

Thermodynamique - Chapitre 2 : Transfert d'énergie-1^{er} principe

Ce qu'il faut retenir...

TRANSFORMATIONS D'UN SYSTEME :

On s'intéresse aux transformations d'un système d'un état d'équilibre initial vers un état d'équilibre final.

Transformation quasi-statique ou infiniment lente :

Transformation suffisamment lente pour que le système passe par une suite continue d'états d'équilibre interne : les variables caractérisant l'état du système s'ajustent à tout instant et restent bien définies.

Transformation réversible :

Une transformation réversible est une transformation qui se fait par une succession continue d'états d'équilibre, la condition d'équilibre concernant le système et le milieu extérieur avec lequel il interagit.

A chaque instant :
si paroi mobile $P = P_{ext}$ (mécaniquement réversible),
si paroi diathermane $T = T_{ext}$.

Transformation irréversible :

Transformation non réversible. Les paramètres ne sont définis qu'aux états initiaux et finaux. Une transformation rapide, brutale est irréversible.

Causes d'irréversibilité : frottements ; hétérogénéités de concentration, pression ou température...

Conditions XP	Pression du système constante	Température du système constante	Volume du système constant	Pression extérieure uniforme et constante	Température extérieure uniforme et constante	Système calorifugé
Nature	isobare	isotherme	isochore	monobare	monotherme	adiabatique

Il existe 2 modes de transfert d'énergie : travail et chaleur.

TRAVAIL :

Définition : Transfert d'énergie résultant d'un déplacement macroscopique des points d'application des forces extérieures.

Cette forme de transfert est donc associée à des variations macroscopiques de paramètres externes directement mesurables.

Travail des forces de pression :

Au cours d'une transformation finie entre un état initial et un état

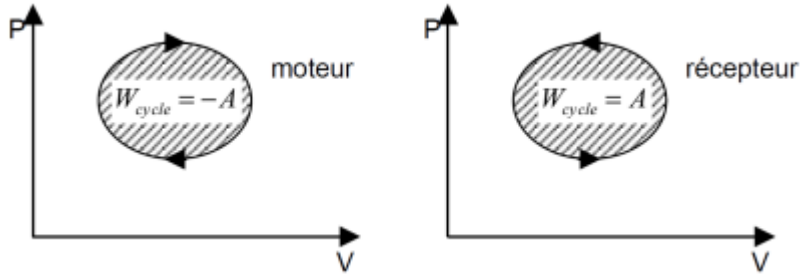
$$\text{final} : W = - \int_i^f P_{ext} \cdot dV$$

- $W < 0$ si V augmente lors de la transformation
- $W > 0$ si V diminue lors de la transformation

Interprétation graphique dans le cas d'une transformation mécaniquement réversible :

$W_{\text{détente}} = -$ aire sous la courbe $P(V)$ $W_{\text{compression}} = +$ aire sous la courbe $P(V)$

Cas d'un cycle :

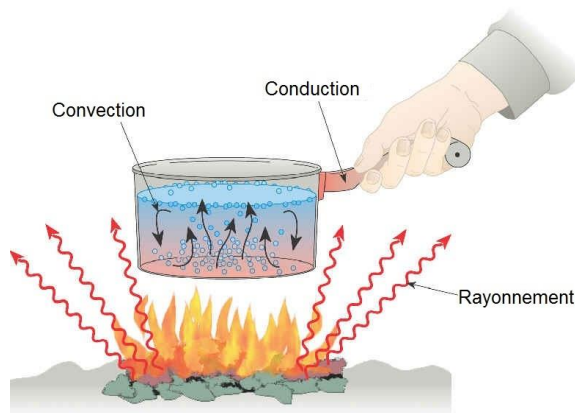


CHALEUR :

Définition :

La chaleur apparaît comme un mode de transfert d'énergie d'origine microscopique résultant d'un très grand nombre d'interactions à l'échelle microscopique. Elle est associée à l'agitation permanente et désordonnée des molécules du système, l'agitation thermique ; cette agitation, se communiquant de proche en proche, transporte de l'énergie.

Modes de transfert :



1^{ER} PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE :

Energie totale E : $E = E_c^M + E_p^{ext} + U$

E_c^M : Energie cinétique macroscopique (mouvement d'ensemble)

E_p^{ext} : Energie potentielle des forces extérieures

Energie interne : $U = E_c^m + E_p^{int}$, fonction d'état extensive.

Enoncé : L'énergie totale d'un système fermé est conservative.

Bilan énergétique : $\Delta(E_c^M + E_p^{ext} + U) = W^{nc,ext} + Q$

$W^{nc,ext}$ est le travail des forces extérieures non conservatives.

Q se calcule à partir du 1^{er} principe.

- Si le système est macroscopiquement au repos : $\Delta U = W^{nc,ext} + Q$
- Si de plus, $W^{nc,ext} = W_{\text{pression}}$ et que la transformation est isochore :
 $\Delta U = Q$
 C_V apparaît comme la chaleur mise en jeu pour faire varier la température d'un corps à volume constant de 1 degré.

ENTHALPIE :

Définition : $H = U + PV$, fonction d'état extensive.

Cas du gaz parfait : $H = U(T) + nRT$

2^{ème} loi de Joule : l'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température.

Variation entre un état initial et un état final : $\Delta H = H_f - H_i = C_p(T_f - T_i)$

C_p est la capacité thermique à pression constant, en $J.K^{-1}$.

Relation de Mayer : $C_p - C_V = nR$

On définit : $\gamma = \frac{C_p}{C_V} \Rightarrow \boxed{C_V = \frac{nR}{\gamma - 1}} \quad \boxed{C_p = \frac{nR\gamma}{\gamma - 1}}$

	H(T)	C _p	γ
Gaz parfait monoatomique	$\frac{5}{2}nRT$	$\frac{5}{2}nR$	$\frac{5}{3}$
Gaz parfait diatomique	$\frac{7}{2}nRT$	$\frac{7}{2}nR$	$\frac{7}{5}$

Transformation monobare : avec $P_f = P_i = P_{ext}$

Si le système est macroscopiquement au repos, que $W^{nc,ext} = W_{pression}$ et que la transformation est réversible isobare ou monobare avec $P_f = P_i = P_{ext}$:

$$\Delta H = Q$$

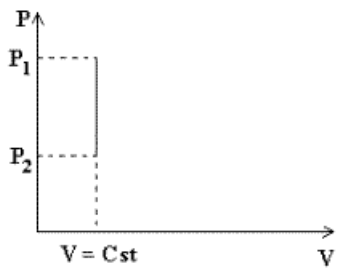
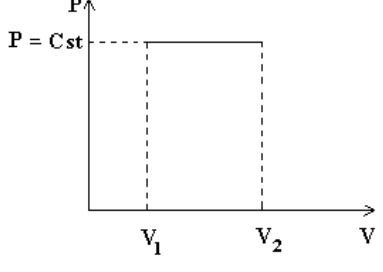
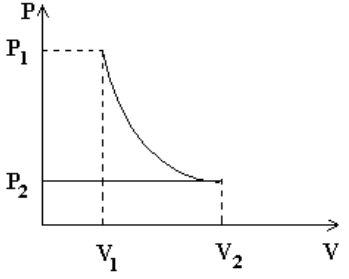
C_p apparaît comme la chaleur mise en jeu pour faire varier la température d'un corps à pression constante de 1 degré.

Phase condensée :

Modèle d'une phase indilatable et incompressible : $dV \approx 0 \Rightarrow \Delta U \approx \Delta H = C\Delta T$

Exemple : capacité thermique massique de l'eau liquide $c_{eau} = 4.18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Transformations d'un gaz parfait macroscopiquement au repos et tel que $W^{nc,ext} = W_{pression}$

	Isochore	Réversible Isobare	Réversible Adiabatique	Réversible Isotherme
Relation	$V = Cte$	$P = Cte$	Lois de Laplace $PV^\gamma = Cte \Leftrightarrow TV^{\gamma-1} = Cte \Leftrightarrow T^\gamma P^{1-\gamma} = Cte$	$T = Cte$
ΔU		$C_v(T_f - T_i) = \frac{nR}{\gamma-1}(T_f - T_i)$		0
ΔH		$C_p(T_f - T_i) = \frac{nR\gamma}{\gamma-1}(T_f - T_i)$		0
W	0	$-P(V_f - V_i)$	ΔU	$-nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$
$Q = \Delta U - W$	ΔU	ΔH	0	$-W$
Diagramme De Clapeyron			 Pente adiabatique > pente isotherme	