

**PARTIE II**  
L'ASPECT ÉNERGÉTIQUE  
DES TRANSFORMATIONS

CHAPITRE 4  
**Les réactions  
endothermiques  
et exothermiques**

4.1 L'énergie et ses formes	150
4.2 L'énergie associée aux transformations de la matière	161
4.3 Le bilan énergétique et le diagramme énergétique	180
Résumé	191



Dans un four à pizza, la combustion du bois dégage de l'énergie, qui est absorbée par la pizza et permet sa cuisson.



Dans un four à micro-ondes, les fréquences émises par l'appareil augmentent l'agitation des molécules d'eau des aliments, ce qui augmente leur température.



La nitroglycérine ( $C_3H_5N_3O_9$ ), un composé utilisé dans la fabrication des explosifs, comme la dynamite, peut également servir de médicament, notamment dans le traitement des crises cardiaques.

## 4.1

# L'énergie et ses formes

L'énergie peut se manifester sous une multitude de formes et provenir de sources tout aussi variées. Par exemple, le Soleil émet de l'énergie solaire, une combinaison d'énergie thermique et d'énergie rayonnante, tandis que le mouvement des électrons constitue une source d'énergie électrique.

L'**énergie**, c'est la capacité d'accomplir un travail : l'énergie hydraulique, comme celle de l'eau qui tombe d'une certaine hauteur, peut faire tourner les pales d'une turbine. C'est aussi la capacité de provoquer un changement : l'énergie solaire peut faire fondre la neige au printemps.

## DÉFINITION

L'**énergie** est la capacité d'accomplir un travail ou de provoquer un changement.

Dans le système international d'unités, l'énergie s'exprime en joules (J). Le joule équivaut à la force nécessaire pour déplacer un objet sur une certaine distance. Ainsi :

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \times 1 \text{ m}$$

Par exemple, il faut fournir 1 J d'énergie pour soulever un objet d'environ 100 g sur une hauteur de 1 m.

## L'énergie cinétique et l'énergie potentielle

Les scientifiques distinguent deux grands types d'énergie, soit l'énergie cinétique et l'énergie **potentielle**. L'énergie cinétique peut se transformer en énergie potentielle, et vice versa.

## ÉTYMOLOGIE

**Énergie** vient du mot grec *energeia*, qui signifie « force en action ».

## ÉTYMOLOGIE

**Potentiel** vient du mot latin *potentia*, qui signifie « puissance ».

### L'énergie cinétique

L'énergie cinétique (*voir aussi le chapitre 1*) est l'énergie associée au mouvement. Une automobile qui se déplace sur une route, une particule de matière animée de vibration, de rotation et de translation, de même qu'une onde qui se propage possèdent toutes de l'énergie cinétique.

Cette énergie peut entraîner directement un travail ou un changement, sans avoir à passer par une autre forme.

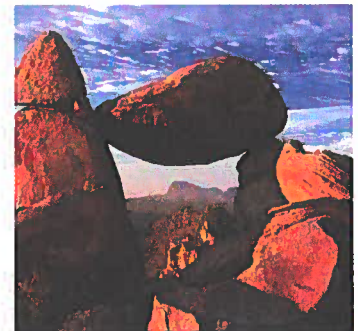


► **4.1** L'énergie cinétique d'une voiture est l'énergie liée à son mouvement.

### L'énergie potentielle

L'énergie potentielle est l'énergie de réserve. Une roche surélevée, des atomes retenus ensemble par un lien chimique et un ressort étiré sont des exemples d'objets ayant emmagasiné de l'énergie potentielle.

Pour que cette énergie puisse produire un travail ou un changement, elle doit d'abord être transformée en une forme d'énergie cinétique.



► **4.2** Une roche surélevée possède de l'énergie potentielle liée à sa position par rapport au sol.



L'énergie cinétique et l'énergie potentielle peuvent prendre diverses formes, dont quelques-unes sont énumérées dans le TABLEAU 4.3.

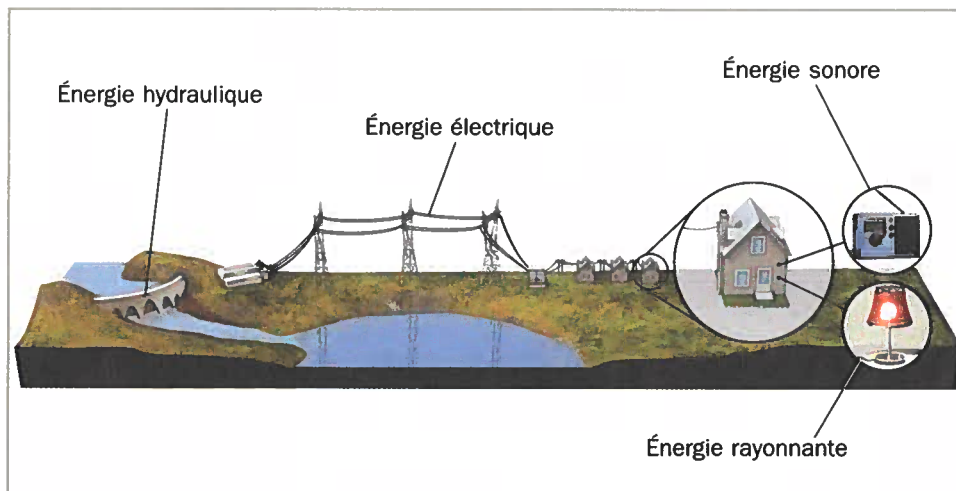
### 4.3 Différentes formes d'énergie cinétique et d'énergie potentielle

NON

Forme d'énergie cinétique	Description	Forme d'énergie potentielle	Description
Énergie électrique	Énergie résultant du mouvement ordonné des électrons d'un atome à un autre.	Énergie chimique	Énergie emmagasinée dans les liaisons d'une molécule.
Énergie hydraulique	Énergie résultant du mouvement d'un cours d'eau.	Énergie élastique	Énergie emmagasinée dans un objet subissant une compression ou un étirement.
Énergie rayonnante	Énergie contenue et transportée dans une onde électromagnétique.	Énergie potentielle gravitationnelle	Énergie emmagasinée dans un objet en raison de sa masse et de sa hauteur par rapport à une surface de référence.
Énergie sonore	Énergie contenue et transportée dans une onde sonore.	Énergie magnétique	Énergie emmagasinée dans un champ magnétique.
Énergie thermique	Énergie résultant du mouvement désordonné de toutes les particules d'une substance.	Énergie nucléaire	Énergie emmagasinée dans le noyau des atomes.

## Les transferts et les transformations d'énergie

L'énergie peut être transportée d'un milieu à un autre. Ce passage constitue ce qu'on appelle un « transfert d'énergie ». Elle peut aussi passer d'une forme à une autre. On parle alors de « transformation d'énergie ».



► 4.4 L'énergie électrique est transférée de la centrale hydroélectrique jusqu'à nos maisons. Elle peut alors être transformée en d'autres formes d'énergie, comme l'énergie rayonnante ou l'énergie sonore.

Lors d'un transfert ou d'une transformation, l'énergie ne peut être ni créée ni détruite. C'est la loi de la conservation de l'énergie. En effet, dans un système isolé, c'est-à-dire un système qui ne permet pas d'échange avec le milieu environnant, la quantité totale d'énergie demeure constante. Autrement dit, l'énergie absorbée est toujours égale à l'énergie dégagée :

$$|\text{Énergie absorbée}| = |\text{Énergie dégagée}|$$

Endothermique      Exothermique

## La chaleur

Dans le cas d'un transfert d'énergie thermique d'un milieu à un autre, on parle plus précisément de « chaleur ».

### DÉFINITION

La **chaleur** est un transfert d'énergie thermique entre deux milieux de températures différentes. La chaleur passe toujours du milieu où la température est la plus élevée vers le milieu où la température est la plus basse, et ce, jusqu'à ce que les températures des deux milieux soient égales.

Il ne faut pas confondre la température et la chaleur :

- ▶ la température ( $T$ ), qui se mesure en degrés Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) ou en kelvins (K), dépend du degré d'agitation des particules d'une substance (agitation elle-même due à leurs mouvements de vibration, de rotation et de translation) ;
- ▶ la chaleur ( $Q$ ), qui se mesure en joules (J), dépend non seulement de l'agitation des particules ( $\Delta T$ ), mais également de leur masse ( $m$ ) et de leur capacité thermique massique ( $c$ ).

Le calcul de la chaleur s'effectue à l'aide de la formule suivante.

### FORMULE

#### Chaleur absorbée ou dégagée par une substance

$$Q = mc\Delta T \quad \text{où}$$

- $Q$  représente la chaleur absorbée ou dégagée (en J) **KJ**
- $m$  représente la masse (en g) **kg**
- $c$  représente la capacité thermique massique (en  $\text{J/g}^{\circ}\text{C}$ )
- $\Delta T$  représente la variation de température (en  $^{\circ}\text{C}$ )

Pour sa part, la variation de température se calcule à l'aide de cette formule.

### FORMULE

#### Variation de température

$$\Delta T = T_f - T_i \quad \text{où}$$

- $\Delta T$  représente la variation de température (en  $^{\circ}\text{C}$ )
- $T_f$  représente la température finale (en  $^{\circ}\text{C}$ )
- $T_i$  représente la température initiale (en  $^{\circ}\text{C}$ )

Quant à la capacité thermique massique ( $c$ ), elle correspond à la quantité d'énergie thermique qu'il faut fournir à un gramme d'une substance pour augmenter sa température d'un degré Celsius. C'est une propriété caractéristique, qui dépend de la nature de la substance. Le TABLEAU 4.5 donne la capacité thermique massique de quelques substances. L'ANNEXE 6 en fournit une liste plus complète.

### 4.5 La capacité thermique massique de quelques substances

Substance	Capacité thermique massique (en $\text{J/g}^{\circ}\text{C}$ )
Eau liquide	4,19
Éthanol	2,46
Aluminium	0,90
Sable	0,80
Fer	0,45
Cuivre	0,38
Argent	0,24

labo



EXEMPLE

On sort une cuillère en argent de 44,0 g du lave-vaisselle. Sa température passe alors de 65,0 °C à 24,0 °C. Quelle quantité d'énergie thermique a été transférée entre la cuillère et son milieu? La cuillère a-t-elle absorbé ou dégagé de l'énergie?

1 Quelle est l'information recherchée?

$$Q = ? \text{ J}$$

2 Quelles sont les données du problème?

$$m = 44,0 \text{ g}$$

$$c = 0,24 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

$$T_i = 65,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_f = 24,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

3 Quelles formules contiennent les variables dont j'ai besoin?

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$Q = mc\Delta T$$

4 J'effectue les calculs.

$$\Delta T = 24,0 \text{ }^\circ\text{C} - 65,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= -41,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$Q = 44,0 \text{ g} \times 0,24 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times -41,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= -433 \text{ J} \text{ donc exothermique}$$

5 Je vérifie ma réponse et je réponds à la question.

La quantité d'énergie thermique transférée est de -433 J. La cuillère a dégagé de l'énergie puisque sa température a diminué.

Dans l'exemple précédent, on constate que la variation de température et la variation d'énergie thermique sont négatives, ce qui est normal puisque la température de la cuillère a diminué. On peut ainsi en déduire qu'elle a dégagé de la chaleur.

Le signe de la variation de température et de la chaleur permet donc de savoir si une substance se réchauffe ou se refroidit, autrement dit si elle absorbe ou si elle dégage de la chaleur, comme le montrent les encadrés suivants.

Endothermique

Substance qui se réchauffe

Sa température augmente ( $T_f > T_i$ ).

Sa variation de température est positive ( $\Delta T$  positif).

Sa chaleur est positive ( $Q$  positif).

La substance absorbe de l'énergie thermique.



► 4.6 Des aliments placés dans un four emmagasinent de la chaleur ( $Q$  positif). Ils absorbent de l'énergie thermique provenant du milieu environnant.

Exothermique

Substance qui se refroidit

Sa température diminue ( $T_f < T_i$ ).

Sa variation de température est négative ( $\Delta T$  négatif).

Sa chaleur est négative ( $Q$  négatif).

La substance dégage de l'énergie thermique.



► 4.7 Des aliments placés au réfrigérateur perdent de la chaleur ( $Q$  négatif). Ils dégagent de l'énergie thermique dans le milieu environnant.



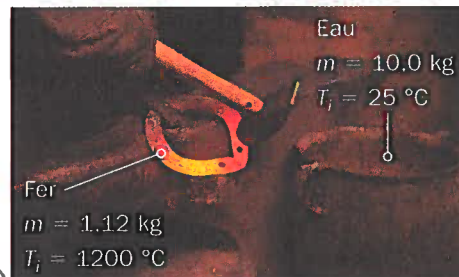
En vertu de la loi de la conservation de l'énergie, la chaleur dégagée par le milieu dont la température est la plus élevée équivaut à la chaleur absorbée par le milieu dont la température est la plus basse. Il suffit donc de mesurer l'un pour connaître l'autre.

*Très important de faire la liste des données*

### EXEMPLE

Un fer à cheval chauffé à blanc, puis plongé dans l'eau dégage de l'énergie que l'eau absorbe. Le fer se refroidit et l'eau se réchauffe jusqu'à ce qu'ils atteignent tous les deux la même température.

Si la température finale du fer à cheval et de l'eau de la photo ci-contre est de 39 °C, quelle est la quantité d'énergie échangée entre les deux substances? Ont-elles subi la même variation de température?



$$T_{f\text{eau}} = T_{f\text{fer}} = 39\text{ °C}$$

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{eau}} &= T_{f\text{eau}} - T_{i\text{eau}} \\ &= (39\text{ °C} - 25\text{ °C}) \\ &= 14\text{ °C}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 10\,000\text{ g} \times 4,19\text{ J/g}^\circ\text{C} \times 14\text{ °C} \\ &= +5,9 \times 10^5\text{ J}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{fer}} &= T_{f\text{fer}} - T_{i\text{fer}} \\ &= (39\text{ °C} - 1200\text{ °C}) \\ &= -1161\text{ °C}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}Q_{\text{fer}} &= m_{\text{fer}} c_{\text{fer}} \Delta T_{\text{fer}} \\ &= 1120\text{ g} \times 0,45\text{ J/g}^\circ\text{C} \times -1161\text{ °C} \\ &= -5,9 \times 10^5\text{ J}\end{aligned}$$

*Liste des données*

Q	Eau	Fer
M	10,0 kg	1,12 kg
C	4,19 J/g°C	0,45 J/g°C
T <sub>i</sub>	25 °C	1200 °C
T <sub>f</sub>	39 °C	39 °C
ΔT	14 °C	-1161 °C



La quantité de chaleur absorbée par l'eau équivaut à la quantité de chaleur dégagée par le fer:  $Q_{\text{eau}} = -Q_{\text{fer}}$ . La quantité de chaleur échangée entre les deux milieux est de  $5,9 \times 10^5\text{ J}$ .

Par contre, la variation de température de l'eau n'est pas égale à la variation de température du fer:  $\Delta T_{\text{eau}} \neq \Delta T_{\text{fer}}$  ( $14\text{ °C} \neq -1161\text{ °C}$ ). C'est tout à fait normal, puisque ces deux substances n'ont ni la même masse ni la même capacité thermique massique.

## La chimie au quotidien



### LES ÉCARTS DE TEMPÉRATURES DANS LES DÉSERTS

Dans les déserts, le thermomètre peut grimper jusqu'à 50 °C le jour et descendre sous zéro la nuit. Ce phénomène s'explique par l'absence d'eau et la différence entre les capacités thermiques massiques du sable et de l'eau. En effet, la capacité thermique massique du sable, qui est de 0,80 J/g°C, est très faible. Il se réchauffe donc rapidement le jour, mais emmagasine peu de chaleur. La nuit, il se refroidit rapidement, entraînant une chute importante de température. À l'inverse, l'eau a une très grande capacité thermique massique, soit 4,19 J/g°C. Le jour, elle se réchauffe lentement, car elle emmagasine beaucoup de chaleur. La nuit, elle restitue progressivement cette chaleur à l'air ambiant, ce qui atténue les écarts de température.

Voyons maintenant comment déterminer la température finale de deux milieux lors d'un échange d'énergie thermique.

### EXEMPLE

On mélange 200 g d'éthanol, dont la température est de 20,0 °C, avec 125 g d'eau, dont la température est de 85,0 °C. Quelle sera la température finale du mélange? On considère qu'il n'y a pas d'échange d'énergie avec le milieu environnant.

**1** Quelle est l'information recherchée?

$$T_f = ?$$

**2** Quelles sont les données du problème?

$$\begin{aligned} m_{\text{éthanol}} &= 200 \text{ g} \\ T_{i \text{ éthanol}} &= 20,0 \text{ °C} \\ m_{\text{eau}} &= 125 \text{ g} \\ T_{i \text{ eau}} &= 85,0 \text{ °C} \end{aligned}$$

**3** Quelles formules contiennent les variables dont j'ai besoin?

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$Q = mc\Delta T$$

Liste des données

	Eau	Ethanol
Q	-	+
m	125 g	200 g
c	4,19 J/g·°C	2,46 J/g·°C
T <sub>i</sub>	85,0 °C	20,0 °C
T <sub>f</sub>	m	m

**4** J'effectue les calculs.

En vertu de la loi de la conservation de l'énergie :

$$Q_{\text{éthanol}} = -Q_{\text{eau}}$$

$$T_{f \text{ éthanol}} = T_{f \text{ eau}} = T_f$$

Calcul de la température finale

$$m_{\text{éthanol}} c_{\text{éthanol}} (T_f - T_{i \text{ éthanol}}) = -(m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} (T_f - T_{i \text{ eau}}))$$

$$\begin{aligned} 200 \text{ g} \times 2,46 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (T_f - 20,0 \text{ °C}) \\ = -125 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (T_f - 85,0 \text{ °C}) \end{aligned}$$

$$492 (T_f - 20,0 \text{ °C}) = -523,75 (T_f - 85,0 \text{ °C})$$

$$492 T_f - 9840 \text{ °C} = -523,75 T_f + 44\,518,75 \text{ °C}$$

$$492 T_f + 523,75 T_f = 44\,518,75 \text{ °C} + 9840 \text{ °C}$$

$$1015,75 T_f = 54\,358,75 \text{ °C}$$

$$T_f = \frac{54\,358,75 \text{ °C}}{1015,75} = 53,5 \text{ °C}$$

**5** Je vérifie ma réponse et je réponds à la question.

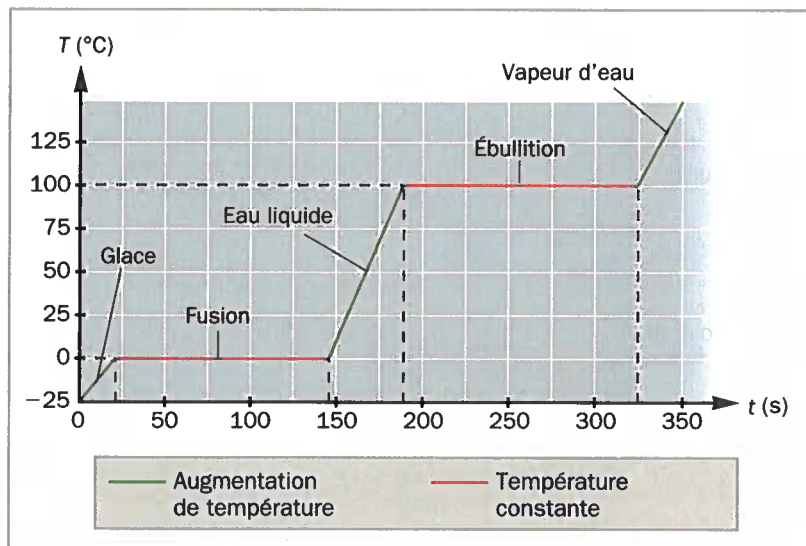
La température finale du mélange est de 53,5 °C. Il est normal que cette température se situe quelque part entre les températures initiales des deux substances.

## Les effets de la chaleur NON sur la matière

Lorsqu'on place des aliments dans un four ou sur une cuisinière, ceux-ci absorbent l'énergie thermique dégagée par l'appareil. Cet apport d'énergie peut se traduire par une variation de température (les aliments se réchauffent), une transformation de la matière (les aliments cuisent), ou les deux.

Le DIAGRAMME 4.8 et le TABLEAU 4.9 décrivent les variations de température et les transformations qui se produisent lorsqu'on chauffe de la glace.

### 4.8 Une courbe de chauffage de l'eau





## 4.9 Les effets de la chaleur lors du chauffage de l'eau (NON)

État ou changement	Température	Effet
Glace ( $\text{H}_2\text{O}_{(s)}$ )	$< 0\text{ }^\circ\text{C}$	• L'énergie absorbée par la glace produit une augmentation de sa température.
Fusion ( $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ )	$0\text{ }^\circ\text{C}$	• Lorsqu'elle atteint $0\text{ }^\circ\text{C}$ , la glace se met à fondre. • Toute la chaleur absorbée sert à la fusion, c'est-à-dire à la transformation de la glace en eau liquide. • La courbe du diagramme présente un plateau, signe que la température reste constante tout au long de la fusion.
Eau liquide ( $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ )	$> 0\text{ }^\circ\text{C}$ $< 100\text{ }^\circ\text{C}$	• Si l'on continue de chauffer, la majorité de l'énergie absorbée par l'eau liquide produit une augmentation de sa température, tandis qu'une petite partie de cette énergie accélère son évaporation.
Ébullition ( $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ )	$100\text{ }^\circ\text{C}$	• Lorsque la température atteint $100\text{ }^\circ\text{C}$ , l'eau se met à bouillir. • La chaleur absorbée est entièrement consacrée au changement de phase. • La température cesse d'augmenter: la courbe du diagramme montre à nouveau un plateau.

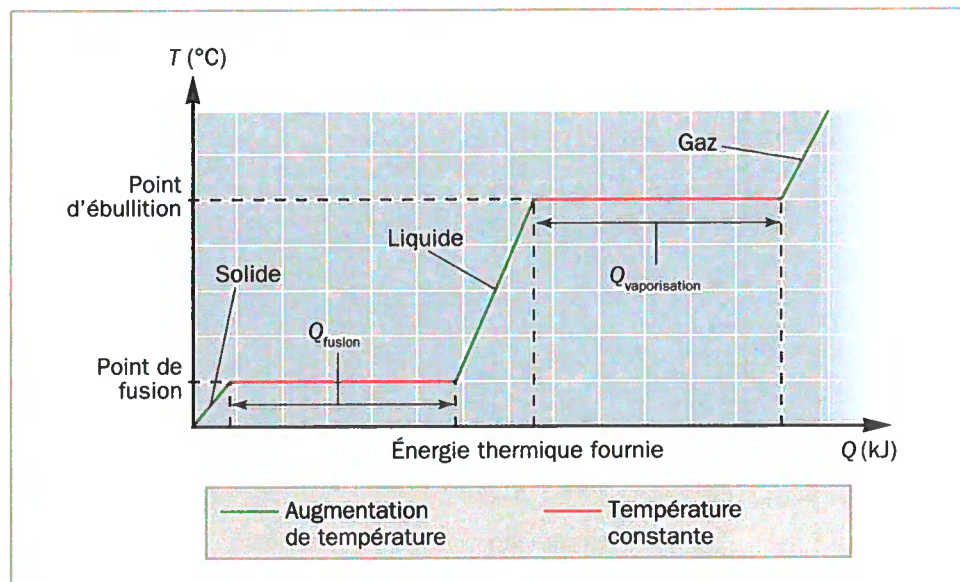
À l'inverse, si l'on refroidit progressivement un échantillon de vapeur d'eau jusqu'à ce qu'il forme de la glace, on obtient alors une courbe de refroidissement qui descend progressivement, sauf aux températures de  $100\text{ }^\circ\text{C}$  et de  $0\text{ }^\circ\text{C}$ , qui montrent des plateaux correspondant aux changements de phase, soit la condensation liquide et la solidification.

Nous pouvons en conclure qu'une substance qui absorbe ou qui dégage de l'énergie **sans présenter de variation de température** est donc en train de **se transformer**.

Les plateaux de température du **DIAGRAMME 4.8**, à la page précédente, correspondent donc à la quantité d'énergie thermique associée à ces transformations, comme l'illustre le **DIAGRAMME 4.10**.

Nous verrons au cours de la prochaine section comment évaluer l'aspect énergétique des différentes transformations de la matière.

## 4.10 L'énergie thermique liée aux changements de phase d'une substance





# Exercices

## 4.1 L'énergie et ses formes

1. L'un des éléments énumérés ci-dessous n'est pas une source d'énergie. Quel est cet élément? Expliquez votre réponse.

- a) Le vent.
- b) De l'eau chaude.
- c) Une pomme.
- d) Du pétrole.
- e) La température.
- f) Le Soleil.

---

---

---

---

2. Nommez une forme d'énergie correspondant à chacune des sources citées ci-dessous.

- a) Une chute d'eau. \_\_\_\_\_
- b) Le noyau d'un atome. \_\_\_\_\_
- c) Une bougie allumée. \_\_\_\_\_
- d) Un verre de lait. \_\_\_\_\_

3. Lorsqu'on refroidit un morceau de cuivre, qu'arrive-t-il à l'énergie cinétique des atomes qui le constituent?

---

---

---

4. Ce graphique présente la courbe de chauffage d'un morceau d'argent de 12,0 g.

a) À quel moment l'argent se met-il à fondre? Expliquez votre réponse.

---

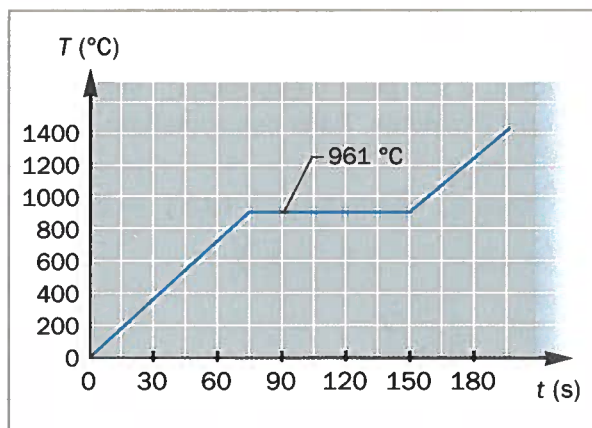
---

---

b) Quel est le principal changement provoqué par l'absorption d'énergie au cours des 60 premières secondes?

---

---



- c) Quel est le principal changement provoqué par l'absorption d'énergie entre la 90<sup>e</sup> seconde et la 150<sup>e</sup> seconde ?

---



---

- d) Calculez la variation d'énergie thermique de l'argent entre le début du chauffage et le moment où il se met à fondre.

Réponse: \_\_\_\_\_

- 5) Quelle est la quantité d'énergie nécessaire pour chauffer 1,50 L d'eau de 22,0 °C à 65,0 °C ?

masse volumique de l'eau 1 g/ml

1,50 kg

Secondaire 4

$$Q = ? \text{ kJ}$$

$$m = 1,50 \text{ kg}$$

$$c = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

$$T_i = 22,0^\circ\text{C}$$

$$T_f = 65,0^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$= 65,0 - 22,0 = 43,0^\circ\text{C}$$

$$Q = mc\Delta T$$

$$= 1,50 \cdot 4,19 \cdot 43,0$$

$$= 270 \text{ kJ}$$

Réponse: \_\_\_\_\_

- 6) Une certaine quantité d'eau, à une température initiale de 18,0 °C, est chauffée jusqu'à son point d'ébullition à l'aide d'une source d'énergie qui dégage -22,5 kJ en 12 minutes. Dans ces conditions, quelle était la masse d'eau ?

Source énergie (exo) -22,5 kJ

$$Q_{\text{eau}} = 22,5 \text{ kJ}$$

$$m = ? \text{ kg}$$

$$T_i = 18,0^\circ\text{C}$$

$$T_f = 100,0^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$= 100,0 - 18,0 = 82,0^\circ\text{C}$$

$$Q = mc\Delta T$$

$$\frac{Q}{c \cdot \Delta T} = m \quad \frac{22,5}{(4,19 \cdot 82,0)} = 0,0655 \text{ kg}$$

ou

Réponse: \_\_\_\_\_

65,5 g



- 7 Un glaçon flotte dans un verre qui contient 250,0 ml d'eau. La température de l'eau est passée de 18,0 °C à 12,0 °C. Calculez la variation d'énergie thermique subie par le glaçon. De plus, précisez si ce dernier a absorbé ou dégagé de l'énergie.

$\rho \rightarrow 1 \text{ g/ml}$

	glaçon	eau	glaçon	
m	250,0g			$\Delta T_{\text{eau}} = T_f - T_i$
$T_i$	18,0 °C			$= 12,0 - 18,0$
$T_f$	12,0 °C			$= -6,0 \text{ °C}$
c	4,19 $\frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{°C}}$			$Q_{\text{eau}} = m c \Delta T$
Q =				$= 250,0 \cdot 4,19 \cdot -6,0$
				$= -6285 \text{ J}$

Si l'eau est exo alors le glaçon sera endo donc 6285 J

Réponse: \_\_\_\_\_

- 8 Un bloc de plomb chaud de 15,0 g est plongé dans 500,0 ml d'eau.

- a) Sachant que l'énergie dégagée par le plomb est de -12,6 kJ, calculez la variation de température de l'eau.

	plomb	eau	
Q	-12,6 kJ	12,6 kJ	Si le plomb est exo de 12,6 kJ alors l'eau sera endo de 12,6 kJ (12600 J)
m	15,0g	500,0g	$Q_{\text{eau}} = m c \Delta T$
c		4,19 $\frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{°C}}$	$\frac{Q_{\text{eau}}}{(m \cdot c)} = \Delta T$
$T_i$			$\frac{12600}{(500,0 \cdot 4,19)} = \Delta T = 6,01 \text{ °C}$
$T_f$			
$\Delta T$		? °C	

Réponse: \_\_\_\_\_

- b) La variation de température du bloc de plomb sera-t-elle la même que celle de l'eau? Expliquez votre réponse.

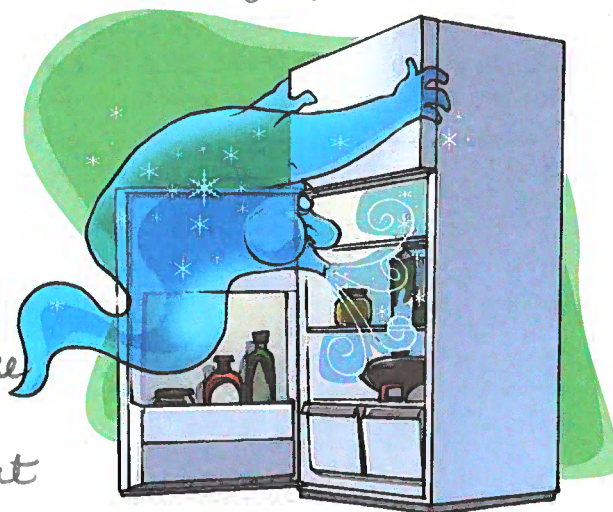
Non car ils n'ont pas la même masse ni la même capacité thermique massique. Cependant, la température finale sera la même.

- 9 Expliquez comment s'effectue le transfert d'énergie thermique entre les aliments et l'air dans un réfrigérateur.

La chaleur passe toujours du milieu où la température est la plus élevée vers le milieu où la température est la plus basse.

Donc les aliments dégagent de la chaleur et l'air du frigo absorbe la chaleur.

Aliments → EXO  
Air du frigo → ENDO



- 10 Sabrina fait chauffer une tige d'acier de 50,00 g. Lorsque la tige atteint une température de 85,0 °C, elle la dépose dans un thermos contenant 225,00 g d'éthanol, à une température de 20,0 °C. La température de l'éthanol s'élève alors jusqu'à 22,6 °C, puis se stabilise à cette température. Si l'on considère qu'il n'y a pas eu de perte d'énergie dans l'environnement, quelle est la capacité thermique massique de l'acier?

important pour le labo du chapitre 4

Liste des données	
Q	acier : -1439,1 J    éthanol : 1439,1 J
m	50,00g    225,00g
c	?    2,46 J/g°C (p.152)
Ti	85,0°C    20,0°C
Tf	22,6°C    22,6°C
ΔT	

- Calculer le ΔT acier  
 $\Delta T_{\text{acier}} = T_f - T_i = 22,6 - 85,0 = -62,4^\circ\text{C}$
- Calculer le ΔT éthanol  
 $\Delta T_{\text{éthanol}} = T_f - T_i = 22,6 - 20,0 = 2,6^\circ\text{C}$
- Calculer le Q éthanol  
 $Q_{\text{éthanol}} = m \cdot c \cdot \Delta T$   
 $= 225,00 \cdot 2,46 \cdot 2,6$   
 $= 1439,1 \text{ J}$
- Si l'éthanol absorbe 1439,1 J alors l'acier va dégager 1439,1 J
- Calculer le c acier  
 $\frac{Q}{(m \cdot \Delta T)} = c = \frac{-1439,1}{(50,00 \cdot -62,4)}$   
 $c = 0,461 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$

Réponse: \_\_\_\_\_



## 4.2

# L'énergie associée aux transformations de la matière

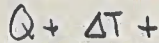
Les transformations de la matière, c'est-à-dire les changements physiques et chimiques, entraînent des transferts d'énergie, souvent accompagnés de transformations d'énergie.

Ainsi, la photosynthèse est une transformation au cours de laquelle l'énergie solaire est absorbée et transformée en énergie chimique. De même, la combustion du bois est une transformation dans laquelle l'énergie chimique du bois est transformée en énergie thermique et dégagée dans l'air ambiant.

Comme le montrent les TABLEAUX 4.11 et 4.12, l'énergie thermique est la forme d'énergie la plus souvent associée aux transformations de la matière. C'est pourquoi on les décrit comme étant « **endothermiques** » ou « **exothermiques** ».

## DÉFINITION

Une **réaction endothermique** est une transformation de la matière qui absorbe de l'énergie.



## DÉFINITION

Une **réaction exothermique** est une transformation de la matière qui dégage de l'énergie.



## ÉTYMOLOGIE

**Endothermique** vient des mots grecs *endon*, qui signifie « en dedans », et *thermos*, qui signifie « chaleur ».

## ÉTYMOLOGIE

**Exothermique** vient des mots grecs *exô*, qui signifie « au dehors », et *thermos*, qui signifie « chaleur ».

### 4.11 Quelques transformations qui absorbent de l'énergie (réactions endothermiques)

NON

Transformation	Forme(s) d'énergie absorbée(s)
La fonte de la neige au printemps	Énergie solaire (énergie thermique)
L'évaporation d'un parfum	Énergie thermique
La décomposition de l'eau par électrolyse	Énergie électrique
La cuisson des aliments	Énergie thermique
La neutralisation du vinaigre par le bicarbonate de sodium	Énergie thermique

### 4.12 Quelques transformations qui dégagent de l'énergie (réactions exothermiques)

NON

Transformation	Forme(s) d'énergie dégagée(s)
La combustion du propane	Énergie thermique, énergie rayonnante
La dissolution de l'hydroxyde de sodium (déboucheur pour tuyaux)	Énergie thermique
La congélation des aliments	Énergie thermique
La réaction chimique qui a lieu dans une pile	Énergie électrique, énergie thermique
La respiration cellulaire	Énergie thermique

Dans ce contexte, le terme « réaction » fait référence autant à des transformations physiques qu'à des transformations chimiques.

La différence majeure entre ces deux types de transformations réside dans la quantité d'énergie absorbée ou dégagée. En effet, la plupart du temps, les transformations chimiques font intervenir plus d'énergie puisqu'elles modifient la nature des substances en jeu, contrairement aux transformations physiques. Par exemple, la photosynthèse nécessite 2802 kJ pour produire une mole de glucose, tandis que la condensation d'une mole d'eau ne dégage que 44,0 kJ.

Le TABLEAU 4.13 présente les caractéristiques permettant de distinguer une réaction endothermique d'une réaction exothermique.

#### 4.13 Les caractéristiques des réactions endothermiques et exothermiques

Réaction endothermique	Réaction exothermique
Absorbe de l'énergie (sous forme de chaleur, de lumière, d'électricité, etc.).	Dégage de l'énergie (sous forme de chaleur, de lumière, d'électricité, etc.).
Lorsqu'elle absorbe de l'énergie thermique, la température du milieu environnant diminue.	Lorsqu'elle dégage de l'énergie thermique, la température du milieu environnant augmente.
Nécessite un apport constant d'énergie. Ex. : Un arbre cesse de croître si on le prive de lumière, puisque la photosynthèse n'est alors plus possible.	Peut nécessiter un apport d'énergie pour être amorcée. Ex. : Pour allumer un feu, on doit lui fournir de l'énergie, comme celle provenant de l'étincelle d'une allumette.

## L'équation thermique

On peut écrire une réaction sous la forme d'une équation thermique, c'est-à-dire une équation chimique qui précise la quantité d'énergie échangée.

### DÉFINITION

L'équation thermique est une équation chimique qui précise la quantité d'énergie absorbée ou dégagée par la réaction.

Lorsque l'énergie est incluse dans l'équation, c'est son emplacement qui indique si l'énergie est absorbée ou dégagée :

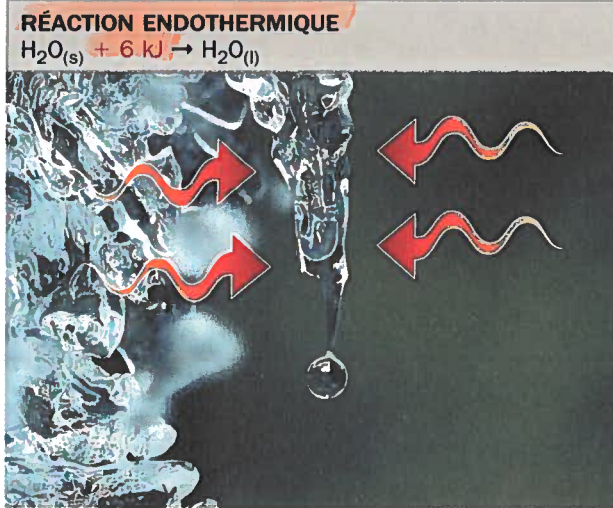
- ▶ dans le cas d'une réaction endothermique, l'énergie absorbée est placée à gauche, avec les réactifs ;
- ▶ dans le cas d'une réaction exothermique, l'énergie dégagée est inscrite à droite, du côté des produits.

Les FIGURES 4.14 et 4.15, à la page suivante, donnent des exemples d'équations thermiques dans lesquelles l'énergie est incluse.

Lorsque l'énergie n'est pas incluse dans l'équation, c'est son signe qui indique si l'énergie est absorbée ou dégagée :

- ▶ dans le cas d'une réaction endothermique, l'énergie absorbée porte un signe positif (par exemple, l'énergie associée à la fusion d'une mole de glace est +6 kJ) ;
- ▶ dans le cas d'une réaction exothermique, l'énergie dégagée porte un signe négatif (ainsi, l'énergie correspondant à la combustion d'une mole de méthane est -890 kJ).



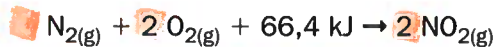


► 4.14 La fusion d'une mole de glace absorbe 6 kJ.



► 4.15 La combustion d'une mole de méthane ( $\text{CH}_4$ ) dégage 890 kJ.

Voyons comment écrire et interpréter une équation thermique. Par exemple, si l'on sait que la synthèse d'une mole de dioxyde d'azote ( $\text{NO}_2$ ) à partir de ses éléments nécessite 33,2 kJ, alors l'équation thermique de cette réaction peut s'écrire ainsi :



En effet, comme l'équation balancée comporte deux moles de dioxyde d'azote, la quantité d'énergie absorbée doit être multipliée par deux.

On peut déduire de cette équation que, dans le cadre de cette réaction :

- la réaction de 1 mol de  $\text{N}_2$  nécessite 66,4 kJ ;
- la réaction de 2 mol de  $\text{O}_2$  nécessite 66,4 kJ ;
- la production de 2 mol de  $\text{NO}_2$  nécessite 66,4 kJ.

À l'aide de l'équation thermique et des principes de la stœchiométrie, il devient possible d'estimer la quantité d'énergie qui résulte de la réaction de différentes quantités de matière.

### Stœchiométrie exothermique

#### EXEMPLE

Quelle quantité d'énergie sera dégagée par la combustion complète de 50,00 g de méthane ?

#### PREMIÈRE MÉTHODE

Équation		$\text{CH}_{4(g)}$	$+ 2 \text{ O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$\text{CO}_{2(g)}$	$+ 2 \text{ H}_2\text{O}_{(l)}$	$+ 890 \text{ kJ}$
Correspondances	1.	1 mol	2 mol		1 mol	2 mol	- 890 kJ
	2.	16,05 g	64,00 g		44,01 g	36,04 g	
Données du problème	3.	50,00 g					? kJ
	4.	16,05 g					- 890 kJ
Calculs		$\frac{50,00 \text{ g} \times 890 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g}} = 2773 \text{ kJ}$					
Réponse		La combustion de 50,00 g de méthane dégage 2,77 × 10 <sup>3</sup> kJ.					

## EXEMPLE (suite)

## SECONDE MÉTHODE

Calcul du nombre de moles de méthane

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{50,00 \text{ g}}{16,05 \text{ g/mol}} = 3,115 \text{ mol}$$

La combustion de 50,00 g de méthane dégagera  $2,77 \times 10^3 \text{ kJ}$ .

Calcul de l'énergie dégagée

$$1 \text{ mol de CH}_4 \rightarrow -890 \text{ kJ}$$

$$3,115 \text{ mol de CH}_4 \rightarrow ? \text{ kJ}$$

$$\frac{3,115 \text{ mol} \times 890 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 2772 \text{ kJ}$$

La stœchiométrie et l'équation thermique permettent aussi de déduire la quantité de matière en jeu à partir de la quantité d'énergie absorbée ou dégagée.

Stœchiométrie endothermique

## EXEMPLE

La décomposition du dioxyde de carbone s'effectue de la façon suivante :



Si la réaction absorbe 200 kJ, quelle masse de carbone est alors produite ?

## PREMIÈRE MÉTHODE

Équation	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	+ 393,5 kJ	→	$\text{C}_{(\text{s})}$	+ $\text{O}_{2(\text{g})}$
Correspondances	1. <del>1 mol</del> 2. 44,01 g			1 mol 12,01 g	<del>1 mol</del> 32,00 g
Données du problème	3.	200 kJ		? g	4.
		393,5 kJ		12,01 g	

$$\text{Calculs} \quad \frac{12,01 \text{ g} \times 200 \text{ kJ}}{393,5 \text{ kJ}} = 6,104 \text{ g}$$

Réponse Une masse de 6,10 g de carbone a été produite.

## SECONDE MÉTHODE

Calcul du nombre de moles de carbone

$$1 \text{ mol de C} \rightarrow +393,5 \text{ kJ}$$

$$? \text{ mol de C} \rightarrow +200 \text{ kJ}$$

$$\frac{200 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{393,5 \text{ kJ}} = 0,508 \text{ mol}$$

Une masse de 6,10 g de carbone a été produite.

Calcul de la masse du carbone

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } m = Mn$$

$$m = 12,01 \text{ g/mol} \times 0,508 \text{ mol} = 6,10 \text{ g}$$

## La chaleur molaire de réaction

Lorsque la quantité d'énergie associée à une réaction est exprimée en kJ/mol d'un réactif ou d'un produit, on parle alors de « chaleur molaire de réaction ».

## DÉFINITION

La **chaleur molaire de réaction** correspond à la quantité d'énergie absorbée ou dégagée par la transformation d'une mole d'un réactif ou la formation d'une mole d'un produit.

$$\text{unités} \quad \frac{\text{J}}{\text{mol}} \text{ ou } \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La chaleur molaire de réaction peut être associée à n'importe quelle réaction : une dissolution, une neutralisation, une vaporisation, une formation, une combustion, etc.

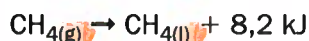


Le TABLEAU 4.16 et le TABLEAU 4.17 présentent des exemples de chaleur molaire associée à différentes transformations. Des tableaux plus complets sont présentés aux ANNEXES 9 et 10.

Il est possible d'écrire les équations thermiques de plusieurs réactions à partir des données de ces tableaux. Par exemple, puisque la chaleur molaire de vaporisation de l'éthanol est de +39,3 kJ/mol, alors son équation thermique est:



On peut aussi écrire l'équation thermique de la réaction inverse de la vaporisation, c'est-à-dire celle de la condensation liquide. Ainsi, l'équation thermique de la condensation du méthane est:

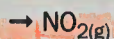


Dans ce dernier cas, l'énergie est placée du côté des produits plutôt que des réactifs. En effet, si la première réaction (vaporisation) est endothermique, la seconde réaction (condensation liquide), qui est la réaction inverse, est exothermique.

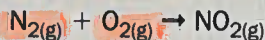
Il est également possible d'écrire une équation thermique à partir des chaleurs de formation, comme celles indiquées dans le TABLEAU 4.17. L'encadré suivant présente les étapes à suivre pour y parvenir à l'aide d'un exemple, soit celui de la formation du dioxyde d'azote gazeux ( $\text{NO}_2$ ).

#### Comment écrire l'équation thermique d'une réaction de formation.

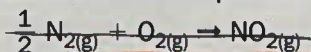
1. Écrire la molécule à former du côté des produits.



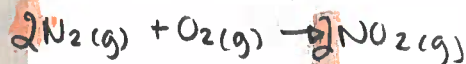
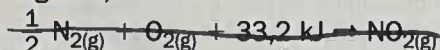
2. Du côté des réactifs, écrire séparément chacun des éléments qui constituent la molécule. S'il s'agit d'éléments diatomiques (H, N, O, F, Cl, Br et I), mettre tout de suite l'indice 2 à droite de l'élément.



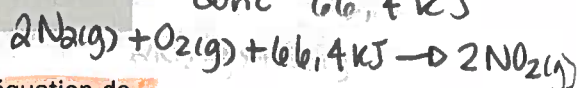
3. Balancer l'équation. Utiliser au besoin des coefficients fractionnaires pour ne pas modifier le nombre de moles du produit.



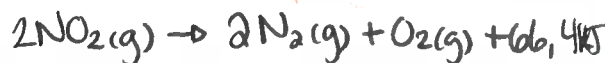
4. Ajouter l'énergie (du côté des réactifs si elle est positive, du côté des produits si elle est négative).



comme il y a 2 moles de  $\text{NO}_2$ , il faut faire  $+33,2 \text{ kJ} \cdot 2 \text{ mol}$  donc  $66,4 \text{ kJ}$



On peut aussi écrire l'équation inverse de la formation, c'est-à-dire l'équation de la décomposition. On suit alors les mêmes étapes, sauf pour la première. En effet, dans le cas d'une décomposition, la molécule à décomposer doit être placée du côté des réactifs.



#### 4.16 La chaleur molaire de vaporisation de certains liquides

Substance	Formule chimique	Chaleur molaire de vaporisation (en kJ/mol)
Argon	Ar	+ 6,3
Méthane	$\text{CH}_4$	+ 8,2
Éthanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	+ 39,3
Eau	$\text{H}_2\text{O}$	+ 40,8
Mercure	Hg	+ 59,3

#### 4.17 La chaleur molaire de formation de quelques gaz

Gaz	Formule chimique	Chaleur molaire de formation (en kJ/mol)
Dioxyde d'azote	$\text{NO}_{2(g)}$	+33,2
Sulfure de dihydrogène	$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	-20,6
Ammoniac	$\text{NH}_{3(g)}$	-46,1
Vapeur d'eau	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-241,8

## La chaleur massique de réaction NON

Lorsque la chaleur de réaction est exprimée en kJ/g d'un réactif ou d'un produit, on parle alors de «chaleur massique de réaction».

### DÉFINITION

La **chaleur massique de réaction** correspond à la quantité d'énergie absorbée ou dégagée par la transformation d'un gramme d'un réactif ou la formation d'un gramme d'un produit.

La chaleur massique est utile lorsque la masse est un enjeu. Par exemple, si on veut choisir le combustible qui offre le meilleur rendement énergétique, on optera pour celui qui possède la plus grande chaleur massique, puisque c'est celui qui dégagera le plus d'énergie par gramme.

L'exemple ci-contre présente une méthode pour passer de la chaleur molaire à la chaleur massique. Cette méthode peut également servir à faire le calcul inverse, soit passer de la chaleur massique à la chaleur molaire.

### EXEMPLE

Si la chaleur molaire de vaporisation de l'eau est de 40,8 kJ/mol, quelle est sa chaleur massique de vaporisation ?

$$\frac{40,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ équivaut à } \frac{40,8 \text{ kJ}}{18,02 \text{ g}}$$

$$\text{D'où } \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ g}} = \frac{40,8 \text{ kJ}}{18,02 \text{ g}}$$

$$\frac{1 \text{ g} \times 40,8 \text{ kJ}}{18,02 \text{ g}} = 2,264 \text{ kJ}$$

La chaleur massique de vaporisation de l'eau est de 2,26 kJ/g.

## La chimie au quotidien



### L'apport énergétique des nutriments

Nutriments	Apport énergétique (kJ/g)
Glucides	16
Protéines	16
Lipides	40

### LA VALEUR ÉNERGÉTIQUE DES ALIMENTS

Les aliments constituent une source d'énergie qui permet à notre corps d'assurer ses différentes fonctions, comme de maintenir sa température corporelle autour de 37 °C, de construire et de réparer les tissus qui composent ses différents organes, d'alimenter le cerveau ou d'assurer le fonctionnement des muscles.

La combustion des glucides, comme le glucose, demeure notre principale source d'énergie. Le glucose est soluble dans le sang, ce qui permet son transport jusqu'aux différentes cellules de l'organisme.

Les réserves d'énergie sont entreposées sous forme de lipides (gras). Les lipides possèdent un plus grand potentiel énergétique que les glucides et les protéines. De plus, ils sont insolubles dans l'eau. Ils peuvent donc demeurer au même endroit jusqu'à ce que le corps en ait besoin.



## La variation d'enthalpie

Qu'est-ce qui fait que certaines transformations absorbent de l'énergie tandis que d'autres en dégagent? Cela dépend de l'énergie interne des réactifs et des produits. Ainsi, lors de sa formation, une particule de matière (molécule, atome ou ion) accumule une certaine quantité d'énergie.

L'énergie interne englobe :

- ▶ l'énergie cinétique due aux mouvements des particules (mouvements de vibration, de rotation et de translation);
- ▶ l'énergie potentielle due aux forces qui retiennent les électrons autour du noyau des atomes;
- ▶ l'énergie potentielle due aux forces qui unissent les atomes d'une molécule;
- ▶ l'énergie potentielle due aux forces d'attraction entre les particules de matière.

On donne à cette énergie le nom d'« **enthalpie** ». Son symbole est  $H$ .

### DÉFINITION

L'**enthalpie** d'une particule est la quantité d'énergie liée à son énergie interne.

Comme l'énergie interne d'une substance est très difficile à déterminer, on mesure plutôt la quantité d'énergie échangée lors d'une transformation, c'est-à-dire la chaleur absorbée ou dégagée par la réaction.

Lorsque la transformation se produit à température et pression constantes, on obtient ainsi la différence entre l'enthalpie des produits et l'enthalpie des réactifs, aussi appelée « variation d'enthalpie ». Elle est symbolisée par  $\Delta H$  et est habituellement exprimée en kJ ou en kJ/mol.

### DÉFINITION

La **variation d'enthalpie** (ou chaleur de réaction) correspond à l'énergie absorbée ou dégagée par une réaction, à température et pression constantes.

La variation d'enthalpie est représentée par la formule qui suit.

### FORMULE

#### Variation d'enthalpie

$\Delta H$  représente la variation d'enthalpie  
(en J ou en kJ)

$\Delta H = H_p - H_r$  où  $H_p$  représente l'enthalpie des produits  
(en J ou en kJ)

$H_r$  représente l'enthalpie des réactifs  
(en J ou en kJ)

Lorsque la variation d'enthalpie est déterminée dans des conditions normalisées, on l'indique comme ceci:  $\Delta H^\circ$ . Ces conditions sont les suivantes :

- ▶ une température de 25 °C;
- ▶ une pression de 101,3 kPa;
- ▶ une concentration des solutions aqueuses de 1 mol/L.

### ÉTYMOLOGIE

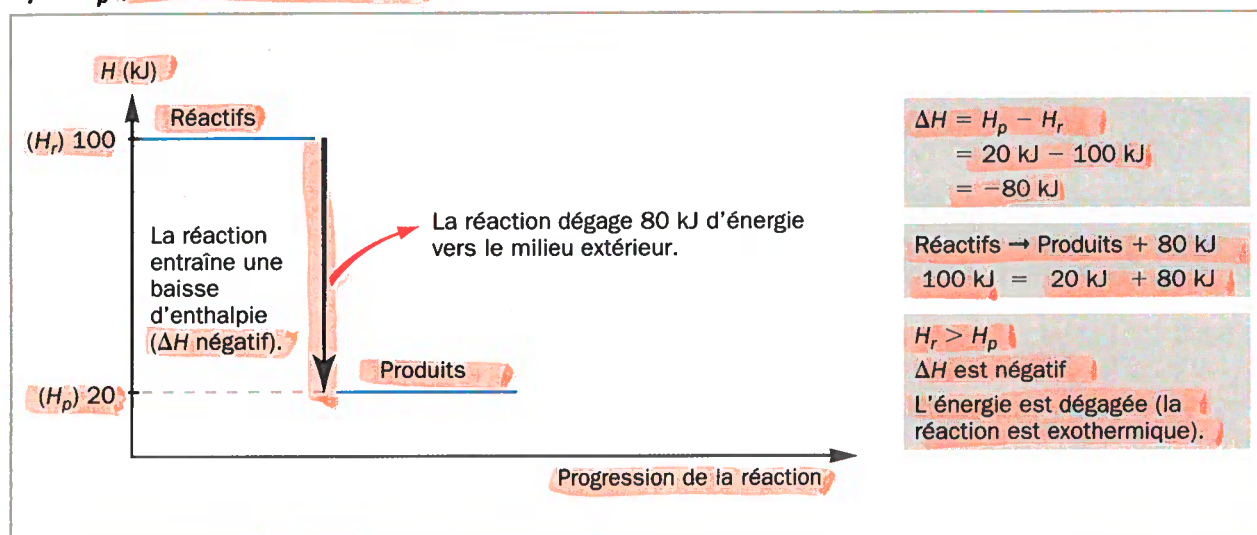
**Enthalpie** vient du mot grec *enthalpein*, qui signifie « réchauffer dans ».

## Une représentation graphique de la variation d'enthalpie

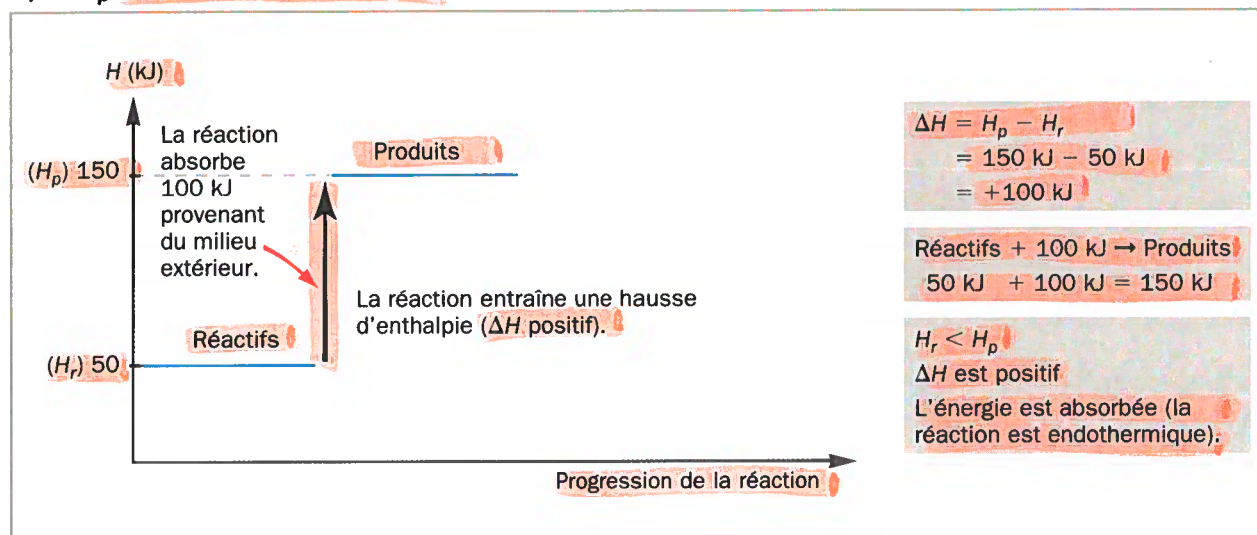
Comme l'enthalpie est propre à chaque substance, les produits ne possèdent habituellement pas la même enthalpie que les réactifs.

Prenons un exemple fictif : soit des réactifs possédant une enthalpie de 100 kJ et des produits possédant une enthalpie de 20 kJ. On peut représenter cette situation à l'aide d'un diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression de la réaction (voir la FIGURE 4.18). Il est à noter que l'axe horizontal de ce type de diagramme n'est pas gradué et qu'il ne correspond à aucune valeur. En effet, la progression de la réaction ne montre qu'une succession d'étapes ou d'états. Ce n'est donc pas un plan cartésien.

### 4.18 L'enthalpie en fonction de la progression de la réaction lorsque $H_r > H_p$ (réaction exothermique)



### 4.19 L'enthalpie en fonction de la progression de la réaction lorsque $H_r < H_p$ (réaction endothermique)





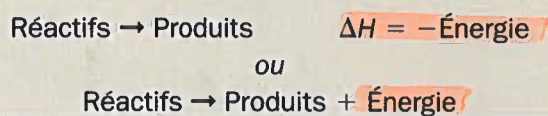
Lorsque l'enthalpie des réactifs est plus grande que l'enthalpie des produits ( $H_r > H_p$ ), comme dans la **FIGURE 4.18**, on peut en conclure qu'une partie de l'énergie interne des réactifs s'est transformée et a été dégagée vers le milieu extérieur. La réaction est donc exothermique. Ce constat est confirmé par le signe de la variation d'enthalpie. En effet, par convention, l'énergie dégagée est négative.

Examinons maintenant le cas contraire, c'est-à-dire lorsque l'enthalpie des réactifs est plus petite que celle des produits ( $H_r < H_p$ ). Dans ce cas, les réactifs ont dû absorber de l'énergie provenant du milieu extérieur afin de se transformer (voir la **FIGURE 4.19**). Il s'agit donc d'une réaction endothermique.

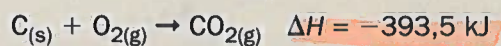
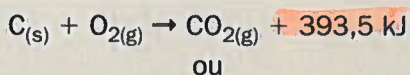
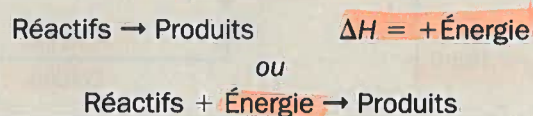
Lorsque le  $\Delta H$  d'une transformation est négatif, la réaction est exothermique, c'est-à-dire qu'elle dégage de l'énergie. À l'inverse, lorsque le  $\Delta H$  est positif, la réaction est endothermique, c'est-à-dire qu'elle absorbe de l'énergie.

Toutefois, lorsque l'énergie est incluse dans l'équation thermique, c'est sa position qui indique si la réaction est exothermique ou endothermique. Dans le cas d'une réaction endothermique, il est préférable d'indiquer le signe « + » pour éviter toute confusion.

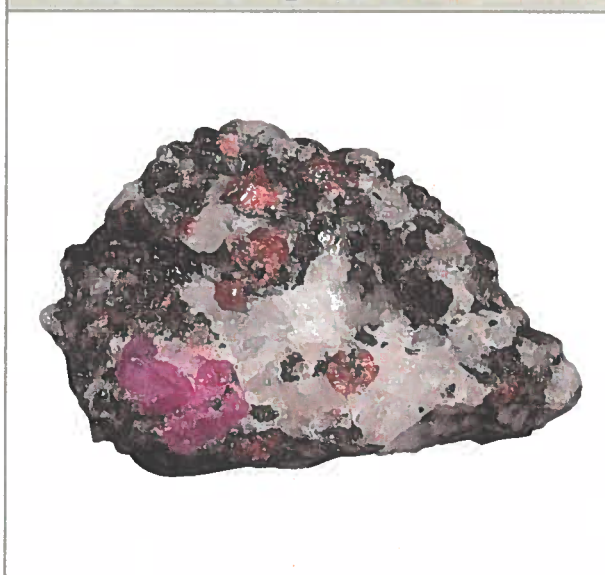
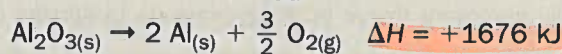
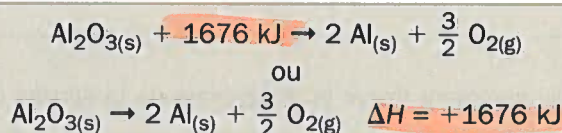
#### Réaction exothermique



#### Réaction endothermique



► **4.20** La combustion du charbon dégage beaucoup d'énergie. On peut en conclure que l'enthalpie des réactifs est plus grande que celle des produits.



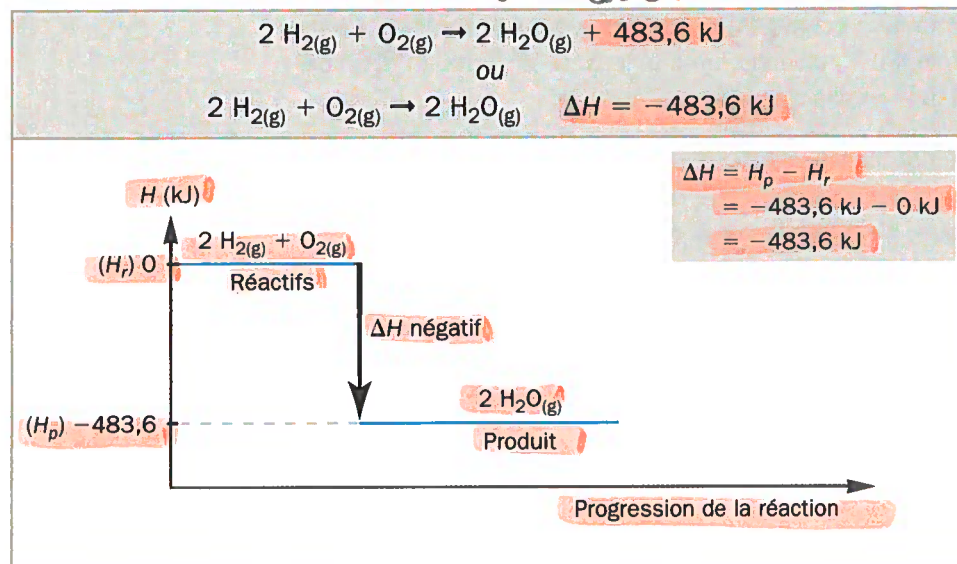
► **4.21** Le corindon est un minéral contenant un composé de l'aluminium ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). L'extraction de l'aluminium de ce composé nécessite beaucoup d'énergie. On peut en déduire que l'enthalpie des réactifs est plus petite que celle des produits.

La valeur réelle de l'enthalpie des réactifs et des produits est très difficile à déterminer. **Lorsqu'on ne connaît pas ces valeurs, par convention, on donne aux réactifs une valeur arbitraire de zéro.** Dans un diagramme de l'enthalpie, on place alors les réactifs à zéro. L'emplacement des produits varie alors selon que l'énergie est absorbée ou dégagée.

Les FIGURES 4.22 et 4.23 donnent deux exemples de diagrammes tracés à l'aide de cette méthode.

#### 4.22 L'enthalpie en fonction de la progression de la réaction de la synthèse de l'eau

*Exothermique*

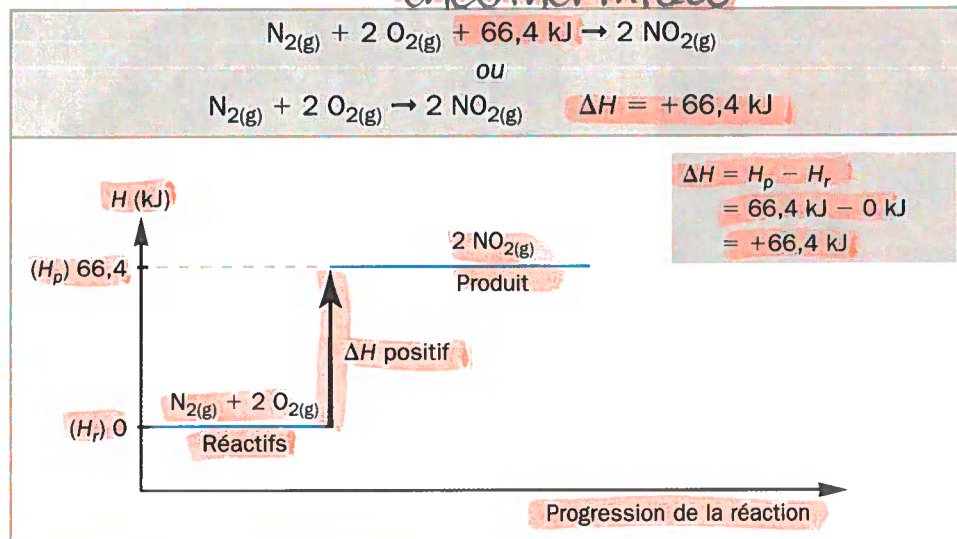


Voici comment tracer le diagramme de la FIGURE 4.22 :

1. Puisque la réaction est exothermique, on sait que  $H_r > H_p$ .
2. Puisqu'on ne connaît pas la valeur réelle de  $H_r$ , on place les réactifs à 0.
3. Puisque la réaction dégage  $-483,6 \text{ kJ}$ , on place les produits à  $-483,6 \text{ kJ}$ .

#### 4.23 L'enthalpie en fonction de la progression de la réaction de la synthèse du dioxyde d'azote

*Endothermique*





# Exercices

## 4.2 L'énergie associée aux transformations de la matière

1 Pour chacune des transformations suivantes, indiquez s'il s'agit d'une transformation endothermique ou exothermique et s'il s'agit d'un changement physique ou chimique.

Transformation	Endothermique	Exothermique	Physique	Chimique
a) La cuisson d'un gâteau.				
b) La formation de la rosée.				
c) $2 \text{NaNO}_3 + \text{Chaleur} \rightarrow 2 \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$	X			Décomposition x
d) $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)} + \text{Énergie}$		X		Synthèse x
e) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 394 \text{ kJ}$		X		Synthèse x
f) La combustion du propane.				
g) L'électrolyse de l'eau.				
h) La sublimation du diiode.				

2 Indiquez au moins une forme d'énergie dégagée par chacune des transformations suivantes.

- a) Un incendie de forêt. \_\_\_\_\_
- b) La congélation de l'eau. \_\_\_\_\_
- c) L'explosion de la dynamite. \_\_\_\_\_
- d) La respiration cellulaire. \_\_\_\_\_

3 Indiquez une forme d'énergie absorbée par chacune des transformations suivantes.

- a) La recharge d'une pile. \_\_\_\_\_
- b) La photosynthèse d'une plante. \_\_\_\_\_
- c) La cuisson d'un pain. \_\_\_\_\_
- d) L'évaporation de l'essence. \_\_\_\_\_

- 4 Une transformation dégage 25 kJ et une autre absorbe 750 kJ. Laquelle est la plus susceptible de représenter un phénomène physique? Expliquez votre réponse.

La première (25 kJ) risque d'être une transformation physique puisqu'elle met en jeu moins d'énergie que la deuxième.

- 5 Chloé affirme que seules les réactions endothermiques absorbent de l'énergie. Êtes-vous d'accord avec elle? Expliquez votre réponse.

Non, certaines réactions exothermiques comme la combustion doivent absorber de l'énergie pour être amorcées (allumettes)

- 6 Repérez dans la photo ci-contre les réactions endothermiques et les réactions exothermiques.



\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

- 7 Écrivez l'équation thermique correspondant à chacune des descriptions suivantes.

- a) La dissolution d'une mole de nitrate d'argent absorbe 22,6 kJ.



- b) La décomposition en éléments d'une mole de  $\text{C}_3\text{H}_8$  gazeux absorbe 103,8 kJ.



- c) La synthèse d'une mole de chlorure d'hydrogène gazeux à partir de ses éléments sous forme gazeuse dégage 92,3 kJ.



- 8 Écrivez l'équation thermique correspondant à chacune des descriptions suivantes. Laissez des traces de vos calculs.

- a) La dissociation électrolytique de 0,26 mol de chlorure d'ammonium solide ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) absorbe 4,24 kJ.

Réponse: \_\_\_\_\_



b) Il faut 335 J pour faire fondre 1,00 g de glace.

Réponse: \_\_\_\_\_

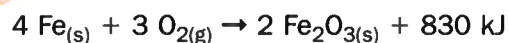
c) La combustion de 1,00 g de carbone dégage 32,8 kJ.

Réponse: \_\_\_\_\_

d) La décomposition de 108 g d'eau liquide en ses éléments requiert 1714,8 kJ.

Réponse: \_\_\_\_\_

9 Voici l'équation thermique de l'oxydation du fer:



Si l'on fait réagir complètement 50,0 g de fer avec suffisamment de dioxygène, quelle sera la quantité d'énergie dégagée?



1. 4 mol

2. 223,40 g

3. 50,0 g

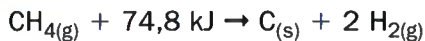
4. 223,40 g

→ ? kJ  
- 830 kJ

-190 kJ pour 50,0 g de Fe.

Réponse: \_\_\_\_\_

10 La décomposition du méthane ( $\text{CH}_4$ ) s'effectue selon l'équation qui suit :



Quelle quantité d'énergie faut-il pour décomposer 20,00 g de méthane ?

$\text{CH}_4(g) + 74,8 \text{ kJ} \rightarrow \text{C}(s) + 2 \text{H}_2(g)$   
 1. 1 mol  
 2. 16,05 g  
 3. 20,00 g ) ? kJ  
 4. 16,05 g ) 74,8 kJ

Réponse: 93,2 kJ pour 20,00 g de  $\text{CH}_4$

21 La chaleur molaire de la réaction de synthèse du monoxyde de carbone (CO) est de  $-110,5 \text{ kJ/mol}$ . Quelle est sa chaleur massique ?

Réponse: \_\_\_\_\_

22 ~~NON~~ La dissolution de 10,00 g de  $\text{CuSO}_4$  de sulfate de cuivre dégage 8,00 kJ.

a) Quelle est la chaleur massique de réaction ?

Réponse: \_\_\_\_\_

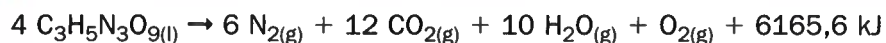
b) Quelle est la chaleur molaire de réaction? 1 mol de  $\text{CuSO}_4 \rightarrow 159,62 \text{ g}$

$$\frac{159,62 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{10,00 \text{ g}}{x \text{ mol}}$$

Réponse: \_\_\_\_\_

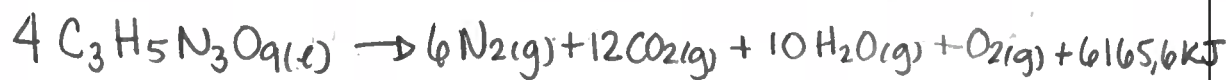


13 La nitroglycérine se décompose selon l'équation suivante :



Quelle masse de nitroglycérine est nécessaire si on veut obtenir 10 000 kJ?

↳ exo donc -10 000 kJ



1. 4 mol

2. 908,44 g

3. ? g

4. 908,44 g

- 10 000 kJ

- 6165,6 kJ

Réponse: 1473,4 g

14 Soit la réaction :  $A + B \rightarrow C + D$

Si l'enthalpie totale des réactifs est de 50 kJ de plus que celle des produits, quel est le  $\Delta H$  de la réaction ?

$$H_r = x + 50$$

$$H_p = x$$

$$\Delta H$$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$= x - (x + 50)$$

$$= x - x - 50$$

$$= -50 \text{ kJ}$$

15 Pour une réaction chimique donnée, l'enthalpie des substances produites est de 925,6 kJ et celle des réactifs est de 384,7 kJ.

a) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$$H_p = 925,6 \text{ kJ}$$

$$H_r = 384,7 \text{ kJ}$$

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

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$= 925,6 - 384,7$$

$$= 540,9 \text{ kJ}$$

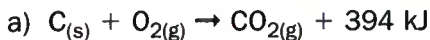
b) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

Endothermique car  $\Delta H +$

- 16 Une réaction donnée dégage 265 kJ. Si l'enthalpie des produits est de 987 kJ, quelle est l'enthalpie des réactifs ?

$$\begin{array}{l} \Delta H = -265 \text{ kJ} \\ H_p = 987 \text{ kJ} \\ H_r = ? \text{ kJ} \end{array} \qquad \begin{array}{l} \Delta H = H_p - H_r \\ -265 = 987 - H_r \\ -265 - 987 = -H_r \\ \underline{-1} \qquad \qquad \qquad H_r = 1252 \text{ kJ} \end{array}$$

- 17 Récrivez les équations suivantes en indiquant la chaleur de réaction en kJ/mol de produit. N'oubliez pas de respecter la convention des signes.



$\Delta H = -394 \text{ kJ/mol de CO}_2$



$\Delta H = -242 \text{ kJ/mol de H}_2\text{O}$

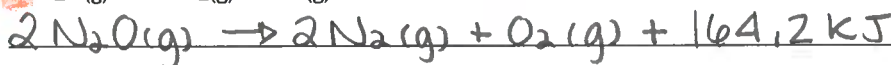


$\Delta H = 33,2 \text{ kJ/mol de NO}_2$

- d) La synthèse de 3 moles de dioxyde de soufre gazeux ( $\text{SO}_2$ ) dégage 890,4 kJ.

$\Delta H = -296,8 \text{ kJ/mol de SO}_2$

- 18 Récrivez les équations thermiques suivantes en y incluant l'énergie de façon appropriée.



- d) La chaleur molaire de la synthèse du  $\text{MgO}_{(s)}$  est de  $-602 \text{ kJ/mol de MgO}$ .



- 19 La chaleur massique de fusion de l'aluminium est de  $+393 \text{ J/g}$ . Quelle est sa chaleur molaire de fusion ?

Réponse: \_\_\_\_\_



20 Voici un diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression d'une réaction hypothétique.

a) Quels sont les réactifs ?

A + B

b) Quelle est l'enthalpie des réactifs ?

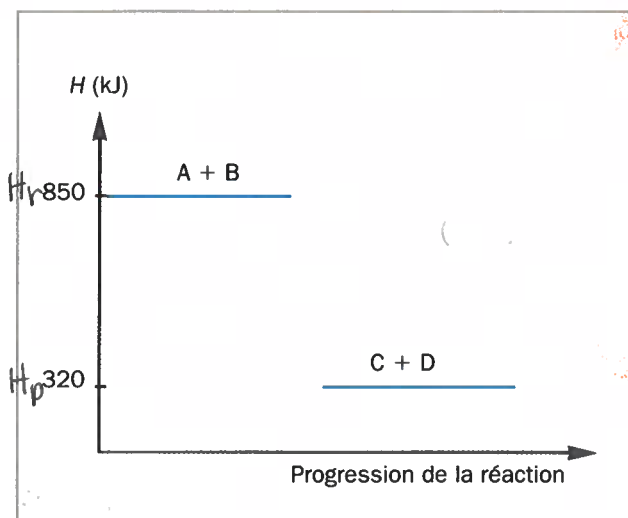
850 KJ

c) Quels sont les produits ?

C + D

d) Quelle est l'enthalpie des produits ?

320 KJ



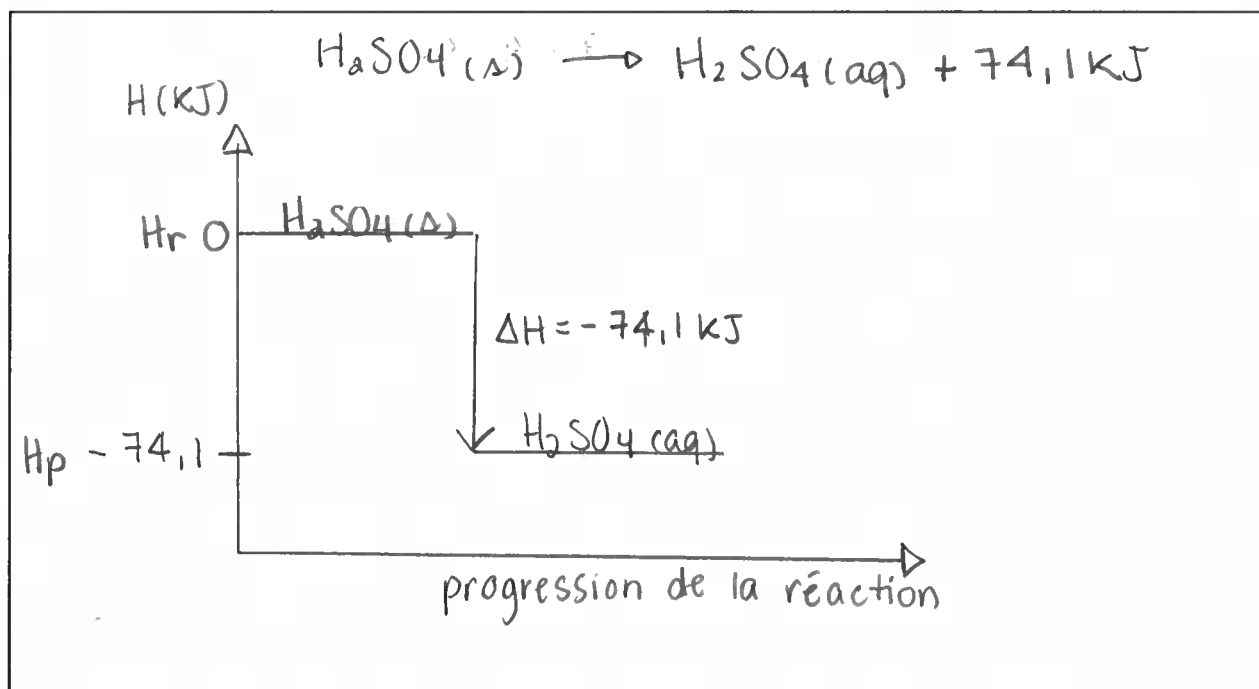
e) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_p - H_r \\ &= 320 - 850 \\ &= -530 \text{ KJ} \end{aligned}$$

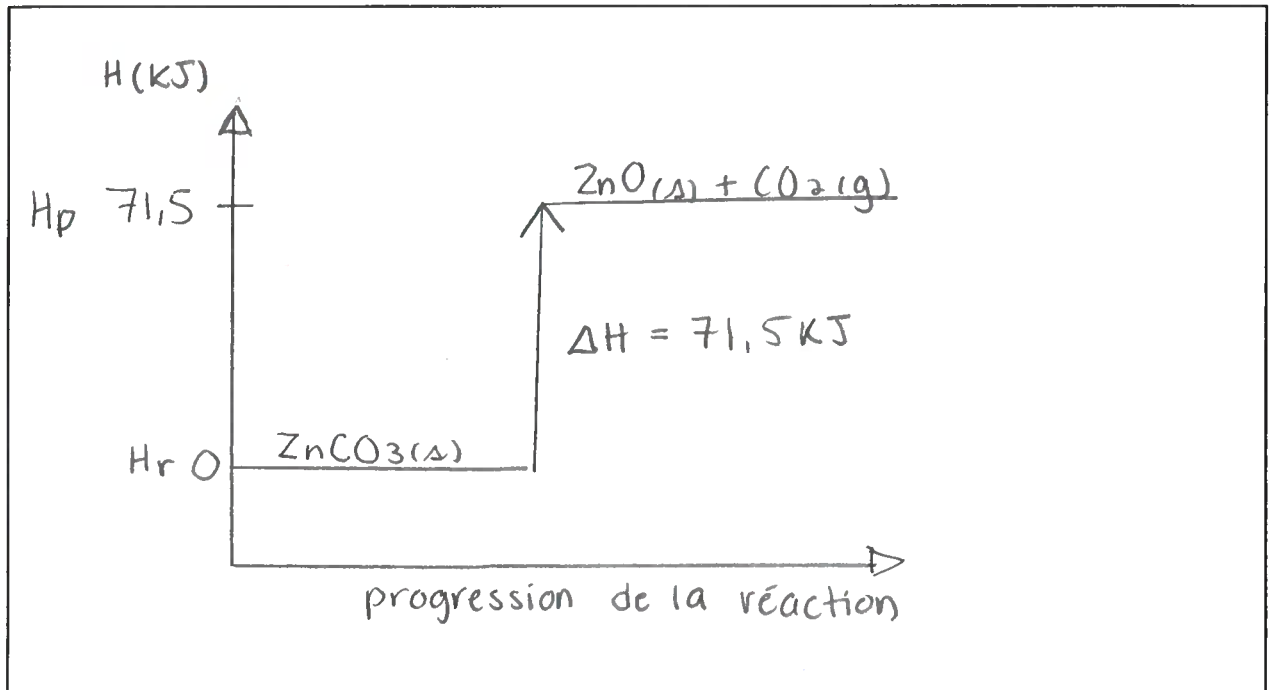
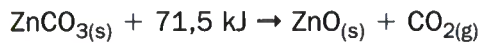
f) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

Exothermique car  $H_r > H_p$  et  $\Delta H -$

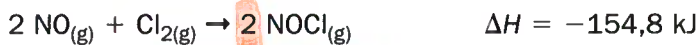
21 La dissolution d'une mole d'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) dégage 74,1 kJ. Tracez le diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression de la réaction.



- 22 Tracez un diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression de la réaction d'après l'équation thermique suivante :



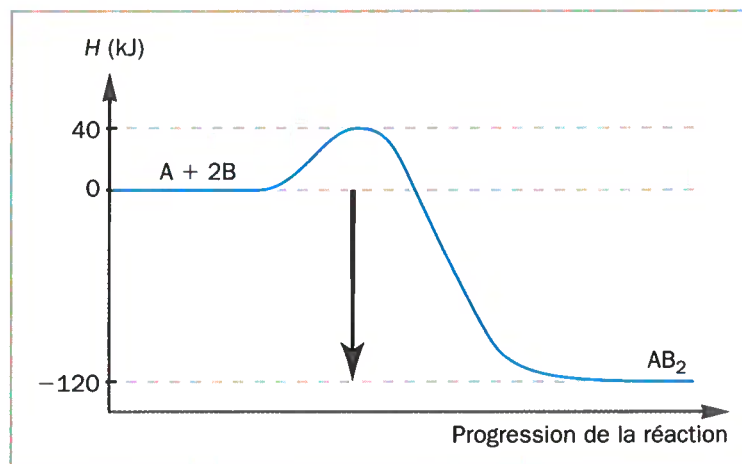
- 23 Soit l'équation thermique suivante :



Quelle est la **chaleur molaire** de chacune des réactions ci-dessous en fonction du NOCl ?

- a)  $\text{NO}(\text{g}) + 1/2 \text{ Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NOCl}(\text{g})$   $\Delta H = \underline{-77,4 \text{ kJ/mol}}$
- b)  $6 \text{ NOCl}(\text{g}) \rightarrow 6 \text{ NO}(\text{g}) + 3 \text{ Cl}_2(\text{g})$   $\Delta H = \underline{77,4 \text{ kJ/mol}}$   
*réaction inverse*

- 24 Observez le diagramme énergétique suivant. Écrivez l'équation thermique de cette réaction.





23 Ce diagramme montre la variation de température en fonction du temps d'un échantillon de 18,0 g d'aluminium. (Pour répondre aux questions, consultez les annexes, à la fin du cahier.)

- a) Quel changement de phase ce diagramme illustre-t-il ? Expliquez votre réponse.

---



---

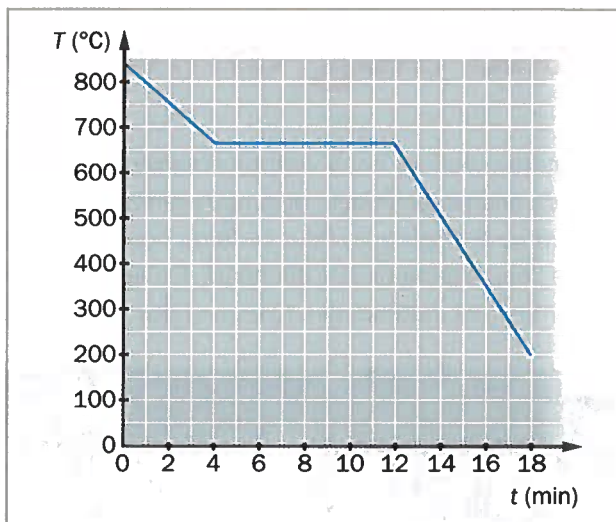


---



---

La variation de température en fonction du temps



- b) Écrivez l'équation thermique qui correspond à ce changement de phase de deux façons différentes.

---



---



---



---

- c) Quelle quantité d'énergie est mise en jeu entre la 4<sup>e</sup> minute et la 12<sup>e</sup> minute ? Précisez si cette énergie est dégagée ou absorbée.

Réponse: \_\_\_\_\_

- d) Quelle quantité d'énergie est mise en jeu entre la 12<sup>e</sup> minute et la 18<sup>e</sup> minute ? Précisez si cette énergie est dégagée ou absorbée.

Réponse: \_\_\_\_\_

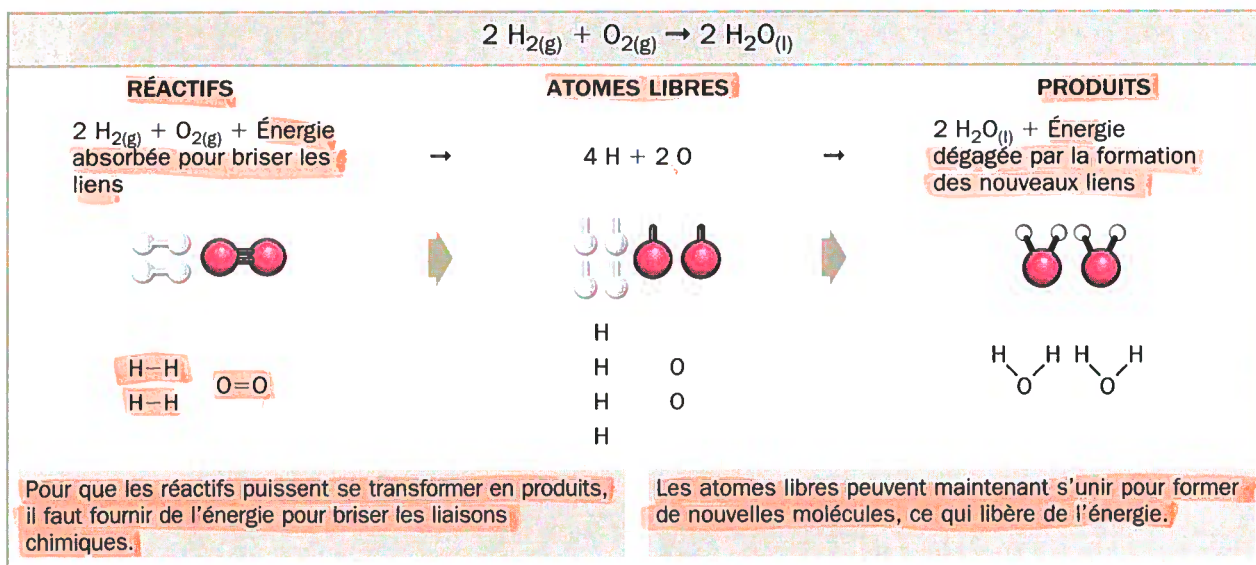
## 4.3

# Le bilan énergétique et le diagramme énergétique

Dans cette section, nous verrons comment déterminer la variation d'enthalpie à l'aide du bilan énergétique, puis nous verrons comment illustrer ce bilan à l'aide du diagramme énergétique. Pour ce faire, nous utiliserons un exemple, soit la formation de l'eau à partir de ses éléments. Il s'agit d'une réaction explosive, qui alimente notamment les moteurs des fusées et des navettes spatiales (voir la FIGURE 4.24).



► **4.24** Le moteur des navettes spatiales fonctionne à l'aide de la réaction du dihydrogène avec du dioxygène, ce qui entraîne la formation d'eau.



► **4.25** Pour que la synthèse de l'eau puisse s'effectuer, il faut que les liaisons chimiques des réactifs se brisent et que de nouvelles liaisons se forment.



## Le bilan énergétique

Le bris des liaisons chimiques nécessite toujours de l'énergie (**énergie positive**), tandis que la formation de nouveaux liens chimiques s'accompagne toujours d'une libération d'énergie (**énergie négative**).

C'est la somme de l'énergie absorbée et de l'énergie dégagée qui détermine si une réaction est endothermique ou exothermique. Ce calcul constitue un **bilan** énergétique.

$$\text{Bilan énergétique} = \text{Énergie absorbée} + \text{Énergie dégagée}$$

### DÉFINITION

Le **bilan énergétique** d'une transformation est l'ensemble des opérations qui permettent de calculer la somme de l'énergie absorbée lors du bris des liaisons et de l'énergie dégagée lors de la formation des nouveaux liens.

↳ Détacher ces annexes p. 420-421

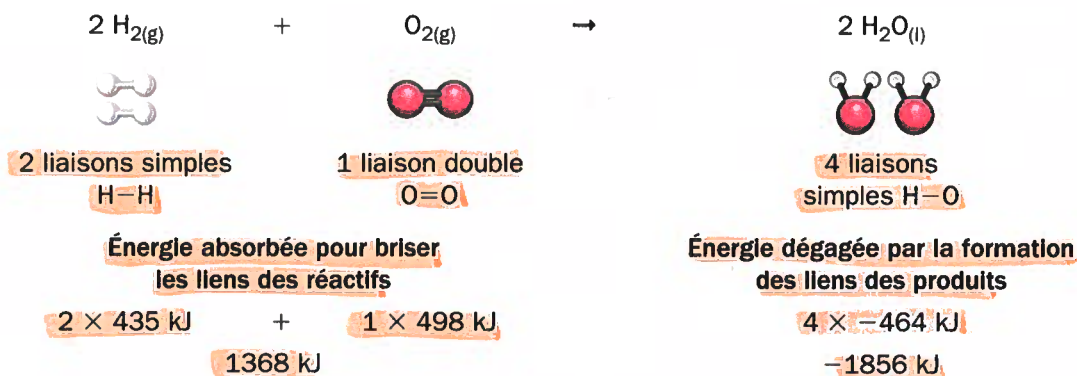
Les **ANNEXES 7 et 8** présentent l'énergie associée au bris ou à la formation de quelques liaisons chimiques, selon qu'il s'agit de liaisons simples ou de liaisons doubles ou triples.

Il est à noter que l'énergie nécessaire pour briser une liaison est égale à celle qui est libérée lors de la formation de cette même liaison : seul leur signe distingue ces deux valeurs.

Reprenons l'exemple de la formation de l'eau pour effectuer le bilan énergétique de cette réaction.

### EXEMPLE

Quel est le bilan énergétique de la formation de l'eau ?



### Calcul du bilan énergétique

$$\begin{aligned} \text{Bilan énergétique} &= \text{Énergie absorbée} + \text{Énergie dégagée} \\ &= 1368 \text{ kJ} + -1856 \text{ kJ} \\ &= -488 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Selon la méthode du bilan énergétique, la formation de deux moles d'eau dégage environ 488 kJ.



### ÉTYMOLOGIE

**Bilan** vient du mot italien *bilanciare*, qui signifie « peser, mettre en équilibre ».

Lorsque l'énergie dégagée au cours de la formation des nouveaux liens des produits est plus grande que l'énergie absorbée pour briser les liens des réactifs, la réaction est exothermique. À l'inverse, lorsque l'énergie absorbée pour briser les liens des réactifs est plus grande que l'énergie dégagée lors de la formation des nouveaux liens des produits, la réaction est endothermique.

Le bilan énergétique permet aussi de comprendre pourquoi certaines réactions exothermiques n'ont pas lieu spontanément. Ainsi, pour former 2 moles d'eau, il faut d'abord fournir environ 1368 kJ. Aussi longtemps qu'on ne fournira pas cette quantité d'énergie, aucune réaction ne se produira.

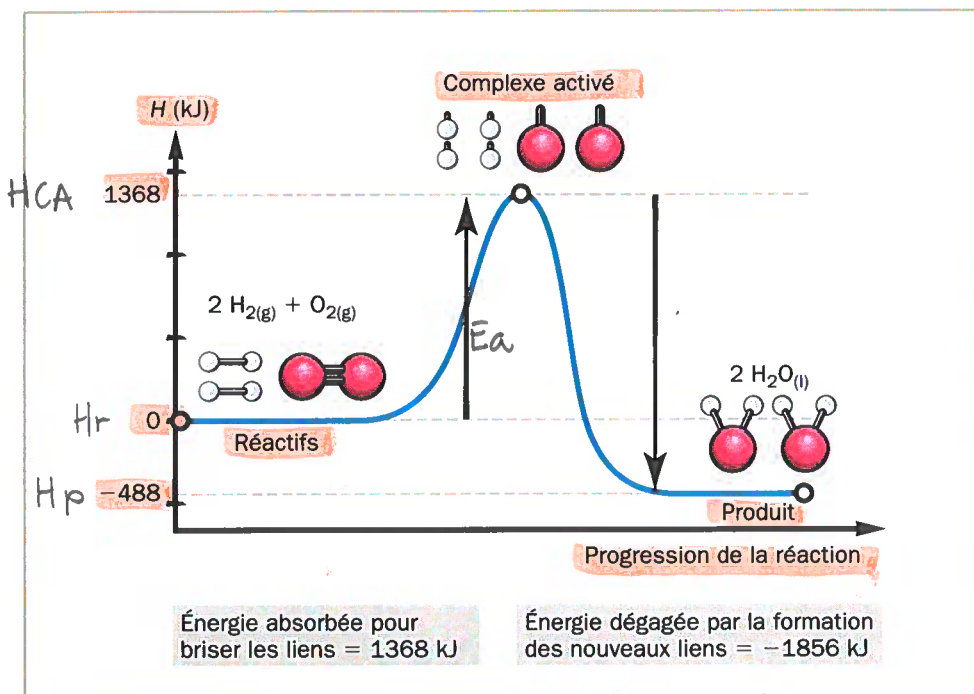
Il est important de souligner que **le bilan énergétique est une indication approximative**. Pour obtenir un résultat plus précis, il faudrait tenir compte d'autres facteurs, comme les forces d'attraction qui unissent les particules de solide et de liquide entre elles. De plus, ce ne sont pas nécessairement toutes les liaisons qui se brisent et se reforment. Ainsi, comme on peut le constater en consultant l'ANNEXE 10, la formation d'une mole d'eau liquide dégage 285,8 kJ, tandis que la formation d'une mole de vapeur d'eau ne dégage que 241,8 kJ.

## Les diagrammes énergétiques

On peut représenter le bilan énergétique d'une transformation à l'aide d'un diagramme de l'enthalpie en fonction de la progression de la réaction, comme ceux présentés dans la section 4.2.

Il est toutefois possible d'y ajouter d'autres données utiles, comme le montrent la FIGURE 4.26 et les autres figures de cette section.

### 4.26 Le diagramme énergétique de la synthèse de l'eau





**DÉFINITION**

Le **diagramme énergétique** d'une transformation représente les différents niveaux d'énergie des substances présentes en fonction de la progression de la transformation.

Les substances intermédiaires entre les réactifs et les produits constituent ce que les chimistes appellent le « **complexe activé** ». Le **complexe** activé est très instable. Sa durée de vie est très courte : il n'existe en fait qu'une fraction de seconde. Il possède le maximum d'enthalpie. C'est pourquoi il se situe toujours au sommet de la courbe. On symbolise son enthalpie par  $H_{ca}$ .

**DÉFINITION**

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

Le complexe activé peut prendre différentes formes. En effet, il arrive souvent que les liens des réactifs ne se brisent pas complètement avant que les nouveaux liens des produits se forment. Le complexe activé n'est donc pas toujours constitué d'atomes libres. Son enthalpie peut donc être plus petite que celle déterminée par le bilan énergétique.

L'énergie qu'il faut fournir aux réactifs pour former le complexe activé s'appelle « l'énergie d'activation ». L'énergie d'activation est symbolisée par  $E_a$ .

**DÉFINITION**

L'**énergie d'activation** correspond à l'énergie minimale qu'il faut fournir pour amorcer une réaction.

La formule suivante permet de calculer l'énergie d'activation d'une réaction à partir d'un diagramme énergétique.

**FORMULE****Énergie d'activation**

$$E_a = H_{ca} - H_r \quad \text{où}$$

$E_a$  représente l'énergie d'activation (en J ou en kJ)  
 $H_{ca}$  représente l'enthalpie du complexe activé (en J ou en kJ)  
 $H_r$  représente l'enthalpie des réactifs (en J ou en kJ)

**L'interprétation d'un diagramme énergétique**

L'interprétation d'un diagramme énergétique est une autre façon de déterminer la variation d'enthalpie et l'énergie d'activation d'une réaction. Les intervalles correspondants à ces valeurs peuvent être symbolisés par des flèches.

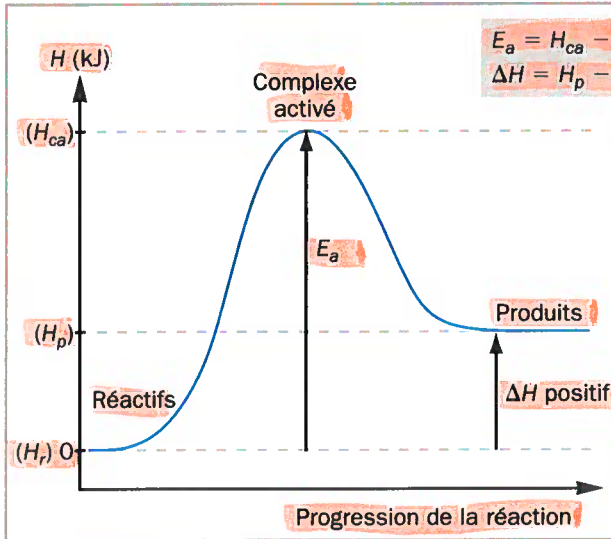
- ▶ La flèche représentant l'énergie d'activation pointe toujours vers le haut, puisque cette énergie est toujours positive.
- ▶ La flèche correspondant à la variation d'enthalpie peut pointer vers le bas ( $\Delta H$  négatif) ou vers le haut ( $\Delta H$  positif).

**ÉTYMOLOGIE**

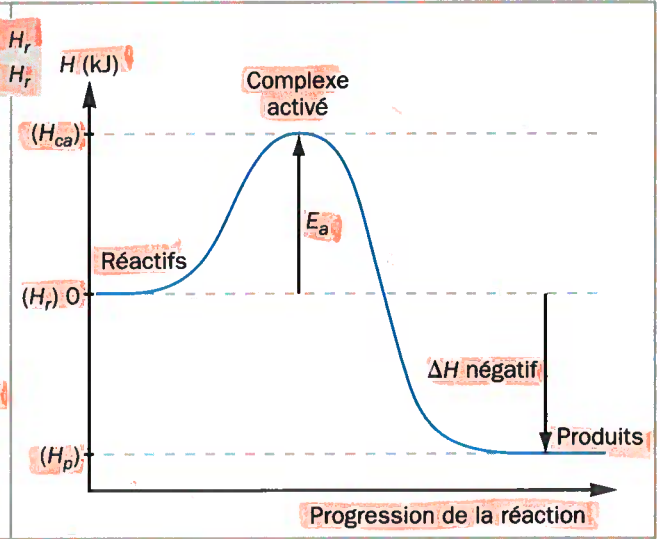
**Complexe** vient du mot latin *complexus*, qui signifie « fait d'éléments différents imbriqués ».

Très beau résumé

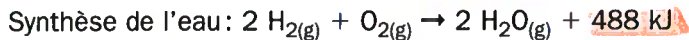
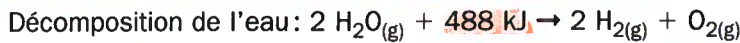
## 4.27 Le diagramme énergétique d'une réaction endothermique



## 4.28 Le diagramme énergétique d'une réaction exothermique

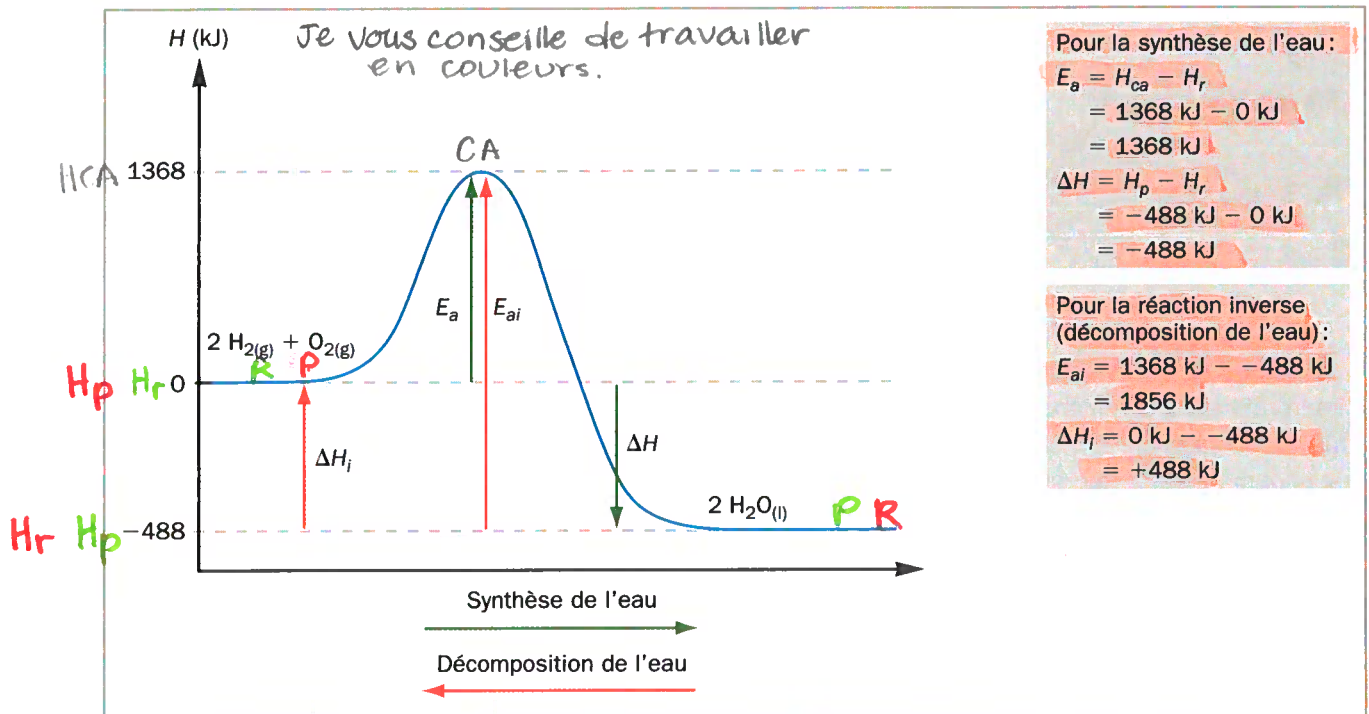


Il arrive que certaines réactions soient réversibles. Par exemple, la décomposition de l'eau est la réaction inverse de la synthèse de l'eau. Dans un cas, la réaction est endothermique ; dans l'autre, elle est exothermique.



Pour déterminer la variation d'enthalpie et l'énergie d'activation d'une réaction inverse, il n'est pas nécessaire de dessiner un nouveau diagramme. Il suffit simplement de l'interpréter de droite à gauche, comme le montre la FIGURE 4.29.

## 4.29 Le diagramme énergétique de la synthèse de l'eau





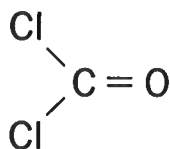
# Exercices

## 4.3 Le bilan énergétique et le diagramme énergétique

1 Quelle est l'énergie nécessaire pour briser les liaisons des molécules suivantes?

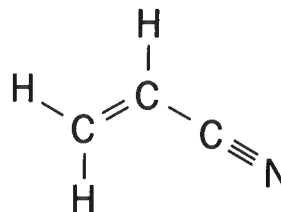
Pour répondre, consultez les ANNEXES 7 et 8. p. 420-421

a) Le phosgène ( $\text{COCl}_2$ ) est utilisé dans la production de polymères et dans l'industrie pharmaceutique.



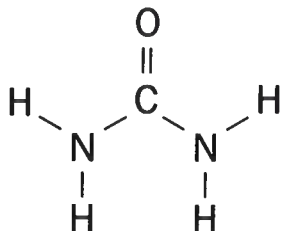
2 liens simples C-Cl  
 $2 \times 330 \text{ kJ} = 660 \text{ kJ}$   
 1 lien double C=O  
 $741 \text{ kJ}$   
 Total  $660 + 741 = 1401 \text{ kJ}$

b) L'acrylonitrile ( $\text{CH}_2\text{CHCN}$ ) est utilisé dans la fabrication du plastique.



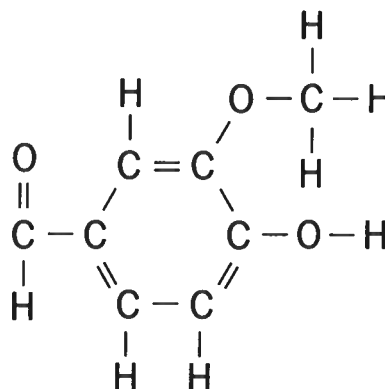
3 liens simples C-H  $3 \times 414 = 1242 \text{ kJ}$   
 1 lien double C=C  $611 \text{ kJ}$   
 1 lien triple C≡N  $891 \text{ kJ}$   
 1 lien simple C-C  $347 \text{ kJ}$   
 Total  $3091 \text{ kJ}$

c) L'urée ( $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ ) est utilisée principalement comme engrais.



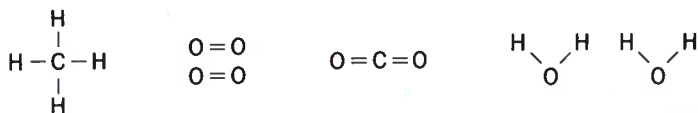
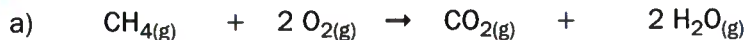
4 liens simples N-H  
 $4 \times 389 = 1556 \text{ kJ}$   
 2 liens simples C-N  
 $2 \times 293 = 586 \text{ kJ}$   
 1 lien double C=O  $741 \text{ kJ}$   
 Total  $2883 \text{ kJ}$

d) La vanilline ( $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$ ) est une molécule odorante caractéristique de l'odeur de vanille.



7 liens simples C-H  
 $7 \times 414 = 2898 \text{ kJ}$   
 4 liens simples C-C  
 $4 \times 347 = 1388 \text{ kJ}$   
 3 liens simples C-O  
 $3 \times 351 = 1053 \text{ kJ}$   
 3 liens doubles C=C  
 $3 \times 611 = 1833 \text{ kJ}$   
 1 lien double C=O  $741 \text{ kJ}$   
 1 lien simple O-H  $464 \text{ kJ}$   
 Total  $8377 \text{ kJ}$

2 Effectuez le bilan énergétique de chacune des transformations ci-dessous.



Energie absorbée pour briser les liens des réactifs

4 liens C-H  $4 \times 414 = 1656 \text{ KJ}$

2 liens O=O  $2 \times 498 = 996 \text{ KJ}$

Total de l'énergie absorbée  $1656 + 996 = 2652 \text{ KJ}$

Energie dégagée par la formation des liens des produits

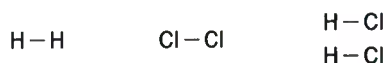
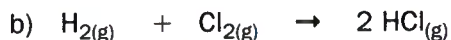
2 liens C=O  $2 \times -741 = -1482 \text{ KJ}$

4 liens O-H  $4 \times -464 = -1856 \text{ KJ}$

Total de l'énergie dégagée  $-1482 + -1856 = -3338 \text{ KJ}$

Bilan =  $2652 + -3338 = -686 \text{ KJ}$

réaction exothermique



Energie absorbée

1 lien H-H  $435 \text{ KJ}$

1 lien Cl-Cl  $243 \text{ KJ}$

Total  $\underline{678 \text{ KJ}}$

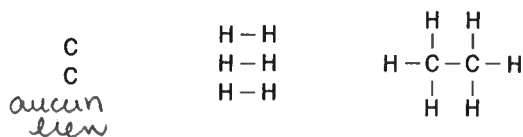
Energie dégagée

2 liens H-Cl  $2 \times -431 \text{ KJ}$

Total  $-862 \text{ KJ}$

Bilan =  $678 + -862 = -184 \text{ KJ}$

réaction exothermique.



Energie absorbée

3 liens H-H  $3 \times 435$

Total 1305 kJ

Energie dégagée

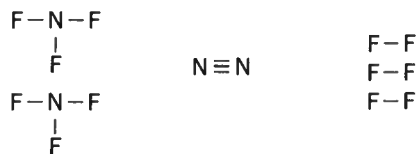
6 liens C-H  $6 \times -414 = -2484 \text{ kJ}$

1 lien C-C  $-347 \text{ kJ}$

Total  $-2831 \text{ kJ}$

$$\text{Bilan} = 1305 + -2831 = -1526 \text{ kJ}$$

réaction exothermique



Energie absorbée

6 liens N-F  $6 \times 272 = 1632 \text{ kJ}$

Total = 1632 kJ

Energie dégagée

1 lien triple N≡N  $-946 \text{ kJ}$

3 liens simples F-F  $3 \times -159 = -477 \text{ kJ}$

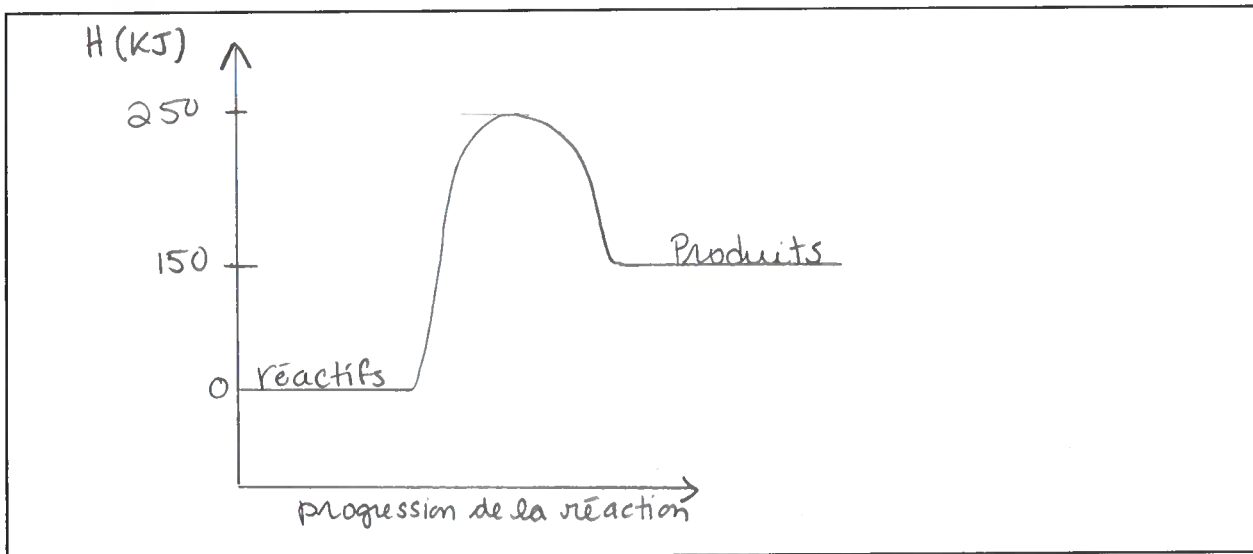
Total =  $-1423 \text{ kJ}$

$$\text{Bilan} = 1632 + -1423 = +209 \text{ kJ}$$



3 Une réaction doit absorber 250 kJ pour débuter. Ensuite, elle dégage 100 kJ.

- a) Dessinez le diagramme énergétique de cette transformation, en y indiquant l'endroit où sont situés les réactifs, les produits et le complexe activé.



- b) Calculez la variation d'enthalpie et l'énergie d'activation de cette réaction.

$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ &= 150 - 0 \\ &= +150 \text{ KJ}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}E_a &= H_{ca} - H_r \\ &= 250 - 0 \\ &= 250 \text{ KJ}\end{aligned}$$

4 Soit le diagramme énergétique ci-contre.

- a) Quelle est la valeur de l'enthalpie des réactifs ?

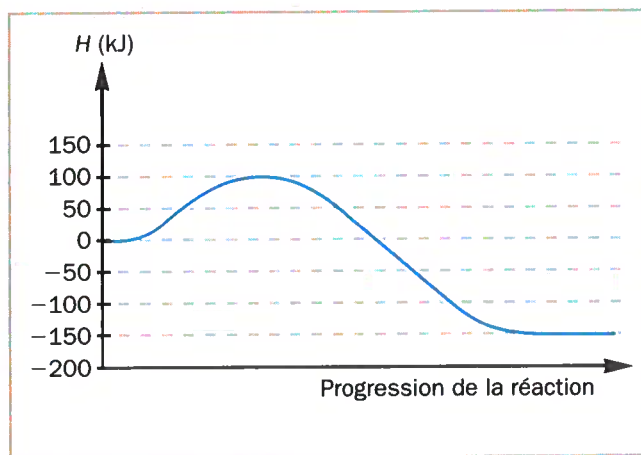
$$H_r = 0 \text{ KJ}$$

- b) Quelle est la valeur de l'enthalpie des produits ?

$$H_p = -150 \text{ KJ}$$

- c) Quelle est la valeur de l'enthalpie du complexe activé ?

$$H_{ca} = 100 \text{ KJ}$$



- d) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

La réaction est exothermique car  $H_r > H_p$   
ou  $\Delta H = H_p - H_r = -150 - 0 = -150 \text{ KJ}$

e) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction ?

$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ &= -150 - 0 \\ &= -150 \text{ KJ}\end{aligned}$$

f) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction ?

$$\begin{aligned}E_a &= H_{CA} - H_r \\ &= 100 - 0 \\ &= 100 \text{ KJ}\end{aligned}$$

5) Voici le diagramme énergétique d'une réaction.

Indiquez la lettre du graphique à laquelle correspond chacune des valeurs suivantes.

a) La variation d'enthalpie de la réaction directe.

G

b) L'énergie d'activation de la réaction directe.

D

c) L'enthalpie des réactifs.

B

d) L'enthalpie des produits.

C

e) L'enthalpie du complexe activé.

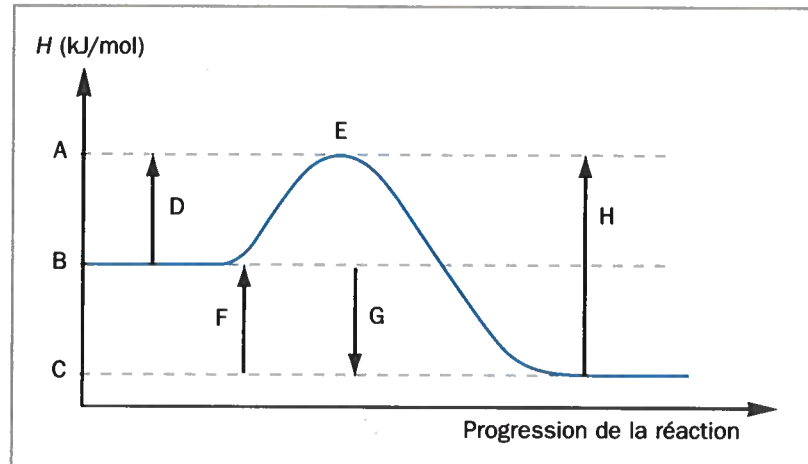
A

f) La variation d'enthalpie de la réaction inverse.

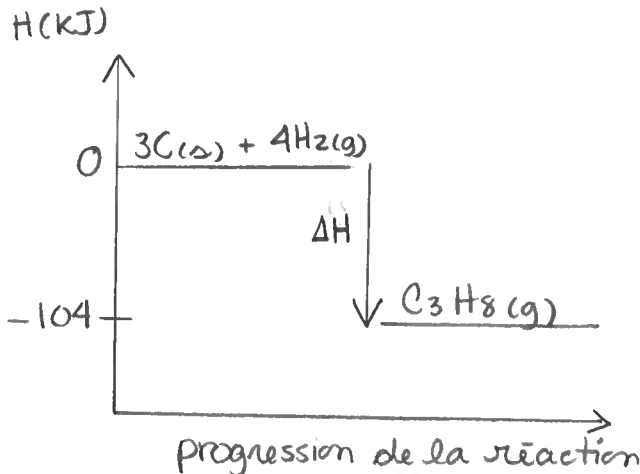
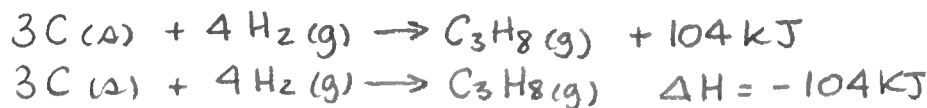
F

g) L'énergie d'activation de la réaction inverse.

H

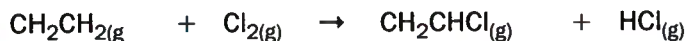


6) Le carbone réagit avec le dihydrogène pour produire un gaz, le  $C_3H_8$ , tout en dégageant  $104 \text{ kJ/mol}$  du produit. Illustrez cette réaction de trois façons différentes.



7

Le chlorure de vinyle, aussi connu sous le nom de chloroéthène, est la matière première du polychlorure de vinyle (PVC). Il est fabriqué industriellement à partir de l'éthylène et du dichlore selon l'équation suivante :

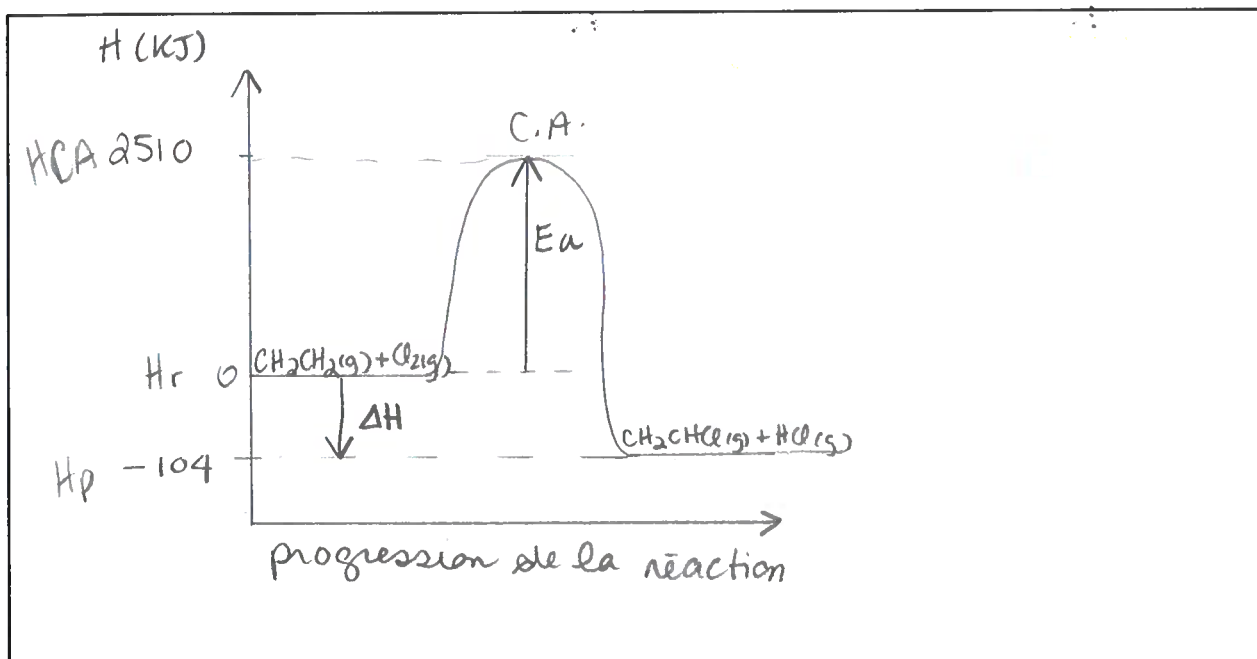


a) Effectuez le bilan énergétique de cette réaction.

Energie absorbée		Energie dégagée	
4 liens C-H	$4 \times 414 = 1656 \text{ kJ}$	3 liens C-H	$3 \times -414 = -1242 \text{ kJ}$
1 lien C=C	$611 \text{ kJ}$	1 lien C-Cl	$-330 \text{ kJ}$
1 lien Cl-Cl	$243 \text{ kJ}$	1 lien C=C	$-611 \text{ kJ}$
		1 lien H-Cl	$-431 \text{ kJ}$
<b>Total =</b>	<b>2510 kJ</b>	<b>Total =</b>	<b>-2614 kJ</b>

Bilan =  $2510 + (-2614) = -104 \text{ kJ}$

b) Dessinez le diagramme énergétique de la réaction. Sur le diagramme, représentez l'énergie d'activation et la variation d'enthalpie de la réaction.





# Résumé

## Les réactions endothermiques et exothermiques

### 4.1 L'énergie et ses formes

L'énergie, c'est la capacité d'accomplir un travail ou de provoquer un changement. Elle s'exprime en joules (J) ou en kilojoules (kJ).

- L'**énergie cinétique** est l'énergie associée au mouvement.
- L'**énergie potentielle** est l'énergie de réserve.

Caractéristique	Température	Chaleur
Définition	Mesure du degré d'agitation des particules d'une substance.	Transfert d'énergie thermique entre deux substances.
Symbole	$T$	$Q$
Unité de mesure	Celsius (°C) ou kelvin (K)	Joule (J)

#### Calcul de la variation de température :

$\Delta T$  représente la variation de température (en °C)  
 $\Delta T = T_f - T_i$  où  $T_f$  représente la température finale (en °C)  
 $T_i$  représente la température initiale (en °C)

#### Calcul de la chaleur (ou du transfert d'énergie thermique) :

$Q$  représente la chaleur absorbée ou dégagée (en J)  
 $m$  représente la masse (en g)  
 $Q = mc\Delta T$  où  $c$  représente la capacité thermique massique (en J/g°C)  
 $\Delta T$  représente la variation de température (en °C)

Substance qui se réchauffe	Substance qui se refroidit
La température augmente ( $T_f > T_i$ ).	La température diminue ( $T_f < T_i$ ).
La variation de température est positive ( $\Delta T$ positif).	La variation de température est négative ( $\Delta T$ négatif).
La chaleur est positive ( $Q$ positif).	La chaleur est négative ( $Q$ négatif).
La substance <b>absorbe</b> de la chaleur.	La substance <b>dégage</b> de la chaleur.

#### Le transfert de chaleur entre deux milieux

La chaleur est transférée jusqu'à ce que les températures des deux milieux soient égales.	$T_{f1} = T_{f2}$
En vertu de la loi de la conservation de l'énergie, la chaleur absorbée par le milieu 1 équivaut à la chaleur dégagée par le milieu 2.	$Q_1 = -Q_2$
Les variations de température des deux milieux sont différentes.	$\Delta T_1 \neq \Delta T_2$

## 4.2 L'énergie associée aux transformations de la matière

Réaction endothermique (absorbe de l'énergie)	Réaction exothermique (dégage de l'énergie)
Exemples : fusion, évaporation, électrolyse de l'eau, photosynthèse.	Exemples : combustion, congélation, réaction dans une pile, respiration cellulaire.
Nécessite de l'énergie (sous forme de chaleur, de lumière, d'électricité, etc.).	Produit de l'énergie (sous forme de chaleur, de lumière, d'électricité, etc.).
Si elle absorbe de l'énergie thermique, la température du milieu environnant diminue.	Si elle dégage de l'énergie thermique, la température du milieu environnant augmente.
Nécessite un apport constant d'énergie.	Peut nécessiter un apport d'énergie pour être amorcée.

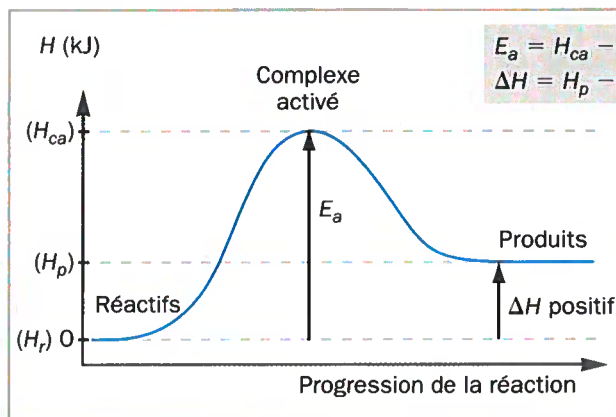
Emplacement de l'énergie	Réaction endothermique	Réaction exothermique
Énergie incluse dans l'équation	L'énergie est placée du côté des réactifs : $\text{H}_2\text{O}_{(s)} + 6 \text{ kJ} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	L'énergie est placée du côté des produits : $\text{CH}_4(g) + 2 \text{ O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{ H}_2\text{O}_{(l)} + 890 \text{ kJ}$
Énergie placée à l'extérieur de l'équation	Le $\Delta H$ est positif : $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} \quad \Delta H = +6 \text{ kJ}$	Le $\Delta H$ est négatif : $\text{CH}_4(g) + 2 \text{ O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{ H}_2\text{O}_{(l)}$ $\Delta H = -890 \text{ kJ}$

## 4.3 Le bilan énergétique et le diagramme énergétique

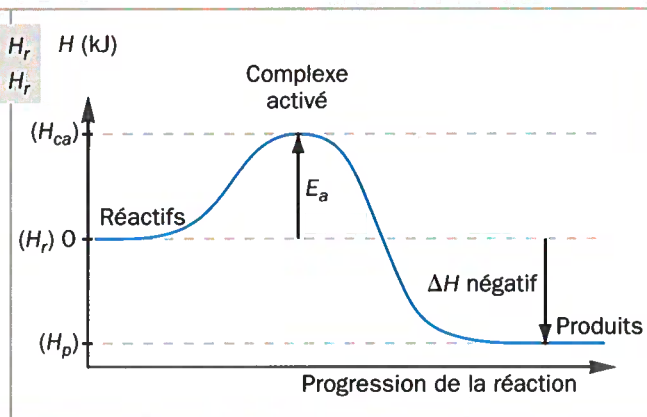
Bilan énergétique = Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs + Énergie dégagée pour former les liens des produits

Réaction endothermique	Réaction exothermique
Énergie absorbée > Énergie dégagée	Énergie absorbée < Énergie dégagée
Bilan énergétique positif	Bilan énergétique négatif

Le diagramme énergétique d'une réaction endothermique



Le diagramme énergétique d'une réaction exothermique



# Exercices

## Synthèse du chapitre 4

1 Voici le diagramme énergétique d'une réaction.

a) Quels sont les réactifs ?

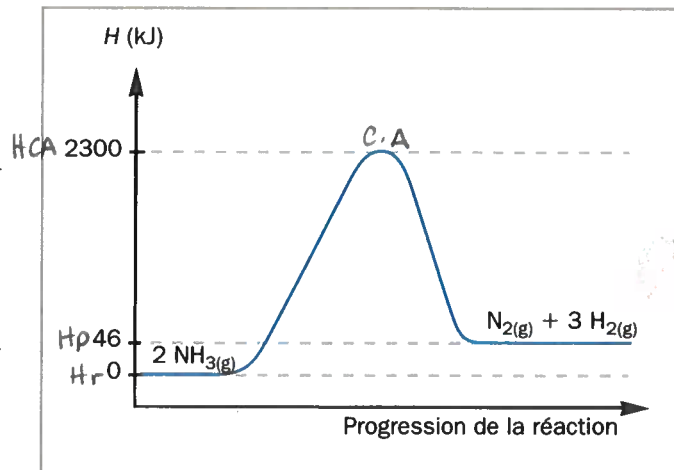
$\text{NH}_3(\text{g})$

b) Dans cette réaction, l'enthalpie des produits est-elle plus haute ou plus basse que l'enthalpie des réactifs ?

+ haute

c) Est-ce une réaction endothermique ou exothermique ?

endothermique



d) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ &= 46 - 0 \\ &= +46 \text{ KJ}\end{aligned}$$

e) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction inverse ?

$$\begin{aligned}E_{ai} &= H_{CA} - H_r \\ &= 2300 - 46 \\ &= 2254 \text{ KJ}\end{aligned}$$

f) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction directe ?

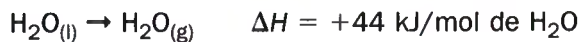
$$\begin{aligned}E_a &= H_{CA} - H_r \\ &= 2300 - 0 \\ &= 2300 \text{ KJ}\end{aligned}$$

g) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction inverse ?

$$\begin{aligned}\Delta H_i &= H_p - H_r \\ &= 0 - 46 \\ &= -46 \text{ KJ}\end{aligned}$$



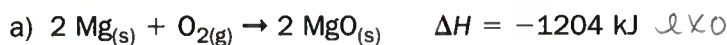
2 Voici l'équation thermique de l'évaporation de l'eau :



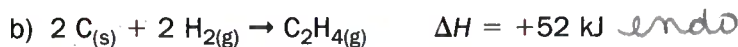
Si l'enthalpie de la vapeur d'eau est de 924 kJ, quelle est l'enthalpie de l'eau sous forme liquide ?

$H_p = 924 \text{ kJ}$	$\Delta H = H_p - H_r$	
$\Delta H = +44 \text{ kJ}$	$44 = 924 - H_r$	
$H_r = ?$	$\frac{44 - 924}{-1} = \frac{-880}{-1}$	$H_r = 880 \text{ kJ}$

3 Pour chacune des transformations ci-dessous, indiquez si ce sont les réactifs ou les produits qui possèdent l'enthalpie la plus basse.



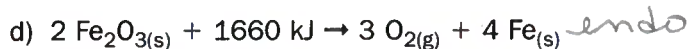
$$H_r > H_p$$



$$H_r < H_p$$



$$H_r > H_p$$



$$H_r < H_p$$

4 Complétez les phrases suivantes.

a) Dans une réaction endothermique, l'énergie absorbée est plus grande que l'énergie dégagée.

b) Dans une réaction exothermique, l'énergie d'activation de la réaction directe est plus petite que l'énergie d'activation de la réaction inverse.

c) Le signe de la variation d'enthalpie d'une réaction endothermique est positif.

d) Dans une réaction exothermique, l'enthalpie des réactifs est plus grande que celle des produits.

5 Une étudiante note les observations suivantes :

- A. La transformation d'une mole d'un gaz libère 26 kJ.
- B. La transformation d'une mole d'un liquide libère 1475 kJ.
- C. La transformation d'une mole d'un solide absorbe 1615 kJ.
- D. La transformation d'une mole d'un liquide absorbe 12 kJ.

Lesquelles de ces transformations sont probablement des phénomènes physiques ? Expliquez votre réponse.

Parce qu'habituellement une transformation physique fait intervenir moins d'énergie qu'une transformation chimique.

- \* Synthèse réaction directe
- \* Décomposition réaction inverse

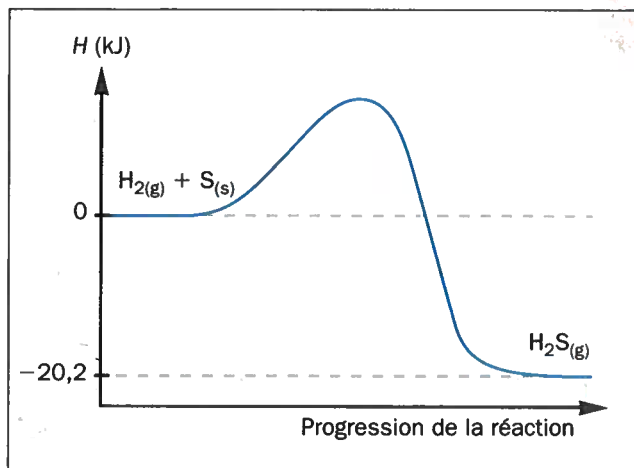
6 Voici le diagramme énergétique d'une réaction.

Quelle est la chaleur molaire de **décomposition** du sulfure de dihydrogène ?

$$\Delta H_i = H_p - H_r$$

$$= 0 - -20,2 \text{ kJ} = +20,2 \text{ kJ}$$

donc  
+20,2 kJ/mole de  $\text{H}_2\text{S}$



7 Alexandre fait chauffer 250,0 ml d'eau à 18,0 °C par la combustion de 0,650 g de gaz naturel ( $\text{CH}_4$ ). Si la chaleur molaire de combustion du gaz naturel est de  $-890 \text{ kJ/mol}$  de  $\text{CH}_4$ , quelle sera la température finale de l'eau ? On considère qu'il n'y a pas d'échange d'énergie avec le milieu extérieur.

Eau

$$m_{\text{eau}} = 250,0 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ g}}{\text{ml}} = 250,0 \text{ g}$$

$$T_i = 18,0^\circ \text{C}$$

$$c = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ \text{C}}$$

$\text{CH}_4$

$$m = 0,650 \text{ g}$$

$$-890 \text{ kJ/mole de } \text{CH}_4$$

1° Calcul de l'énergie dégagée par la combustion de 0,650 g de  $\text{CH}_4$

$$\frac{-890 \text{ kJ}}{1 \text{ mole de } \text{CH}_4} \text{ équivaut à } \frac{-890 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g}}$$

$$\frac{-890 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g}} = \frac{x \text{ kJ}}{0,650 \text{ g}}$$

$$x = -36,0 \text{ kJ}$$

donc l'eau absorbe 36,0 kJ

2° Calcul du  $\Delta T$  eau

$$Q = mc \Delta T$$

$$\frac{Q}{mc} = \Delta T \quad \frac{36000 \text{ J}}{(250,0 \cdot 4,19)} = \Delta T$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = 34,4^\circ \text{C}$$

3° Calcul  $T_f$  eau

$$\Delta T = T_f - T_i$$

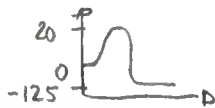
$$\Delta T + T_i = T_f \quad 34,4 + 18,0 = 52,4^\circ \text{C}$$

Réponse: \_\_\_\_\_

$$T_{\text{eau}} = 52,4^\circ \text{C}$$

attention aux unités de mesure. →

Si Q en kJ → m en kg  
Si Q en J → m en g



8 Pour amorcer une réaction chimique donnée, il faut 20 kJ. Cette réaction dégage ensuite 145 kJ.

a) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

Elle est exothermique car elle dégage plus d'énergie

b) L'enthalpie des réactifs est-elle supérieure ou inférieure à celle des produits ?

$H_r > H_p$

c) Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

$\Delta H = -125 \text{ KJ}$

d) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction directe ?

$E_{ad} = 20 \text{ KJ}$

e) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction inverse ?

$E_{ai} = 145 \text{ KJ}$

9 Le graphique ci-contre représente la décomposition du dioxyde d'azote.

Indiquez si chacun des énoncés suivants est vrai ou faux. S'il est faux, expliquez pourquoi.

a) Les réactifs sont  $\text{N}_{2(\text{g})} + 2 \text{O}_{2(\text{g})}$ .

Faux. Ce sont les produits

b) Les réactifs possèdent une enthalpie plus grande que les produits.

Vrai

c) La réaction de décomposition du dioxyde d'azote est exothermique.

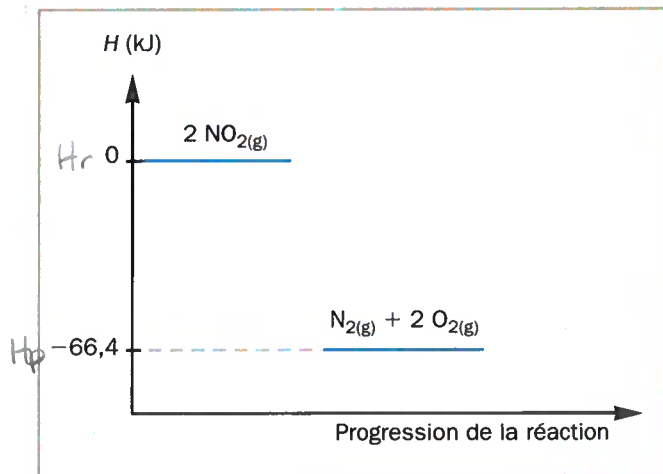
Vrai

d) La variation d'enthalpie de cette réaction est positive.

Faux,  $\Delta H$  est négatif car exothermique.

e) La variation d'enthalpie de la réaction de **synthèse** du dioxyde d'azote est de +66,4 kJ/mol de  $\text{NO}_2$ .

Faux,  $\Delta H = +33,2 \text{ KJ/mole de NO}_2$   
réaction inverse



10 Indiquez le signe qui devrait être associé à la valeur du transfert d'énergie décrit dans chacun des énoncés ci-dessous.

a) La température du verre de jus oublié sur la table augmente graduellement.

+

b) Le sable exposé au soleil dégage une douce chaleur.

-

c) En cas d'hypothermie, la température du corps chute de façon alarmante.

-

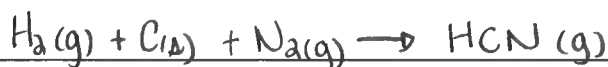


**NON**  
 Écrivez les équations thermiques des réactions de formation des substances suivantes (voir l'ANNEXE 10).

a)  $\text{NF}_3$  ( $-124,7 \text{ kJ/mol}$ )



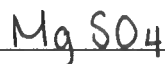
b)  $\text{HCN}(\text{g})$



c) Trioxyde de dialuminium. ( $-1676 \text{ kJ/mol}$ )



d) Sulfate de magnésium.



12 Vanessa mélange 120,0 ml d'eau froide à 10,0 °C avec 60,0 ml d'eau chaude à 75,0 °C. Quelle sera la température finale du mélange?

endo

exo

$Q_{\text{eau froide}} = -Q_{\text{eau chaude}}$

$$120,0 \cdot 4,19 \cdot (T_f - 10,0) = -60,0 \cdot 4,19 \cdot (T_f - 75,0)$$

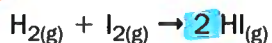
$$120,0 T_f - 1200 = -60,0 T_f + 4500$$

$$120,0 T_f + 60,0 T_f = 4500 + 1200$$

$$\frac{180,0 T_f}{180,0} = \frac{5700}{180,0}$$

Réponse:  $T_f = 31,7 \text{ °C}$

13 Voici l'équation de la réaction de synthèse de l'iodure d'hydrogène :



Si la chaleur de cette réaction est de  $+26,0 \text{ kJ/mol}$  d'iodure d'hydrogène, quelle sera la quantité de chaleur absorbée si l'on fait réagir complètement 4,00 g de dihydrogène ( $\text{H}_2(\text{g})$ ) avec suffisamment de diiode ( $\text{I}_2(\text{g})$ ) ?

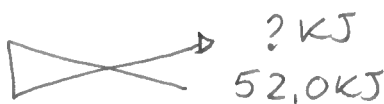


2: 1 mole

3: 2,02 g

4: 4,00 g

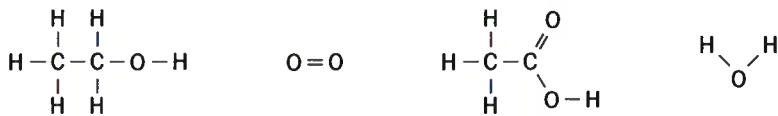
5: 2,02 g



Réponse:  $+103 \text{ kJ}$

14

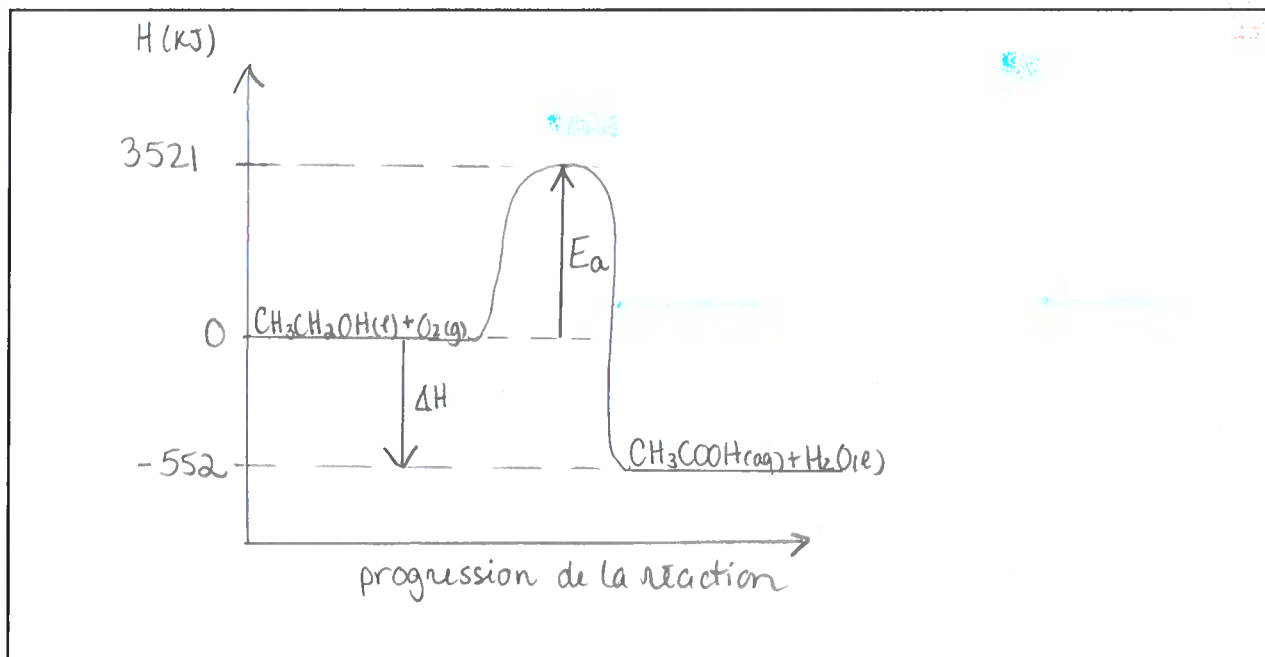
L'acide acétique qui compose le vinaigre provient de l'oxydation de l'éthanol dans le vin, d'où le nom « vin aigre ». Voici la réaction qui illustre ce phénomène.



a) Effectuez le bilan énergétique de cette réaction.

Energie absorbée		Energie dégagée	
5 liens C-H	$5 \cdot 414 = 2070 \text{ kJ}$	3 liens C-H	$3 \cdot -414 = -1242 \text{ kJ}$
1 lien C-C	$347 \text{ kJ}$	1 lien C-C	$-347 \text{ kJ}$
1 lien C-O	$351 \text{ kJ}$	1 lien C=O	$-741 \text{ kJ}$
1 lien O-H	$464 \text{ kJ}$	1 lien C-O	$-351 \text{ kJ}$
1 lien O=O	$498 \text{ kJ}$	3 liens O-H	$3 \cdot -464 = -1392 \text{ kJ}$
Total = $3730 \text{ kJ}$		Total = $-4073 \text{ kJ}$	
Bilan = $3730 \text{ kJ} + -4073 \text{ kJ} = -343 \text{ kJ}$			

b) Dessinez le diagramme énergétique de la réaction. Sur le diagramme, tracez des flèches qui illustrent l'énergie d'activation et la variation d'enthalpie de la réaction.



## Défis du chapitre 4

4

Exercices | Chapitre

- 1 Une piscine contient 10 000 L d'eau à 17 °C. Quelle quantité d'eau **bouillante** devrait-on y ajouter pour augmenter la température de l'eau de la piscine de 3 °C?

Eau froide (endo)

$$m = 10000 \text{ L} \times \frac{1 \text{ kg}}{\text{L}} = 10000 \text{ kg}$$

$$T_i = 17^\circ\text{C}$$

$$T_f = 20^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = T_f - T_i = 20 - 17 = 3^\circ\text{C}$$

Eau chaude (exo)

$$m = ? \text{ kg}$$

$$T_i = 100^\circ\text{C}$$

$$T_f = 20^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = T_f - T_i = 20 - 100 = -80^\circ\text{C}$$

$$1' Q_{\text{eau froide}} = m c \Delta T$$

$$Q = 10000 \cdot 4,19 \cdot 3 = 125700 \text{ kJ}$$

$$2' Q_{\text{eau chaude}} = - Q_{\text{eau froide}}$$

$$Q_{\text{eau chaude}} = -125700 \text{ kJ}$$

$$m = \frac{Q}{c \Delta T} = \frac{-125700}{(4,19 \cdot -80)}$$

$$m = 375 \text{ kg}$$

Il faudra donc ajouter  
375 L d'eau bouillante

Réponse: \_\_\_\_\_

- 2 Gabrielle fait bouillir 100,0 g d'éthanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) jusqu'à vaporisation complète. Si la température initiale de l'éthanol est de 15,0 °C, quelle quantité d'énergie sera nécessaire?

Réponse: \_\_\_\_\_

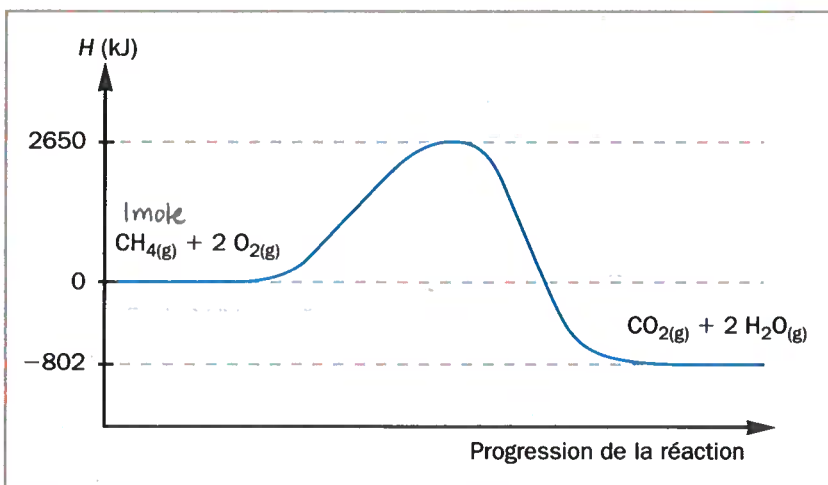


- 3 Un étudiant détermine que l'énergie d'activation d'une réaction est égale à 240 kJ tandis que l'énergie d'activation de la réaction inverse est de 820 kJ. Quelle est la variation d'enthalpie de cette réaction ?

Blank box for the answer to question 3.

- 4 La combustion du méthane ( $\text{CH}_4(\text{g})$ ) est représentée par le diagramme ci-contre.

Quelle quantité d'énergie est nécessaire pour permettre à 80,00 g de méthane de former un complexe activé avec le dioxygène ?



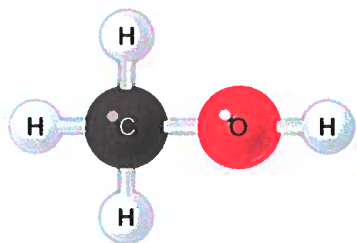
$$E_a = H_{Ca} - H_r = 2650 - 0 = 2650 \text{ KJ}$$

$$\frac{2650 \text{ KJ}}{1 \text{ mole de } \text{CH}_4} \text{ équivaut à } \frac{2650 \text{ KJ}}{16,05 \text{ g}} \times \frac{80,00 \text{ g}}{80,00 \text{ g}} = 13209 \text{ KJ}$$

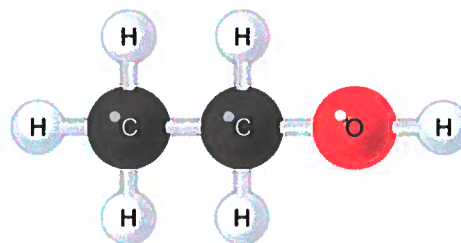
Réponse:  $1,32 \times 10^4 \text{ KJ}$

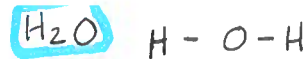
- 5 Le méthanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) et l'éthanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) sont deux types d'alcool qui peuvent être utilisés comme carburants.

STRUCTURE DU MÉTHANOL



STRUCTURE DE L'ÉTHANOL





voir p.19

- a) Effectuez le bilan énergétique de la réaction de combustion de chacun de ces carburants. N'oubliez pas d'écrire l'équation balancée de chacune des combustions.



Energie absorbée

$$6 \text{ liens (C-H)} \quad 6 \times 414 = 2484 \text{ kJ}$$

$$2 \text{ liens (C-O)} \quad 2 \times 351 = 702 \text{ kJ}$$

$$2 \text{ liens (O-H)} \quad 2 \times 464 = 928 \text{ kJ}$$

$$3 \text{ liens (O=O)} \quad 3 \times 498 = 1494 \text{ kJ}$$

$$\text{Total} = 5608 \text{ kJ}$$

Energie dégagée

$$4 \text{ liens (C=O)} \quad 4 \times -741 = -2964 \text{ kJ}$$

$$8 \text{ liens (H-O)} \quad 8 \times -464 = -3712 \text{ kJ}$$

$$\text{Total} = -6676 \text{ kJ}$$

$$\text{Bilan} = 5608 + -6676 = \underline{-1068 \text{ kJ}}$$



Energie absorbée

$$5 \text{ liens (C-H)} \quad 5 \times 414 = 2070 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ lien (C-C)} \quad 347 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ lien (C-O)} \quad 351 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ lien (O-H)} \quad 464 \text{ kJ}$$

$$3 \text{ liens (O=O)} \quad 3 \times 498 = 1494$$

$$\text{Total} = 4726 \text{ kJ}$$

Energie dégagée

$$4 \text{ liens (C=O)} \quad 4 \times -741 = -2964 \text{ kJ}$$

$$6 \text{ liens (H-O)} \quad 6 \times -464 = -2784 \text{ kJ}$$

$$\text{Total} = -5748 \text{ kJ}$$

$$\text{Bilan} = 4726 + -5748 \text{ kJ} = \underline{-1022 \text{ kJ}}$$

b) Quelle est la **chaleur molaire** de combustion de chacun des carburants ?

$$\begin{array}{l} \text{Méthanol} \\ -1068 \text{ kJ} \\ \hline 2 \text{ mole de } \text{CH}_3\text{OH} \end{array} = -534 \text{ kJ/mole de } \text{CH}_3\text{OH}$$

$$\begin{array}{l} \text{Ethanol} \\ -1022 \text{ kJ/mole de } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \end{array}$$

Quelle est la <sup>NON</sup> **chaleur massique** de combustion de chacun des carburants ?

$$\begin{array}{l} \text{Méthanol} \\ -534 \text{ kJ} \\ \hline 1 \text{ mole de } \text{CH}_3\text{OH} \end{array} \text{ équivaut à } \frac{-534 \text{ kJ}}{32,05 \text{ g}} = \frac{x \text{ kJ}}{1 \text{ g}} \quad x = -16,7 \text{ kJ/g}$$

$$\begin{array}{l} \text{Ethanol} \\ -1022 \text{ kJ} \\ \hline 1 \text{ mole de } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \end{array} \text{ équivaut à } \frac{-1022 \text{ kJ}}{46,08 \text{ g}} = \frac{x \text{ kJ}}{1 \text{ g}} \quad x = -22,18 \text{ kJ/g}$$

d) Quelle est l'**énergie d'activation** pour la combustion de 1 mol de chacun des carburants ?   
 *↳ énergie absorbée*

$$\begin{array}{l} \text{Méthanol} \\ E_a = \frac{5608 \text{ kJ}}{2 \text{ mole}} = 2804 \text{ kJ/mole} \end{array}$$

Ethanol

$$E_a = 4726 \text{ kJ/mole}$$

e) Vous partez en expédition et vous voulez voyager le plus léger possible. Dans ce contexte, quel carburant vous offrira le plus grand potentiel énergétique ?   
 Expliquez votre réponse.   
 *↳ masse*

L'éthanol puisqu'il a la plus grande chaleur massique de combustion