

# Chapitre 14 : Transferts d'énergie

## 1 Premier principe de la thermodynamique

### 1.1 Transferts thermiques

**Système isolé.** Un système est isolé s'il n'a aucune interaction avec l'extérieur.

**Transfert thermique, ou chaleur.** Deux systèmes côte à côte peuvent échanger un **transfert thermique** à travers une paroi immobile. Ils sont alors en **contact thermique**.

**Paroi diatherme / calorifugée.** Une paroi est **diatherme** si elle permet le transfert thermique.

Une paroi est **calorifugée** si elle ne permet aucun transfert thermique.

**Évolution adiabatique.** Un système qui n'a aucun échange thermique avec l'extérieur a une évolution adiabatique.

**Équilibre thermique.** Lorsque deux systèmes sont en contact thermique, l'équilibre thermique est atteint lorsque les deux ont la même température.

### 1.2 Travail

**Travail.** Un **travail** est un échange d'énergie dû à une action extérieure sur des grandeurs variables du système.

**Travail d'une force.** Une force extérieure  $\vec{F}$  d'appliquant en un point  $M$  du système fournit au système un travail infinitésimal  $\delta W = \vec{F} \cdot d\vec{OM}$  ou encore un travail  $W = \int \vec{F} \cdot d\vec{OM}$

**Travail des forces de pression.** Un système soumis à une pression  $P_{ext}$  et dont le volume varie de  $dV$  reçoit un travail  $\delta W = -P_{ext} \cdot dV$ . Le travail total reçu des forces extérieures vaut donc :

$$W = - \int P_{ext} \cdot dV$$

**Équilibre mécanique de pression.** Si deux systèmes sont séparés par une paroi mobile libre (déplacement sans frottements) et de masse négligeable, l'équilibre mécanique est atteint lorsque les **pressions** des deux systèmes est égale.

*Démonstration.* On utilise le cas d'un piston en 1D à l'horizontale.

**Travail électrique.** Si un système reçoit un courant  $i$  de la part d'un générateur de tension extérieure de tension  $e$ , alors on a

$$\delta W = e \cdot i \cdot dt = e \cdot dq$$

### 1.3 Premier principe

**Énergie interne.** Pour tout système thermodynamique à l'équilibre, on peut définir une fonction d'état  $U$  appelé **énergie interne** qui est extensive.

**Premier principe de la thermodynamique.**

Lorsqu'un système subit une transformation d'état entre deux états d'équilibre où il reçoit un travail  $W$  et un transfert thermique  $Q$ , alors :

$$\Delta(E_{\text{macro}} + U) = W + Q$$

Avec  $E_{\text{macro}}$  qui désigne les énergies macroscopiques, comme l'énergie électrique ou mécanique.

## 2 Calcul d'énergies internes

### 2.1 Capacité thermique / calorifique à volume constant

**Capacité calorifique à volume constant d'un système.** La capacité calorifique est extensive, définie par :

$$C_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_{V,n} \text{ en } J.K^{-1}$$

Interprétation : si la température du système varie de  $dT$  à volume constant, alors son énergie interne varie de  $dU = C_v \cdot dT$

**$C_v$  molaire et massique.** On définit deux grandeurs intensives :

- $c_v = \frac{C_v}{m}$  (capacité massique) en  $J.K^{-1}.kg^{-1}$
- $C_{vm} = \frac{C_v}{n}$  (capacité molaire) en  $J.K^{-1}.mol^{-1}$

### 2.2 Gaz et mélange de gaz

**Énergie interne d'un GP monoatomique.**

$$U = \frac{3}{2}nRT$$

Elle ne dépend que de la température. Sa capacité thermique molaire vaut

$$C_{vm} = \frac{3}{2}R = 12,5 J/K/mol$$

**Énergie interne d'un GP polyatomique.**

L'énergie d'un GP polyatomique ne dépend que de la température. On a :

$$C_{vm} = \begin{cases} \frac{3}{2}R & \text{pour } T \leq 100K \\ \frac{5}{2}R & \text{à température ambiante} \\ \frac{7}{2}R & \text{pour } T \geq 3000K \end{cases}$$

Dans la plupart des cas, on prend

$$C_{vm} = \frac{5}{2}R$$

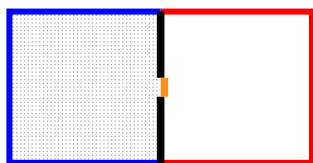
**Mélange idéal de gaz.** Dans le cas d'un mélange de gaz,  $U = \sum_k U_k$ . On en déduit que :

- $C_v = \sum_k C_{v,k}$
- $C_{vm} = \sum_k x_k C_{vm,k}$ , avec  $x_k$  fraction molaire.
- $c_v = \sum_k w_k c_{v,k}$ , avec  $w_k$  fraction massique.

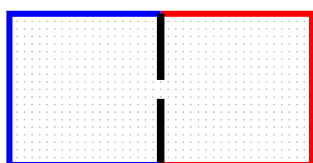
## 2.3 Liquides, solides

**Liquide ou solide incompressible et indilatable.**  $U$  et  $C_v$  ne dépendent que de la température.

**Exemple** (Détente de Joule-Gay Lussac). On prend une boîte indéformable calorifugée séparée en deux par une paroi et un robinet, et on met un gaz dans une des deux parties, le reste est vide :



On ouvre le robinet, le gaz se détend donc pour occuper tout l'espace :



On prend comme système le contenu de la boîte : le gaz + vide. Avec le premier principe, on a :

$$\Delta U_{vide} + \Delta U_{gaz} = W + Q$$

Or la boîte est calorifugée donc  $Q = 0$  et elle est indéformable donc  $W = 0$ . De plus le vide n'a pas d'énergie donc  $\Delta U_{gaz} = 0$

## 3 Exemples de bilan énergétiques

**Première loi de Joule.** Un fluide vérifie la loi si sa température ne varie pas lors d'une détente de Joule-Gay Lussac.

## 4 Transformations classiques

### 4.1 Généralités

**Transformation quasi-statique.** Transformation suffisamment lente pour que le système soit quasiment homogène à chaque instant. Les transformations réversibles sont quasi-statiques.

**Transformation réversible mécaniquement.** Le système est indéformable ou la différence de pression entre deux parois mobiles est négligeable :

$$V = cst \text{ OU } P_{ext} \approx P$$

**Transformation réversible thermiquement.**

La transformation est adiabatique ou à chaque instant la différence de température entre deux parois est négligeable.

$$Q = 0 \text{ OU } T_{ext} \approx T$$

### 4.2 Diagramme de Watt

**Diagramme de Watt et diagramme de Clapeyron.** Le diagramme de Watt représente l'évolution quasi statique dans un système dans le plan  $(P, V)$ .

Celui de Clapeyron la représente dans le plan  $(P, v)$  (pour  $1kg$ ).

**Travail dans le diagramme.** En notant  $V_i, V_f$  le volume initial et final, on a :

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P.dV$$

**Cycle moteur / récepteur.** Le cycle est un cycle récepteur s'il est orienté dans le sens antihoraire.

Le cycle est un cycle moteur s'il est orienté dans le sens horaire.

### 4.3 Transformations idéales

**Isochore.** Transformation à volume constant :

$$W = 0 \text{ et } Q = \Delta U$$

**Monobare / isobare.** Une transformation est **monobare** si  $P_{ext} = cst$ . On a alors :

$$W = -P_{ext} \cdot \Delta V \text{ et } Q = \Delta U + P_{ext} \cdot \Delta V$$

Si elle est en plus réversible mécaniquement ( $P = P_{ext} = cst$ ), alors elle est **isobare** et  $W = -P \cdot \Delta V$ .

**Monotherme / Isotherme.** Une transformation est **monotherme** si  $T_{ext} = cst$ . Si elle est en plus réversible mécaniquement et thermiquement, alors elle est **isotherme**.

Dans le cas général, **aucune méthode** pour calculer  $W$  et  $Q$ .

Dans le cas d'un **gaz parfait**, on a  $\Delta U = 0$  et :

$$\begin{aligned} W &= -Q \\ &= -nRT \ln \frac{V_f}{V_i} \\ &= +nRT \ln \frac{P_f}{P_i} \end{aligned}$$

**Transformation adiabatique réversible.**

$$Q = 0 \text{ donc } W = \Delta U, P = P_{ext} \text{ et } T = T_{ext}.$$

**Lois de Laplace.** Lorsqu'un système subit une transformation adiabatique et réversible (AR), il vérifie :

- $P \cdot V^\gamma = cst$
- $V^{\gamma-1} \cdot T = cst$
- $P^{1-\gamma} \cdot T^\gamma = cst$

Valeur de  $\gamma$  :

- $\gamma = \frac{5}{3} = 1,67$  pour un GP monoatomique.
- $\gamma = \frac{7}{5} = 1,4$  pour un GP diatomique.
- $\gamma = 1$  pour un GP autre.

**Diagramme de Watt.** On peut représenter les transformations idéales dans le diagramme de Watt :

