

INTRODUCTION au PREMIER PRINCIPE de la THERMODYNAMIQUE

Le **premier principe de la thermodynamique** rend compte des échanges énergétiques entre un système et son milieu extérieur. Il s'adresse plus généralement à des systèmes fluides. Il s'agit bien d'un **principe** et non d'une démonstration ; il permet de comprendre le fonctionnement des machines thermiques comme le moteur à explosion ou le réfrigérateur, ou plus généralement de comprendre l'évolution en température d'un système qui échange soit du travail soit de la chaleur.

Travail, chaleur et énergie interne sont les termes utilisés dans le premier principe ; il faut les comprendre dans le sens très précis que leur donne la thermodynamique.

Travail : le sens est le même qu'en mécanique ; le travail est lié au **déplacement macroscopique d'une force**.

Chaleur : en thermodynamique, la chaleur désigne exclusivement une quantité d'énergie **sans aucun déplacement macroscopique**. C'est un travail de forces microscopiques dont le déplacement n'est pas visible. Attention à ne pas confondre chaleur et température ; on ne parle pas de chaleur de la salle mais de température de la salle. Par contre, on peut dire que la chaleur passe spontanément d'un corps chaud à un corps froid : il s'agit de **transfert thermique**. Il faut d'ailleurs une différence de température entre le système et le milieu extérieur pour avoir transfert de chaleur (çà-d transfert thermique).

Le transfert thermique se fait de 3 façons :

- par convection lorsqu'à l'intérieur du système le fluide peut circuler, se réchauffant au contact d'une paroi chaude et transporte l'énergie vers un autre endroit du système plus froid. C'est le cas de l'air d'une pièce contenant des radiateurs.
- par rayonnement ; la matière émet en permanence un rayonnement électromagnétique dont l'intensité et la longueur d'onde dépendent de la température de surface. C'est ainsi que notre joue sent la chaleur du rayonnement du soleil. De même notre corps rayonne de l'infrarouge et un ensemble de personnes réchauffe l'air d'une pièce fermée .
- par conduction : sans déplacement de matière, l'énergie se transmet par contact, de proche en proche et se propage. On sait bien par expérience qu'il est préférable pour ne pas se brûler de faire les confitures avec une cuiller en bois plutôt qu'avec une cuiller en métal.

Energie : L'énergie est présente dans les systèmes mais on ne peut pas la voir ni la toucher. On peut seulement observer les effets que provoque son transfert d'un système à un autre. En mécanique on connaît déjà l'énergie cinétique et l'énergie potentielle. L'énergie *interne* est spécifique au premier principe et sera précisée plus loin.

Pour comprendre l'énoncé du premier principe, partons du théorème de l'énergie cinétique : $dE_C = \delta W_{\text{total}}$. Ce théorème nous apprend que l'énergie cinétique varie grâce au travail de *toutes* les forces agissant sur *tout* le système. Si parmi ces forces on sépare celles qui sont conservatives, alors on peut écrire $dE_m = \delta W_{\text{non pot}}$. Il est commode d'introduire l'énergie mécanique, somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle car sa variation est due au travail des forces non conservatives, par exemple de type frottement. On sait bien que l'énergie mécanique diminue à cause des frottements.

Appliquer ce théorème de l'énergie cinétique suppose qu'on choisit un point de vue mécanique du système. Cela sous-entend :

- un nombre limité de particules à considérer dans le système
- position et vitesse mesurables pour ces particules, donc pas d'agitation désordonnée, donc pas de notion de température
- pas de transfert thermique

Cette vision est possible pour des systèmes solides pour lesquels on s'intéresse uniquement au mouvement d'ensemble ; cas d'une voiture, de la masse accrochée à un ressort...

Ce point de vue ne convient plus pour les systèmes fluides et le point de vue thermodynamique devient indispensable. Pourquoi ? Parce que le système fluide signifie :

- un nombre illimité de particules dans le système; ce sont les molécules d'un gaz par exemple
- position et vitesse de chaque molécule ne sont plus mesurables
- les molécules sont agitées en permanence ; on parle d'énergie d'**agitation thermique** liée à la **température**
- des transferts thermiques peuvent exister

La vie quotidienne nous montre que l'énergie d'un système fluide peut varier sans qu'il reçoive de travail du milieu extérieur. Il suffit de chauffer suffisamment l'eau d'une casserole pour voir celle-ci se mettre en ébullition et provoquer parfois quelques soubresauts du couvercle. La *chaleur* se nomme aussi *transfert thermique*.

Le premier principe de la thermodynamique s'écrit : $dE_{C \text{ macro}} + dU = \delta W_{\text{ext}} + \delta Q_{\text{ext}}$

Précisons tout de suite la notation qu'il faudra à tout prix respecter : **d** signifie **petite variation**
δ signifie **petite quantité**

Comme tout principe il ne se démontre pas mais on peut en comprendre le sens à partir du théorème de l'énergie cinétique. Quelle en est la différence ?

D'abord le terme de transfert thermique (ou chaleur) δQ_{ext} est rajouté ; il n'existe pas dans une vision mécanique des échanges énergétiques.

On retrouve la variation d'énergie cinétique dans $dE_{C \text{ macro}}$. L'indice macro veut rappeler qu'il s'agit de mouvement d'ensemble (dû à un transport *visible* ou *macroscopique* du système).

δW_{total} a été séparé en 2 termes : le travail de toutes les forces intérieures et celui des forces extérieures. Ce dernier est entièrement décrit par le terme δW_{ext} . (δW_{int} n'apparaît pas explicitement car il est en fait contenu dans dU).

Il reste le terme dU : il contient toutes les formes d'énergie *intérieures* au système : en font donc partie le travail des forces intérieures précédemment cité **et surtout** toute l'énergie cinétique *microscopique* des molécules due à l'agitation thermique. C'est la raison pour laquelle U s'appelle **énergie interne** du système. .

Dans la vision mécanique on ne parle pas d'énergie cinétique microscopique car on suppose qu'elle ne varie pas, la température étant supposée constante. C'est pourquoi le terme U n'a pas de raison d'être en mécanique et n'apparaît pas dans le théorème de l'énergie cinétique.

Précision sur la variation d'énergie interne dU :

- comme dU contient le travail des forces intérieures, on peut se questionner sur la façon dont ce travail peut être introduit dans une fonction différentiable comme dU ; la raison est que les forces intérieures pour un système fluide sont de nature électrostatiques et la thermodynamique *postule* que le travail de ces forces microscopiques d'interaction dérive d'une énergie potentielle. Cela veut donc dire que ce travail peut se mettre sous la forme d'une différentielle (rappel : $\delta W = -dE_p$).
- on en déduit que pour le **gaz parfait l'énergie interne se réduit à l'énergie cinétique microscopique** puisque par définition ce modèle néglige toute interaction entre molécules.
- dans le cas très particulier d'un ressort comme système, le travail des forces intérieures est l'opposé de la variation d'énergie potentielle d'élasticité. L'énergie U d'un ressort est donc la somme de l'énergie potentielle d'élasticité et des énergies cinétiques microscopiques des atomes du ressort (négligées dans le cas du ressort ; puisqu'il est solide, les atomes bougent peu).

Précision sur l'énergie cinétique microscopique : ne pas la confondre avec l'énergie cinétique d'ensemble.

- Par exemple une bouteille remplie de gaz et posée sur la table n'a pas d'énergie cinétique d'ensemble mais possède une énergie cinétique microscopique puisqu'à l'intérieur de la bouteille les molécules sont en perpétuelle agitation. Cette énergie est donc toujours présente et on devine qu'elle augmente avec la température.

En résumé, le premier principe de la thermodynamique s'écrit : $dE_{C \text{ macro}} + dU = \delta W_{\text{ext}} + \delta Q_{\text{ext}}$

- dU et δQ_{ext} sont donc les termes *nouveaux* et *essentiels* du bilan énergétique de thermodynamique. Ils désignent pour dU la variation d'énergie interne du système et pour δQ_{ext} le transfert de chaleur avec l'extérieur.
- L'énergie interne U contient toute forme d'énergie intérieure au système dont le terme nouveau d'énergie cinétique microscopique (ou d'agitation thermique) .
- $dE_{C \text{ macro}}$ décrit la variation d'énergie cinétique d'ensemble.
- δW_{ext} est le travail mécanique échangé entre le système et le milieu extérieur.
- On respectera la notation d pour décrire une petite variation et δ pour désigner une petite quantité.
- **Ne jamais dire variation** de travail ou *variation* de chaleur. **Chaleur et travail sont des quantités échangées.**
- Lors d'une transformation globale (non petite) on écrira le premier principe en respectant la notation Δ pour une variation globale et pas de notation supplémentaire pour une quantité globale échangée. Ainsi le premier principe s'écrit pour un bilan global $\Delta E_{C \text{ macro}} + \Delta U = W_{\text{ext}} + Q_{\text{ext}}$
- Enfin les cas sont très fréquents où le mouvement d'ensemble est nul ou négligeable ; on retiendra alors le premier principe *simplifié* $dU = \delta W_{\text{ext}} + \delta Q_{\text{ext}}$

En dernier point la question délicate des frottements : en mécanique la force de frottement est un concept qui permet de décrire l'évolution du système. On remarque que l'énergie mécanique diminue à cause des frottements ; c'est pour cela qu'on introduit une force dite de frottement dont le travail est négatif.

En thermodynamique il n'y a plus lieu d'écrire ce terme de travail de force de frottement car les frottements sont dus en réalité à un déplacement microscopique des forces d'interaction entre les atomes ou molécules dont l'assemblage se déforme à cause de ces frottements. Comme il s'agit de forces intérieures , ce travail est dans la vision thermodynamique pris en compte dans la variation de l'énergie interne U . **On ne parlera donc pas de force de frottement en thermodynamique.**

