

Du gaz parfait monoatomique aux fluides réels et aux phases condensées

« On fait des paquets »

Etat d'équilibre thermodynamique :

Dans $d\tau$: la distribution de vitesse $\{\vec{v}_i\}$ est la même partout et le reste.

Variables d'état :

Température T , Pression P , Volume V , $C = \frac{n}{V}$

Variable intensive : même valeur pour le système et un sous système (ex : température)

Variable extensive : Les valeur des variables de chaque sous système s'ajoutent pour former la valeur du système total ex : le volume.

Système homogène quand les variables intensives sont identiques en tout points.

Etude du GPM (gaz parfait monoatomique)

- monoatomique : gaz nobles
- diatomiques : gaz à molécules diatomique : ex : $Cl_2, Br_2, O_2, N_2, \dots, CO$
- Polyatomique : Plus de 2 atomes

✕ Modèle du gaz parfait :

- GP est constitué de molécules ponctuelles assimilées à un point matériel sans interactions
- Les molécules du GP s'agitent aléatoirement
- Homogénéité de la densité moléculaire N/V
- Homogénéité de la distribution des vitesses $\{\vec{v}_i\}$
- Isotropie de la distribution des vitesses. Toutes les directions sont équiprobables.

→ On suppose qu'il n'y a pas d'interaction mais on tient compte des chocs

$$\langle \vec{v}_i \rangle = 0 \rightarrow u = \sqrt{\langle v_i^2 \rangle}$$

✕ Force d'un GP sur une paroi → force de $d\vec{F}$ selon \vec{e}_x, \vec{e}_y ou \vec{e}_z

$$d\vec{F} = \frac{1}{3} mu^2 \frac{N}{V} d\vec{S} \text{ et } d\vec{F} = Pd\vec{S}$$

$$\rightarrow P = \frac{1}{3} mu^2 \frac{N}{V} \text{ avec } P \text{ en pascal, } m \text{ en kg, } V \text{ en m}^3.$$

Et

$$\frac{1}{2} mu^2 = \frac{3}{2} k_B T \text{ avec } k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1} \text{ la constante de Boltzmann}$$

(on retrouve cette constante : $N_A \times k_B = R$)

Equation d'état d'un Gaz parfait :

$$PV = nRT \text{ avec } PV \text{ et } nRT \text{ ayant la dimension d'énergie.}$$

Energie interne d'un GPM :

$$U = \sum_{i=1}^N \frac{1}{2} m \vec{v}_i^2 \rightarrow U = \frac{3}{2} nRT \quad U \text{ ne dépend que de } T, U \text{ est une fonction d'état.}$$

$$\text{Capacité calorifique : } C_V = \left. \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad V \text{ est constant. } U = \frac{3}{2} nRT \rightarrow C_V = \frac{3}{2} nR$$

$C_V = n C_{V,m}$ $C_{V,m} = 3/2 R$ (capacité calorifique molaire) et $C_V = m c_v$ (capacité calorifique massique)

Les fluides réels

Le modèle de Van der Waals

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT \quad ; \quad b = N_A \times \frac{4}{3} \pi r_0^3 : \text{volume d'une mole (on enlève au volume total le volume prit par les}$$

atomes.

$$\frac{n^2 a}{V^2} : \text{Pression moléculaire}$$

Coefficients thermoélastiques

- Coefficient de dilatation isobare :

$$\alpha = \left. \frac{1}{V} \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (\text{ex : ballon plongé dans l'eau chaude ou froide})$$

- Coefficient de compressibilité isotherme :

$$\chi_T = - \left. \frac{1}{V} \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$$

Phases condensées :

Liquides et solides : peu compressibles, peu dilatables.