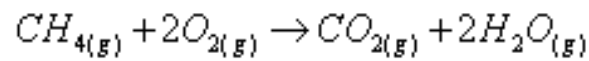


- Solution: Sommez les trois équation thermochimiques suivantes (on a doublé la deuxième réaction):

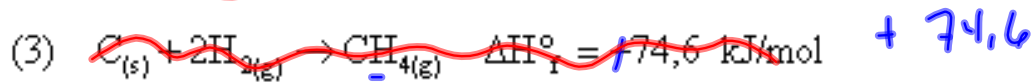
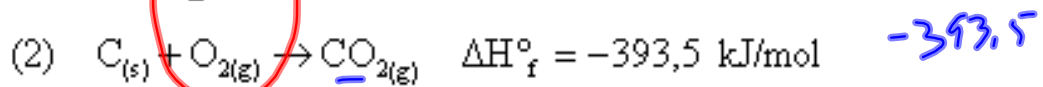
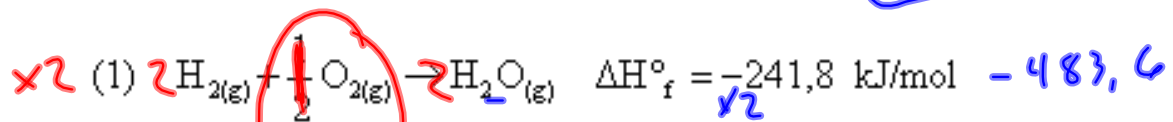


donc $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2, \text{l}) = +86 \text{ kJ}$

Exemple₃ : Calcule la ΔH° de la réaction suivante à l'aide de la loi de Hess et des réactions de formation standard de chaque substance . La formation d' $O_2(g) = 0$ kJ/mol

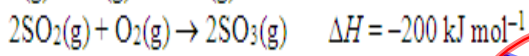


$$\Delta H = -802,5 \text{ kJ/mol}$$



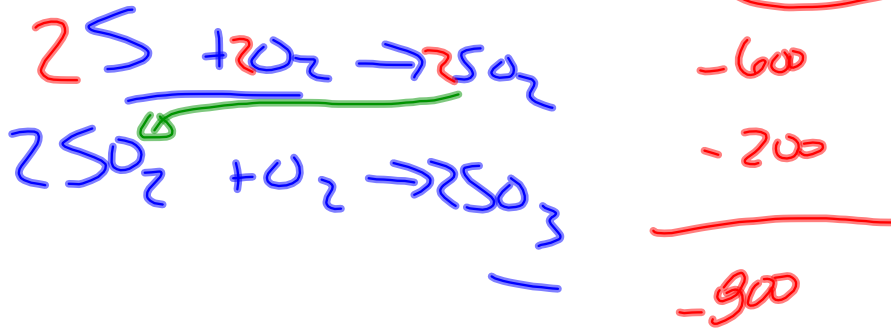
$$-802,5$$

9. Soit les équations suivantes :



Calcule ΔH (in kJ mol^{-1}) pour la réaction suivante : $2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_3$

$$\Delta H = -800 \text{ kJ}$$



enthalpies de liaisons.pdf