

# Autour du premier principe

## I – Vision globale du premier principe

LOI Il est possible de créer du mouvement à partir d'une élévation de température.

LOI Il est possible d'élever la température à partir d'un mouvement.

LOI Il est possible de diminuer la température à partir d'un mouvement.

LOI Chauffer un corps n'implique pas une élévation de température.

DÉF Le *principe de conservation* est l'autre nom du « premier principe ».

LOI **L'énergie ne peut pas être créée!**

LOI Il est possible de changer la forme de l'énergie (cinétique, potentielle, électrique, ...), il est possible d'échanger de l'énergie, mais il n'est pas possible ni de créer de l'énergie ni de la détruire.

DÉF Un système est dit *fermé* lorsque la matière qui le constitue ne change pas.

Soit un système fermé quelconque :

- son énergie totale se répartie en deux formes : son énergie mécanique  $E_m$  et son énergie interne noté  $U$
- LOI → il existe deux modes de transfert énergétique : le travail  $W$  fourni par des forces extérieures non conservative lors d'un mouvement et les transferts thermiques notés  $Q$  reçus par simple contact.

$$\Delta E = W + Q \quad \Delta(E_m + U) = W + Q$$

DÉF Un système est dit *isolé* lorsqu'il ne reçoit aucune énergie. Nous pouvons écrire, pour un système isolé :

$$W = 0 \quad \text{et} \quad Q = 0$$

DÉF Un *transfert thermique* est un apport énergétique sans mouvement visible, *ie.* qui se fait directement au niveau microscopique.

DÉF Il y a *transfert thermique par conduction* lorsque deux corps s'échangent de l'énergie par contact direct, de proche en proche, sans mouvement visible.

DÉF Un corps est dit *chaud* par opposition à un autre corps *froid*. Le chaud est celui dont la température est la plus élevée, le froid celui dont la température est la plus basse.

LOI Il est possible d'interdire les transferts thermiques à l'aide de parois adaptées.

DÉF Pour qu'un dispositif soit *thermiquement isolé*, il faut que ses parois soient *athermanes*. *A contrario* des parois *diathermanes* laissent passer les transferts thermiques.

DÉF Des parois athermanes sont dites aussi *calorifugées*.

DÉF Deux corps sont à *l'équilibre thermique* s'ils ont la même température.

LOI **PRINCIPE 0 DE LA THERMODYNAMIQUE**  
Deux corps en équilibre thermique avec un même troisième sont en équilibre entre eux.

DÉF Lorsqu'un système évolue dans le temps, l'ensemble des phénomènes qui se déroulent pour ce système est appelé *transformation*.

LOI La température est notée  $T$  et est comptée en kelvin (K) :  
 $T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15$

LOI La température est une grandeur intensive.

DÉF La *pression* est notée  $P$ , se mesure en pascal (Pa) et est telle que la force qu'un corps exerce sur un autre s'écrit :

$$\vec{F} = +P S \vec{u}_{\text{sortant}}$$

où  $\vec{u}_{\text{sortant}}$  est le vecteur unitaire normal à la surface de séparation sortant de celui qui exerce la force.

LOI Le volume est noté  $V$  et se mesure en  $m^3$ .

LOI Le volume est une grandeur extensive.

DÉF Un système *thermoélastique* est un système dont le comportement thermodynamique est entièrement décrit par la donnée de la pression, de la température et de son volume.

DÉF L'*équation d'état*, ou la *fonction d'état* d'un corps est la loi phénoménologique qui décrit le comportement d'un corps.

Pour un système thermoélastique, l'équation d'état relie les grandeurs  $P$ ,  $V$  et  $T$ .

DÉF Les *phases condensées* sont les liquides et les solides.

Sauf indication contraire, l'effet de dilatation sera négligé pour les phases condensées.

Leur équation d'état s'écrit donc

$$\rho = C^{\text{te}} \quad \text{où :}$$

$\rho$  est la masse volumique du corps considéré.

LOI En première approximation, la variation d'énergie interne  $\Delta U$  d'une phase condensée lors d'une transformation s'écrit :

$$\Delta U = C \Delta T \quad \text{où :}$$

$C$  est la *capacité thermique* du corps considéré en  $\text{J.K}^{-1}$ .

LOI La capacité thermique est une grandeur extensive.

DÉF La *capacité thermiques massique*  $c$  d'une phase condensée se mesure en  $\text{J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$  et est telle que

$$C = c m \quad \text{où :}$$

$m$  est la masse de la phase condensée.

LOI La capacité thermique masse de l'eau liquide vaut  $c_l = 4,18 \text{ kJ.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$ .

DÉF La *capacité thermiques molaire*  $C_m$  d'une phase condensée se mesure en  $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  est telle que

$$C = C_m n \quad \text{où :}$$

$n$  est la quantité de matière de la phase condensée.

LOI Les capacités thermiques massique et molaires sont reliées par  $c M = C_m$  où  $M$  est la masse molaire.

#### LOI DE DULONG ET PETIT

LOI Pour les solides, la capacité thermique molaire vaut à peu près  $C_m = 6 \times \frac{1}{2} R$  où  $R$  est la constante des gaz parfait.

LOI La quantité d'une phase condensée est caractérisée par  $m$  ou  $n$ .

LOI L'état d'une phase condensée est essentiellement caractérisée par sa température  $T$ .

LOI Le comportement thermique d'une phase condensée est caractérisée par  $C = m c = n C_m$ .

DÉF Un *calorimètre* est un récipient dont les parois sont thermiquement isolées.

LOI Les échanges thermiques à l'intérieur du calorimètre se font à pression constante.

LOI	L'énergie interne est une grandeur extensive.
LOI	Les gaz sont compressibles et dilatables et ont tendance à occuper tout l'espace mis à leur disposition.
DÉF	La <i>compressibilité</i> est le fait, pour un corps, de changer de volume lorsque la pression à laquelle il est soumis change.
DÉF	La <i>dilatation</i> est le fait, pour un corps, de changer de volume lorsque la température à laquelle il est soumis change.
LOI	Un corps est compressible si et seulement s'il est dilatable.
	Un gaz parfait obéit à l'équation d'état $PV = nRT$ où : → $P$ est la pression (uniforme) à l'intérieur du gaz en Pa → $V$ est le volume total du gaz en $m^3$ → $n$ est la quantité de matière considérée en mol → $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ est la constante des gaz parfaits → $T$ est la température (uniforme) à l'intérieur du gaz en K
DÉF	Une grandeur est dite <i>uniforme</i> si elle possède la même valeur en tous points de la zone considérée.
LOI	Sur des échelles de quelques mètres, la pression à l'intérieur d'un gaz au repos peut être considérée comme uniforme.
LOI	PREMIÈRE LOI DE JOULE L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de la température : $U = U(T)$ .
LOI	Sur des plages de température pas trop importantes, la variation d'énergie interne d'un gaz parfait est proportionnelle à la variation de température : $\Delta U = C_V \Delta T$ où : $C_V$ est la capacité thermique à volume constant du gaz.

	La capacité thermique molaire à volume constant d'un gaz parfait vaut : → $C_m = 3 \times \frac{1}{2} R$ pour un gaz monoatomique → $C_m = 5 \times \frac{1}{2} R$ pour un gaz diatomique à des températures usuelles
LOI	L'air peut être considéré comme un gaz parfait diatomique.
LOI	La quantité d'un gaz est décrit par sa masse $m$ ou par sa quantité de matière $n$ .
LOI	L'état d'un gaz est défini par deux des trois variables $(P,V,T)$ .
LOI	L'atmosphère peut être considérée comme un gaz parfait diatomique.
DÉF	Un <i>piston</i> est une pièce mobile à l'intérieur d'un <i>cylindre</i> . Le volume ainsi délimité est appelé <i>chambre</i> et est en général hermétique, à moins que des <i>soupape</i> soient ouvertes.
LOI	Les variations d'énergie potentielle des gaz seront toujours négligées devant toute autre considération énergétique.
LOI	La détente de JOULE – GAY-LUSSAC se fait à énergie interne constante.
LOI	La détente de JOULE – GAY-LUSSAC d'un gaz parfait se fait à température constante.
LOI	Pour qu'un gaz soit parfait, il faut que sa température ne varie pas lors d'une détente de JOULE – GAY-LUSSAC.
LOI	L'énergie interne représente l'énergie que possèdent les molécules au niveau microscopique. Cette énergie est composée : → d'une partie cinétique, toujours présente à cause du mouvement incessant des molécules → d'une partie potentielle, plus ou moins importante représentant les interactions entre les molécules

DÉF

Le mouvement incessant des molécules est appelée *agitation thermique* et est caractérisé par la température d'un corps.

## II – Vision par à pas des évolutions

LOI

À tout système fermé  $\mathcal{S}$  est associée une fonction d'état extensive  $U$  telle que entre deux états d'équilibre :

$$\Delta E_{\text{tot}} = \Delta(E_c + E_p + U) = W + Q \quad \text{où :}$$

- $W$  est le travail fourni par les forces macroscopiques
- $Q$  est le transfert thermique reçue par le système

LOI

Pour un système fermé et globalement immobile entre deux états d'équilibre, nous pouvons écrire :

$$\Delta U = W + Q \quad \text{où :}$$

- $U$  est son énergie interne
- $W$  est le travail fourni par les forces macroscopiques
- $Q$  est le transfert thermique reçue par le système

LOI

Pour un système fermé et globalement immobile entre deux états d'équilibre infiniment proches, nous pouvons écrire :

$$dU = \delta W + \delta Q \quad \text{où :}$$

- $dU$  est la variation infinitésimale de son énergie interne
- $\delta W$  est le travail élémentaire fourni par les forces macroscopiques
- $\delta Q$  est le transfert thermique élémentaire reçue par le système

DÉF

Une *fonction d'état* est une grandeur qui peut se déterminer avec la seule donnée des valeurs à un instant des grandeurs de description thermodynamique du système.

LOI

Les variations d'une fonction d'état ne dépendent pas de la transformation subie mais uniquement des états initial et final.

LOI

La notation  $dU$  représente la différence dans le temps ou dans l'espace entre deux valeurs de la fonction d'état  $U$ .

LOI

La notation  $\delta Q$  représente une petite quantité de la grandeur  $Q$ .

DÉF

Un système est à l'*équilibre mécanique* s'il est immobile ou s'il évolue très très lentement.

Cela se traduit par :

$$\sum \vec{f} = \vec{0}$$

LOI

Lorsqu'un système est à l'équilibre mécanique, son énergie cinétique macroscopique est négligeable devant les autres énergies mises en jeu.

LOI

À des échelles non atmosphériques, un gaz est à l'équilibre mécanique lorsque sa pression est uniforme.

LOI

Un gaz de taille non atmosphérique est toujours en équilibre mécanique sauf :

- à l'instant et juste après d'une explosion
- à l'instant et juste après un choc
- lorsque le gaz bouge à des vitesses proches de celles du son

LOI

Pour qu'un système soit à l'équilibre thermique, il faut que sa température soit uniforme.

DÉF

Un système est à l'*équilibre thermodynamique* s'il est à la fois en équilibre thermique et en équilibre mécanique.

DÉF

Il y a *équilibre thermodynamique local* lorsqu'il est possible de définir et mesurer les grandeurs thermodynamique en chaque point du système.

DÉF

Un système est dit en *équilibre interne* mécanique, thermique ou thermodynamique s'il est en équilibre pour chacun de ses points.

LOI

Un système en équilibre interne mécanique (resp. thermique) possède une pression (resp. une température) uniforme.

DÉF

Est à l'*extérieur* tout ce qui n'est pas dans le système.  
L'*univers* est l'association de l'extérieur et du système.

DÉF

Un *thermostat* est une partie de l'extérieur au système et qui conserve une température constante.

DÉF Un thermostat est aussi appelé *source de chaleur*.

---

LOI Le rôle d'un thermostat est d'imposer, ou d'essayer d'imposer une température au système. Pour cela il effectue des échanges thermiques.

---

LOI En pratique, pour conserver une température constante, il est nécessaire de réaliser des transferts thermiques :  

$$\Delta T = 0 \implies Q \neq 0$$

---

DÉF Un *pressostat* est une partie de l'extérieur au système et qui conserve une pression constante.

---

LOI Le rôle d'un pressostat est d'imposer, ou d'essayer d'imposer une pression au système. Pour cela il effectue des échanges de volumes.

---

DÉF L'évolution d'un système est *monotherme* si le système est en contact avec un seul thermostat.

---

DÉF L'évolution d'un système est *monobare* si le système est en contact avec un seul pressostat.

---

DÉF Une transformation est dite *isobare* si la pression du système est constante.

---

DÉF Une transformation est dite *isotherme* si la température du système est constante.

---

DÉF Une transformation est dite *isochore* si le volume du système est constante.

---

LOI Il est plus restrictif d'imposer des conditions sur le système que sur l'extérieur.

---

DÉF Une transformation est dite *adiabatique* si elle se réalise sans transfert thermique.

DÉF Une transformation est dite *polytropique d'ordre k* lorsque les paramètres du système vérifient l'équation  $P V^k = C^{te}$ .

---

LOI Pour un système homogène quelconque subissant une transformation isochore, nous pouvons écrire  

$$dU = C_V dT$$

---

DÉF La capacité thermique à volume constant d'un corps est définie par :  

$$C_V = \left. \frac{\partial U}{\partial T} \right|_V$$

---

LOI Pour un gaz parfait, nous pouvons écrire  $dU = C_V dT$  quelle que soit la transformation.

---

LOI Le travail élémentaire reçu par un système de la part de forces pressante s'écrit  

$$\delta W = -P_{ext} dV$$
 où :  
 →  $P_{ext}$  est la pression exercée par l'extérieur  
 →  $dV$  est la variation locale de volume **du système**

---

LOI Dans le cas de dispositifs ouverts avec des échanges gazeux mieux vaut écrire  

$$\delta W = \vec{F} \cdot d\vec{\ell}$$

---

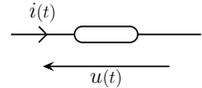
DÉF Un système est dit *confiné* lorsqu'il est dans une enceinte hermétique.

---

LOI Pour un système confiné en équilibre mécanique, le travail reçu par les forces pressantes s'écrit :  

$$\delta W = -P dV$$

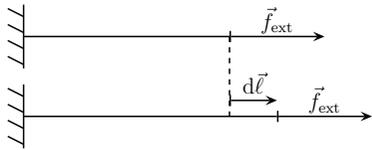
---

LOI Un dipôle soumis à la tension  $u(t)$  et traversé par le courant  $i(t)$ , quel qu'il soit, reçoit le travail élémentaire électrique en convention récepteur :  


$$\delta W_{elec} = u(t) i(t) dt$$

L'énergie élémentaire reçue par une corde s'allongeant de  $d\vec{\ell}$  à une extrémité soumise à la force  $\vec{f}_{\text{ext}}$  vaut :

LOI



$$\delta W = \vec{f}_{\text{ext}} \cdot d\vec{\ell}$$

Le *diagramme de WATT* est la représentation des transformations dans le plan  $(P, V)$  où  $P$  est la pression du système considéré et  $V$  son volume.

DÉF



LOI

Mettre un point dans un diagramme signifie que l'état du système est connu, *ie.* qu'il est en équilibre mécanique.

LOI

L'aire sous une courbe de transformation dans le diagramme de WATT est égale, au signe près, au travail reçu par le système lors de cette transformation.

LOI

Lorsque le volume d'un système augmente, il fournit de l'énergie à l'extérieur, *ie.*  $W < 0$ .  
Lorsque le volume d'un système diminue, il reçoit de l'énergie de la part de l'extérieur, *ie.*  $W > 0$ .

DÉF

Une suite de transformation constitue un *cycle* si l'état final est identique à l'état initial.

### III – Vers une nouvelle fonction d'état

DÉF

L'*enthalpie* d'un système est une fonction d'état notée  $H$  et valant  $H = U + PV$  où  $P$  est la pression du système et  $V$  son volume.  
L'enthalpie est une grandeur énergétique.

LOI

Lors d'une transformation **isobare**, pour un système globalement au repos, nous pouvons écrire :

$$\Delta H = Q_P + W_{\text{autre}} \quad \text{ou} \quad dH = \delta Q_P + \delta W_{\text{autre}} \quad \text{où :}$$

→  $Q_P$  est le transfert thermique reçu

→  $W_{\text{autre}}$  est le travail reçu par les forces autres que pneumatiques

La *capacité thermique à pression constante* d'un corps est définie par :

DÉF

$$C_P = \left. \frac{\partial H}{\partial T} \right|_P$$

LOI

Pour tout corps thermoélastique usuel :  $C_P > C_V$ .

LOI

Pour les phases condensées, nous pouvons écrire  $\Delta H \simeq \Delta U$ .

LOI

Pour les phases condensées, nous pouvons écrire  $H \simeq U$ .

LOI

**DEUXIÈME LOI DE JOULE**  
L'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température.

LOI

Pour un gaz parfait subissant une transformation quelconque, nous pouvons écrire sur une faible plage de température :

$$\Delta H = C_P \Delta T$$

LOI

La variation de température d'un gaz parfait subissant une détente de **JOULE – THOMSON** est nulle.

LOI

Un corps homogène suit les deux lois de **JOULE** si et seulement si l'on s'agit d'un gaz parfait.

LOI

Pour un gaz parfait, la **RELATION DE MAYER** s'écrit  $C_P - C_V = nR$ .

LOI

La capacité thermique molaire à pression constante d'un gaz parfait vaut :

$$\rightarrow C_m = 5 \times \frac{1}{2} R \text{ pour un gaz monoatomique}$$

$$\rightarrow C_m = 7 \times \frac{1}{2} R \text{ pour un gaz diatomique à des températures usuelles}$$

DÉF

Le rapport des capacités thermique à pression et volume constant est noté  $\gamma$ , coefficient

sans dimension qui ne porte pas de nom :  $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$ .

Le coefficient  $\gamma$  est caractéristique d'un corps.

---

Le coefficient  $\gamma$  vaut pour un gaz parfait :

- LOI  $\rightarrow \gamma = \frac{5}{3}$  pour un gaz monoatomique  
 $\rightarrow \gamma = \frac{7}{5}$  pour un gaz diatomique à des températures usuelles
- 

- LOI Connaître le coefficient  $\gamma$  d'un gaz parfait c'est connaître parfaitement son comportement thermique.
- 

LOI DE LAPLACE

- LOI Un gaz parfait subissant une transformation adiabatique et suffisamment lente obéit aux relations :

$$PV^\gamma = C^{\text{te}} ; \quad TV^{(\gamma-1)} = C^{\text{te}} ; \quad T^\gamma P^{(1-\gamma)} = C^{\text{te}}$$

---

Une adiabatique se représente par une courbe plus verticale qu'une isotherme dans le diagramme de WATT.

LOI

