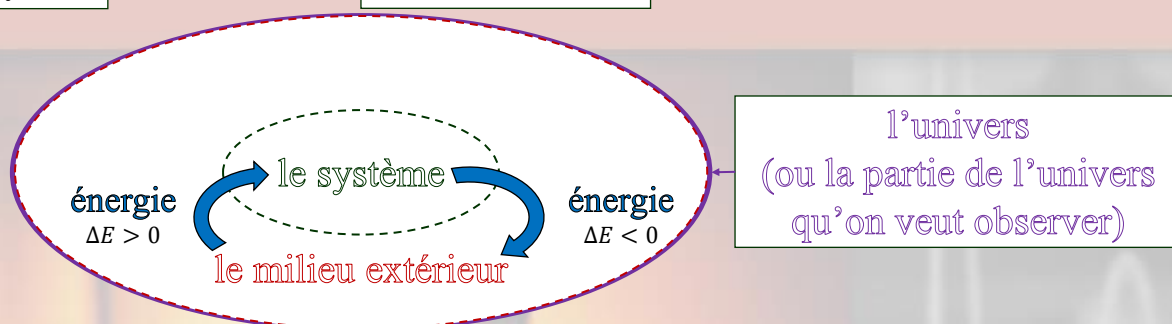


# L'énergie des réactions chimiques

## PowerPoint 6A

### Le système et le milieu extérieur

Lorsqu'on veut observer une partie de l'univers, on désigne une partie comme le système et la reste comme le milieu extérieur.

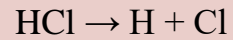


L'énergie peut être transférée du milieu extérieur au système ( $\Delta E > 0$ ) ou du système au milieu extérieur ( $\Delta E < 0$ ).

Dans une réaction chimique, le système représente les particules qui réagissent et le milieu extérieur est toutes autres choses autour de ces particules.

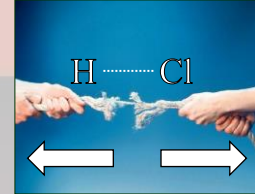
## L'énergie associée avec les liaisons chimiques

En général, il faut dépenser (ajouter au système) de l'énergie pour briser une liaison chimique.

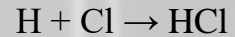


Un analogue de ceci est qu'il faut ajouter de l'énergie pour séparer 2 atomes connectés par un fil pour briser leur connexion.

Ce processus est, donc, **endothermique**.



Par contre, en général, de l'énergie est relâchée (le système en perd) en formant une liaison chimique. Ce processus est, donc, **exothermique**.



Dans une réaction chimique où l'énergie perdue par le système en formant des liaisons est supérieure à l'énergie ajoutée au système en brisant des liaisons, cette réaction est **exothermique**.

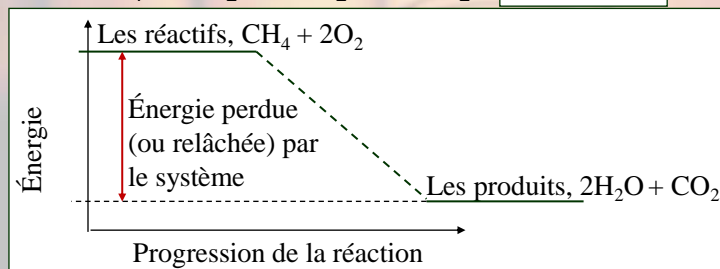
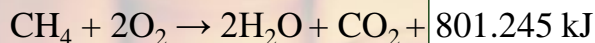
Dans une réaction chimique où l'énergie ajoutée au système en brisant des liaisons est supérieure à l'énergie perdue par le système en formant des liaisons, cette réaction est **endothermique**.

## Les réactions exothermique

Une **réaction exothermique** est une réaction qui dégage de l'énergie en forme de chaleur ce qui, par conséquent, augmente le degré énergétique du milieu environnant.

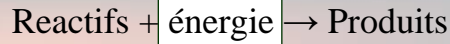


La combustion du méthane est une réaction exothermique

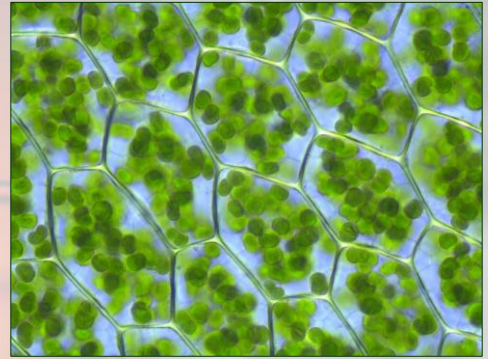
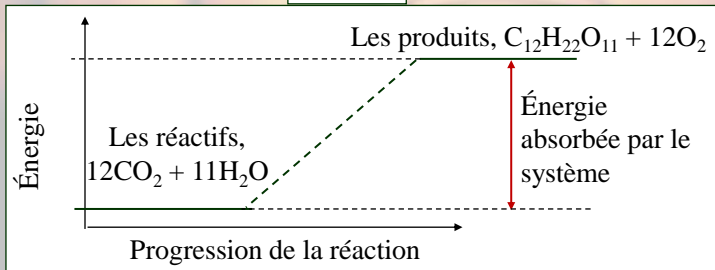


## Les réactions endothermique

Une **réaction endothermique** est une réaction qui absorbe de l'énergie en forme de chaleur provenant de l'environnement ce qui, par conséquent, abaisse le degré énergétique du milieu extérieur.



La photosynthèse est une réaction endothermique

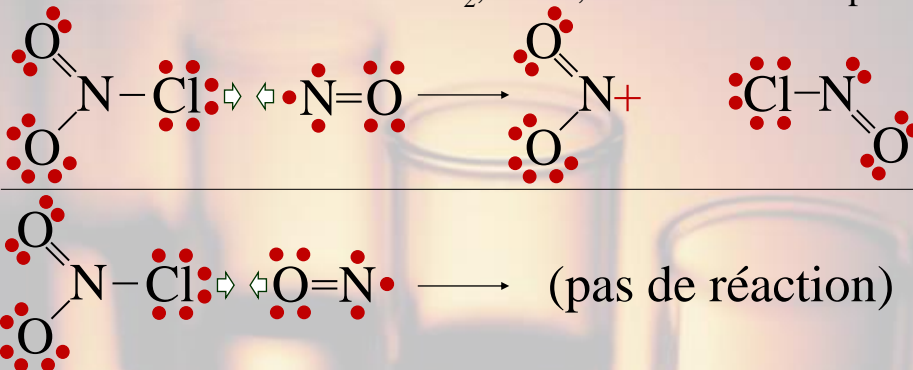


## Les collisions entre particules

Des réaction chimiques ont lieu entre 2 substances lorsque leurs particules entre en collision.

Les particules doivent entrer en collision dans un sens spécifique pour qu'une réaction a lieu.

Par exemple, dans la réaction  $\text{ClNO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{ClNO}(\text{g})$  le N du NO doit rencontrer le Cl dans le  $\text{ClNO}_2$ , sinon, la réaction ne va pas se produire.

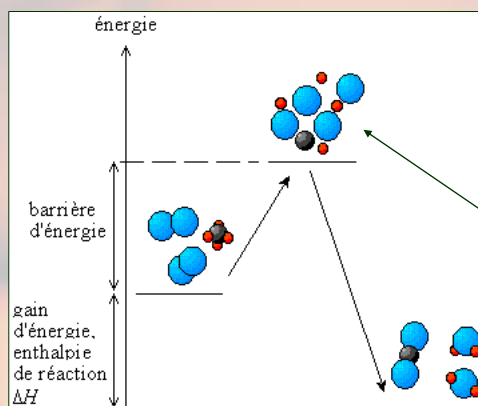


Les particules doivent aussi entrer en collision avec un minimum d'énergie – l'énergie d'activation

## L'énergie d'activation

L'énergie d'activation est la quantité d'énergie minimale requise pour amorcer une réaction chimique, qu'elle soit endothermique ou exothermique.

Pour réagir ensemble, les particules doivent entrer en collision avec assez d'énergie – l'énergie d'activation. Cette énergie est de nature thermique.

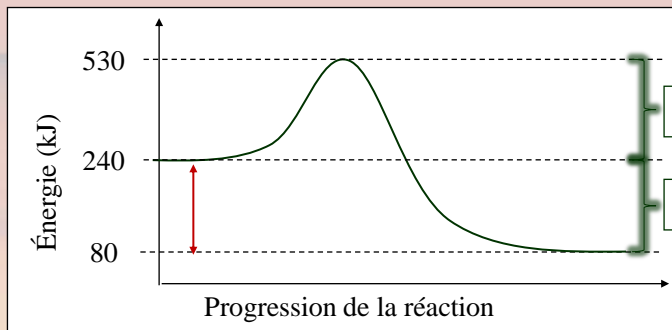


Si les particules entrent en collision avec suffisamment d'énergie, un complexe activé est formé.

Le complexe activé est un état de transition instable et énergétique qui se forme lors de la transformation des réactifs en produits.

## Question pratique

**Question** – Quelle est l'énergie d'activation, EA, et le changement d'enthalpie,  $\Delta H$ , pour la réaction illustrée dans le graphique suivant?



EA

$$EA = 530 \text{ kJ} - 240 \text{ kJ} \\ = 290 \text{ kJ}$$

$\Delta H$

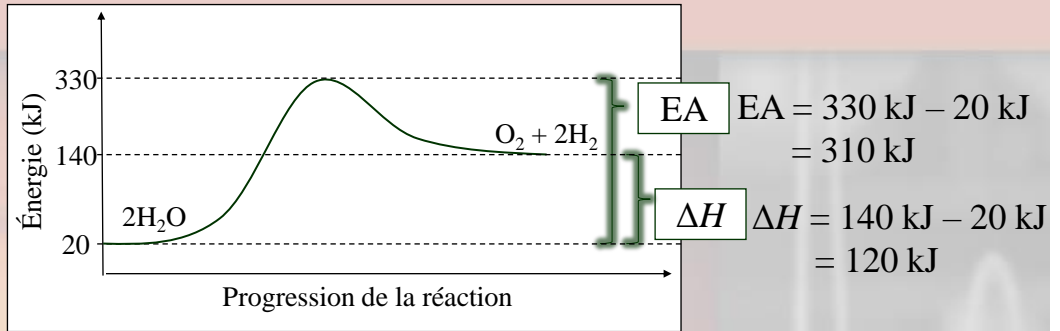
$$\Delta H = 80 \text{ kJ} - 240 \text{ kJ} \\ = -160 \text{ kJ}$$

Réponse – EA = 290 kJ et  $\Delta H = -160 \text{ kJ} < 0$

c'est une réaction exothermique

## Question pratique

**Question** – Quelle est l'énergie d'activation,  $E_A$ , et le changement d'enthalpie,  $\Delta H$ , pour la réaction illustrée dans le graphique suivant?



Réponse –  $E_A = 310 \text{ kJ}$  et  $\Delta H = 120 \text{ kJ} > 0$

c'est une réaction endothermique

## La thermodynamique

### Le travail, $W$ , et la chaleur, $q$

L'énergie,  $E$ , peut faire être transférer dans 2 façons,

1. le travail
2. la chaleur.

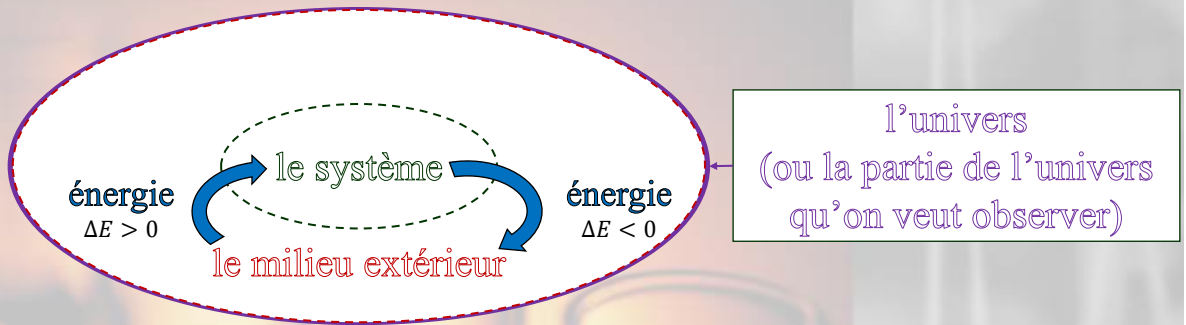
Le **travail**,  $W$ , est une force qui agit sur un objet, menant ce dernier à se déplacer. Ceci amène un transfert d'énergie.

La **chaleur**,  $q$ , est un transfert d'énergie thermique (ce qui est associé au mouvement des atomes et des molécules) causé par des phénomènes comme la radiation ou la conduction

## La thermodynamique

### Le transfert d'énergie

Lorsqu'on veut observer une partie de l'univers, on désigne une partie comme **le système** et la reste comme **le milieu extérieur**.



L'énergie peut être transférée du milieu extérieur au système ( $\Delta E > 0$ ), ou du système au milieu extérieur ( $\Delta E < 0$ ).

## La thermodynamique

### Le transfert d'énergie

Si on veut mesurer le changement d'énergie dans un système, on peut utiliser l'équation suivante,  $\Delta E = W + q$



Si  $\Delta E > 0$  cela veut dire que le milieu extérieur a fait du travail ou a transféré de la chaleur au système,  $W > 0$  et/ou  $q > 0$ .

Si  $\Delta E < 0$ , cela veut dire que le système a fait du travail ou a transféré de la chaleur au milieu extérieur,  $W < 0$  et/ou  $q < 0$

## La thermodynamique

### L'enthalpie, $H$ , et la variation d'enthalpie, $\Delta H$

L'enthalpie,  $H$ , est la chaleur totale d'un système, soit la somme de tous les types d'énergie thermique qu'il contient à pression constante.

L'enthalpie est assez difficile à calculer pour une substance donnée, heureusement on veut vraiment seulement savoir la variation d'enthalpie,  $\Delta H$ .

$\Delta H$  correspond à l'énergie absorbée ou dégagée lors d'une réaction à une pression et une température constantes.

Cette énergie porte également le nom de «chaleur de réaction».  $\Delta H = q$

$H$  et  $\Delta H$  sont exprimées en joules (J) ou en kilojoules (kJ)

## La thermodynamique

### L'équation de la variation d'enthalpie, $\Delta H$

Officiellement l'équation pour l'enthalpie est la suivante,  $H = E + PV$ , mais on peut la réécrire comme ci-dessous avec quelques suppositions.

$$H = E + PV$$

$$\Delta H = \Delta E + \Delta PV$$

$$\Delta H = q + W + \Delta(PV)$$

$$\Delta H = q + W + P\Delta V$$

$$\Delta H = q + (-P\Delta V) + P\Delta V$$

On s'intéresse à la variation d'enthalpie

$$\Delta E = q + W$$

On suppose que la pression change très peu comparée aux autres valeurs dans l'équation.

On suppose que le seul travail qui est fait dans le système est le travail fait par la pression pour changer le volume. Le travail est fait par le système, donc le travail a une valeur négative

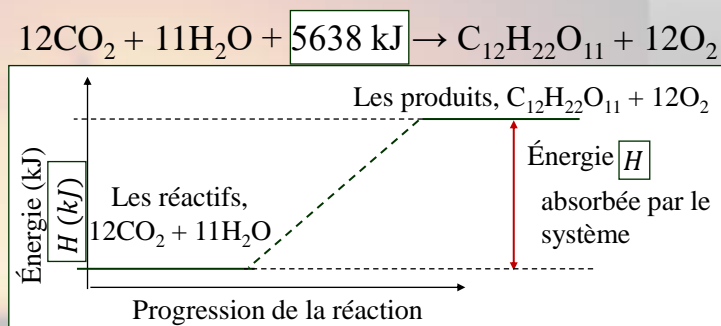
$$\Delta H = q$$

La variation d'enthalpie est égale à la chaleur de la réaction, ou plutôt la quantité de chaleur gagnée ou perdue par le système.

## La thermodynamique

### La variation d'enthalpie, $\Delta H$

D'habitude, on s'intéresse plutôt au changement d'enthalpie, et pas l'énergie du sens général.



## Récapitulons!

En général,

- briser des liaisons chimiques coûte de l'énergie
- former des liaisons chimiques fournit de l'énergie

Dans une réaction chimique où l'énergie gagnée par la formation des liaisons est supérieure à l'énergie perdue par la fracture des liaisons, cette réaction est exothermique.

Dans une réaction chimique où l'énergie gagnée par la formation des liaisons est moins que l'énergie perdue par la fracture des liaisons, cette réaction est endothermique.

L'énergie d'activation est la quantité d'énergie minimale requise pour amorcer une réaction chimique, ce qui implique la formation d'un complexe activé.