

Introduction : La thermodynamique est une discipline transversale de la physique, qui traite des transformations de l'énergie sous toutes ses formes. Elle est fondée sur des principes fondamentaux dont un le premier principe qui énonce de façon très générale la conservation de l'énergie. La thermodynamique est une discipline essentielle pour l'ingénieur, et à des applications dans tous les domaines industriels (pompe à chaleur, autocuiseur, chauffe eau électrique ...).



I°) Décrire un système thermodynamique : https://phet.colorado.edu/sims/html/states-of-matter-basics/latest/states-of-matter-basics_en.html

a°) Définition d'un système thermodynamique :

Un système thermodynamique est un système constitué d'entités chimiques (ions, atomes, molécules) (échelle microscopique) de l'ordre de une mole $N_A=6,02 \times 10^{23}$ entités. La constante d'Avogadro fait le lien entre le monde microscopique (comportement des N entités élémentaires) et macroscopique telles que la pression, le volume occupé, la température, la quantité de matière .

b°) Monde microscopique et macroscopique : La déformation d'un ballon que l'on gonfle peut être attribuée à l'ensemble des forces pressantes qu'exercent les molécules lors de leurs chocs sur la paroi de celui-ci. La pression est une grandeur macroscopique liée à la masse des molécules et à leur vitesse .

Soit S l'aire d'une surface en contact avec un gaz. La relation entre la valeur de la force pressante F et la pression P est:

$$P = \frac{F}{S} \quad \text{P en pascal (Pa), F en newton (N), S en mètre carré}$$

La température d'un gaz est liée à l'énergie cinétique des molécules (aspect microscopiques). La température fournit une mesure macroscopique et se donne en Kelvin , $T(^{\circ}K) = T(^{\circ}C) + 273,15$, le zéro absolu (plus d'agitation des molécules) est situé à $-273,15^{\circ}C$.

c°) Le gaz parfait : voir II°) 2°)a°) du chapitre 2 de chimie sur analyse par méthodes physiques

Les variables d'état, pression P, volume V, température T et quantité de matière n, d'un gaz parfait en équilibre et au repos sont liées par une relation appelée équation d'état des gaz parfaits (valable pour des faibles pressions et pour des températures éloignées de la température d'ébullition du gaz, **pas d'interaction entre les particules**)

$P \times V = n \times R \times T$	P du gaz en pascal (Pa) rappel 1 bar = 10^5 Pa V : volume du gaz en mètre cube (m^3) 1 $m^3 = 10^3$ L T en kelvin (K) $T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$ n en mole (mol) R est la constante des gaz parfaits ($R = 8,314$ S.I)
------------------------------------	---



II°) Premier principe de la thermodynamique :

a°) Energie interne d'un système : soit l'animation https://phet.colorado.edu/sims/html/states-of-matter-basics/latest/states-of-matter-basics_en.html augmenter la température. *Comment évolue l'énergie cinétique des molécules? Comment définir l'énergie interne d'un système chimique?*

L'énergie potentielle microscopique est due aux interactions gravitationnelles et électromagnétiques entre les entités élémentaires du système , dans le cas d'un gaz parfait il n'y a pas d'interactions entre les particules donc

$E_p(\text{microscopique}) = 0$ donc :

$$U \text{ (énergie interne en Joule : J) } = E_e(\text{microscopique}) \text{ pour les gaz parfaits}$$

Dans ce chapitre on se limitera à des systèmes fermés qui vont échanger de l'énergie mais pas de matière (récipient étanche, bouillote ...)

b°) Energie totale d'un système : si la seringue est placée à une hauteur z, qu'on la déplace avec une vitesse constante v, son énergie totale du système gaz est: dans ce cas la variation d'énergie totale E_{tot} d'un système est égale à la somme de la variation d'énergie mécanique macroscopique E_m du système et de la variation d'énergie interne U: $\Delta E_{tot} = \Delta E_m + \Delta U$ dans ce chapitre on se mettra dans le cas du système au repos macroscopique (exemple la seringue ne bouge pas) :

Lorsqu'un système est au repos macroscopique dans le référentiel d'étude , l'énergie mécanique macroscopique ne varie pas dans ce cas $\Delta E_{tot} = \Delta U$ (en Joule)

c°) Deux modes de transfert de l'énergie :

Exemple: Comment augmenter l'énergie interne des molécules présentes dans le piston de l'animation précédente ? De 2 manières:

- Lorsqu'on actionne le piston d'un point A à un point B on exerce une force F pressante sur le gaz donc un travail :

$$W(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \vec{AB} = F \times AB \times \cos(0) = F \times AB > 0 \text{ dans ce cas } \Delta U = W(\vec{F}) + Q = W(\vec{F}) > 0 \text{ (} Q = 0 \text{ pas d'échange de chaleur avec l'extérieur). L'énergie interne augmente. Comment s'en aperçoit-on ?}$$

- On peut également augmenter la température par un apport de chaleur Q extérieur:

$$\Delta U = W(\vec{F}) + Q = \Delta U = Q = \Delta Ec(\text{micro})$$

Le travail noté W et la chaleur notée Q sont les deux formes de transfert qui font augmenter ou diminuer l'énergie interne d'un système, par convention le travail et la chaleur sont comptés positivement s'ils sont reçus par le système et négativement s'ils sont cédés par le système .

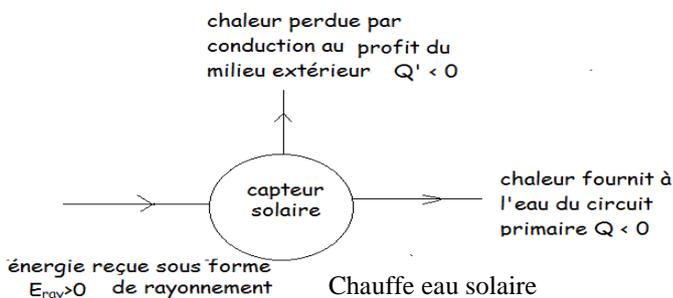
d°) Premier principe de la Thermodynamique :

Pour un système fermé (pas d'échange de matière avec l'extérieur) avec une énergie mécanique constante (pas de variation d'altitude ni de vitesse du point de vue macroscopique), la variation d'énergie interne du système qui évolue d'un état initial à un état final est égale à la somme des travaux des forces extérieures W et de la chaleur Q échangée avec le milieu extérieur:

$$\Delta U_i \rightarrow_f = W + Q \text{ avec } W \text{ et } Q \text{ en joule}$$

III°) Bilan énergétique : pour établir un bilan énergétique : il faut

- définir le système au repos macroscopique, l'extérieur est ce qui est hors système puis écrire le premier principe de la Thermodynamique .
- relever tous les transferts d'énergie ayant lieu entre le système et l'extérieur, un sens positif si l'énergie entre dans le système, et négatif si elle en sort
- effectuer la somme de tous ces transferts si la somme est positive, l'énergie interne a augmenté, et si elle est négative elle a diminué.



Dans cet exemple du capteur solaire on a :

$$\Delta U_i \rightarrow_f = W + Q = E_{\text{ray}} + Q' + Q \text{ avec } Q' \text{ et } Q \text{ de signe négatif}$$

comme il y a une agitation des molécules d'eau l'énergie interne augmente donc $E_{\text{ray}} > Q' + Q$

IV°) Capacité thermique et capacité thermique massique : <https://www.youtube.com/watch?v=JInTgNLtTks>

La capacité thermique C d'un corps dans un état condensé (solide ou liquide) est l'énergie thermique qui faut lui apporter pour élever sa température d'un degré Kelvin : Unité: le joule par Kelvin (J.K⁻¹)

a°) Capacité thermique :

Exemple: la capacité thermique de l'eau est $C = 4,18 \times 10^3 \text{ J.K}^{-1}$. Pour élever sa température de $t_i = 20^\circ\text{C}$ à $t_f = 100^\circ\text{C}$ il faut lui apporter une énergie thermique Q aussi égale à la variation d'énergie interne :

La capacité thermique massique c correspond à l'énergie thermique qu'il faut fournir à un kilogramme de corps pour élever sa température de 1 K Unité: le joule par Kelvin par kilo (J×kg⁻¹×K⁻¹)

$$\Delta U_i \rightarrow_f = Q + W = Q = C \times \Delta T = C \times (T_f - T_i)$$

$$Q = 4,18 \times 10^3 \times ((100 + 273) - (20 + 273))$$

$$\Delta U_i \rightarrow_f = Q = 3,34 \times 10^5 \text{ J}$$

b °) Capacité thermique massique :

Exemple: $c(\text{alu}) = 897 \text{ J}^\circ\text{kg}^{-1}\text{K}^{-1}$; $c(\text{eau}) = 4,18 \times 10^3 \text{ J} \times \text{kg}^{-1} \times \text{K}^{-1}$. L'aluminium estconducteur thermique, il fautd'énergie que l'eau pour élever sa température de 1 °k pour 1 kg.

Considérons un corps solide ou liquide, de masse m et de capacité thermique massique c , qui échange une énergie thermique Q avec le milieu extérieure. Sa température passe d'une valeur T_i à T_f. La variation de son énergie interne est:

$$\Delta U_i \rightarrow_f = m \times c \times \Delta T = m \times c \times (T_f - T_i) = m \times c \times (\theta_f - \theta_i)$$

Unité légale: ΔU (J); m(kg),c (J×kg⁻¹.K⁻¹ ou J×kg⁻¹.°C⁻¹; T en K ou °C

