

Physique pour Geosciences (1) :
THERMODYNAMIQUE
CoPG1Th2
Fiche de cours

kaminski@ipgp.jussieu.fr

Résumé du cours I : Premier principe

Généralités

L'état thermodynamique d'un système est donné par la valeur des trois variables d'état, le volume V (en m), la pression p (en Pa) et la température T (en K, 1 K=-273,15°C).

Il existe une relation entre les trois variables d'état, $f(V, p, T)=0$, que l'on nomme **Équation d'état**. L'équation d'état d'un corps quelconque peut-être retrouvée à partir des coefficients thermoélastiques

$$\alpha_V = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p, \quad (1)$$

$$\alpha_p = \frac{1}{p} \left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_V, \quad (2)$$

$$K_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial p} \right)_T. \quad (3)$$

Modèle des gaz parfaits

Les gaz parfaits sont un modèle pour la description d'un gaz monoatomique dilué dans lequel les atomes sont représentés par des sphères dures animées d'un mouvement quelconque et affectées uniquement par des chocs élastiques sur la paroi qui entoure le gaz.

Pour les gaz parfaits on obtient une expression de la pression p en fonction de l'énergie cinétique moyenne des atomes

$$p = \frac{2}{3} \frac{N}{V} \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle. \quad (4)$$

Par des mesures en laboratoire on peut établir l'équation d'état des gaz parfaits

$$pV = nRT = NkT, \quad (5)$$

avec n le nombre de moles, $R=8.32 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ la constante des gaz parfaits, N le nombre d'atomes, et $k= 1.381 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$ la constante de Boltzmann.

Énergie interne - premier principe

On introduit en thermodynamique l'**énergie interne**, U , somme de toutes les énergies pour un corps donné. L'énergie interne est une fonction d'état, c'est à dire quelle ne dépend que de l'état du système, donc de la valeur des variables d'état.

Dans le cas des gaz parfaits, seule l'énergie cinétique intervient, soit

$$U = N \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} nRT. \quad (6)$$

L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de sa température.

Pour un corps quelconque on ne peut pas en général exprimer de façon analytique U . On peut cependant calculer ses variations en utilisant le **premier principe** de la thermodynamique qui pose l'équivalence de la chaleur et du travail comme mode de transfert de l'énergie:

$$dU = dW + \delta Q, \quad (7)$$

où $dW = \vec{f} \cdot d\vec{l}$ est un travail élémentaire et δQ est une quantité infinitésimale de chaleur échangée.

Pour le cas des forces de pression (qui nous intéresse au premier ordre dans ce cours) on a

$$dW = -pdV. \quad (8)$$

En général on ne peut pas établir d'expression analytique de δQ sauf dans des transformations particulières, à volume ou à pression constante, qui permettent de définir des chaleurs spécifiques C_v et C_p :

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V, \quad (9)$$

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p, \quad (10)$$

où on a introduit l'enthalpie $H=U+pV$, qui est également une fonction d'état.

Un type particulier de transformations thermodynamiques sont les transformations **adiabatiques**, dans lesquelles on peut négliger les échanges de chaleur avec l'extérieur, soit

$$\delta Q = 0. \quad (11)$$

Pour ce type de transformation, et dans le cas d'un gaz parfait, on établit

$$pV^\gamma = \text{cst}, \quad (12)$$

avec $\gamma=C_p/C_V$ le rapport des chaleurs spécifiques.