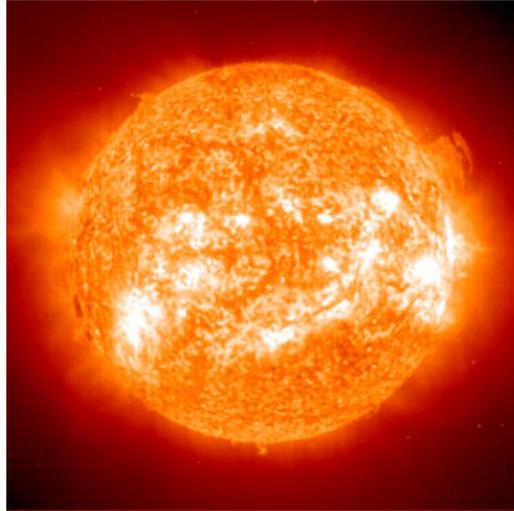


# La thermochimie



# L'énergie



# Chaleur et température

Chaleur : mesure de l'énergie transférée d'un corps à un autre.

C'est une grandeur **extensive** : elle dépend de la quantité de substance considérée.

Température : mesure du degré d'agitation des particules.

C'est une grandeur **intensive** : elle ne dépend pas de la quantité de substance considérée.

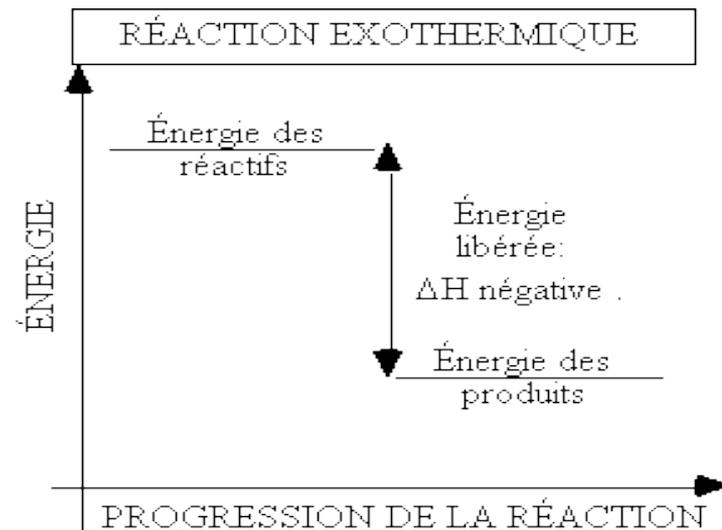
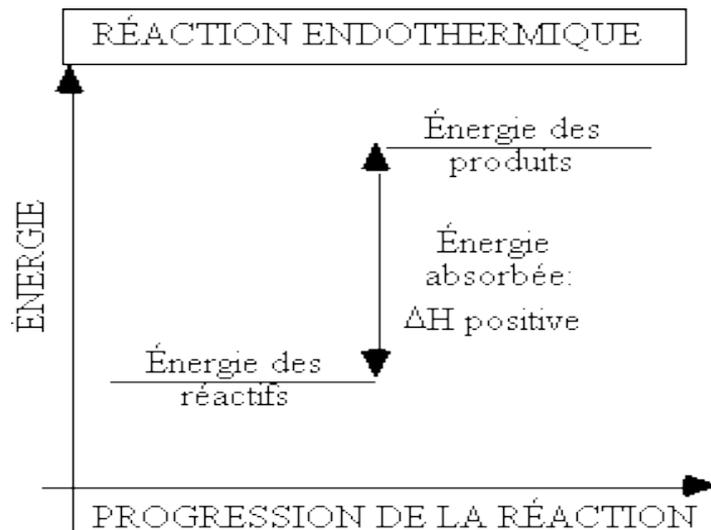
*Animation*

*Un corps chaud ne possède pas de chaleur  
Il possède de l'énergie interne.*



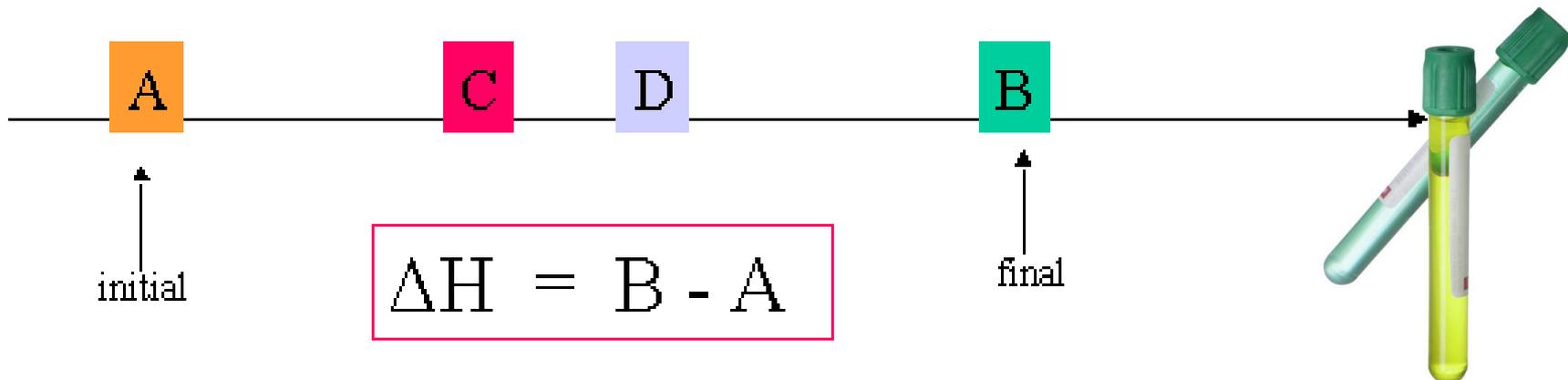
# Réaction endo- et exothermiques

- Réaction exothermique :
  - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl} + 184 \text{ kJ}$
- Réaction endothermique :
  - $2 \text{N}_2 + \text{O}_2 + 164 \text{ kJ} \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}$



# L'enthalpie

- **Différence d'enthalpie** : énergie échangée sous forme de **chaleur** durant une réaction chimique. Elle est notée  $H$ .
- L'enthalpie est une **fonction d'état** : elle ne dépend que de l'état de départ et l'état d'arrivée, pas des transformations subies entre ces deux états.



# Différence d'enthalpie

$$\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}}$$

## Réaction exothermique :

C'est une réaction qui dégage de l'énergie donc

$$H_{\text{produits}} < H_{\text{réactifs}} \implies \Delta H < 0$$

## Réaction endothermique :

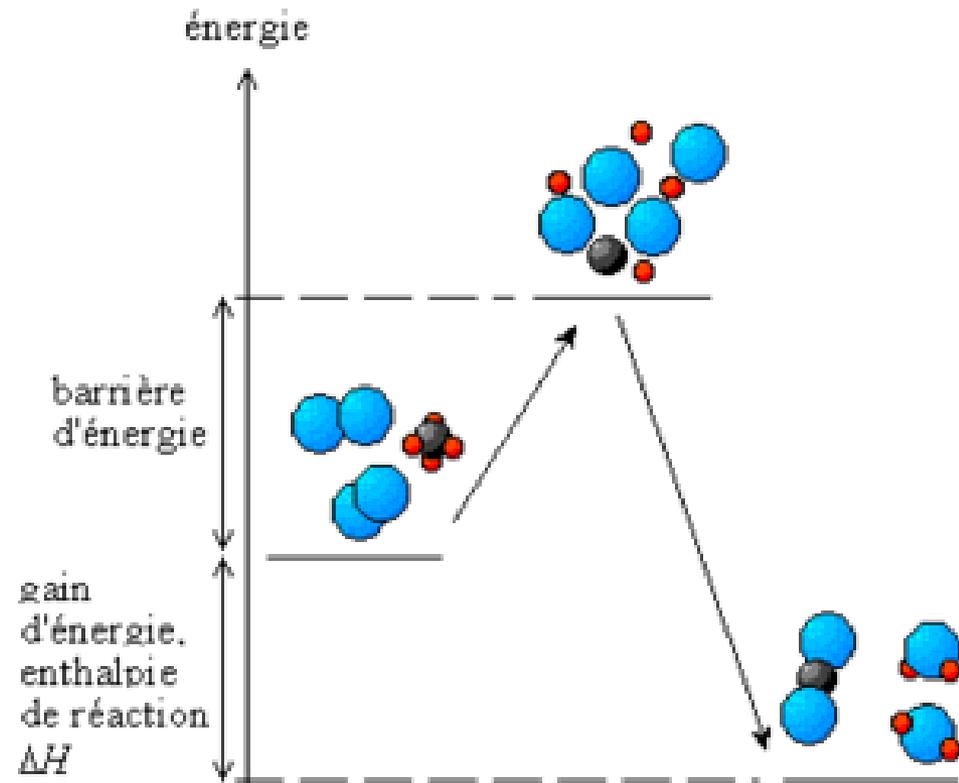
C'est une réaction qui absorbe de l'énergie donc

$$H_{\text{produits}} > H_{\text{réactifs}} \implies \Delta H > 0$$



# Atomisation et molécularisation

- Atomisation : rupture d'un lien
  - *C'est une réaction qui est toujours endothermique*
- Molécularisation : formation d'un lien
  - *C'est une réaction qui est toujours exothermique*



# Calculs d'enthalpie

La **chaleur massique** d'une substance est la quantité d'énergie nécessaire pour élever la température d'une unité de masse de cette substance de 1 degré.

*Exemple : la chaleur massique de l'eau est de  $4,18 \text{ J.g}^{-1}.\text{°C}^{-1}$ . Il faut donc 4,18 Joules pour élever la température de 1 gramme d'eau de 1 degré Celsius*



# Calculs d'enthalpie

$$Q = m c \Delta T$$

Q : quantité de chaleur reçue ou cédée par un corps

*mesurée en joules ou kJoules*

m : masse du corps

*mesurée en kg ou en g*

c : chaleur massique

*souvent mesurée en  $J.g^{-1}.\text{°C}^{-1}$*

$\Delta T$  : variation de température

*mesurée en K ou en  $\text{°C}$*



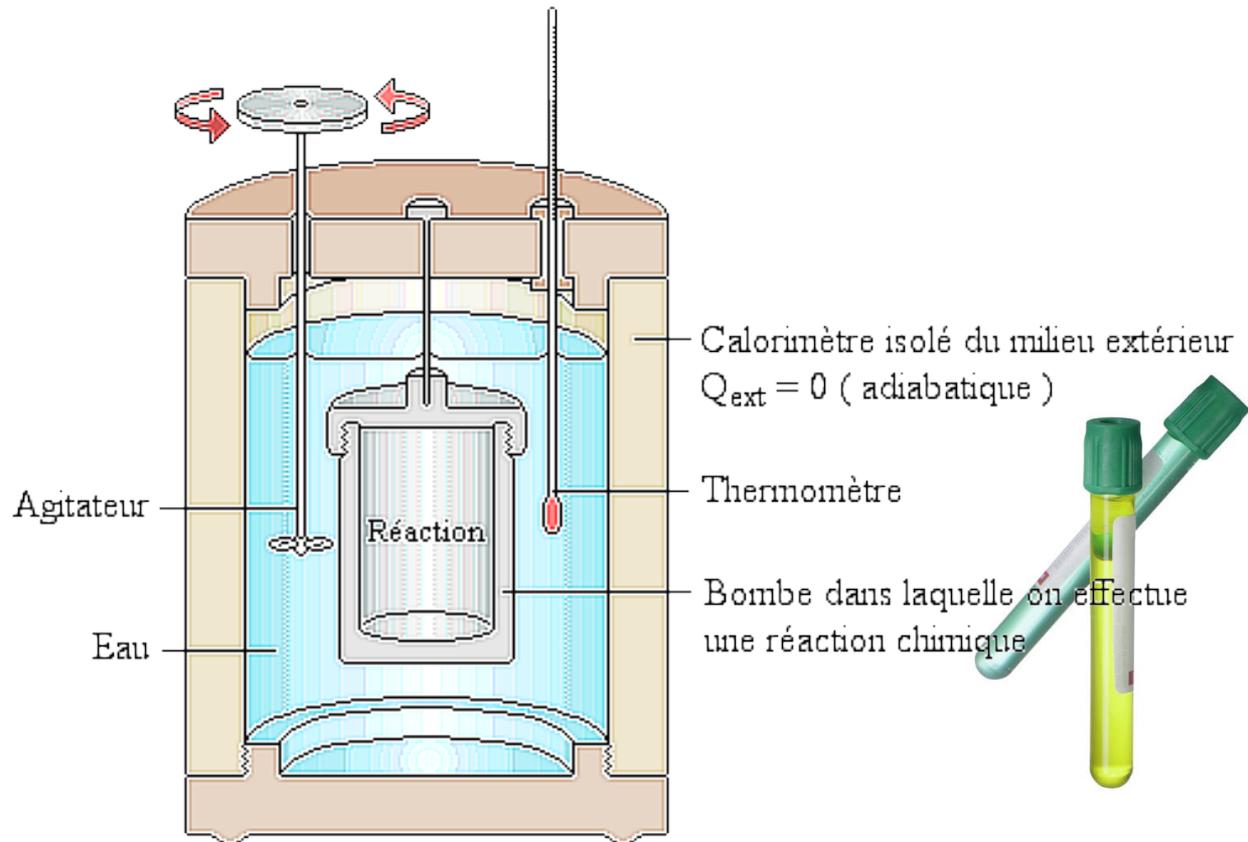
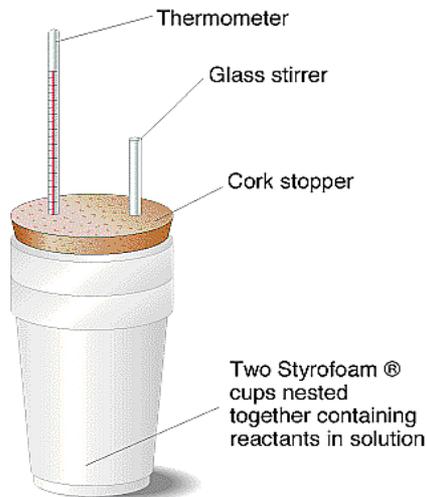
# Exemple

Combien d'énergie est nécessaire pour augmenter la température de 20 grammes de nickel (chaleur massique  $440 \text{ J.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$ ) de  $50\text{°C}$  à  $70\text{°C}$  ?



# La calorimétrie

On peut mesurer expérimentalement les variations d'enthalpie à l'aide d'un calorimètre.



# Exemple

50,0 cm<sup>3</sup> d'hydroxyde de sodium de concentration 1,00 mol.dm<sup>-3</sup> à 25,0 °C sont ajoutés à 50,0 cm<sup>3</sup> d'acide chlorhydrique de concentration 1,00 mol.dm<sup>-3</sup> à 25,0 °C. La température du système augmente jusqu'à 31,8 °C.

Calcule l'enthalpie de cette réaction.



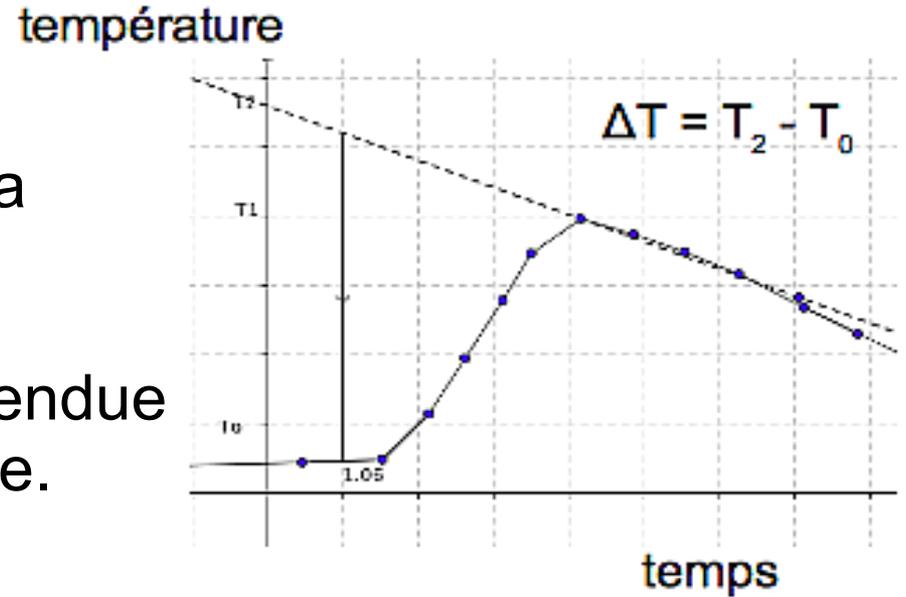
# Limitations du calorimètre

- La réaction est **incomplète** : il devient alors difficile de calculer la variation d'enthalpie de la réaction.
- Une partie de la chaleur est **absorbée par l'environnement**.
- L'utilisation de la chaleur massique de l'eau est une approximation. La **capacité thermique** du calorimètre devrait être prise en compte.



# Corrections de température

Si la réaction est lente, la température maximale enregistrée est inexacte : la perte de chaleur vers l'environnement est plus importante car elle s'est étendue sur une plus longue période.



*On procède donc à une extrapolation des données*



# Exemple

50,00 cm<sup>3</sup> de nitrate d'argent de concentration 0,100 M sont mis dans un calorimètre avec 0,200 g de zinc. La température de la solution augmente de 4,3°C.

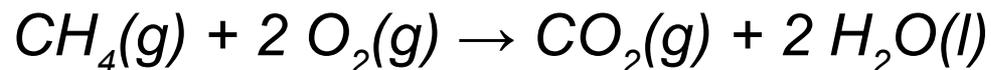
Détermine quelle substance est en excès puis calcule la variation d'enthalpie pour cette réaction par mole de zinc.



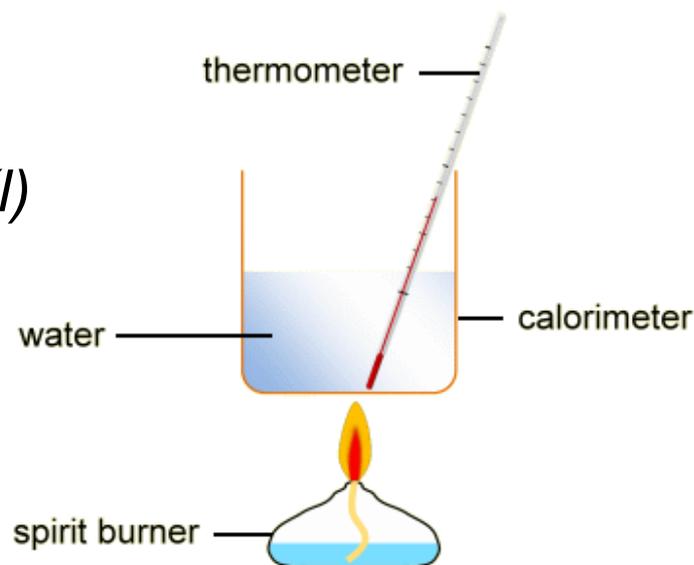
# Enthalpie de combustion

L'**enthalpie standard de combustion** pour une substance est l'énergie thermique relâchée lorsqu'une mole de cette substance est complètement brûlée dans un excès d'oxygène et dans des conditions standards (1 atm et 25°C).

*Exemple :*



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



# Exemple

0,75 g de méthanol sont brûlés et la température de 100 cm<sup>3</sup> d'eau est augmentée de 34,5 °C.

Calcule la variation d'enthalpie de combustion du méthanol.

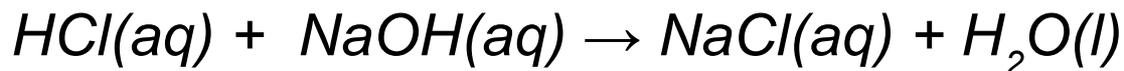


# Enthalpie de neutralisation

L'**enthalpie standard de neutralisation** est l'énergie thermique relâchée lorsqu'une mole d'ions hydrogène est complètement neutralisée par une base dans des conditions standards.

*Elle est toujours exothermique.*

*Exemple :*

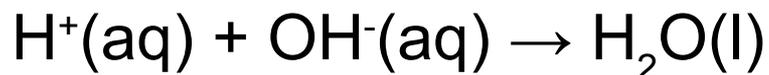


$$\Delta H^\ominus = - 57 \text{ kJ. mol}^{-1}$$



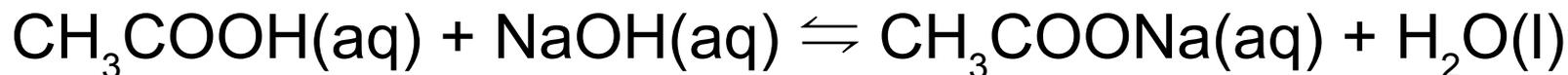
# Acides forts et faibles

- Pour tous les acides forts, l'énergie de neutralisation est la même :



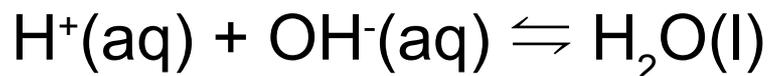
$$\Delta H^\ominus = - 57 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

- Pour les acides faibles, les valeurs seront plus faibles :



$$\Delta H^\ominus = - 55,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

*car la réaction se décompose en deux étapes :*



# Exemple

50,00 cm<sup>3</sup> d'acide chlorhydrique de concentration 1,0 M sont ajoutés à 50,00 cm<sup>3</sup> d'hydroxyde de sodium de concentration 1,0 M. La température augmente de 6,8 °C. Calcule la variation d'enthalpie de neutralisation pour cette réaction.



# Enthalpie de formation

L'**enthalpie standard de formation** est l'énergie thermique échangée lorsqu'une mole d'une substance est formée à partir des corps purs simples pris dans des conditions standards (1 atm et 25°C).

*Exemple : l'enthalpie standard de formation de  $\text{CO}_2(\text{g})$  est la variation d'enthalpie de la réaction :*



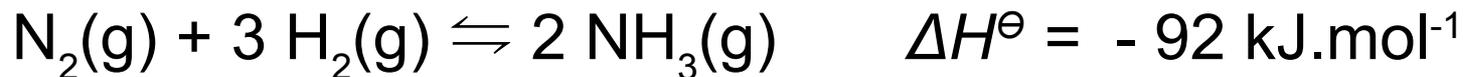
**L'enthalpie de formation des corps simples est nulle.**



# Réactions réversibles

Dans une réaction réversible, si la réaction avant est exothermique alors la réaction arrière est endothermique.

## Exemple :

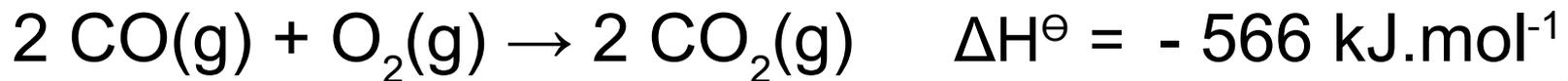
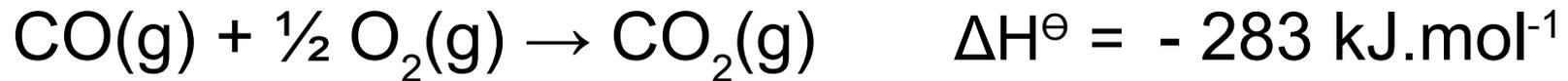


# Coefficients stoechiométriques

La variation d'enthalpie est associée à **une réaction** et dépend **des quantités des réactifs**.

Si les coefficients stoechiométriques de l'équation sont **multipliés ou divisés par un facteur**, il faut multiplier ou diviser la variation d'enthalpie par le même facteur.

Exemple :

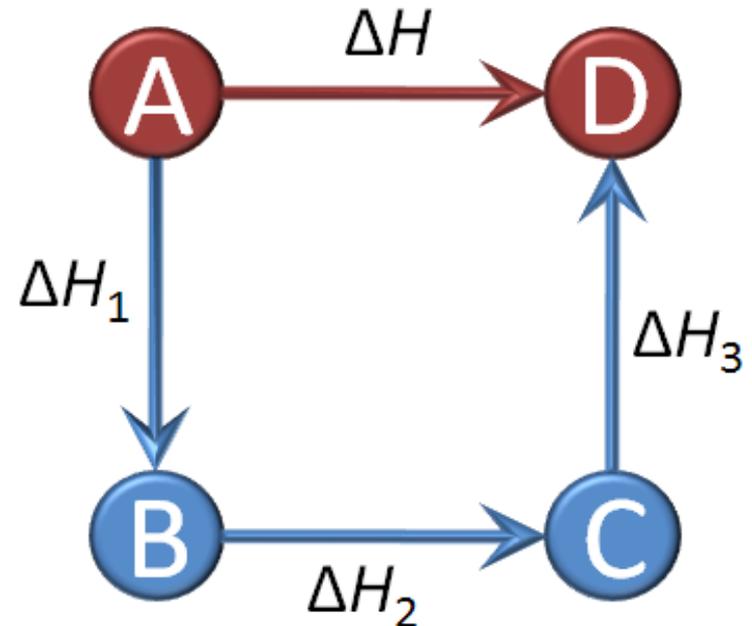


# Loi de Hess

L'enthalpie est une fonction d'état : elle ne dépend que de l'état de départ et de celui d'arrivée.

En conséquence :

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

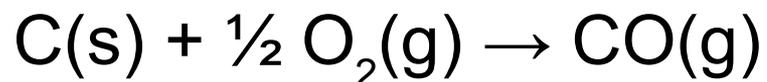


# Exemple

L'enthalpie de combustion du C(s) est de -393 kJ/mol.

L'enthalpie de combustion du CO(g) est de -283 kJ/mol.

Calcule la variation d'enthalpie de la réaction :

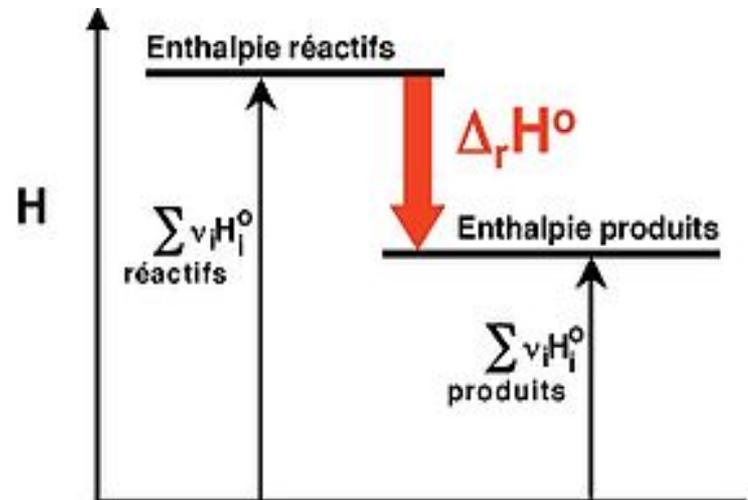


# Application de la loi de Hess

On peut calculer l'enthalpie standard d'une réaction à partir de l'enthalpie standard de formation des produits et des réactifs :

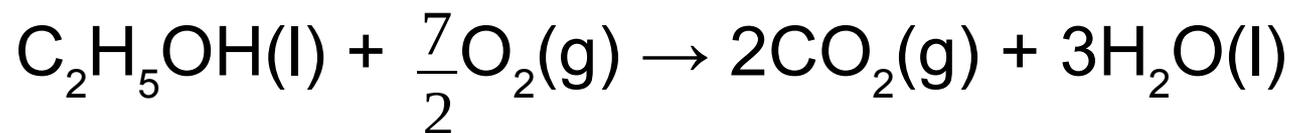
$$\Delta H^\ominus = \sum H_f^\ominus (\text{produits}) - \sum H_f^\ominus (\text{réactifs})$$

*Attention aux  
coefficients  
stoechiométriques*



# Exemple

Calcule la variation d'enthalpie de la réaction :



Sachant que :

Substance	Enthalpie standard de formation
éthanol	- 278 kJ/mol
oxygène	0 kJ/mol
Dioxyde de carbone	- 393,5 kJ/mol
eau	- 285,8 kJ/mol



# L'enthalpie de liaison

L'énergie de dissociation de la liaison ou enthalpie de liaison est la variation d'enthalpie requise pour rompre une liaison particulière dans une mole de molécules à l'état gazeux.

Exemple :



$$\Delta H^\ominus = 436,4 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\ominus = 431,9 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\ominus = 941,4 \text{ kJ/mol}$$



# Force des liens

L'enthalpie de liaison reflète la force de la liaison.

Elle dépend donc de :

- *La longueur de la liaison*
- *La nature de la liaison*
- *La polarité de la liaison*

Liaison	Énergie de liaison moyenne $\text{kJ.mol}^{-1}$	Liaison	Énergie de liaison moyenne $\text{kJ.mol}^{-1}$
<b>C – C</b>	<b>346</b>	<b>H – F</b>	<b>567</b>
<b>C = C</b>	<b>614</b>	<b>H – Cl</b>	<b>431</b>



# Enthalpie de liaison moyenne



La disparition de la première liaison OH rend la seconde plus facile à rompre.

L'enthalpie de liaison varie dépendamment de l'environnement chimique.

⇒ ***enthalpie de liaison moyenne***



# Application

$$\Delta H^\ominus = \Sigma (\text{énergies pour briser les liens des réactifs}) \\ - \Sigma (\text{énergies pour construire les liens des produits})$$

$$\Delta H^\ominus = \Sigma (\text{enthalpies de liaison des réactifs}) \\ - \Sigma (\text{enthalpies de liaison des produits})$$

$$\Delta H^\ominus = \Sigma \text{EL (réactifs)} - \Sigma \text{EL (produits)}$$

liaisons brisées - liaisons formées

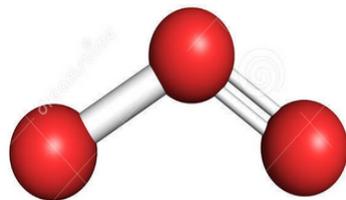


# Exemple

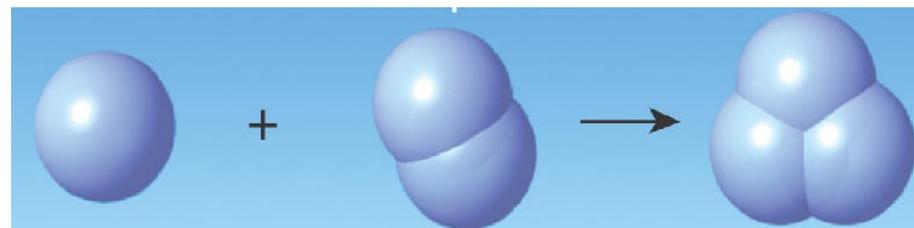
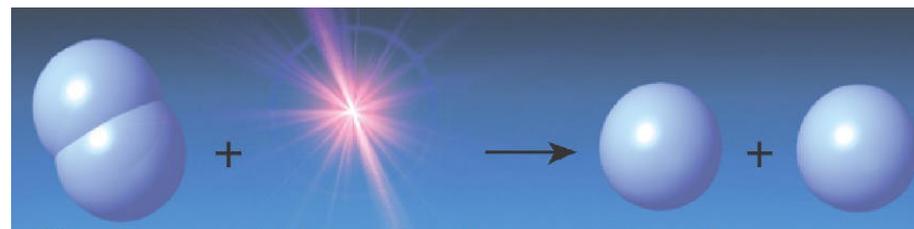
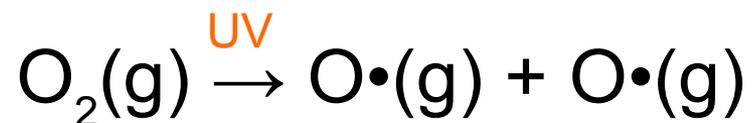
Calcule la variation d'enthalpie de la réaction suivante :



# Ozone



Formation de l'ozone

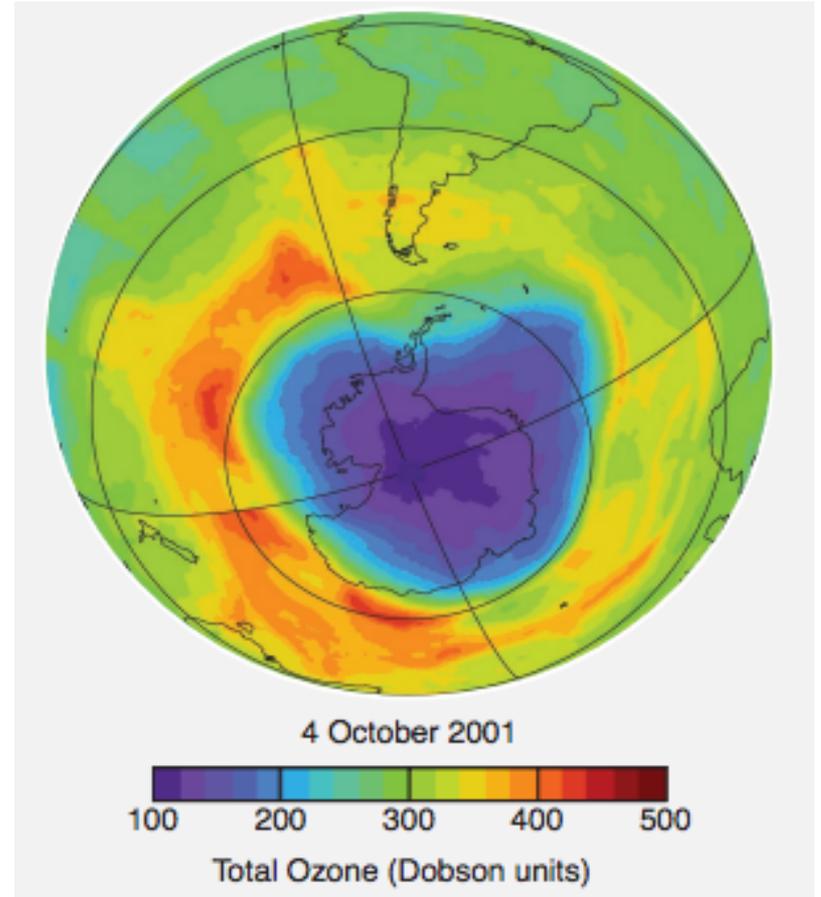
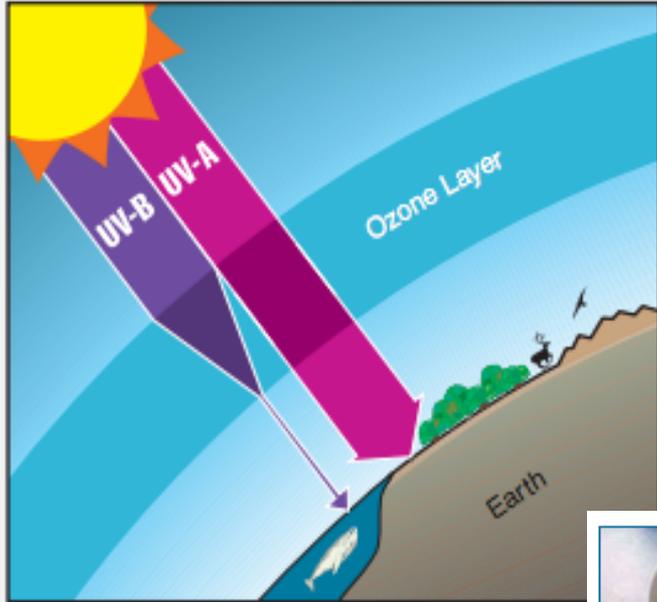


Molécule	Liaison	Énergie de liaison moyenne $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Oxygène	$\text{O} = \text{O}$	498
Ozone	$\text{O} - \text{O}$	364

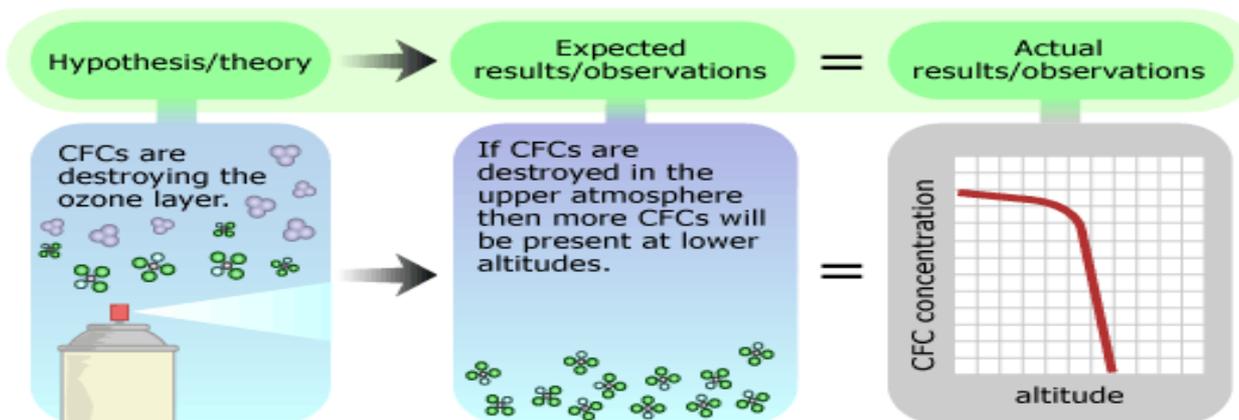
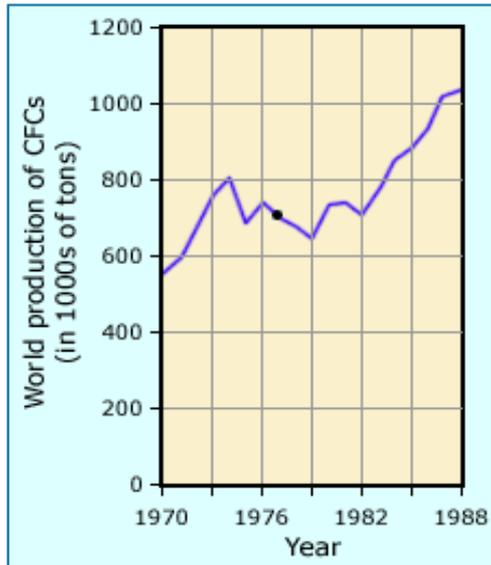
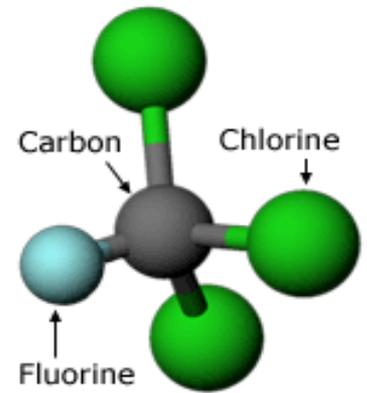


# La couche d'ozone

UV Protection by the Ozone Layer



# CFCs ou chlorofluorocarbones



# Destruction de l'ozone

Animation

