



NOTION D'ENTHALPIE

Synthèse
(1/3)

▪ Dans cette séquence 4 sur l'énergie chimique, nous allons étudier les échanges d'énergie entre un système chimique (*le système chimique pouvant être un corps pur ou un milieu réactionnel*) et le milieu extérieur.

On étudiera 3 situations :

Echanges d'énergie entre le milieu extérieur		
et un corps pur : <i>lorsque le corps pur subit un chauffage ou un refroidissement</i>		et un milieu réactionnel : <i>lors d'une réaction exo ou endothermique</i>
<i>sans changement d'état du corps pur</i>	<i>avec un changement d'état du corps pur</i>	
SITUATION 1	SITUATION 2	SITUATION 3
Activité DOC1	Activité DOC2	Activité DOC3 et 4

►► L'enthalpie H et sa variation ΔH

▪ Toute substance impliquée dans une réaction contient une certaine quantité d'énergie interne. En effet, lors de la formation d'une particule de matière, que ce soit un atome ou une molécule, une quantité d'énergie est accumulée. Cette énergie se retrouve sous la forme:

- **d'énergie cinétique** liée au mouvement des électrons autour du noyau et au mouvement des molécules et des atomes (*vibration, rotation et translation*);
- **d'énergie potentielle** provenant des forces d'attraction entre les nucléons, entre les noyaux et les électrons, au niveau des liaisons chimiques entre atomes, et dans les interactions moléculaires.

La somme de toutes ces énergies correspond à **l'enthalpie de la substance**.

► **L'enthalpie (H) est l'énergie totale d'un système, soit la somme de tous les types d'énergie qu'il contient à pression constante.**

▪ Il est difficile de déterminer expérimentalement l'enthalpie H d'un système. Il est plus simple de déterminer **la variation d'enthalpie ΔH** ($= H_f - H_i$) en mesurant la chaleur absorbée ou dégagée lors d'une transformation physique (*lors d'un changement d'état*) ou chimique (*lors d'une réaction chimique*)

► **L'enthalpie H comme la variation d'enthalpie ΔH s'expriment en joules (J) ou en kilojoules (kJ).**

Lorsque $\Delta H > 0$	Lorsque $\Delta H < 0$
↗ $H_f > H_i$ l'enthalpie du système est plus grande en fin de transformation qu'au début	↗ $H_f < H_i$ l'enthalpie du système est plus petite en fin de transformation qu'au début
↗ la transformation a absorbé de l'énergie	↗ la transformation a libéré de l'énergie
↗ la transformation est dite endothermique	↗ la transformation est dite exothermique

►► SITUATION 1/ Echanges d'énergie sans changement d'état

Etudions ici la **SITUATION 1**, lorsqu'il y a un échange d'énergie entre le milieu extérieur et un corps pur subissant un chauffage (ou un refroidissement) sans changement d'état.

► Soit un corps de masse m , passant d'une température θ_i à θ_f

L'énergie échangée entre le corps et le milieu extérieur se met sous la forme :

$$\Delta H = m \times C \times \Delta\theta$$

ΔH	m	C	$\Delta\theta$
variation d'enthalpie du corps (en J ou en kJ)	masse du corps (en kg)	capacité thermique massique (en $J.kg^{-1}.K^{-1}$ ou en $kJ.kg^{-1}.K^{-1}$)	$\Delta\theta = \theta_f - \theta_i$ (en K)

Remarques:

(1) $\theta(K) = \theta(^{\circ}C) + 273$

Lorsque l'on calcule $\Delta\theta$, on trouve même le résultat avec θ_i et θ_f exprimés en $^{\circ}C$ ou en K

(2) Si le corps se réchauffe on a $\theta_f - \theta_i > 0 : \Delta H > 0 \rightarrow H_f > H_i$

L'enthalpie finale du corps est plus importante que l'enthalpie initiale car le corps en se réchauffant à gagner de l'énergie thermique

Si le corps se refroidit on a $\theta_f - \theta_i < 0 : \Delta H < 0 \rightarrow H_f < H_i$

L'enthalpie finale du corps est plus faible que l'enthalpie initiale car le corps en se refroidissant a perdu de l'énergie thermique

Exemples : Voir AD1