Chapitre 1: Notions principales de la thermodynamique.

Rémy Collie

01/10/2014

1 Application.

Cf projection.

2 Pression.

On plonge le dispositif préc édent dans le milieu où l'on veut déterminer la pression.

La force pressante est proportionnelle à la surface, et est indépendante de son orientation. Elle est en outre compressive et s'applique normalement à la surface.

On a $P = \frac{F}{S}$, donc la pression est indépendante de la surface et de son orientation, c'est une grandeur scalaire.

La pression peut varier d'un point à un autre le long d'une surface. Dans ce cas, la pression exercée par un gaz/ liquide sur un point donné est définie par :

$$P = \frac{|dF|}{dS} \tag{1}$$

et donc l'unité SI de la P est le $[P] = \frac{[F]}{[S]} = 1\,N \cdot m^{-2} = 1\,Pa$

(on peut utiliser comme autres unités le bar, l'atmosphère, le centimètre dans un tube de mercure, les centistokes et les centipoises).

3 Température.

La notion de température découle des sensations de chaud et de froid. Les corps plus chauds possèdent une température plus grande. On verra plus tard que la température décrit l'état d'agitation des particules constituant les molécules du corps.

L'échelle Celsius prend pour base $T = 0$ °C la fusion de la glace, et $T = 100$ °C l'ébullition de l'eau. En constant que le volume de mercure augmentait avec la température, Celsius a eu l'idée de diviser linéairement son échelle :

$$T = 100 \cdot \frac{V - V_0}{V_{100} - V_0} \;\; ssi \;\; V = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot T) \tag{2}$$

avec α le coefficient de dilatation thermique du mercure. Ce dernier dépend de la température, sauf pour les gaz parfaits, où α est constant égal à $\frac{1}{273,15}$. Ainsi le volume d'un gaz parfait à $T = -273,15°C$:

$$V = V_0 \cdot (1 + \left(\frac{1}{273,15} \times (-273,15)\right)) = 0, \tag{3}$$

ce qui est impossible. On a alors défini alors une autre échelle de température : l'échelle Kelvin, où :

$$T_{Kelvin} = T_{Celsius} + 273,15K \tag{4}$$

Il est impossible d'obtenir des températures inférieures à $T = 0°K$, la température $T = 0°K$ est alors appelée le zéro absolu de température, car toute la matière se trouve à l'état de son énergie minimale (aucune agitation).

4 Notion d'une mole. Équation d'état des gaz parfaits.

4.1 Mole. Masse molaire. Loi d'Avogadro.

Une mole de matière est une quantité de matière qui contient $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules ou atomes. Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro. La masse molaire est la masse d'une mole de cette matière, son unité SI est le :

$[\mu] = 1kg \cdot mol^{-1}$

On a alors les relations suivantes :

— $N = \lambda \times N_A$ avec N le nombre de molécules et λ le nombre de moles ;

— $M = \lambda \times \mu$ avec μ la masse molaire et M la masse de la matière.

La loi d'Avogadro est la suivante :

"Une mole de tous les gaz parfaits à la même température et même pression occupent le même volume. À T=0°K, P=1 bar, 1 mole occupe V=22,4 L quelque soit le gaz."

4.2 Équation d'état des gaz parfaits.

L'état thermodynamique d'un gaz est entièrement décrit par sa pression P, sa température T et son volume V. Ces derniers paramètres sont appelés variables d'état. La relation mathématique entre les variables d'état d'un gaz parfait est appelée « équation d'état des gaz parfaits ».

$$P \times V = \lambda \times R \times T$$

avec :

— $\lambda = \frac{N}{N_A} = \frac{M}{\mu}$ le nombre de moles ;

— $R = 8,314 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ la constante des gaz parfaits qui ne dépend ni de P, V, T ni de la nature du gaz.

5 Énergie.

L'énergie mécanique d'un corps est constituée de ses énergies cinétique et potentielle. L'énergie cinétique est un travail fourni au corps et nécessaire pour le déplacer et accélérer de son état de repos jusqu' à une vitesse V :

$$E_C = \frac{m \cdot v^2}{2}.$$

L'énergie potentielle d'un corps est définie par des forces d'interaction de ce corps avec les corps voisins :

$$E_P = m \cdot g \cdot h.$$

La somme des énergies cinétique et potentielle est égale à l'énergie interne U du corps :

$$U = E_C + E_P.$$

Cette énergie interne caractérise l'interaction entre particules du corps et leurs mouvements au sein du corps. Elle est une fonction croissante de la température.

6 Travail et chaleur.

Type	Travail (avec mouvement)	Chaleur (sans mouvement)
Exemple	On applique un travail W à des particules dans un espace fermé. Leur température, et donc leur énergie interne, augmentent.	On chauffe une plaque électrique à 250°C puis on y pose une casserole remplie d'eau. Il y a alors une chaleur Q appliquée à l'eau, qui fait augmenter ainsi sa température et son énergie interne..
Définition exacte	$\delta W = \overrightarrow{F} \cdot d\overrightarrow{r}$, donc : $W = \int_A^B \delta W$ $W = \int_A^B \overrightarrow{F}\,\mathrm{d}\overrightarrow{r}$	Le transfert d'énergie par seul contact entre deux corps de température différente est appelé transfert thermique. La grandeur physique Q qui le caractérise est appelée chaleur.
Travail de compression d'un gaz	$\begin{aligned} \delta W_{ext\to gaz} &= \overrightarrow{F} \cdot d\overrightarrow{r} \\ &= P \cdot S \cdot d\overrightarrow{r} \\ or\ S \cdot d\overrightarrow{r} &= V_{initial} - V_{final} \\ &= -dV \end{aligned}$ alors $\delta W = -\overrightarrow{F} \cdot dV$ est le travail élementaire lors d'une compression infinitésimale du gaz. $W_{e\to g} = -\int_{V_1}^{V_2} P(V)\mathrm{d}V$ est alors le travail total lors d'une compression significative du gaz.	On a $Q = M \cdot c_m \cdot (T_{fin} - T_{ini})$ avec M la masse du corps, T_{ini} et T_{fin} les températures au début et à la fin de l'échauffement, et c_m la capacité thermique massique du corps.

L'unité du travail, de la chaleur et de l'énergie est le joule :

$$[W] = [Q] = [U] = [F] \cdot [r] = 1\,N \cdot m = 1\,J$$