

Nom : \_\_\_\_\_ Groupe : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

**CHIMIE 5<sup>e</sup> secondaire THÉORIE PORTANT L'ASPECT ÉNERGÉTIQUE DES TRANSFORMATIONS**

**LES TRANSFERTS D'ÉNERGIE**

**La distinction entre chaleur et température**

La **chaleur** est un transfert d'énergie thermique qui se produit entre deux systèmes de températures différentes en contact l'un avec l'autre. (Le transfert de la chaleur se fait toujours du système le plus chaud vers le système le plus froid)

La **température** est une mesure de l'agitation des atomes et des particules dans un système. (C'est un indice de la présence de chaleur)

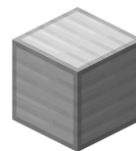
Le transfert d'énergie cinétique entre deux systèmes se fait par un **travail (mouvement ordonné)** ou par la **chaleur (énergie thermique) (mouvement désordonné)**.

Exemples :



La quantité de chaleur transmise entre deux systèmes dépend de l'énergie thermique des deux systèmes et de la quantité de substance présente.

Exemple :



## La loi de la conservation de l'énergie

Selon la loi de la conservation de l'énergie, l'énergie peut être transférée ou transformée, mais il est impossible de la créer ou de la détruire.

La **thermodynamique** : Étude des transformations de l'énergie.

Il existe trois types de systèmes : **ouvert, fermé et isolé.**

**Système ouvert** : Il est en contact avec le milieu extérieur et laisse passer la matière et l'énergie. Exemples : Une bouteille de boisson gazeuse ouverte, un chocolat chaud à l'air libre.



**Système fermé** : Il ne permet pas les échanges de matière, mais il laisse circuler l'énergie avec l'extérieur. Exemples : Un ballon gonflé, on peut faire varier son volume en modifiant la température. Il n'y a pas de perte d'air.

**Système isolé** : Il est totalement fermé aux échanges de matière et d'énergie. Exemple : Une bouteille isotherme (thermos) qui contient du chocolat chaud.

**Le calorimètre** : Instrument utilisé pour mesurer les transferts de chaleur. En laboratoire, notre calorimètre sera très rudimentaire. En effet, il s'agira d'un verre en styromousse muni d'un couvercle de plastique.

Dans un calorimètre, si une réaction chimique dégage de la chaleur, la température de l'eau du calorimètre monte. Par contre, si la réaction a besoin d'énergie pour se produire, l'eau se refroidit, car elle transmet une partie de son énergie thermique.

La relation entre l'énergie thermique, la capacité thermique massique, la masse et la variation de température

On peut calculer l'énergie qu'une certaine masse de substance dégage dans l'environnement ou reçoit de celui-ci quand sa température varie ( $\Delta T$ ), c'est-à-dire lorsqu'elle passe d'une température initiale ( $T_i$ ) à une température finale ( $T_f$ ). Lorsqu'une substance refroidit, la valeur de la variation de température obtenue est négative et l'énergie thermique ( $Q$ ) calculée est négative. Il est d'usage de considérer les valeurs d'énergie négative comme de l'énergie dégagee.

Formule :  $Q = mc\Delta T$  où

$Q$  = Quantité de chaleur, exprimée en joules (J)

$m$  = Masse d'une substance, exprimée en grammes (g)

$c$  = Capacité thermique d'une substance, exprimée en joules par gramme degré Celsius ( $J/(g \cdot ^\circ C)$ )

$\Delta T$  = Variation de la température du système ( $T_f - T_i$ ), exprimée en degrés Celsius ( $^\circ C$ )

**Tableau 1** La capacité thermique massique de quelques substances.

Substance	Capacité thermique massique ( $J/(g \cdot ^\circ C)$ )
Eau	4,184
Vapeur d'eau	1,41
Glace	2,05
Solution antigel, composée d'éthylène glycol ( $C_2H_6O_2$ )	2,20
Aluminium (Al)	0,900
Plomb (Pb)	0,16
Cuivre (Cu)	0,385
Fer (Fe)	0,444
Air sec	1,02
Béton	2,10
Gypse	1,09
Bois	1,76
Verre	0,84
Huile	2,00

Exemple A : Calculez la quantité d'énergie thermique absorbée par un bloc de 5,00 kg de béton pour passer de 17,1 °C à 35,5 °C.

Exemple B : Une boulette de papier d'aluminium de 1,35 g est chauffée à 205°C, puis enlevée de la plaque chauffante. Après quelques secondes, elle a dégagé 176 J de chaleur. Quelle est alors sa température finale?

### Le calcul de l'énergie transférée

Pour effectuer le calcul de l'énergie transférée entre deux systèmes, on utilise la relation mathématique  $Q = mc\Delta T$  et on suppose que la chaleur donnée par un premier système est égale à la chaleur reçue par le second.

Lorsque deux systèmes à des températures différentes sont en contact, l'énergie thermique du système le plus chaud, le système 1, est transférée vers le système le plus froid, le système 2. La quantité de chaleur ( $Q_1$ ) donnée par le système 1 est égale à la quantité de chaleur ( $Q_2$ ) reçue par le système 2 si on considère l'ensemble des deux systèmes comme un système isolé, donc sans perte d'énergie.

Puisque  $-Q_1 = Q_2$

Alors  $-m_1c_1\Delta T_1 = m_2c_2\Delta T_2$

Où

$m_1$  = Masse de la substance du système 1, exprimée en grammes (g)

$c_1$  = Capacité thermique massique de la substance du système 1, exprimée en joules par gramme degré Celsius (J/(g·°C))

$\Delta T_1$  = Variation de la température du système 1 ( $T_f - T_i$ ), exprimée en degrés Celsius (°C)

$m_2$  = Masse de la substance du système 2, exprimée en grammes (g)

$c_2$  = Capacité thermique massique de la substance du système 2, exprimée en joules par gramme degré Celsius (J/(g·°C))

$\Delta T_2$  = Variation de la température du système 2 ( $T_f - T_i$ ), exprimée en degrés Celsius (°C)

Exemple A : Calculez la masse d'eau froide, à 10 °C, nécessaire pour refroidir à 30 °C un morceau de verre de 10 g à 95 °C.

Exemple B : À sa sortie du congélateur, un paquet de 500 g de framboises congelées a une température de -4,0 °C. On le laisse décongeler dans un contenant isolé rempli de 2 kg d'eau tiède initialement à 40,0 °C. Si on suppose que les framboises ont une capacité thermique massique de 3,50 J/(g·°C), quelle sera la température finale de l'eau et des framboises?

## LA VARIATION D'ENTHALPIE

### L'enthalpie et la variation d'enthalpie

L'enthalpie (H) est l'énergie totale d'un système, soit la somme de toutes les énergies potentielles et cinétiques que le système contient à pression constante.

La variation d'enthalpie ( $\Delta H$ ) est l'énergie entre un système et son environnement lors d'une transformation physique ou d'une réaction chimique à pression constante. Elle est aussi appelée chaleur de réaction ou chaleur de transformation.

$$\Delta H = H_p - H_r$$

Où

$\Delta H$  = Variation d'enthalpie de la réaction, exprimée en kilojoules (kJ)

$H_p$  = Enthalpie des produits, exprimée en kilojoules (kJ)

$H_r$  = Enthalpie des réactifs, exprimée en kilojoules (kJ)

### La variation d'enthalpie molaire standard

La variation d'enthalpie molaire standard ( $\Delta H^\circ$ ), parfois appelée simplement enthalpie molaire, constitue la variation d'enthalpie qui accompagne une transformation pour une mole de substance à TAPN. Son unité de mesure est le kilojoule par mole (kJ/mol)

Pour simplifier le vocabulaire, on parlera de variation d'enthalpie ou de chaleur molaire de réaction.

Exemples d'équations :

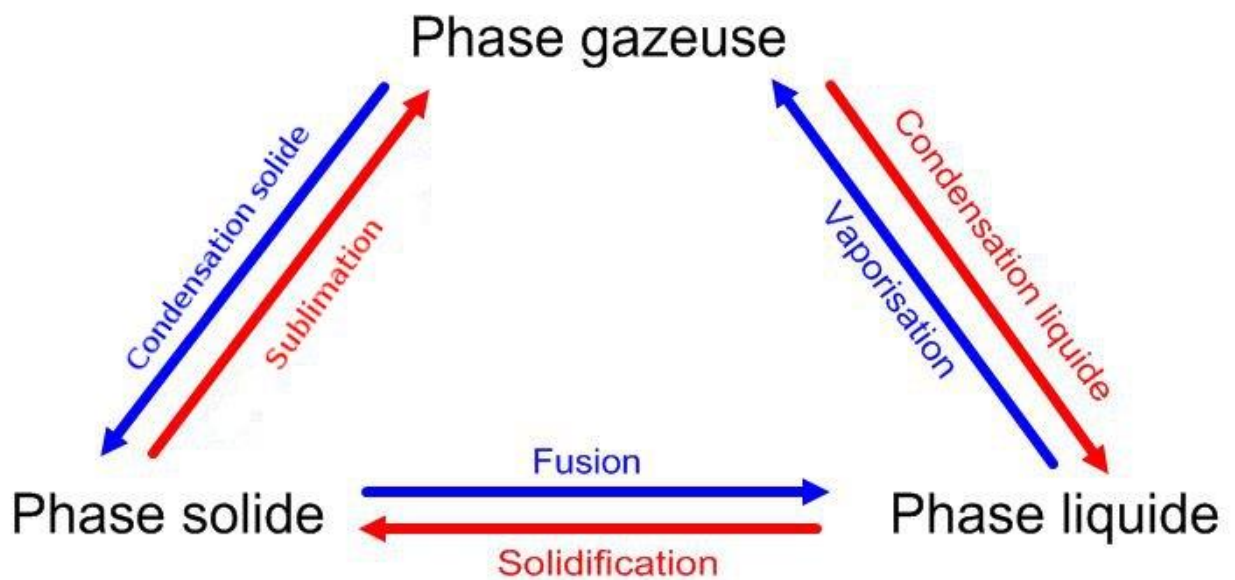
## Les transformations endothermiques et exothermiques

Les transformations endothermiques absorbent de la chaleur qui provient de l'environnement, alors que les transformations exothermiques dégagent de la chaleur dans l'environnement.

Les transformations physiques endothermiques et exothermiques

Réactions physiques endothermiques : solide → liquide → gazeux

Réactions physiques exothermiques : gazeux → liquide → solide



Équations thermochimiques d'une réaction endothermique

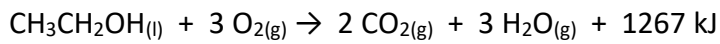
Équations thermochimiques d'une réaction exothermique

Diagrammes d'enthalpie d'une réaction



Exemple :

La combustion de l'éthanol se fait selon la réaction suivante.



Tracez le graphique énergétique de cette réaction.

### Le bilan énergétique

Le bilan énergétique est la somme de l'énergie requise pour briser les liaisons chimiques des réactifs et de l'énergie dégagée au moment de la formation des liaisons des produits.

$$\Delta H = \Delta H_{\text{liaisons brisées}} + \Delta H_{\text{liaisons formées}}$$

Où

$\Delta H$  = Variation d'enthalpie de la réaction, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

$\Delta H_{\text{liaisons brisées}}$  = Variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

$\Delta H_{\text{liaisons formées}}$  = Variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

Le diagramme du bilan énergétique d'une réaction

## 8.5 Les énergies moyennes de liaison

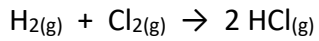
Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)
<b>Hydrogène</b>		<b>Carbone</b>		<b>Azote</b>		<b>Phosphore et soufre</b>	
H—H	436	C—C	347	N—N	160	P—P	210
H—N	339	C—N	305	N—O	201	P—S	444
H—O	460	C—O	358	N—F	272	P—F	490
H—F	570	C—F	552	N—Si	330	P—Cl	331
H—Si	299	C—Si	305	N—P	209	P—Br	272
H—P	297	C—P	264	N—S	464	P—I	184
H—S	344	C—S	259	N—Cl	200	S—S	266
H—Cl	432	C—Cl	397	N—Br	276	S—F	343
H—Br	366	C—Br	280	N—I	159	S—Cl	277
H—I	298	C—I	209			S—Br	218
H—Mg	126	C—H	413			S—I	170
<b>Oxygène</b>		<b>Silicium</b>		<b>Halogènes</b>		<b>Liaisons multiples</b>	
O—O	204	Si—Si	226	F—Cl	256	C=C	607
O—F	222	Si—P	364	F—Br	280	C=N	615
O—Si	368	Si—S	226	F—I	272	C=O	745
O—P	351	Si—F	553	Cl—Br	217	N=N	418
O—S	265	Si—Cl	381	Cl—I	211	N=O	631
O—Cl	269	Si—Br	368	Br—I	179	O=O	498
O—Br	235	Si—I	293	F—F	159	C≡C	839
O—I	249	Si=O	640	Cl—Cl	243	C≡N	891
				Br—Br	193	C≡O	1 077
				I—I	151	N≡N	945

Les valeurs de ce tableau représentent des valeurs moyennes de dissociation des liaisons entre les paires d'atomes énumérées. Les valeurs réelles peuvent varier pour différentes molécules.

Exemple A :

Calcul de la variation d'enthalpie d'une réaction comportant des liaisons simples.

Soit la réaction entre le dihydrogène gazeux et le dichlore gazeux :



Calculez la variation d'enthalpie de la réaction en faisant un bilan énergétique, puis indiquez si la réaction est endothermique ou exothermique. Construisez ensuite le diagramme du bilan énergétique.

Exemple B :

Calcul de la variation d'enthalpie d'une réaction comportant des liaisons doubles.

Soit la combustion du méthane.

Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction en faisant un bilan énergétique, puis indiquez si la réaction est endothermique ou exothermique. Construisez ensuite le diagramme du bilan énergétique.

## Le calcul de la variation d'enthalpie par la stœchiométrie

Exemple A :

Soit la réaction suivante :  $\text{H}_{2(g)} + \text{F}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HF}_{(g)} + 546,6 \text{ kJ}$

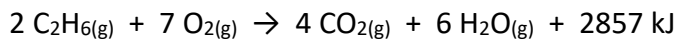
Calculez l'énergie dégagée lors de cette réaction si une masse de 5,50 g de dihydrogène est utilisée avec suffisamment de difluor.

Solution :



Exemple B :

L'éthane est une des substances qui composent le gaz naturel. Sa combustion se déroule selon l'équation suivante :



Calculez l'énergie nécessaire pour produire 10,0 g d'eau.

Solution :

