

1. Objet de la thermodynamique

Un **système thermodynamique** S est une portion de l'univers qui est isolée, par l'intermédiaire d'une paroi réelle ou imaginaire, du reste de l'univers (que l'on appelle le **milieu extérieur**) (Figure 1).

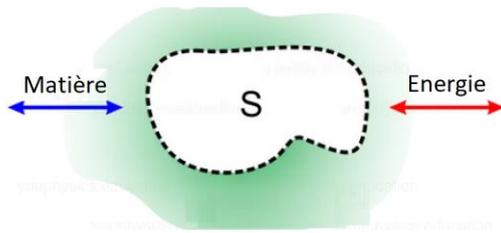


Figure 1. Système thermodynamique

La thermodynamique :

- examine les **échanges** entre le système et le milieu extérieur :
 - × de **matière** et/ou
 - × d'**énergie** sous quelque forme que ce soit (mécanique, thermique, chimique, électrique...).
- étudie les **transformations** ou **évolutions**, qui ont lieu à l'intérieur du système.

2. Différents types de systèmes

Selon la nature des échanges avec le milieu extérieur, on distingue trois types de systèmes (Figure 2) :

- échanges nuls : **système isolé**
 - ★ Exemple : un vase de Dewar
 - Remarque : Il est pratiquement impossible de réaliser des systèmes parfaitement isolés.
- échanges uniquement d'énergie : **système fermé**
 - ★ Exemple : un moteur électrique
- échanges d'énergie et de matière : **système ouvert**
 - ★ Exemples : un être humain ou un liquide en ébullition

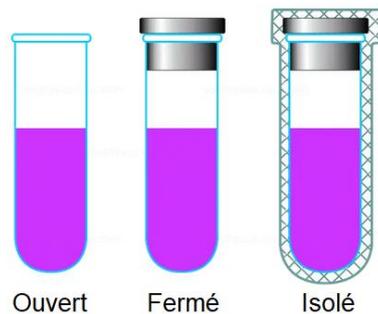


Figure 2. Différents types de systèmes thermodynamiques

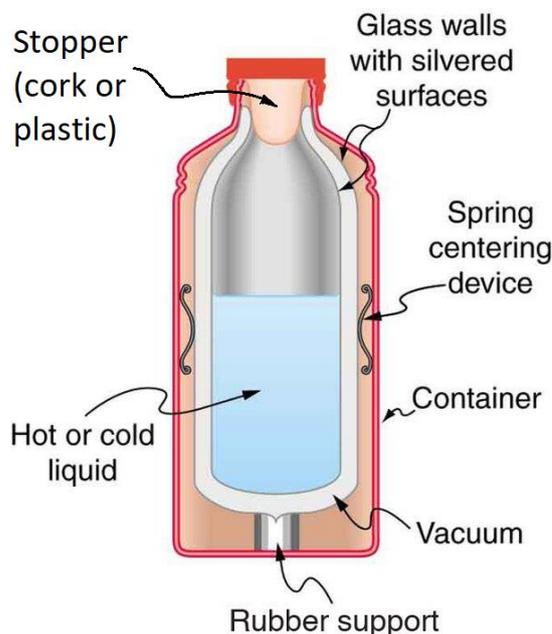


Figure 3. Vase de Dewar



Figure 4. Vase de Dewar pour azote liquide

3. Etat d'un système

L'état d'un système est défini par les valeurs d'un certain nombre de **grandeurs mesurables**.

Ces grandeurs sont appelées **variables ou paramètres d'état** (ou bien variables ou paramètres thermodynamiques).

★ Exemples : le volume, la température, la pression, l'intensité, le potentiel électrique, la densité...

Tous les paramètres que l'on peut trouver pour définir l'état d'un système ne sont pas indépendants.

Il existe des liens entre certains d'entre eux.

★ Exemple : Cas des gaz parfaits

Le **gaz parfait** est un modèle thermodynamique décrivant le comportement des gaz réels à basse pression

Comme pour tout gaz, l'état d'équilibre thermodynamique d'un gaz parfait est fixé pour **moles** de molécules, par deux paramètres macroscopiques, au choix. Les autres paramètres peuvent se calculer à partir des deux paramètres choisis par l'équation d'état.

L'équation la plus couramment utilisée est l'équation des gaz parfaits : $P.V = n.R.T$

Avec :

P	Pression	Pa
V	Volume du gaz	m^3
n	Quantité de matière	mol
R	Constante universelle des gaz parfaits 8,314 462 1	$J.K^{-1}.mol^{-1}$
T	Température	K

Dans beaucoup de problèmes classiques de thermodynamique technique, il n'y a que deux variables indépendantes.

Dans le cas de l'étude de la transformation d'un fluide, on prendra à priori comme variables indépendantes et selon le type de problème à traiter :

- pression et température ou
- volume et température ou encore
- volume et pression.

4. Grandeurs intensives et extensives

Les grandeurs rencontrées en thermodynamique, y compris les variables d'état (qui définissent l'état d'un système peuvent être classées en deux catégories) :

- **Grandeurs intensives** :

Ces grandeurs sont indépendantes de la taille du système.

★ Exemples : la température, la pression, la contrainte, le potentiel électrique, la vitesse, la viscosité, etc.

Elles sont définies ponctuellement.

- **Grandeurs extensives** :

Ces grandeurs sont proportionnelles à la taille du système ou à sa quantité.

★ Exemples : la masse, le volume, la capacité thermique, le nombre de particules d'une espèce déterminée...

Lorsqu'on fait l'addition de deux systèmes identiques, certaines variables comme la température ou les concentrations ne vont pas varier, ce sont les variables intensives.

Les autres comme le volume, la masse, le nombre de moles vont doubler, ce sont les variables extensives.

Convention d'écriture :

- Pour les **variables intensives** : On utilisera des lettres majuscules.

★ Exemple : la pression **P**, la température **T**.

- Pour les **variables extensives** : Elles seront aussi notées par des lettres majuscules.

★ Exemple : le volume **V**, la masse **M**.

Les variables extensives donnent lieu à des **variables spécifiques**, c'est-à-dire rapportées à une quantité de système bien définie, comme l'unité de masse, l'unité de volume...

Pour les variables spécifiques, on utilisera les lettres minuscules.

★ Exemple : la masse volumique **ρ** , la capacité thermique massique **c** , le volume massique **v** .

5. Premier principe de la thermodynamique

En thermodynamique :

- toute transformation d'un système est considérée comme le passage d'un état d'équilibre à un autre état d'équilibre ;
- s'accompagne d'un échange d'énergie, voire de matière, avec le milieu extérieur.

Principe de conservation de l'énergie (1^{er} Principe de la thermodynamique)

Dans le cas d'un système fermé, la somme des énergies mécanique et thermique :

- **reçues du milieu extérieur** (ou **fournies au milieu extérieur**) par un système au cours d'une transformation,
- est égale à la variation de son **énergie interne***.

* **L'énergie interne** d'un système représente, à **l'échelle microscopique**, la somme de toutes les formes d'énergie, cinétique et potentielle, attachées aux molécules (ou aux atomes) du système :

- énergie cinétique de translation ;
- énergie cinétique de rotation ;
- énergie cinétique de vibration ;
- énergie potentielle d'interaction entre les molécules ou entre les atomes.

On écrit généralement : $W + Q = \Delta U$

Avec :

W	Énergie mécanique* échangée entre le système et son milieu extérieur entre l'état initial et l'état final de la transformation	J
Q	Énergie thermique échangée entre le système et son milieu extérieur au cours de la même transformation	J
ΔU	Variation de l'énergie interne du système entre ces mêmes états	J

* souvent appelée travail

Par convention :

- **l'énergie reçue** par un système est comptée positivement (son énergie interne croît), et
- **l'énergie cédée** au milieu extérieur est comptée négativement.

Remarque :

La variation d'**énergie interne** ΔU d'un système fermé interagissant avec son environnement et subissant une évolution, ne dépend que de l'état initial et de l'état final.

Cela signifie que l'énergie interne est une **fonction d'état***.

Une fonction d'état est une **grandeur dont la valeur ne dépend que de l'état du système, et non pas de son histoire.**

Attention :

Comme on l'a souligné, la somme $W + Q$ est attachée à une fonction d'état.

Il n'en est pas de même pour chacun des deux termes pris séparément.

Considérons la transformation $A \rightarrow B$

On écrit : $[W + Q]_A^B = U_B - U_A$

Avec W_B^A et Q_B^A dépendant du chemin suivi par la transformation.

Nous noterons avec un d une évolution infinitésimale d'une **fonction d'état** : par exemple dP pour une petite variation de pression.

Cependant, lors de l'évolution d'un système thermodynamique, de nombreuses grandeurs dépendent non seulement des états initial et final du système, mais aussi de la manière dont l'évolution s'est déroulée.

Ces grandeurs sont souvent appelées des **fonctions de parcours**, pour indiquer cette dépendance **(1)**.

C'est le cas du travail mis en jeu ou bien de la chaleur échangée aux frontières du système. Nous noterons avec un δ une évolution infinitésimale d'une fonction de parcours : par exemple δW pour une petite variation de travail.

(1) Une analogie peut être faite avec des déplacements en montagne.

Pour une différence d'altitude donnée, la variation d'énergie potentielle d'un mobile effectuant le parcours est toujours la même car c'est une fonction d'état, tandis que la distance parcourue varie selon le chemin suivi car c'est une fonction de parcours.

6. Système incompressible

Un système est **incompressible** lorsqu'il ne subit pas de variation de volume.

On peut en général faire cette hypothèse pour les liquides et les solides.

Dans ce cas, le travail W est nul et $\Delta U = Q$.

Le système subit uniquement des transferts thermiques.

Lorsqu'un système thermodynamique **incompressible** subit un transfert thermique (sans changement d'état, transformation chimique ou nucléaire), sa variation d'énergie interne ΔU est proportionnelle à sa variation de température ΔT :

$$\Delta U = C\Delta T = mc\Delta T$$

Avec :

ΔU	Variation d'énergie interne	J
ΔT	Variation de température	°C ou K
m	Masse du système	kg
C	Capacité thermique du système	J.K ⁻¹
c	Capacité thermique massique	J.K ⁻¹ .kg ⁻¹

Bibliographie :

- Thermodynamique appliquée - Premier principe. Énergie. Enthalpie ; André LALLEMAND Techniques de l'ingénieur [Réf. : BE8005 V1]
- <https://dicens.mines-paristech.fr/Sites/Thoip/fr/co/peg.html>

