

Cours de thermodynamique ING3

Bruneau Alexandre

February 8, 2014

Abstract

Chapter 1

Base de la thermodynamique

1.1 Présentation

Je skip parce que c'est des exemples lolol.

1.2 Etat de la matière

1.2.1 Corps pur

Def : Un corps pur est un constituant unique défini par sa formule chimique.

1.2.2 Etat de la matière

Phase solide:

1. Etat compact : les molécules sont très liées entre elles
2. Distance interparticule faible \Rightarrow cohérence et rigidité
3. Quasi incompressible et peu dilatable

Phase Liquide:

1. Les molécules sont relativement liées
2. Volume propre mais peut s'écouler
3. Quasi incompressible et peu dilatable

Phase Gazeuse :

1. Etat dispersé de la matière molécules quasi pas liées entre elles
2. Les molécules sont soumises à l'agitation thermique
3. Se dilate et se comprime

1.2.3 Etat condensé :

Def : Etat condensé : phase solide ou liquide. Caractérisé par :

Masses volumiques : $\rho = \frac{m}{V}$

$\rho_{eau} = 10^3 kg.m^{-3}$

densité : $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$

1.2.4 Etat fluide :

Def : Etat fluide : gaz (compressible) ou liquide (incompressible)

or $\rho_{air} = 1,3 kg.m^{-3}$ et pour un gaz on a $d = \frac{\rho}{\rho_{air}}$

Quantité molaire : $n = \frac{N}{N_A}$

Relation des gaz parfaits : $PV = nRT$

1.3 Echelle d'étude

1. Echelle microscopique = à l'échelle de l'atome
2. Echelle macroscopique = à l'échelle du système
3. Echelle mésoscopique = à l'échelle intermédiaire

1.4 Grandeur Thermodynamique

1.4.1 Vocabulaire

Un système thermodynamique est défini par une surface réelle ou fictive.

1. Système fermé : Pas d'échange de matière avec l'extérieur.
2. Système ouvert : échange de matière possible.
3. Système adiabatique : Pas d'échange thermique
4. Système isolé : Pas d'échange d'énergie ou de matière avec l'extérieur.

1.4.2 Equilibre thermodynamique

Def : Dans un système à l'équilibre thermodynamique les grandeurs définies à l'échelle mésoscopique sont constantes.

Propriété: Tout système isolé tend vers un état d'équilibre.

1.4.3 Equation d'état

Paramètre d'état

Def: Des paramètres d'états sont des grandeurs macroscopiques définissant le système et susceptibles d'être modifiés lors d'une transformation.

Equation d'état

Def : La relation reliant les différents paramètres d'état est l'équation d'état.

Notion de phase

Def : Une phase est une partie d'un système et les grandeurs sont des fonctions continues de l'espace.

1.5 Le gaz parfait

1.5.1 Définition :

C'est un modèle de comportement des gazs à basse pression.

On a : $PV = nRT$

On peut établir cette relation au niveau théorique en supposant :

1. les particules ponctuelles
2. les particules sont sans interactions entre elles
3. les éléments sont élastiques

1.5.2 Amélioration du modèle

Modèle de Van der Waals :

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad (1.1)$$

b est le volume occupé par les particules et prend compte des interactions entre les particules.

1.6 Dilatation et compressibilité d'un système

Coefficient thermodynamique :

$$\begin{aligned} \alpha &= \frac{1}{V} \frac{dV}{dT} \\ X_T &= \frac{1}{V} \frac{\partial V}{\partial T} \\ \beta &= \frac{1}{P} \frac{\partial P}{\partial T} \end{aligned}$$

Chapter 2

Elements de statique des fluides

2.1 Introduction

Il y a deux états pour les fluides :

1. gaz
2. liquide

Hypothèse :

1. On suppose les milieux contine
2. On travaille au niveau mesoscopique
3. Le fluide est supposé parfait

2.2 Relation de la statique des fluides

$$\overrightarrow{grad}(P) = \mu \overrightarrow{g} \quad (2.1)$$

Pour la démo voir le cours.

2.3 Cas des fluides incompressible

2.3.1 Présentation

ici on pose $\mu(M) = \mu_0$ On a alors $\frac{dP}{dz} = \mu_0 g$

2.4 Fluide compressible, Etudes des atmosphères

2.4.1 Présentation du modèles de l'atmosphère isotherme

$\mu = \mu(z) = \text{constante}$

$$T = T_0 = \text{constante}$$

$$g = \text{constante}$$

$$\text{On a } \frac{dP}{dz} = -\mu(z)g \text{ or } \mu(z) = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} \text{ et}$$

$$PV = nrT_0$$

2.5 Poussé d'archimède

Def: Resultante des forces de pressions.

$$\Pi = -\mu V g \tag{2.2}$$

Chapter 3

1 er principe de la thermodynamique

3.1 Présentation

On étudie dans ce chapitre l'évolution d'un système d'un état d'équilibre à un autre

Les transformations peuvent être :

1. brusque : paramètres intensifs ne sont alors pas définis pendant la transformation. Ils le sont lors des états initiaux et finaux. Les transformations sont irréversibles.
2. Lentes, on est alors tout au long de la transformation dans un état d'équilibre. On parle de transformation quasi statique. La transformation est réversible si on passe par les mêmes états d'équilibre dans un sens de la transformation ou dans l'autre. Cela implique l'absence de phénomène dissipatifs.

Phénomènes dissipatifs : ou cause d'irréversibilités :

1. frottement sec ou visqueux
2. phénomène de diffusion
3. Inhomogénéité des systèmes
4. inélasticités

3.2 Energie d'un système

Définition : On a pour un système

$$E = U + E_{macro} + E_{ext} \quad (3.1)$$

$$U = E_{micro} + E_{interne} \quad (3.2)$$

3.3 Transfert d'énergie

3.3.1 Transfert thermique

on note Q le transfert thermique au cours d'une transformation.

Il existe trois mode de transfert thermique :

1. par conduction : louche en argent dans soupe
2. par convection : mouvement de l'air dans l'amphi
3. par rayonnement : chocolat au soleil

3.3.2 Travail des forces de pressions

On considère un piston rempli d'un gaz. L'on applique une force extérieure sur le piston (on comprime le gaz). Calculons $W(\vec{F}_{ext})$.

$$W(\vec{F}_{ext}) = \int_x^{x+dx} \vec{F}_{ext} d\vec{l} = \int_x^{x+dx} \vec{F}_{ext} \vec{U}_x dx \vec{U}_x = F_{ext} dx$$

or on a que $W(F_{gaz \rightarrow piston}) = -W(\vec{F}_{ext}) = -F_{ext} dx$

et que : $\vec{F}_{piston \rightarrow gaz} = -\vec{F}_{gaz \rightarrow piston}$

donc : $W(\vec{F}_{piston \rightarrow gaz}) = F_{ext} dx$

On note $\delta W = W_{x \rightarrow x+dx}$ le travail élémentaire

Donc $\delta W(\vec{F}_{piston \rightarrow gaz}) = F_{ext} dx = NRJ_{recuparlegaz}$

$$\delta W_{recuparlegaz} = P_{ext} S dx = -P_{ext} dV$$

NB : A l'équilibre mécanique on a : $P_{ext} * S = F_{ext} = P_{gaz} * S = P * S \Rightarrow P_{ext} = P$

Si la transformation est quasi statique alors on a $\delta W = -PdV$
(je noterai la suite de cette partie plus tard)

3.3.3 Autres forces de travail

Avec une résistance électrique on aura : $\delta W = Ri^2 dt = \frac{U^2}{R} dt$

3.3.4 1er principe

Enoncé : Pour un système fermé on a :

$$\Delta U_{1 \rightarrow 2} = W_{1 \rightarrow 2} + Q_{1 \rightarrow 2} \quad (3.3)$$

et $dU = \delta W + \delta Q$

NB : Pour les gaz parfaits nous avons $dU = C_V dT$ ou
 C_V = capacité thermique à valeur constante

Exemple : cf cours

3.4 Fonction Entahalpie

Définition : est une fonction d'état extensive défini par $H = U + PV$

Et si on intègre on a $\Delta H_{1 \rightarrow 2} = Q_{1 \rightarrow 2}$

3.5 Capacité thermique

Loi de Joule : Pour les gaz parfaits U et H sont uniquement fonction de T .

Définition $C_V = \frac{\partial U}{\partial T}$ et $C_P = \frac{\partial H}{\partial T}$

On pose $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$ et on a $H = U + PV = U + nRT$

Donc l'on peut établir la relation de Mayer :

$$C_P - C_V = nR \quad (3.4)$$

3.6 Loi de Laplace

Pour un gaz parfait, lors d'une transformation réversible ou seul le travail des forces de pression interviennent on a :

$$PV^\gamma = \text{constante} \quad (3.5)$$

$$P^{1-\gamma}T^\gamma = \text{constante} \quad (3.6)$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{constante} \quad (3.7)$$