

MECA 357 Thermodynamique Appliquée

G. Degrez

La thermodynamique est un sujet curieux. La première fois qu'on l'aborde, on ne le comprend pas du tout. La deuxième fois, on pense qu'on le comprend, sauf l'un ou l'autre point. La troisième fois, on sait qu'on ne le comprend pas, mais à ce stade on y est tellement habitué qu'on ne s'en préoccupe plus.

Arnold Sommerfeld

Table des Matières

1 – Introduction	4
1.1 – Objet et plan du cours	4
1.2 – La centrale thermique classique	7
1.3 – La machine frigorifique à compression de vapeur	9
1.4 – Observations	10
2 – Concepts et définitions	13
2.1 – Système thermodynamique et volume de contrôle	13
2.2 – Points de vue macroscopique et microscopique	16
2.3 – Variables et états d'une substance	18
2.4 – Transformations et cycles	20
2.5 – Le volume massique	23

2.6 – La pression	25
2.7 – Égalité des températures	27
2.8 – Le principe zéro de la thermodynamique	28
2.9 – Les échelles de température	29

1 Introduction

1.1 Objet et plan du cours

Dans ce cours, on analysera le fonctionnement global d'appareils ou d'installations largement répandus dans la vie courante et industrielle, dont la caractéristique commune est d'être le siège d'échanges énergétiques, et qui peuvent donc être qualifiés de dispositifs de conversion d'énergie.

À titre d'exemple, et sans vouloir être exhaustif, on peut citer

- les centrales thermiques de production d'électricité,
- les moteurs à combustion interne,
- les turbopropulseurs et les turboréacteurs,
- les machines frigorifiques à compression de vapeur,
- ...

À cette fin, le cours sera organisé de la manière suivante :

I^{re} Partie Rappels de thermodynamique générale et extension aux systèmes ouverts

- Concepts et définitions
- Propriétés des substances pures
- Travail et chaleur
- Premier principe de la thermodynamique
- Deuxième principe de la thermodynamique
- Énergie utilisable ou exergie

II^e partie Cycles de puissance et de réfrigération

- Cycles de puissance
- Cycles de réfrigération

III^e partie Compléments

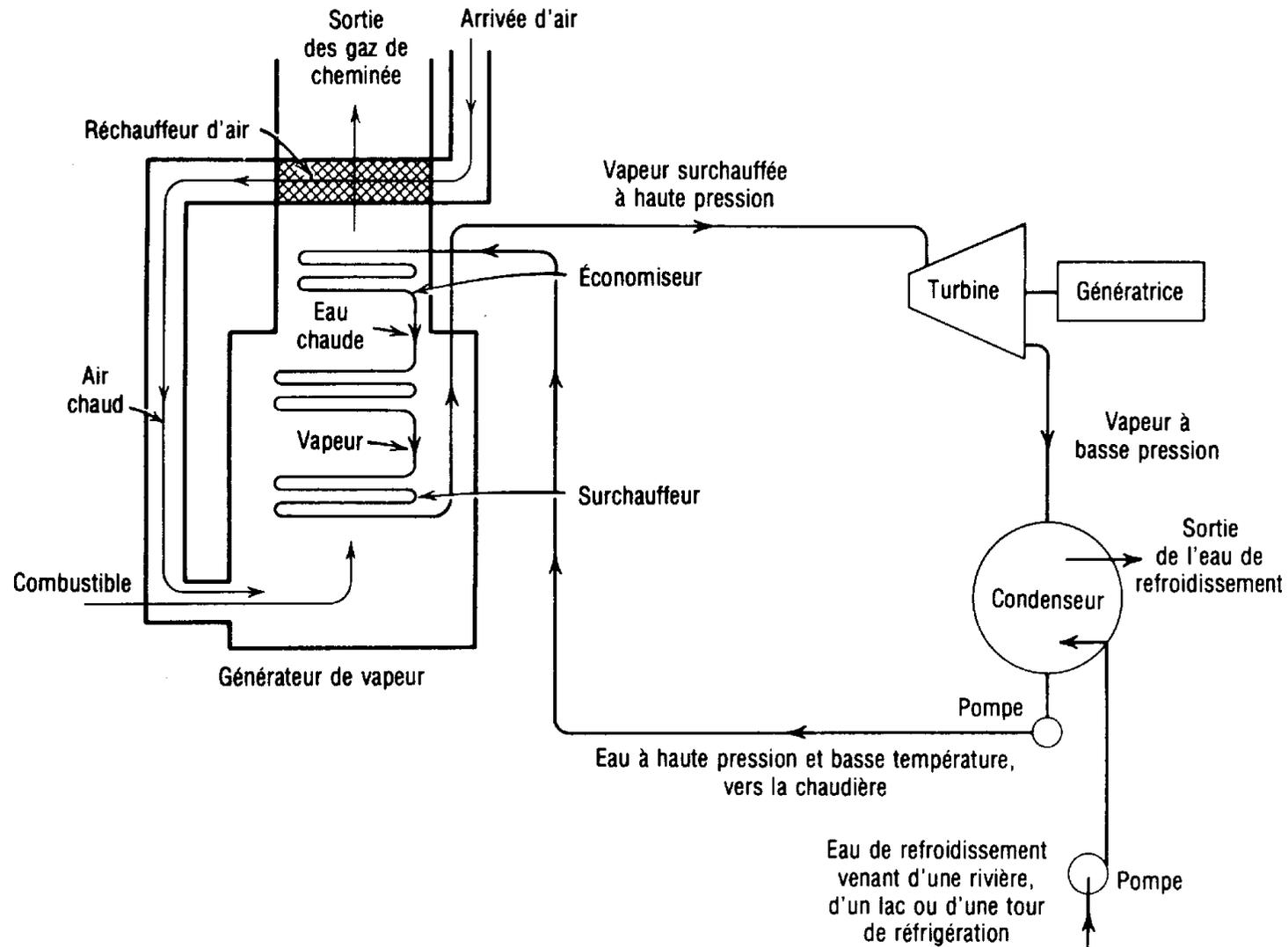
- Mélanges de gaz, l'air humide
- Notions sur la combustion
- Écoulements dans les tuyères et sur les aubes

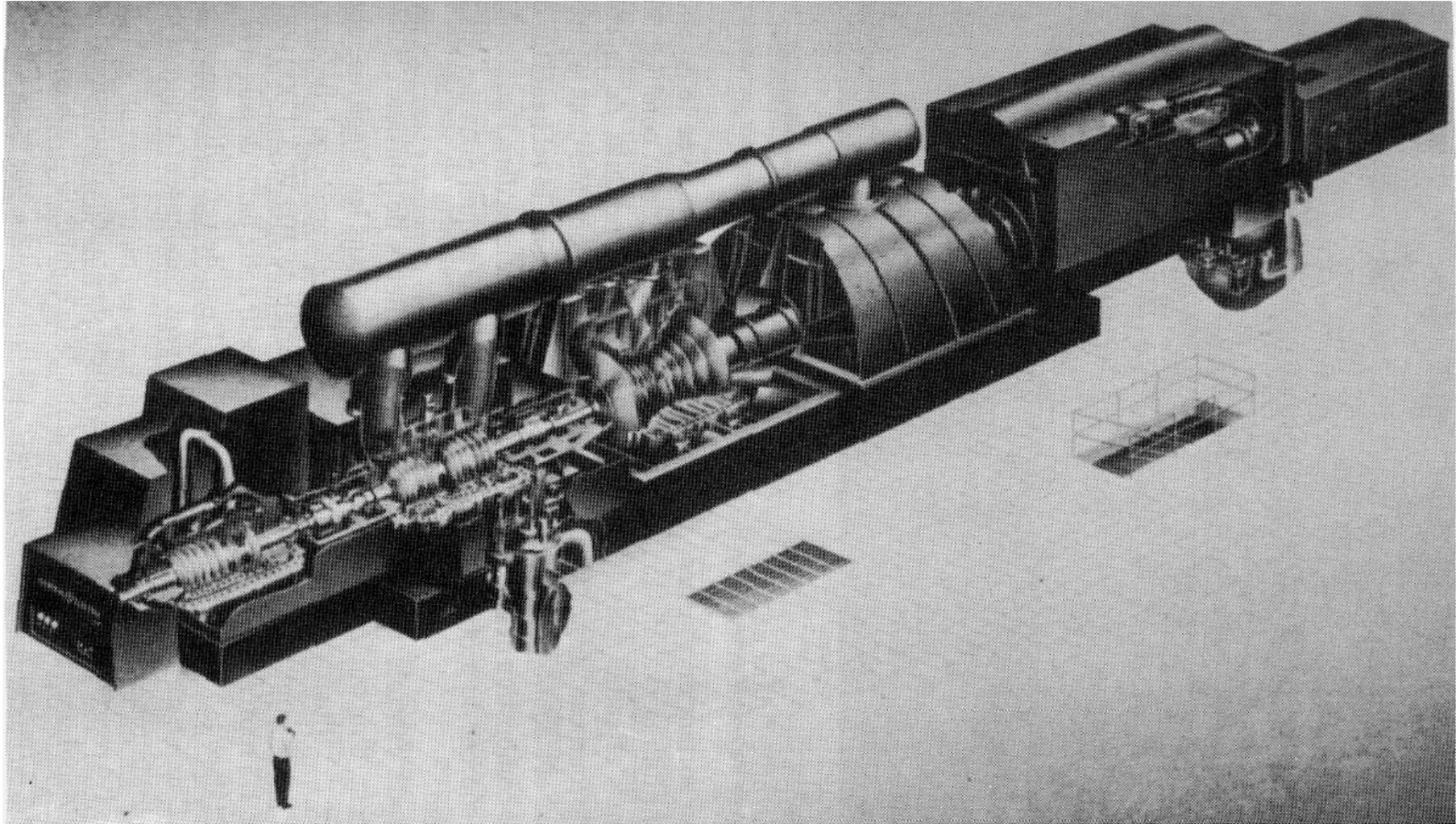
Documentation

- Transparents
- G. J. Van Wylen, R. E. Sonntag, P. Desrochers
Thermodynamique appliquée
Éditions du Renouveau Pédagogique, Montréal
ISBN 2-7613-0662-7
Disponible aux PUB au prix de 52 Euros.
- site web The Expert System for Thermodynamics,
<http://www.ulb.ac.be/sma/testcenter>

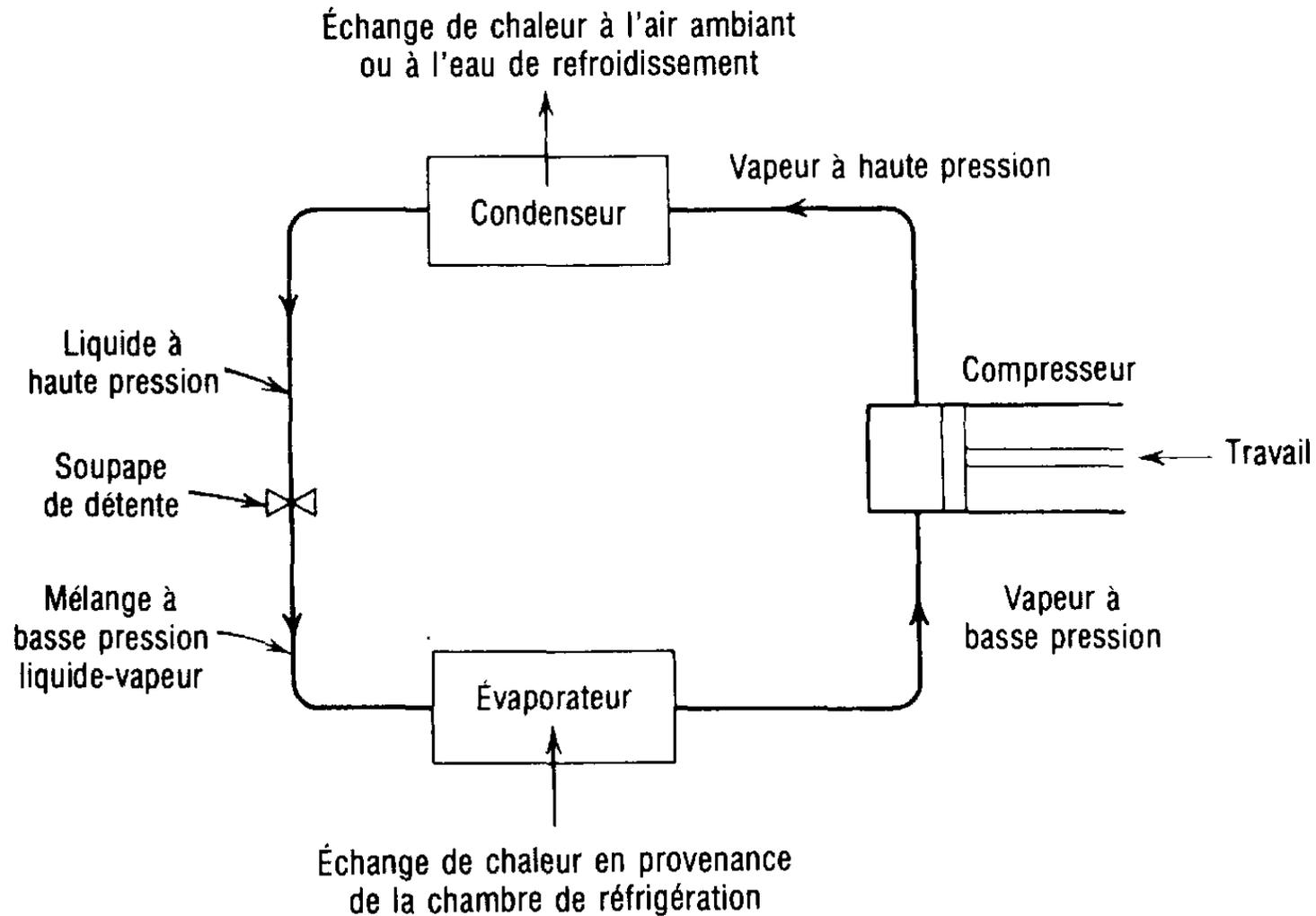
Afin de nous familiariser avec le sujet, commençons par décrire brièvement quelques exemples de dispositifs que l'on se propose d'analyser.

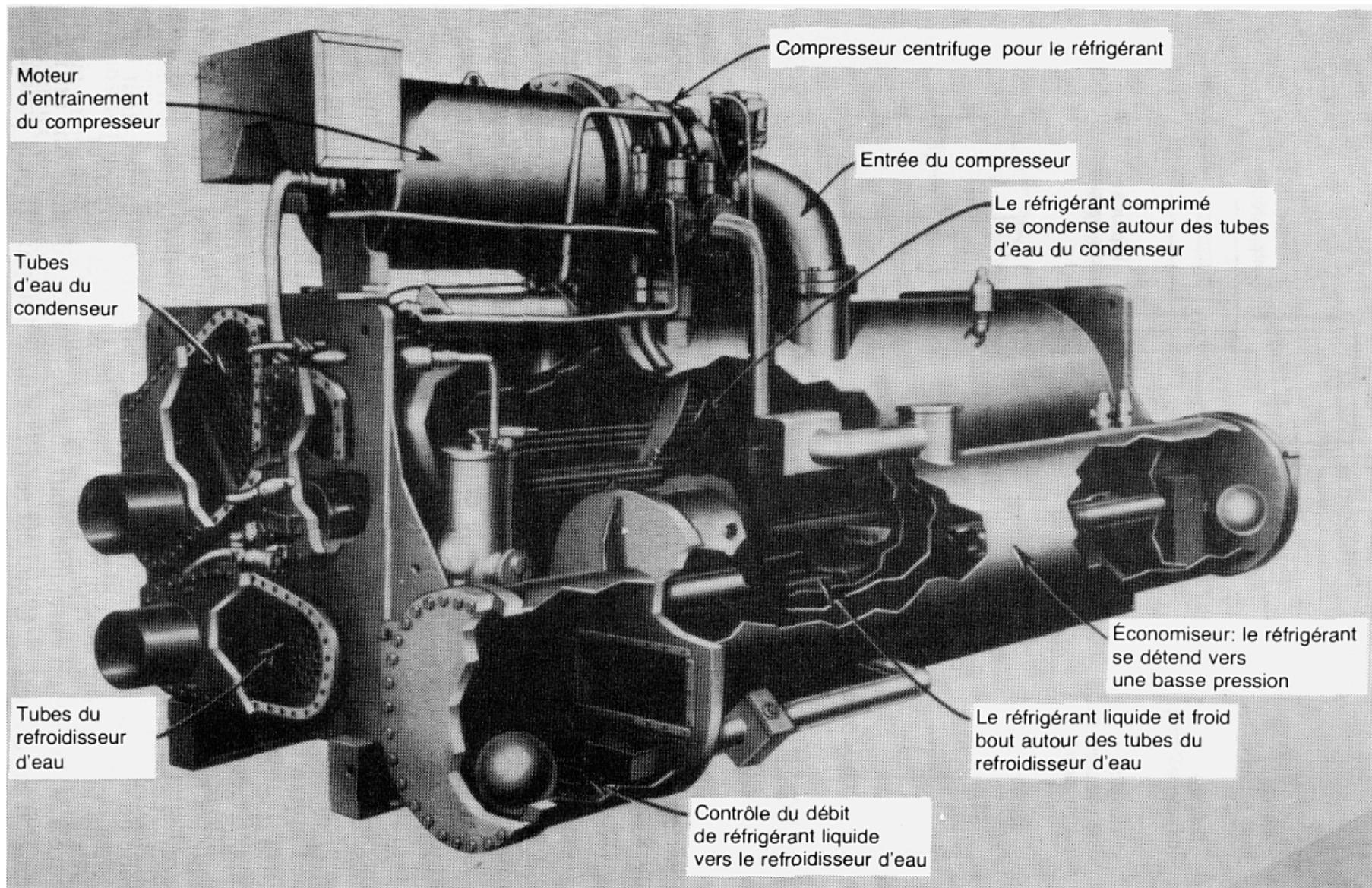
1.2 La centrale thermique classique





1.3 La machine frigorifique à compression de vapeur





1.4 Observations

Du bref examen des exemples précédents, on peut faire les observations suivantes :

- les installations décrites sont **cycliques** et font intervenir un agent actif (eau ou fluide frigorigène) qui subit des transformations **physiques** (chauffage, évaporation, condensation, compression ou détente) ; la nature de l'agent n'est pas modifiée ;
- ces transformations s'opèrent dans des composants de type divers, tels que
 - des **échangeurs de chaleur**, où n'intervient que la forme thermique de l'énergie ;
 - des **machines réceptrices** (pompes, compresseurs) ou **motrices** (turbines) où interviennent les formes thermique et mécanique de l'énergie ;
 - des **vannes de détente**, dans lesquelles n'intervient aucun échange d'énergie ;
- les composants de l'installation fonctionnent au contact d'éléments extérieurs (gaz brûlés, eau de refroidissement, moteur d'entraînement, alternateur) ;

- l'installation dans son ensemble est motrice, en ce sens que globalement, elle cède de l'énergie mécanique au monde extérieur (centrale thermique) ou réceptrice où au contraire elle reçoit globalement de l'énergie mécanique.

Outre les formes thermique et mécanique de l'énergie intervenant dans les exemples ci-dessous, les formes chimique et électro-magnétique, voire nucléaire peuvent être mises en jeu.

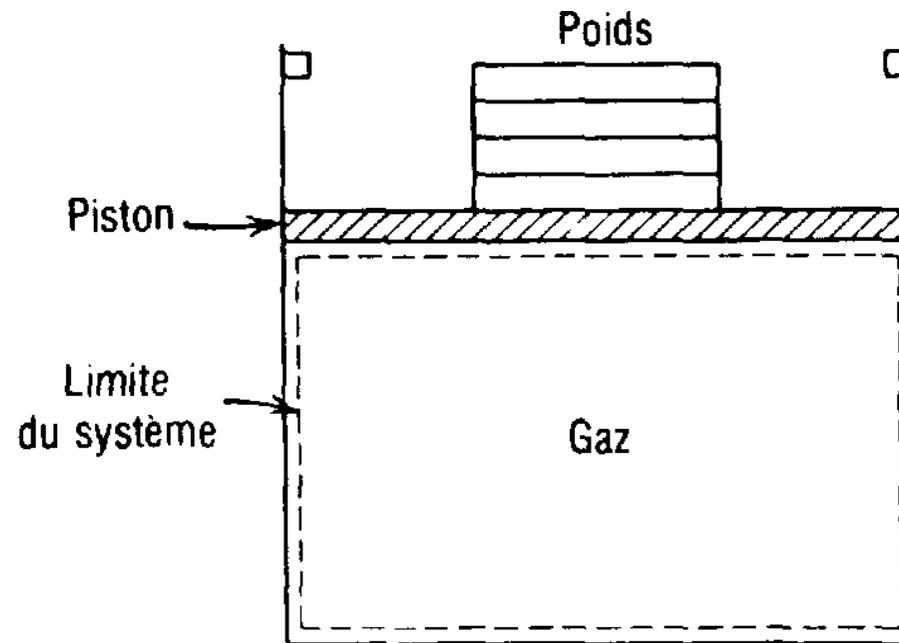
Dans ce cours, c'est toutefois essentiellement aux formes thermique et mécanique que l'on s'intéressera. Ce n'est qu'à l'occasion de l'étude des réactions de combustion que la forme chimique de l'énergie sera considérée.

2 Concepts et définitions

2.1 Système thermodynamique et volume de contrôle

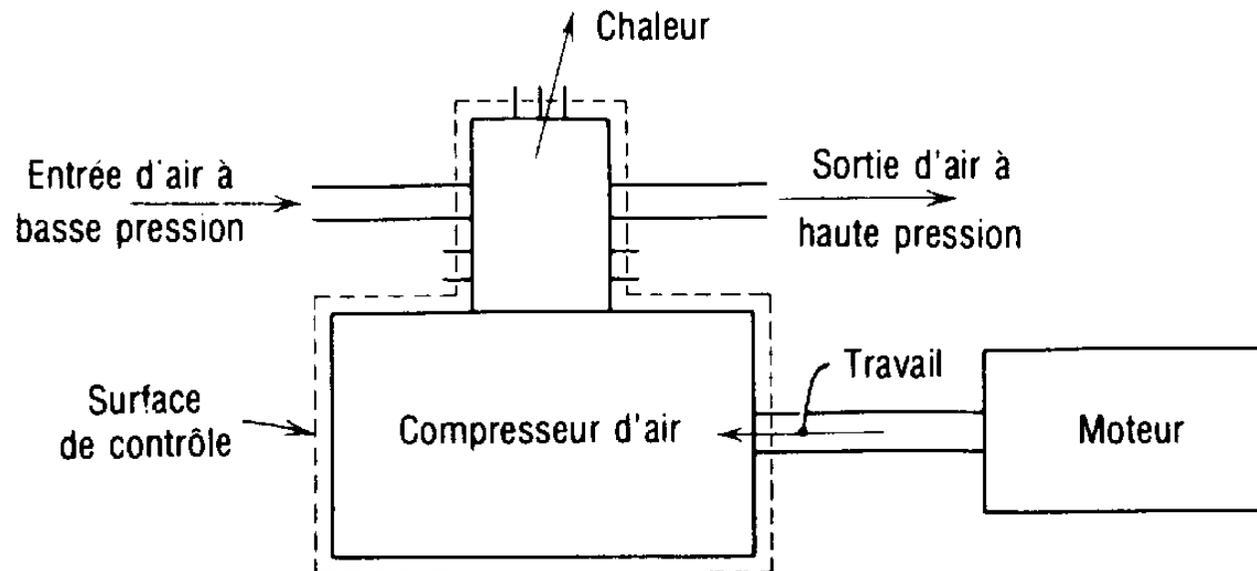
Un **système thermodynamique** est une portion d'espace limitée par une surface fermée, encore appelé **volume de contrôle**, qui contient une certaine quantité de matière. Cette surface fermée, encore appelée **frontière** du système peut être fixe ou mobile. Tout ce qui est au-delà de la frontière est appelé **milieu extérieur**.

Lorsque la frontière du système est imperméable à la matière (étanche), le système est dit **fermé**.



Un système qui non seulement est imperméable à la matière, mais en outre n'échange ni chaleur ni travail avec le milieu extérieur est dit **isolé**.

Lorsque la frontière d'un système (ou certaines portions de celle-ci) sont traversées par un débit de masse, le système est dit **ouvert**. On donne aux portions de la frontière traversées par un débit le nom de **sections d'entrée et de sortie**, selon que le sens du débit.



2.2 Points de vue macroscopique et microscopique

Un système peut être décrit d'un point de vue microscopique ou macroscopique.

Le point de vue microscopique consiste à décrire le système comme un ensemble d'atomes et de molécules dont on cherche à connaître la position et la vitesse.

Comme le nombre d'atomes et de molécules dans un système de taille « humaine » (quelques mm à quelques dizaines voire centaines de m) est énorme (10^{20} atomes dans un cm^3 de gaz monoatomique aux conditions standard), cette approche est impraticable.

Une manière de résoudre cette difficulté est l'**approche statistique** ou probabiliste, qui cherche à déterminer une distribution de probabilité de présence d'un atome dans un état (position, vitesse) donné, à partir de laquelle on peut calculer des valeurs moyennes pour le système. C'est l'approche à la base de la **théorie cinétique** et de la mécanique statistique.

L'autre manière de résoudre cette difficulté est d'adopter le point de vue macroscopique, qui est celui de la thermodynamique classique, qui consiste à ne s'intéresser qu'aux manifestations globales de l'ensemble des atomes et molécules, telles qu'elles peuvent être mesurées par des senseurs.

Pour ce faire, les systèmes considérés doivent nécessairement comprendre un grand nombre d'atomes ou molécules.

Mais comme on vient de le voir, il suffit généralement d'un très faible volume pour contenir un très grand nombre d'entités microscopiques (10^{-11} cm^3 contiennent 10^9 atomes d'un gaz monoatomique aux conditions standard).

On peut dans ces conditions décrire la matière comme un **milieu continu**, dont les propriétés macroscopiques locales (propriétés d'une « particule » de matière, contenant un grand nombre d'entités microscopiques) sont des fonctions continues du temps et des coordonnées spatiales.

2.3 Variables et états d'une substance

On sait que les matières, l'eau par exemple, peuvent se présenter sous diverses formes, à savoir solide, liquide et gazeuse, chaque forme pouvant exister à différentes pressions et températures, que l'on désigne sous le nom d'**état** thermodynamique.

L'état thermodynamique d'une substance se caractérise par certaines variables macroscopiques observables telles que la pression, la température, la masse volumique, que l'on appelle **variables d'état**. Comme le nom l'indique, leur valeur ne dépend que de l'état de la substance, et non du processus qui l'a amené dans cet état.

Les variables d'état se divisent en deux catégories : les variables **intensives** et les variables **extensives**. Les variables intensives peuvent se définir en tout point d'un système (p, T) , alors que les variables extensives ne sont définies que pour un système dans son entièreté (p. ex. m, V).

À chaque variable extensive, on peut faire correspondre une variable intensive massique (par unité de masse), volumique (par unité de volume) ou encore molaire.

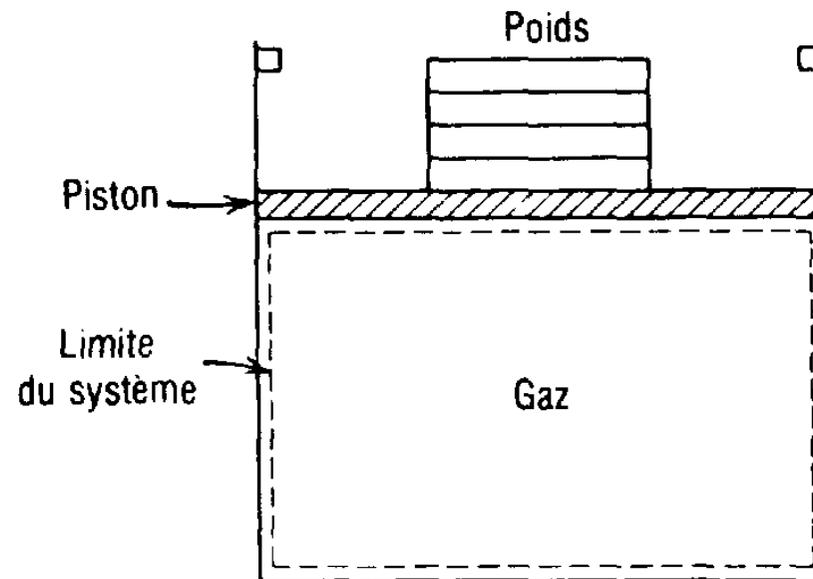
Un système uniforme, et dont les variables restent constantes dans le temps est en **équilibre**. Toute variation des variables d'état en espace ou en temps implique donc un certain déséquilibre. Cependant, dans énormément de situations, l'écart à l'équilibre est tellement faible qu'il peut être négligé : c'est le concept d'équilibre thermodynamique local.

On se limitera dans ce cours à l'étude de systèmes à l'équilibre (local).

2.4 Transformations et cycles

Lorsqu'une ou plusieurs variables d'état d'un système sont modifiées, on dit que le système subit un **changement d'état**. La succession des états par lequel passe un système entre un état initial et un état final est appelée **transformation** ou **évolution du système**.

Considérons à nouveau le système fermé constitué du gaz contenu dans le cylindre représenté ci-dessous.



Si l'on retire le poids sur le piston, l'équilibre mécanique est rompu et le piston va se soulever jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli. Il en résulte que les états intermédiaires entre l'état initial et l'état final sont nécessairement hors d'équilibre.

Cependant, dans les nombreux cas où la transformation est suffisamment lente, on peut admettre que les écarts entre les états intermédiaires et l'équilibre sont infinitésimaux. On dit alors que les états intermédiaires sont en **quasi-équilibre** et que la transformation est **quasi-statique**.

Si la transformation est trop rapide pour être considérée quasi-statique, alors la thermodynamique classique est impuissante à décrire les états intermédiaires. Néanmoins, pour autant que les états initial et final soient eux en équilibre, elle pourra quand même décrire certains effets globaux.

Certaines transformations se caractérisent par le fait qu'une variable d'état reste constante. On dénote cette caractéristique par le préfixe « iso » : isotherme (température constante), isobare (pression constante), isochore (masse volumique constante).

Lorsqu'au cours d'une transformation, un système retourne finalement à son état initial après être passé par une succession d'états intermédiaires distincts, la transformation est appelée **cycle**. Ainsi, dans la centrale électrique considérée dans l'introduction, la vapeur d'eau décrit un cycle.

Au contraire, si l'état final diffère de l'état initial, on parle de **transformation ouverte**.

2.5 Le volume massique

Pour un système uniforme, le volume massique, noté ν est simplement

$$\nu = \frac{V}{m} \quad (2.1)$$

Pour un système non-uniforme, le volume massique en un point P est défini par la relation

$$\nu = \lim_{\delta V \rightarrow \delta V'} \frac{\delta V}{\delta m} \quad (2.2)$$

où δm est la masse contenue dans un volume δV autour du point P et $\delta V'$ est le volume minimal pour que le point de vue macroscopique reste valable.

Semblablement, on définit le volume molaire \bar{v}^a par la relation

$$\bar{v} = \lim_{\delta V \rightarrow \delta V'} \frac{\delta V}{\delta n} \quad (2.3)$$

où δn est le nombre de moles contenues dans δV .

La masse volumique, notée ρ est l'inverse du volume massique.

^aOn identifie les grandeurs molaires en les surmontant d'un tiret.

2.6 La pression

Considérons un point P situé sur la surface S d'un volume contenant un fluide. En raison de l'agitation moléculaire (mouvement brownien), le fluide à l'intérieur du volume exerce une force sur le milieu extérieur. Notons $\delta\vec{F}$ la force exercée sur un élément de surface d'aire $\delta\mathcal{A}$. Dans un fluide au repos, cette force est normale à l'élément de surface, et la pression p du fluide est alors définie par la relation

$$p = \lim_{\delta\mathcal{A} \rightarrow \delta\mathcal{A}'} \frac{\delta F}{\delta\mathcal{A}} \quad (2.4)$$

où δF est le module de la force $\delta\vec{F}$, et $\delta\mathcal{A}'$ est la plus petite aire pour laquelle le point de vue macroscopique reste valable.

Dans un fluide visqueux en mouvement, la force de surface cesse d'être purement normale (voir cours de Mécanique des milieux continus). Pour les applications traitées dans ce cours, on pourra négliger les effets de viscosité, et considérer le fluide comme parfait, c'est-à-dire non visqueux. Dans ces conditions, la définition (2.4) reste valable.

En thermodynamique, la pression qu'il faut considérer est la pression absolue (par rapport au vide). Cependant, la plupart des jauges de pression (manomètres, capteurs) mesurent une pression relative, par rapport à une pression de référence, généralement la pression atmosphérique. Il ne faut donc pas oublier d'ajouter cette pression de référence à la pression indiquée par la jauge pour les calculs thermodynamiques.

2.7 Égalité des températures

Bien que la température soit une notion familière, sa définition précise est loin d'être évidente. Ainsi, la sensation de chaleur perçue au contact d'un objet ne dépend pas seulement de sa température, mais aussi de la nature du matériau.

Il est plus simple dans un premier temps de définir **l'égalité des températures**. Si l'on met en contact deux corps de température différente, alors on constate une variation de certaines de leurs propriétés observables (dimension, résistance électrique, indice de réfraction) jusqu'à ce qu'un état d'équilibre appelé **équilibre thermique** soit atteint.

On dira donc que deux corps ont la même température si aucune variation de leurs propriétés observables ne se produit lorsqu'ils sont mis en contact, et donc qu'ils sont en équilibre thermique.

2.8 Le principe zéro de la thermodynamique

Le principe zéro de la thermodynamique, qui est fondé sur l'expérience et a été formalisé par A. Sommerfeld (1956), postule que deux corps en équilibre thermique avec un troisième sont aussi en équilibre thermique entre eux.

C'est ce principe qui est à la base de la mesure de la température, puisque, chaque fois qu'un corps est en équilibre avec un thermomètre, sa température est indiquée par la graduation du thermomètre.

2.9 Les échelles de température

Il est expérimentalement assez simple de réaliser des systèmes dont la température est toujours la même, que l'on appelle **points fixes**. C'est le cas par exemple d'un mélange d'eau et de glace à la pression atmosphérique, ou encore d'eau bouillante en équilibre avec de la vapeur d'eau.

En associant des nombres à ces points fixes, on peut alors définir une échelle de température. Ainsi, l'échelle centigrade encore appelée échelle Celsius, associe conventionnellement les valeurs 0 et 100 aux deux points fixes définis ci-dessus. L'intervalle de température est alors divisé en cent parties égales, que l'on appelle degré centigrade. L'échelle ainsi définie est purement empirique puisqu'elle dépend du choix des points fixes et que l'interpolation entre les points fixes dépend du thermomètre utilisé. Une échelle internationale pratique de température a été définie de cette manière (voir Van Wylen et al., 2.11).

Outre de telles échelles empiriques, on verra qu'il est possible de définir, à partir des principes de la thermodynamique, une échelle de température indépendante des propriétés d'un thermomètre particulier. On donne à cette échelle absolue le nom d'**échelle de température thermodynamique**.