

Cours de thermodynamique n°5

Cours de 1^{ere} 2^{eme} et 3^{eme} année d'études supérieures

1 Le premier principe de la thermodynamique

1.1 Quantité de chaleur

Au cours d'une transformation quasi-statique (réversible), un système thermodynamique échange une quantité de chaleur δQ avec l'extérieur.

On adopte la convention suivante :

- $\delta Q > 0$ si le système reçoit cette quantité de chaleur ;
- $\delta Q < 0$ si le système cède cette quantité de chaleur.

Pour une unité de masse (solide, liquide) ou de mole (gaz), la variation de quantité de chaleur s'écrit :

$$\begin{aligned}\delta Q &= c_v dT + l dV \\ &= c_p dT + h dP \\ &= d dP + \mu dV\end{aligned}$$

c_v , c_p , l , h et μ sont des coefficients calorimétriques.

Au cours d'une transformation adiabatique, la variation de quantité de chaleur est nulle.

*Cas particulier :

- Transformation isochore : $\delta Q = c_v dT$;
- Transformation isobare : $\delta Q = c_p dT$.

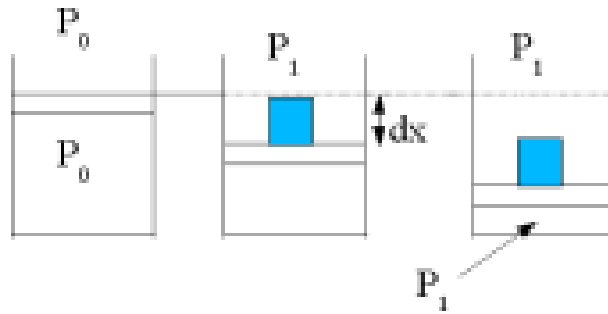
*Définitions :

- Un réservoir thermique (source de chaleur) est un système thermodynamique dont la capacité calorifique est infinie. Autrement dit, Pour une variation de quantité de chaleur non nulle, la variation de température du réservoir reste nulle.

- La quantité de chaleur échangée au cours d'une transformation conduisant d'un état d'équilibre à un autre dépend du chemin thermodynamique suivi.

1.2 Travail des forces de pression

Soit un système composé d'un cylindre contenant un gaz subissant une compression.



Le travail élémentaire des forces extérieures est reçu par le gaz.

$$|\delta W| = P_1 S |dx| = P_1 |dV|$$

La quantité de travail reçu est comptée positivement. La quantité de travail cédée est comptée négativement.

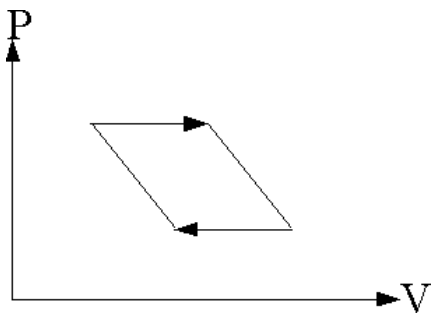
Le travail dépend du chemin suivi.

1.3 Premier principe de la thermodynamique

La variation d'énergie interne d'un système lors d'une transformation se note :

$$dU = \delta W + \delta Q \quad (1)$$

Lors du passage d'un état d'équilibre A vers un état d'équilibre B, la variation d'énergie interne ($U_B - U_A = W_{AB} + Q_{AB}$) est indépendante du mode de transformation suivi alors que W_{AB} et Q_{AB} ne le sont pas. U est une fonction d'état.

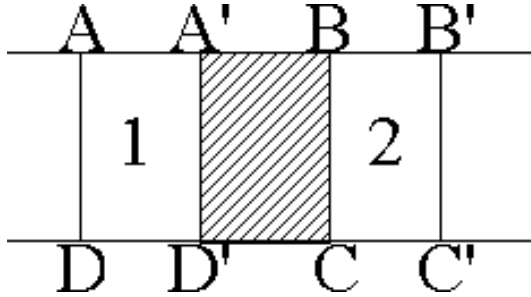


La première conséquence du premier principe agit sur les cycles thermodynamiques (voir graphique). Le cycle part d'un point d'équilibre A pour revenir vers le point d'équilibre B confondu au point A.

La variation d'énergie interne du cycle allant du point A au point B s'écrit :

$$U_B - U_A = W_{AB} + Q_{AB} = 0$$

1.4 Fonction enthalpie - Détente de Joule Thomson



Un gaz se détend à travers un bouchon poreux séparant un milieu 1 de pression P_1 et de température T_1 , d'un milieu 2 de pression $P_2 > P_1$ et de température T_2 dans une canalisation isolée thermiquement $\Rightarrow \Delta Q = 0$. Le système est ouvert, la transformation est donc irréversible (pas de conservation de la matière).

A un instant t , on isole une quantité de gaz définie par ABCD. A l'instant $t' = t + dt$, cette quantité devient A'B'C'D'.

La variation d'énergie interne s'écrit :

$$\Delta U = U_{A'B'C'D'} - U_{ABCD}$$

$$U_{A'B'C'D'} = U_2 + U_{A'BCD'}$$

$$U_{ABCD} = U_{A'BCD'} + U_1$$

$$\Rightarrow \Delta U = U_2 - U_1$$

Par application du premier principe : $\Delta U = \Delta W + \underbrace{\Delta Q}_{=0}$

$\delta W = P_{ext}dV$ (transformation irréversible).

$$\Delta W = P_1V_1 - P_2V_2$$

$$U_2 - U_1 = P_1V_1 - P_2V_2$$

On voit donc apparaître une nouvelle fonction d'état : l'enthalpie, définie par

$$U + PV = H \quad (2)$$

L'invariance de cette fonction dans le cas de la détente de Joule-Thomson en fait une détente isenthalpique.

*Cas du gaz parfait

$$H = U + PV, \Delta T = 0$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$$

$$\Delta H = c_V\Delta T + R\Delta T = (c_V + R)\Delta T = c_P\Delta T$$

On énonce alors la deuxième loi de Joule : l'enthalpie n'est fonction que de la température pour un gaz parfait : $H = H(T)$

$$\Delta H = n.c_P\Delta T \quad (3)$$