

Résumé de cours Thermodynamique TH1 Introduction à la thermodynamique

Thermodynamique classique : Etudie les systèmes à l'échelle macroscopique (échelle humaine) à partir de leurs propriétés extérieures, sans regarder la composition interne.

Thermodynamique statistique : Etudie les systèmes à l'échelle microscopique à partir du comportement des molécules qui le constituent.

Théorie cinétique des gaz : Fait le lien entre les aspects macroscopiques, donnés par les variables d'état, et microscopiques donnés par le mouvement individuel des molécules => Echelle mésoscopique (= intermédiaire).

Système ouvert : Système qui peut échanger de la matière et de l'énergie avec le milieu extérieur.

Système fermé : Système qui ne peut échanger que de l'énergie avec le milieu extérieur (pas de matière).

Système isolé : Système qui ne peut échanger ni matière ni énergie avec le milieu extérieur.

Variable extensive : Grandeur proportionnelle à la quantité de matière du système. Grandeur additive.

Variable intensive : Grandeur qui n'est pas proportionnelle à la quantité de matière du système. Grandeur non additive, définie en tout point du système.

La pression P d'un fluide (en Pascal (Pa)) est la force par unité de surface que le fluide exerce sur une paroi suivant sa normale. Elle dépend du nombre de chocs des particules sur les parois et de la vitesse des particules. $P(M) = \frac{dF}{dS}$

Résultat expérimental : Tout système constitué de N molécules identiques enfermées dans un récipient immobile et isolé du milieu extérieur, tend vers un état d'équilibre interne où ses grandeurs Densité moléculaire (= nb de molécules par unité de volume), Pression, Température sont uniformes (identiques en tout point) et stationnaires (indépendantes du temps). Le système est homogène.

Un système est en équilibre thermodynamique s'il y a équilibre mécanique, chimique et thermique :

- équilibre interne : équilibre des différentes parties du système entre elles. Les variables d'état sont stationnaires et les variables d'état intensives (P, T, n*) sont uniformes.

- équilibre du système avec le milieu extérieur : Equilibre mécanique : $P = P_{\text{ext}}$ Equilibre thermique : $T = T_{\text{ext}}$
Equilibre chimique : pas de réaction chimique.

Equation d'état : Relation liant les variables d'état relatives à une phase du système.

Equation d'état des gaz parfaits : $PV = nRT$ où R est la constante molaire des gaz parfaits.

Expérimentalement : Quand $P \rightarrow 0$, $PV_m \rightarrow \text{Cte}$ indépendante de la nature du gaz et proportionnelle à la température

$\forall \text{ gaz, } \lim_{P \rightarrow 0} (PV_m) = RT \text{ ou } \lim_{P \rightarrow 0} (PV) = nRT$

La température absolue T d'un corps est définie à partir de son équilibre thermique avec un gaz parfait quelconque, de pression P et de volume molaire V_m . $T = \frac{PV_m}{R}$ pour un gaz parfait.

Energie interne U : fonction d'état extensive et additive.

$$U = E_{\text{c micro}} + E_{\text{p int}} \quad (U \text{ en Joule})$$

$E_{\text{c micro}}$ est l'énergie cinétique microscopique, d'agitation thermique,

$E_{\text{p int}}$ est l'énergie potentielle d'interaction entre molécules.

$U(P, V, T)$. Il existe pour un fluide quelconque une équation d'état $f(P, V, T) = 0$ donc $U(T, V)$.

Energie interne molaire (en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$U_m = \frac{U}{n}$$

Energie interne massique (en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$)

$$u = \frac{U}{m}$$

Capacité thermique (ou calorifique) à volume constant : (en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$)

Pour un système fermé quelconque, $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$

Capacité calorifique molaire à volume constant ($\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

$$C_{Vm} = \frac{C_V}{n}$$

Capacité calorifique massique à volume constant ($\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

$$c_v = \frac{C_V}{m}$$

