

CHAPITRE 5

Liquides et vapeurs

Chapitre 5 – Liquides et vapeurs

5.1	Ébullition et liquéfaction	121
5.1.1	Qu'est-ce qu'un liquide ?	121
5.1.2	Changements de phase	122
5.1.3	Comment se représenter la liquéfaction et l'ébullition ?	122
5.1.4	Utilisation industrielle de l'eau et des liquides/vapeurs	124
5.2	Description qualitative des propriétés de l'eau	126
5.2.1	Les limites du gaz parfait	126
5.2.2	Le diagramme température-volume (T - v)	127
5.2.3	Le diagramme pression-volume (p - v)	130
5.2.4	Pièges pour l'étudiant/e	131
5.2.5	L'eau dans la vie courante	131
5.3	Quantification des propriétés de l'eau	133
5.3.1	Liquide comprimé et vapeur sèche	133
5.3.2	Points de saturation	135
5.3.3	Le mélange liquide-vapeur	137
5.4	Transformations élémentaires réversibles	141
5.4.1	À quoi sert cette section de chapitre ?	141
5.4.2	Évolutions à pression constante	141
5.4.3	Évolutions à volume constant	144
5.4.4	Évolutions à température constante	146
5.4.5	Évolutions adiabatiques réversibles	148
5.4.6	Évolutions arbitraires	150
5.5	Un peu d'histoire : le cheval-vapeur	151
5.6	Exercices	153

Le chapitre 5 en bref

L'eau suit globalement les mêmes tendances qu'un gaz parfait, mais lorsqu'elle se condense ou s'évapore, ses propriétés changent très brutalement. On ne peut pas les *calculer* comme celles d'un gaz parfait : il faut les tabuler.

Introduction

Ce chapitre 5 a exactement les mêmes objectifs que le chapitre 4 (*le gaz parfait*), appliqués à l'étude des fluides qui se liquéfient et se vaporisent. Il se propose ainsi de répondre à deux questions :

- Comment peut-on décrire le comportement d'un liquide ou d'une vapeur lorsqu'on les chauffe ou les comprime ?
- Comment peut-on prévoir les valeurs de u et de h lorsqu'on utilise de l'eau ?

Ce chapitre est incompatible avec le chapitre 4 (*le gaz parfait*), et nous devons ici oublier tout ce qui y a été appris.

5.1 Ébullition et liquéfaction

5.1.1 Qu'est-ce qu'un liquide ?

Un liquide est un fluide (c'est-à-dire un corps sans forme définie) dont les molécules sont très rapprochées, mais libres de se déplacer les unes par rapport aux autres.

Concrètement, on obtient un liquide à partir d'un gaz en ralentissant et rapprochant ses molécules. Il n'y a pas de réaction chimique en jeu. Ainsi, de l'eau liquide et de la vapeur d'eau sont constituées de la même matière (des mêmes molécules) : elle est seulement assemblée différemment.

Par rapport aux gaz, les liquides présentent deux différences importantes :

- Ils sont pratiquement *incompressibles*, c'est-à-dire que leur volume spécifique v varie très peu lorsqu'on les comprime¹ ;
- Ils sont sujets aux effets de la tension de surface, ce qui comble les esthètes et les mécanicien/nes des fluides (figure 5.1) mais est sans conséquence en thermodynamique.

1. Piège classique, le terme *incompressible* ne veut pas dire que la pression est constante ou uniforme (bien au contraire). Il veut seulement dire que le volume spécifique v (et *de facto* la masse volumique ρ) restent constants.



FIGURE 5.1 – La tension de surface donne aux liquides des propriétés fascinantes mais sans aucune conséquence en thermodynamique. Il s’agit pour nous de « la même eau » qu’elle soit à l’état gazeux ou liquide.

Photo CC-BY par l'utilisateur-rice Commons Fcb981

5.1.2 Changements de phase

En chauffant de l’eau à pression ambiante (par exemple dans une casserole), il est facile de s’apercevoir que le passage de l’état liquide à l’état gazeux se fait avec une très grande variation de volume. Ainsi, à 1 bar et 100 °C le volume spécifique de l’eau est multiplié par mille environ avant que la température puisse augmenter à nouveau.

La variation brutale d’une propriété physique par rapport à une autre est nommée *changement de phase*. Dans ce chapitre nous nous concentrerons sur les deux phases liquide et gazeuse.

La notion de phase est délicate à définir² ; il existe de nombreuses phases différentes (liquide, solide, gazeuse, plasma) et leurs frontières ne sont pas toujours distinctes. Nous allons voir par exemple qu’il est possible de transformer un liquide en vapeur sans jamais observer d’ébullition ni de changement brutal de propriété.

5.1.3 Comment se représenter la liquéfaction et l’ébullition ?

Lorsque nous avons exploré le modèle du gaz parfait en §4.1.3, nous nous étions représentés les molécules comme de très petites boules de billard en mouvement chaotique, se percutant sans jamais s’attirer (figure 4.1). En réalité, les molécules sont soumises à des forces d’attraction respectives, et cela modifie leur comportement.

Imaginons, pour commencer, deux très petites boules de billard attirées respectivement par une force magnétique, et qui se percutent sans frottement à très grande vitesse (figure 5.2). La force d’attraction modifie la trajectoire lorsque les boules sont très proches ; mais une fois qu’elles se sont éloignées, l’influence devient négligeable.

2. En fait, un changement de phase est bien plus facile à reconnaître qu’à définir. Nous nous contenterons de stipuler qu’à l’intérieur d’une phase, les propriétés varient continûment (condition nécessaire mais pas suffisante).

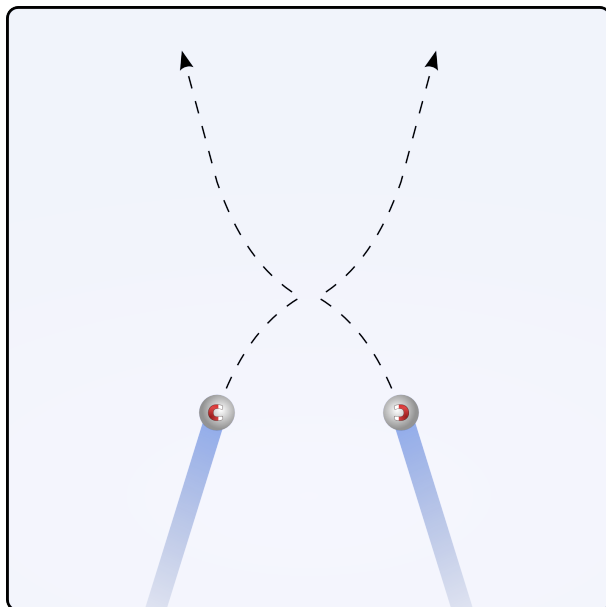


FIGURE 5.2 – Deux boules de billard aimantées se percutant sans frottement à grande vitesse. La force d’attraction réciproque modifie la trajectoire et le comportement des deux boules, mais seulement pour un court instant et sur une courte distance.

Schéma CC-BY-SA par l'utilisateur-rice Commons Sharayanan & Olivier Cleynen

Maintenant, reproduisons l’expérience en donnant aux deux boules une vitesse plus faible (figure 5.3). En dessous d’une vitesse seuil, les boules n’auront plus assez d’énergie cinétique pour se séparer durablement. Elles formeront une paire, rebondissant périodiquement l’une contre l’autre en occupant un volume moyen nettement plus faible.

Ce modèle simpliste est une bonne première approche pour décrire le phénomène de liquéfaction. Lorsque l’on réduit l’énergie cinétique des molécules d’un gaz (par refroidissement), passé un seuil critique elles s’assemblent de façon beaucoup plus compacte, tout en continuant à se percuter à la même vitesse moyenne (température inchangée). Plus l’on prélève de chaleur au gaz, plus le nombre de molécules en interaction compacte augmente. Elles forment de petits groupes ; les groupes de 10^{14} molécules³ deviennent visibles à l’œil nu (car ils diffusent la lumière) s’ils sont suffisamment nombreux ; dès que le nombre de molécules atteint 10^{21} on peut identifier des gouttes de liquide.

On peut ainsi liquéfier n’importe quel gaz en le refroidissant et réduisant son volume. La température et la pression à atteindre pour la liquéfaction dépendent de la taille et de la géométrie des molécules qui le composent. Dans les sections suivantes, nous allons quantifier précisément les quantités d’énergie et les gammes de propriétés nécessaires pour vaporiser et liquéfier l’eau.

3. c’est-à-dire seulement cent mille milliards de molécules...



FIGURE 5.3 – Deux boules de billard aimantées se percutant sans frottement à faible vitesse. En dessous d’une vitesse seuil, les deux boules continueront leur trajectoire de façon groupée.

Schéma CC-BY-SA par l'utilisateur-rice Commons Sharayanan & Olivier Cleynen

5.1.4 Utilisation industrielle de l’eau et des liquides/vapeurs

Lorsque l’on utilise un fluide pour transformer du travail et de la chaleur, il peut être judicieux d’exploiter les phénomènes de changement de phase.

Sous forme de vapeur, un fluide a le comportement d’un gaz et occupe spontanément tout le volume qui lui est accordé. On l’utilise souvent sous cette forme pour déplacer des pièces mécaniques (piston dans un cylindre, pales de turbine).

Sous forme liquide, le fluide a une densité très nettement supérieure. On l’utilise souvent sous cette forme pour transférer de la chaleur (réchauffement ou refroidissement) car la taille des conduits peut être très faible⁴.

Historiquement, l’eau a été utilisée dans les tous premiers moteurs de l’histoire pour ces raisons, et parce que les variations de volume lors des changements de phase permettent un contrôle plus aisé des machines avec une technologie faible. De nos jours, les liquides/vapeurs sont surtout utilisés dans deux grands types d’applications :

Dans les centrales électriques où les liquides/vapeurs permettent un prélèvement de chaleur efficace depuis des sources externes (combustion de déchets, réactions nucléaires, géothermie). On y utilise de l’eau, liquide abondant même s’il doit être purifié pour éviter les dépôts calcaires. Le chapitre 9 (*cycles moteurs à vapeur*) est tout entier dédié à ces machines.

4. Par exemple, un radiateur rempli d’air ou de vapeur devrait être environ mille fois plus grand qu’un radiateur rempli de liquide pour avoir la même puissance.

Dans les réfrigérateurs où les liquides/vapeurs permettent l'utilisation de composants compacts, notamment les pompes⁵. On y utilise une variété de fluides (dits alors « frigorigènes » même s'ils n'ont rien d'extraordinaire), choisis en fonction de leur plage de propriétés, leur coût, leur influence sur la couche d'ozone et leur contribution au réchauffement climatique.

Nous nous concentrons ici sur l'eau, mais les phénomènes décrits et méthodes de calcul s'appliquent tout aussi bien aux autres liquides/vapeurs.

5. L'utilisation des liquides/vapeurs permet aussi de faire chuter la température du fluide sans utiliser de pièce mobile (une simple soupape suffit), ce qu'un gaz parfait ne permet pas (§4.3.1).

5.2 Description qualitative des propriétés de l'eau

5.2.1 Les limites du gaz parfait

Au fur et à mesure que l'on ralentit et rapproche les molécules d'un gaz les unes des autres, le modèle du gaz parfait décrit de plus en plus mal ses propriétés. On observe un seuil en dessous lequel on observe la liquéfaction et l'ébullition, c'est-à-dire la coexistence des deux phases liquide et gazeuse ; ce seuil est décrit en termes de température et de pression qui sont dites *critiques*. Les températures et pressions critiques de quelques fluides courants sont indiquées dans le tableau 5.1. Notons que l'air, mélange de plusieurs gaz, verra différentes substances de sa composition se condenser à différentes températures.

Lorsqu'on le maintient à une température et une pression nettement supérieures à ses valeurs critiques, un fluide se comporte comme un gaz parfait. Tous les fluides que nous assimilons traditionnellement à des liquides (par exemple, le mercure) ou des gaz (par exemple, le CO_2) peuvent passer d'un état à l'autre.

		$T_{\text{cr.}}$ (K)	$p_{\text{cr.}}$ (MPa)
Air	–	132	3,8
Chlore	Cl_2	417	7,71
Dioxyde de carbone	CO_2	304,2	7,39
Eau	H_2O	647,1	22,06
Hélium	He	5,3	0,23
Oxygène	O_2	154,8	5,08
R-134a	$\text{CF}_3\text{CH}_2\text{F}$	374,2	4,059
Xénon	Xe	289,8	5,88

TABLEAU 5.1 – Température et pression critiques de quelques substances. En pratique dans l'industrie, l'ingénieur/e fera surtout usage des propriétés de deux corps : l'eau (dans les moteurs à vapeur) et le réfrigérant R-134a (dans les thermopompes et réfrigérateurs). Dans ce chapitre, nous n'utiliserons que l'eau, mais les principes restent identiques pour tous les corps.

5.2.2 Le diagramme température-volume ($T-v$)

Observons la température et le volume d'une masse d'eau pure que l'on chauffe continûment, alors qu'elle est placée dans un récipient à pression constante (figure 5.4). On mesure alors la température de l'eau en fonction de son volume (figure 5.5).

Au départ, lorsque l'eau est liquide, la température augmente linéairement avec le volume, avec un fort gradient. On parle alors de *liquide comprimé*⁶.

Puis, soudainement, alors que le volume continue de croître, la température cesse d'augmenter. Le mélange dans le cylindre est alors di-phasique : une partie est liquide, et l'autre gazeuse. L'ajout de chaleur ne provoque aucune augmentation de température (contrairement à un gaz parfait), mais seulement la transformation de liquide en vapeur : c'est l'ébullition.

Dans cet état, la substance est appelée *mélange liquide-vapeur*⁷.

Enfin, lorsque la dernière goutte de liquide a été transformée en vapeur, la température reprend son augmentation au fur et à mesure que l'on apporte de la chaleur. Le fluide est alors dans un état dit de *vapeur sèche*⁸.

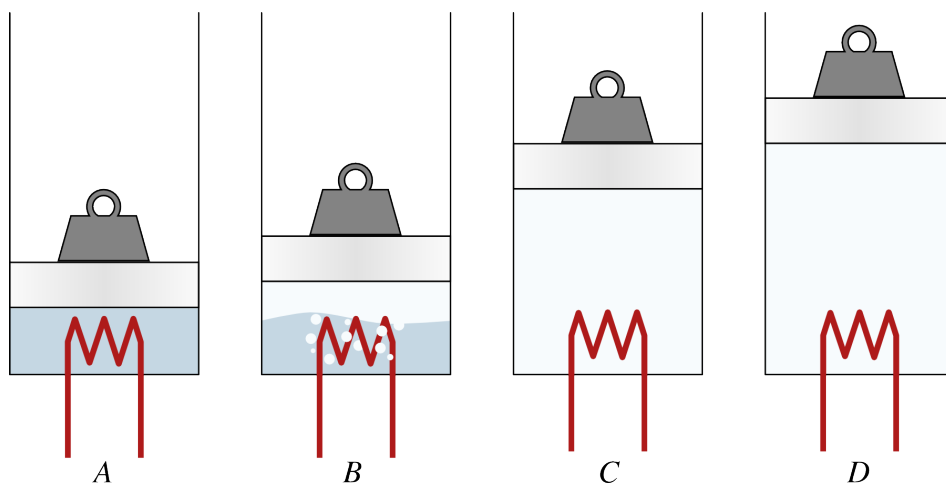


FIGURE 5.4 – Réchauffement d'une quantité fixe d'eau à pression constante.

A : liquide comprimé ; B : mélange liquide-vapeur ; C : vapeur saturée ; D : vapeur sèche.

6. *Liquide comprimé* ou *sous-refroidi* (en anglais : *unsaturated, compressed* or *subcooled liquid*)

7. Rigoureusement, le mélange est nommé *mélange liquide-vapeur saturé*, puisqu'il est composé de *liquide saturé* (parfois dit *saturant*) et de *vapeur saturée* (parfois dite *saturante*). En anglais : *wet vapour*.

8. *Vapeur surchauffée* ou *sèche* (en anglais : *superheated* ou *dry vapour*).

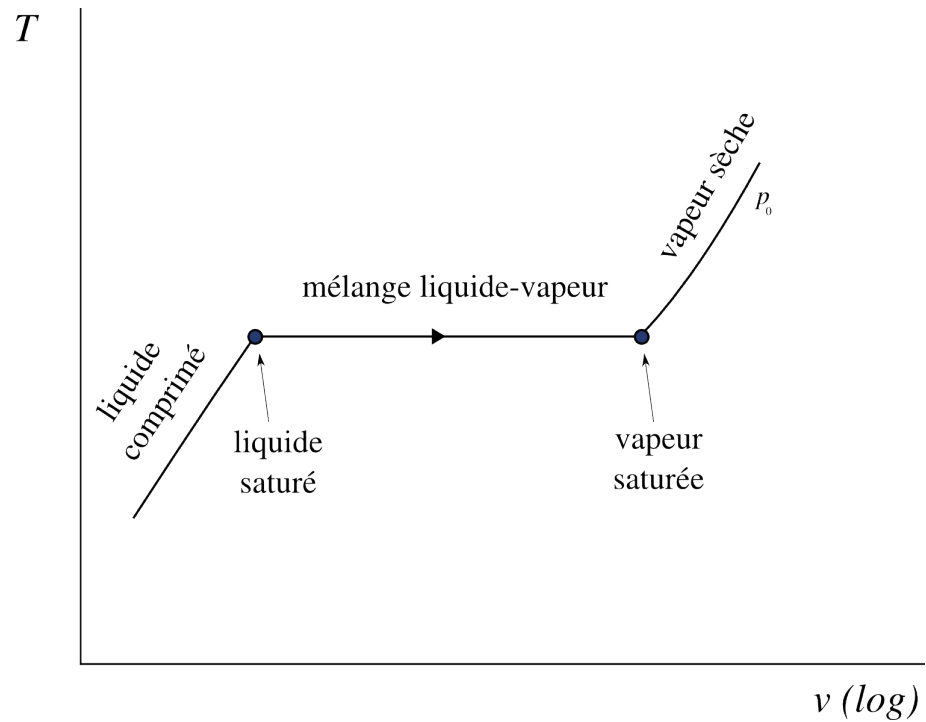


FIGURE 5.5 – Vocabulaire : état de l’eau pendant une évolution à pression constante.

L’expérience peut être renouvelée à des pressions différentes (figure 5.6). Lorsque la pression que l’on impose augmente, on observe deux faits importants :

- La température de changement de phase augmente ;
- La plage de volume parcourue pendant le changement de phase diminue.

Au-dessus d’une certaine pression nommée *pression critique* p_{cr} , le changement de phase se fait de façon indistincte et il n’y a plus de plage de température constante. Le liquide devient vapeur sans bouillir !

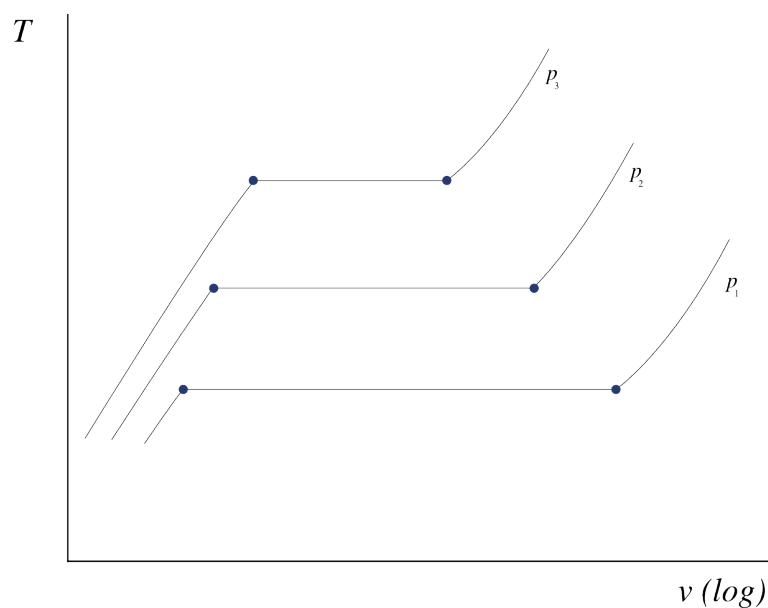


FIGURE 5.6 – Propriétés de l’eau tracées sur un diagramme température-volume, lorsque l’on effectue l’expérience décrite en figure 5.4 à différentes pressions. On observe que plus la pression est grande, et plus la plage d’ébullition est petite.

Au final, on peut relier entre eux tous les points de changement de phase, à toutes les pressions différentes : on obtient une courbe nommée *courbe de saturation*⁹. Toutes ces informations peuvent être regroupées sur un diagramme température-volume (T - v) représenté en figure 5.7, qui décrit bien les propriétés des mélanges liquide-vapeur. L'étudiant/e est encouragé/e à s'entraîner à le reproduire.

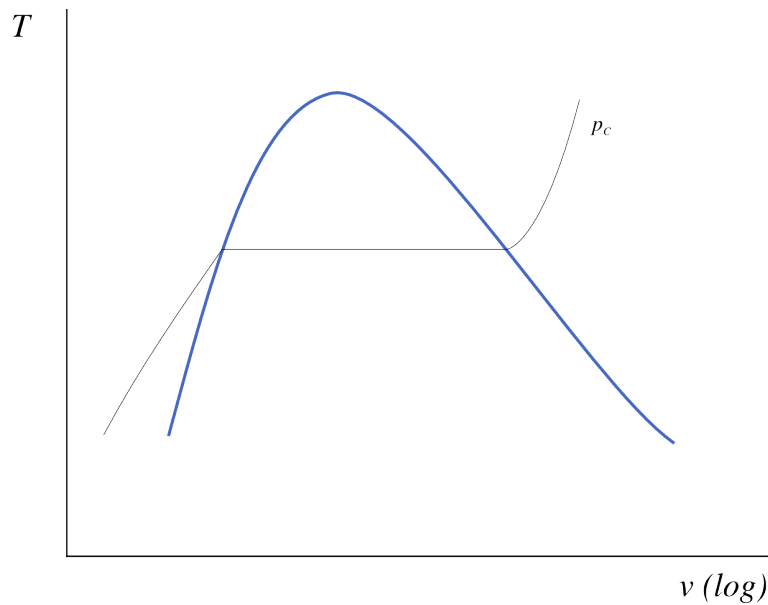


FIGURE 5.7 – Diagramme température-volume de l'eau, représenté avec une évolution à pression constante (isobare). La courbe de saturation est représentée en bleu.

9. Parfois divisée en deux parties peu judicieusement nommées *courbe de rosée* à droite et *courbe d'ébullition* à gauche.

5.2.3 Le diagramme pression-volume ($p-v$)

Pour bien cerner le phénomène de changement de phase, imaginons maintenant une expérience légèrement différente.

On se propose de faire varier le volume d'une masse donnée d'eau, en maintenant sa température constante (par exemple en plongeant le récipient dans un bain-marie). On observe ainsi la pression à l'intérieur du récipient (figure 5.8).

Tant que l'eau est liquide, on observe que la pression chute très fortement au fur et à mesure que l'on augmente son volume. Puis, soudainement, la pression reste parfaitement constante, alors que le volume continue d'augmenter : à l'intérieur du cylindre, l'eau se met à bouillir et on a un mélange liquide-vapeur. Enfin, lorsque la dernière goutte d'eau liquide s'est évaporée, la pression reprend sa décroissance.

Si l'on reproduit l'expérience à différentes températures, on constate que plus la température est haute, et plus la plage de changement de phase est courte. au-dessus d'une température, dite critique ($T_{cr.}$), la plage disparaît tout à fait.

Le comportement d'un liquide-vapeur peut être ainsi décrit sur un diagramme pression-volume ($p-v$) comme montré en figure 5.9. L'étudiant/e est également encouragé/e à savoir reproduire ce schéma.

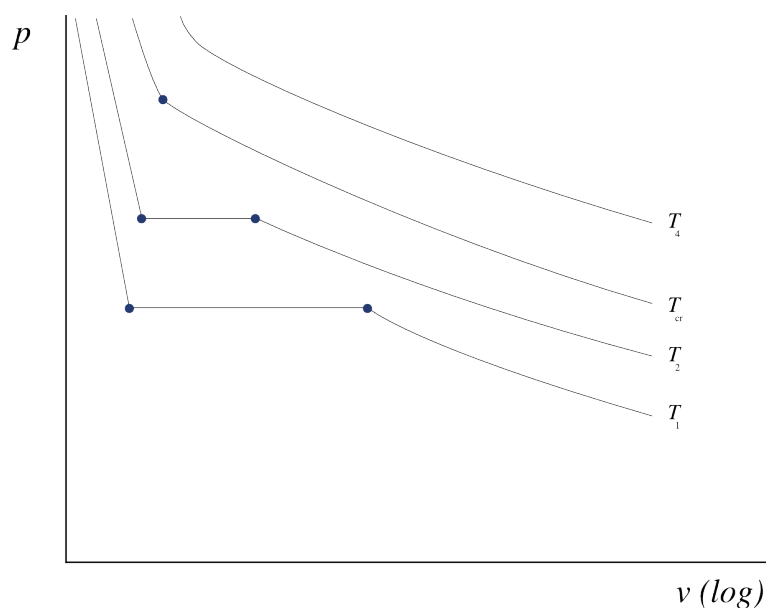


FIGURE 5.8 – Propriétés de l'eau tracées sur un diagramme pression-volume, lorsque l'on maintient la température constante en faisant varier le volume.

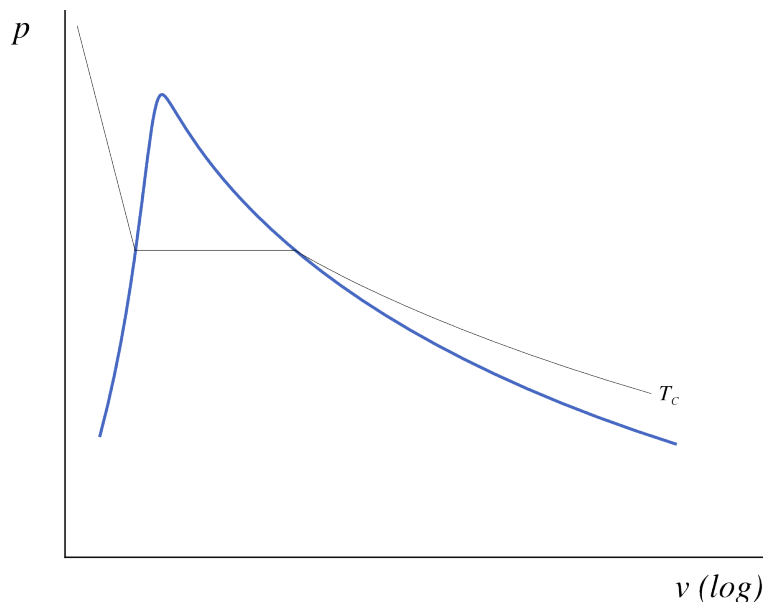


FIGURE 5.9 – Diagramme pression-volume de l'eau, représenté avec une évolution à température constante (isotherme). La courbe de saturation est représentée en bleu.

5.2.4 Pièges pour l'étudiant/e

La notion la plus importante à retenir du comportement des liquides-vapeurs est que contrairement aux gaz parfaits, *la température y est complètement dérégulée*. Elle ne dicte plus simplement les autres propriétés.

Insistons bien. Pour un fluide proche d'un changement de phase :

$$pv \not\propto T \quad (5/1)$$

$$u \not\propto T \quad (5/2)$$

$$h \not\propto T \quad (5/3)$$

Presque tout ce qui a été vu au chapitre 4 (*le gaz parfait*) doit être oublié lorsque l'on utilise un liquide/vapeur. Heureusement, les trois premiers chapitres n'ont rien perdu de leur utilité.

5.2.5 L'eau dans la vie courante

Les phénomènes que nous décrivons ici sont facilement observables et reproductibles avec de l'eau dans la vie courante. Toutefois, il faut noter que :

- La vapeur d'eau est transparente et quasiment invisible. Ce que l'on observe au-dessus d'une casserole d'eau en ébullition ou sous la forme de nuages est de l'eau *liquide* en suspension dans l'air (figure 5.10). Ces fines gouttelettes liquides peuvent s'assembler pour former des gouttes¹⁰ ou bien s'évaporer à nouveau et redevenir ainsi invisibles.

10. Au fur et à mesure qu'une gouttelette croît, la surface offrant une résistance par frottement augmente moins vite que son poids ; elle finit par chuter.



FIGURE 5.10 – L’eau visible au-dessus d’un récipient de liquide chaud, parfois nommée *buée*, est à l’état liquide et non gazeux. Ces gouttelettes sont observables à l’œil nu.

Photo domaine public par Jorge Barrios (recadrée)

- L’air est partiellement constitué de vapeur d’eau (et sa capacité massique à porter de l’eau augmente avec la température). Lorsque l’on fait bouillir de l’eau liquide à l’air libre, il ne faut pas oublier que c’est l’air qui accueille la vapeur d’eau ; l’ébullition se déroule donc sensiblement différemment de l’expérience décrite en figure 5.4¹¹.

11. On peut noter, par exemple, que la température de l’eau liquide chute sensiblement lors d’une évaporation à pression constante dans l’air. Autre différence, la condensation est catalysée par la présence de particules de poussière dans l’air.

5.3 Quantification des propriétés de l'eau

Pour un liquide/vapeur, il n'existe pas de moyen simple de quantifier l'énergie interne u et l'enthalpie h qui nous intéressent tant. En effet, à partir de p et v , on ne peut pas calculer la température ($pv \not\propto T$) et à partir de T , on ne peut pas calculer u et h ($u \not\propto T$ et $h \not\propto T$).

- La mauvaise nouvelle est qu'il va nous falloir, pour cela, utiliser des tableaux de propriétés déjà mesurées, nommés *abaques de vapeur*, ce qui est parfois fastidieux ;
- La bonne nouvelle est que ces abaques nous dispensent des effroyables relations mathématiques (du type $(T_1/T_2)^{1/\gamma-1} = \dots$) qui décrivaient les propriétés des fluides au chapitre 4 (le gaz parfait).

5.3.1 Liquide comprimé et vapeur sèche

Commençons par chauffer une quantité fixe d'eau liquide en maintenant sa pression constante, comme nous l'avons fait en figure 5.4. Pour chaque température, nous mesurons v , u , et h ¹². L'expérience est ensuite reconduite pour une pression différente.

L'ensemble des mesures est tabulé dans l'abaque n°1, dont un extrait est présenté en tableau 5.2.

°C	$\frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$	$\frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$	$\frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$	$\frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$
T	v	u	h	s
$p = 1,6 \text{ MPa}$ ($T_{\text{sat}} = 201,37^\circ\text{C}$)				
10	0,001	42	43,6	0,1509
20	0,001001	83,8	85,4	0,2962
50	0,001011	209,1	210,7	0,7031
100	0,001043	418,6	420,3	1,306
200	0,001156	850,4	852,3	2,3305
300	0,15866	2 781,5	3 035,4	6,8863
500	0,22029	3 120,1	3 472,6	7,5409
600	0,24999	3 293,9	3 693,9	7,81
700	0,2794	3 473,5	3 920,5	8,0557
800	0,30865	3 659,5	4 153,3	8,2834
900	0,3378	3 852,1	4 392,6	8,4965
1 000	0,36687	4 051,2	4 638,2	8,6974
1 100	0,39589	4 256,6	4 890	8,8878
1 200	0,42487	4 467,9	5 147,7	9,0689
1 500	0,51169	5 133,7	5 952,4	9,5656
2 000	0,65615	6 326,8	7 376,6	10,272

TABLEAU 5.2 – Extrait de l'abaque n°1. Ici les mesures sont faites à 1,6 MPa, c'est-à-dire 16 bar. On observe une discontinuité entre 200 °C et 300 °C : c'est le changement d'état qui a eu lieu à $T_{\text{sat}} = 201,37^\circ\text{C}$.

12. Ainsi que s , mais c'est une surprise que nous gardons pour le chapitre 8...

Cet abaque nous permet de répondre à de nombreuses questions. Quelques exemples :

Exemple 5.1

À 16 bar et 600 °C, quel volume occupent 2 kg d'eau ?

La pression est de 1,6 MPa. Dans l'abaque n°1, pour cette pression, à 600 °C, on peut lire son volume spécifique à $v = 0,24999 \text{ m}^3 \text{ kg}^{-1}$. Le volume total sera donc de $V = m v = 0,49998 \text{ m}^3$, que nous arrondissons sans hésiter à $0,5 \text{ m}^3$.

☞ On remarque que la température est supérieure à la température de saturation (201,37 °C), l'eau sera donc à l'état de vapeur sèche.

☞ Avec un gaz parfait, nous pouvions simplement *calculer* le résultat ($v = \frac{RT}{p}$); mais cela ne fonctionne plus pour un liquide/vapeur.

Exemple 5.2

Combien d'énergie cette eau perd-elle lorsqu'elle évolue depuis 600 °C et 16 bar jusqu'à 20 °C et 6 bar ?

Dans l'abaque n°1, à 1,6 MPa puis 600 °C, on lit $u_1 = 3\,293,9 \text{ kJ kg}^{-1}$.

Pour une pression de 0,6 MPa à 20 °C, on lit $u_2 = 83,9 \text{ kJ kg}^{-1}$.

On peut donc quantifier la variation d'énergie à $\Delta U = m(u_2 - u_1) = -6\,420 \text{ kJ kg}^{-1}$ (donc une perte par l'eau).

☞ Nous avons pu quantifier ΔU mais nous ne pouvons pas savoir quelle est la proportion de chaleur ($Q_{1 \rightarrow 2}$) et de travail ($W_{1 \rightarrow 2}$) dans cette variation. Moins l'évolution est réversible, et plus la part de travail sera faible.

a. Après le chapitre 8 (*l'entropie*), nous pourrions utiliser *l'entropie* pour quantifier la quantité maximale de travail qu'il est possible d'obtenir entre 1 et 2.

Exemple 5.3

Une petite turbine fonctionne avec un débit de vapeur de 3 kg s^{-1} et une perte de chaleur de 200 kW. À l'entrée la vapeur est à 600 °C et 16 bar ; à la sortie la vapeur est à 1 bar et 300 °C. Quelle est la puissance développée sous forme de travail ?

À l'entrée (1,6 MPa puis 600 °C), on lit $h_1 = 3\,693,9 \text{ kJ kg}^{-1}$.

À la sortie (0,1 MPa puis 300 °C), on lit $h_2 = 3\,074,5 \text{ kJ kg}^{-1}$.

Maintenant, en régime continu (système ouvert), en négligeant les variations d'énergie mécanique, nous avons $q_{1 \rightarrow 2} + w_{1 \rightarrow 2} = \Delta h$ (3/15). Ainsi, $\dot{W}_{1 \rightarrow 2} = \dot{m} \Delta h - \dot{Q}_{1 \rightarrow 2} = 3 \times (3\,074,5 \cdot 10^3 - 3\,693,9 \cdot 10^3) - (-200 \cdot 10^3) = -1,6582 \cdot 10^6 \text{ W} = -1\,658,2 \text{ kW}$.

☞ En cas de déroute, il est toujours bon de se raccrocher à l'essentiel ; le premier principe (2/2 et 3/15) est souvent un bon point de départ.

☞ Attention aux ordres de grandeur. Dans les abaques, les valeurs sont en kJ kg^{-1} .

🔑 Attention aux signes. Les transferts sont comptabilisés du point de vue du fluide, on attend (et obtient) donc un travail négatif.

Exemple 5.4

Quelle est l'énergie interne spécifique de l'eau à 16 bar et 585 °C ?

On interpole entre deux lignes de l'abaque n°1. On a $u_{500\text{ °C}} = 3\,210,1 \text{ kJ kg}^{-1}$ et $u_{600\text{ °C}} = 3\,293,9 \text{ kJ kg}^{-1}$. Nous avons « progressé » d'un facteur $y = \frac{585-500}{600-500} = 0,85$ entre les deux lignes.

On obtient par interpolation $u_{585\text{ °C}} = u_{500\text{ °C}} + y \times (u_{600\text{ °C}} - u_{500\text{ °C}}) = 3\,281,33 \text{ kJ kg}^{-1}$.

🔑 Après une interpolation, toujours vérifier rapidement l'ordre de grandeur des résultats. Ici $u_{585\text{ °C}}$ est bien entre $u_{500\text{ °C}}$ et $u_{600\text{ °C}}$, et plus proche de $u_{600\text{ °C}}$.

5.3.2 Points de saturation

Pour quantifier précisément les propriétés de l'eau lorsqu'elle change de phase, nous utilisons les abaques n°2 et n°3. Les propriétés de l'eau sous forme de liquide saturé (indice L) et de vapeur saturée (indice V) y sont tabulées pour chaque température.

Dans l'abaque n°2, les données sont triées par pression (à chaque pression correspond une seule température de saturation). L'abaque n°3 présente exactement les mêmes données, mais triées par température. Des extraits de ces abaques sont présentés dans les tableaux 5.3 et 5.4.

°C	MPa	kJ kg ⁻¹			kJ kg ⁻¹			m ³ kg ⁻¹	
T_{sat}	p_{sat}	u_L	u_V	u_{LV}	h_L	h_V	h_{LV}	v_L	v_V
...
115	0,16918	482,4	2 523,4	2 041	482,6	2 698,6	2 216	0,001056	1,0358
120	0,19867	503,6	2 528,8	2 025,2	503,8	2 705,9	2 202,1	0,00106	0,89121
125	0,23224	524,8	2 534,3	2 009,4	525,1	2 713,1	2 188	0,001065	0,77003
130	0,27028	546,1	2 539,6	1 993,5	546,4	2 720,1	2 173,7	0,00107	0,668
...

TABLEAU 5.3 – Extrait de l'abaque n°2. L'indice L correspond au liquide saturé, et l'indice V correspond à la vapeur saturée. Les indices LV correspondent à la différence entre ces valeurs.

MPa	°C	kJ kg ⁻¹			kJ kg ⁻¹			m ³ kg ⁻¹	
p_{sat}	T_{sat}	u_L	u_V	u_{LV}	h_L	h_V	h_{LV}	v_L	v_V
...
0,2	120,21	504,5	2 529,1	2 024,6	504,7	2 706,2	2 201,5	0,001061	0,88568
0,25	127,41	535,1	2 536,8	2 001,8	535,3	2 716,5	2 181,1	0,001067	0,71866
0,3	133,52	561,1	2 543,2	1 982,1	561,4	2 724,9	2 163,5	0,001073	0,60576
0,35	138,86	583,9	2 548,5	1 964,7	584,3	2 732	2 147,7	0,001079	0,52418
...

TABLEAU 5.4 – Extrait de l’abaque n°3. Il s’agit des mêmes données que dans l’abaque n°2 ; elles sont seulement triées par pression.

Nous pouvons tout d’abord répondre à des questions simples avec ces abaques :

Exemple 5.5

À quelle température bout l’eau à une pression de 3 bar ?

L’eau bout, elle est donc à saturation (mélange liquide-vapeur). On se dirige vers l’abaque n°3 (extrait en tableau 5.4) où les données sont triées par pression. À 0,3 MPa, la température de saturation est de 133,52 °C.

☞ Tant que l’eau bouillira ou se condensera, elle restera à 133,52 °C. Pour obtenir une ébullition à une autre température, il faut changer la pression.

Exemple 5.6

Quel est l’augmentation de volume lorsque l’on vaporise de l’eau à 130 °C ?

L’eau passe d’un volume v_L (liquide sur le point de bouillir) à un volume v_V (dernière goutte évaporée).

On se dirige vers l’abaque n°2 (extrait en tableau 5.3) où les données sont triées par température. À 130 °C, le volume spécifique augmente de $v_{LV} = v_V - v_L = 0,668 - 0,00107 = 0,66693 \text{ m}^3 \text{ kg}^{-1}$ (il est multiplié par 600 environ).

☞ Ici l’évaporation se fait intégralement à 130 °C (ce qui est assez facile à obtenir en pratique, puisqu’il suffit de maintenir la pression constante, cf. figure 5.7). Si la température et la pression n’étaient pas maintenues constantes, le volume final serait différent.

Exemple 5.7

Combien faut-il de chaleur pour vaporiser entièrement (et lentement) 4 L d’eau liquide saturée à 3 bar ?

L’eau va recevoir de la chaleur mais elle va aussi travailler (en « gonflant » à pression constante de 3 bar). Nous allons rechercher $q_{\text{évap.}} = q_{1 \rightarrow 2} = (u_2 - u_1) - w_{1 \rightarrow 2}$ (2/2).

Nous passons d’un liquide saturé (état 1 = indice L) à une vapeur saturée (état 2 = indice V).

Comme l’évolution est lente et à pression constante, le travail $w_{1 \rightarrow 2} = -\int_1^2 p \, dv$ devient simplement $-p_{\text{cste}}(v_2 - v_1)$.

Rassemblons tout cela : $q_{\text{évap.}} = (u_V - u_L) + p_{\text{cste}}(v_V - v_L) = h_V - h_L = h_{LV} = 2 163,5 \text{ kJ kg}^{-1}$.

À 3 bar, nos 4 L d'eau liquide saturée correspondent à une masse $m = \frac{V}{v_L} = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{0,001073} = 3,7279 \text{ kg}$. On a donc au final $Q_{\text{évap.}} = m q_{\text{évap.}} = 8\,065,2 \text{ kJ}$.

☞ Si nous avons utilisé l'approximation usuelle de 1 000 litres par mètre cube d'eau liquide ($v_L \approx 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ kg}^{-1}$), nous aurions commis une erreur de +7,3%.

On note au passage que le terme $h_{LV} \equiv h_L - h_V$ est parfois nommé *chaleur de vaporisation*¹³.

5.3.3 Le mélange liquide-vapeur

Nous voulons également quantifier les propriétés de l'eau *entre* les points de saturation, c'est-à-dire lorsqu'elle n'est que partiellement liquide. L'expérience montre que l'eau se comporte alors de façon linéaire, et ses propriétés peuvent être quantifiées simplement.

Pour « positionner » un mélange liquide-vapeur entre les deux points de saturation, on définit *le titre* :

Le titre x est la proportion massique de vapeur saturée contenue dans un mélange liquide-vapeur.

Par exemple, une masse de 1 kg d'eau avec un titre de 0,2 contient 0,8 kg de liquide saturé et 0,2 kg de vapeur saturée (ces 0,2 kg occupent toutefois la majorité du volume disponible).

On pourrait ainsi dire que le titre quantifie la progression d'un mélange liquide-vapeur entre ses deux points de saturation (figure 5.11).

Nous pouvons maintenant exprimer les propriétés u , h , et v en fonction du titre :

L'enthalpie h d'un mélange liquide-vapeur est égale à la somme de l'enthalpie du liquide et de celle du gaz. On a ainsi, comme illustré en figure 5.12 :

$$\begin{aligned} h_x &= (1 - x)h_L + x h_V \\ &= h_L + x(h_V - h_L) \\ h_x &= h_L + x h_{LV} \end{aligned} \quad (5/4)$$

où h_x est l'enthalpie spécifique du mélange étudié (J kg^{-1}),
 x son titre (sans unité),
et $h_{LV} \equiv h_V - h_L$ (valeur tabulée) l'enthalpie spécifique de vaporisation à sa température (J kg^{-1}).

L'énergie interne u d'un mélange liquide vapeur se quantifie exactement de la même manière :

$$u_x = u_L + x u_{LV} \quad (5/5)$$

où u_x est l'énergie spécifique du mélange étudié (J kg^{-1}),

13. En effet, pour une évaporation en système fermé à une température donnée, $q_{\text{évap.}} = \Delta u - w_{\text{évap.}} = (u_V - u_L) - p_{\text{sat}}(v_V - v_L) = h_{LV}$ (on obtient le même résultat en système ouvert).

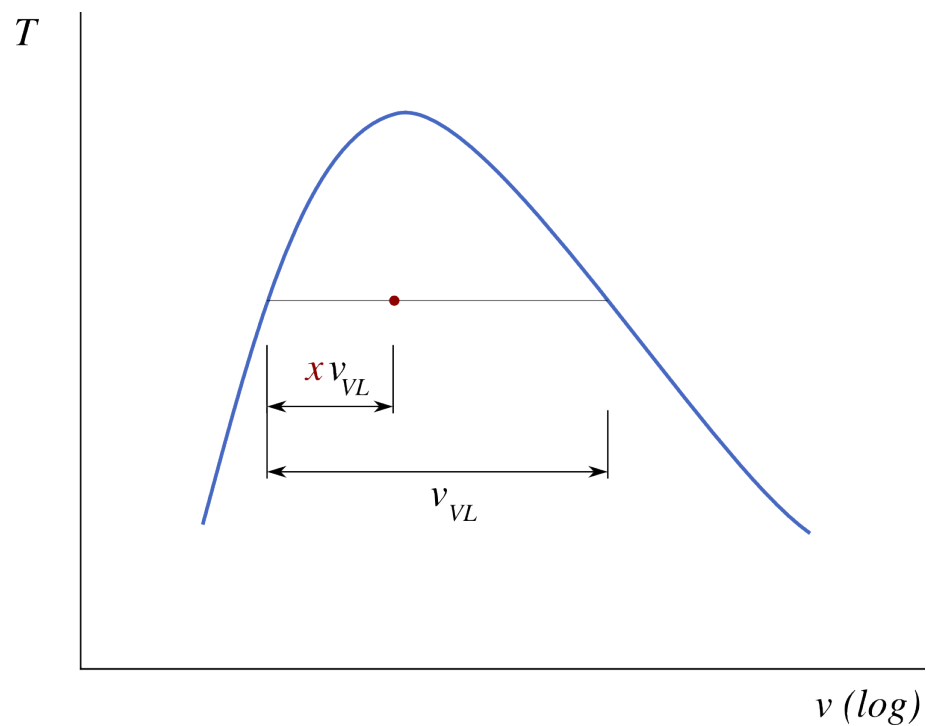


FIGURE 5.11 – Le titre de la vapeur représenté par la position du point sur un diagramme $T - v$.

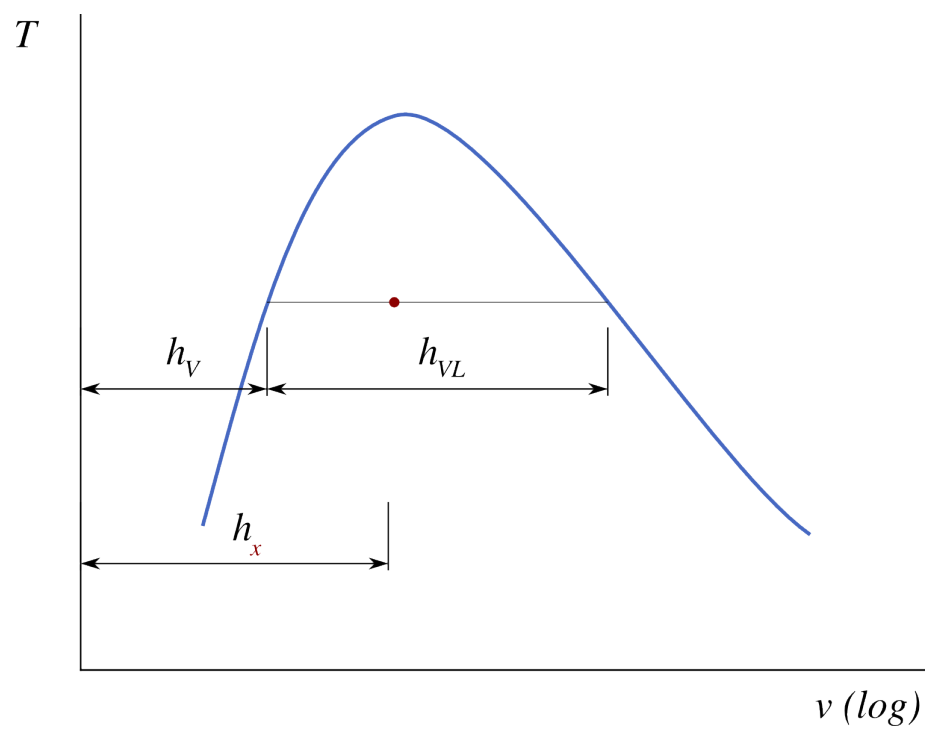


FIGURE 5.12 – Enthalpie h_x d'un mélange en fonction des enthalpies à l'état saturé et de vaporisation.

x son titre (sans unité),
 et $u_{LV} \equiv u_V - u_L$ (valeur tabulée) la différence des énergies internes spécifiques à saturation, à sa température (J kg^{-1}).

Le volume spécifique d'un mélange liquide-vapeur, enfin, se quantifie encore plus simplement. Le volume total du mélange est égal au volume du gaz plus celui du liquide, et donc :

$$v_x = (1 - x)v_L + x v_V$$

Toutefois, le volume spécifique v_L du liquide saturé étant très petit devant celui de la vapeur¹⁴, il peut être négligé et nous pouvons simplement écrire :

$$v_x \approx x v_V \quad (5/6)$$

où v_x est le volume spécifique du mélange étudié ($\text{m}^3 \text{kg}^{-1}$),
 x son titre (sans unité),
 et v_V (valeur tabulée) le volume spécifique de la vapeur saturée, à sa température ($\text{m}^3 \text{kg}^{-1}$).

Cette approximation est illustrée en figure 5.13.

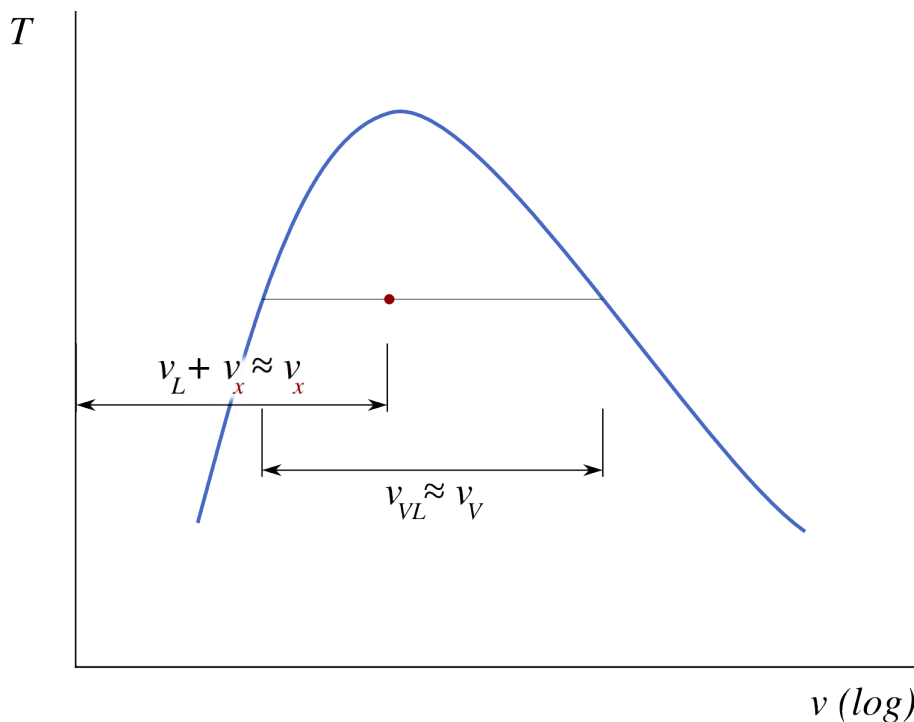


FIGURE 5.13 – Approximations utilisées dans le calcul du volume occupé par un mélange liquide-vapeur. Il faut noter que l'échelle en abscisse est logarithmique : l'approximation n'est pas mise en valeur graphiquement.

14. Un court examen de l'abaque n°2 révélera qu'il s'agit approximativement d'un facteur 10^3 . Il faut noter que ce facteur est très mal mis en évidence par les diagrammes $T - v$ et $p - v$ de ce chapitre, dont l'échelle des abscisses est logarithmique.

Nous pouvons maintenant utiliser les mêmes abaques n°2 et n°3 pour quantifier ce qui se passe entre les points de saturation.

Exemple 5.8

Quels sont l'énergie interne et le volume occupé par une masse de 3 kg d'eau au trois-quarts vaporisée, à 115 °C ?

Nous avons un mélange liquide-vapeur et le titre est de 0,75. Nous allons à l'abaque n°2 (extrait en tableau 5.3) pour trouver la température de saturation 115 °C.

De là, on applique simplement l'équation 5/5 : $u_x = u_L + 0,75 \times u_{LV} = 482,4 + 0,75 \times 2041 = 2013,15 \text{ kJ kg}^{-1}$.

De même, avec l'équation 5/6 : $v_x = 0,75 \times v_V = 0,75 \times 1,0358 = 0,77685 \text{ m}^3 \text{ kg}^{-1}$.

On a donc $U = m u = 8052,6 \text{ kJ}$ et $V = m v = 3,1074 \text{ m}^3$.

Exemple 5.9

Quel est le titre de l'eau à 2,5 bar dont l'enthalpie est de 1 500 kJ kg⁻¹ ?

Nous avons un mélange liquide-vapeur ; on cherche dans l'abaque n°3 (extrait en tableau 5.4) la ligne correspondant à $p_{\text{sat}} = 0,25 \text{ MPa}$. Nous nous armons de l'équation 5/4.

De là, on obtient : $x = \frac{h_x - h_L}{h_{LV}} = \frac{1500 - 535,3}{2181,1} = 0,442$.

☞ Une courte vérification à la volée : à 1 500 kJ kg⁻¹ nous sommes bien au milieu environ du chemin entre $h_L \approx 500$ et $h_V \approx 2700 \text{ kJ kg}^{-1}$.

5.4 Transformations élémentaires réversibles

Nous savons désormais quantifier les termes $p\mathbf{v}$, u et h d'un liquide/vapeur dans tous les cas. Maintenant, nous nous proposons de faire comme au chapitre précédent (§4.4) : calculer les transferts d'énergie en jeu lorsqu'on comprime ou détend un liquide/vapeur selon des contraintes entièrement arbitraires de volume, pression ou température.

5.4.1 À quoi sert cette section de chapitre ?

La réponse est la même qu'au chapitre 4 (§4.4.1). Les évolutions de liquides/vapeurs que nous étudions ici sont très hypothétiques mais intéressantes pour deux raisons :

1. Le comportement d'un liquide/vapeur est intrinsèquement complexe. Ces évolutions élémentaires font figure de gymnastique et permettent d'apprendre à le décrire étape par étape ;
2. Ces évolutions élémentaires sont des outils conceptuels que nous assemblerons plus tard, d'abord pour quantifier les limites théoriques des machines (au chapitre 7), et enfin pour décrire le comportement des gaz à l'intérieur des machines réelles (au chapitre 9).

5.4.2 Évolutions à pression constante

Il est possible de chauffer ou refroidir un liquide/vapeur en maintenant sa pression constante (figure 5.14). Une évolution à pression constante est parfois dite *isobare*.

- Dans un système fermé, on doit le contraindre avec une surface qui exerce une force constante quel que soit le volume ;
- Dans un système ouvert, il suffit de chauffer ou refroidir le gaz en le laissant s'écouler dans un conduit sans pièce mobile. C'est ce qui se passe dans une chaudière, par exemple.

En système fermé, nous avons $q_{1\rightarrow 2} + w_{1\rightarrow 2} = \Delta u$ (2/2). Si l'évolution est réversible, la chaleur et le travail peuvent être chacun quantifiés :

$$\begin{aligned}w_{1\rightarrow 2} &= - \int_1^2 p \, d\mathbf{v} = -p_{\text{cste}} \int_1^2 d\mathbf{v} \\w_{1\rightarrow 2} &= -p_{\text{cste}} \Delta \mathbf{v}\end{aligned}\tag{5/7}$$

lors d'une évolution réversible à pression constante p_{cste} , en système fermé.

$$\begin{aligned}q_{1\rightarrow 2} &= \Delta u - w_{1\rightarrow 2} = \Delta u + p_{\text{cste}} \Delta \mathbf{v} \\q_{1\rightarrow 2} &= \Delta h\end{aligned}\tag{5/8}$$

lors d'une évolution réversible à pression constante, en système fermé.

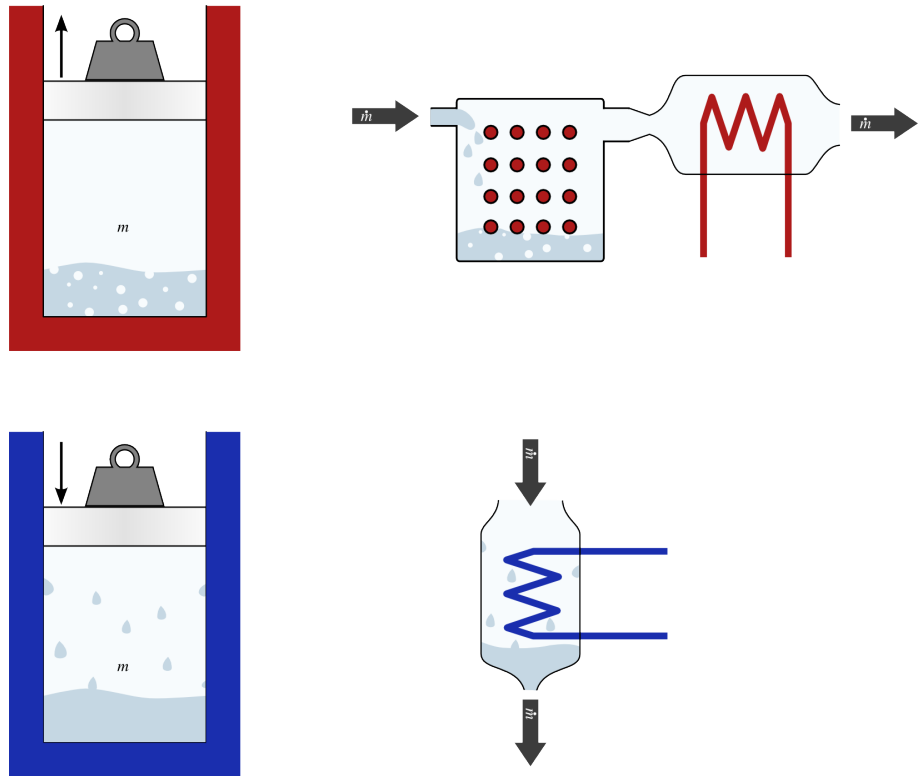


FIGURE 5.14 – Évolution à pression constante (isobare) d'un liquide/vapeur. En système fermé (à gauche), le piston exerce une force constante tout au long de l'évolution. En système ouvert (à droite), aucun travail n'est effectué.

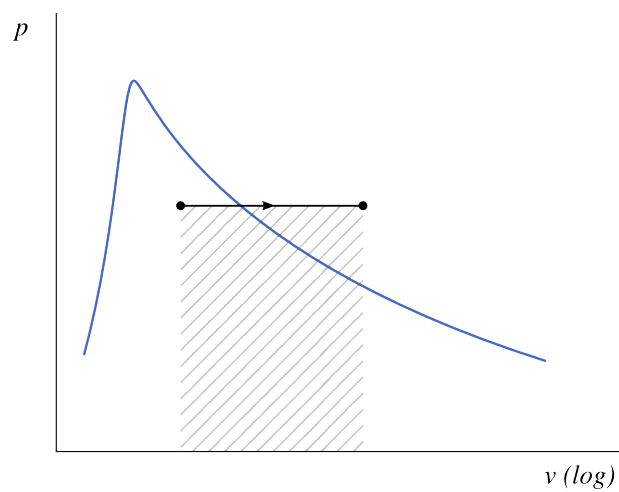


FIGURE 5.15 – Réchauffement à pression constante d'un liquide/vapeur, représenté sur un diagramme pression-volume.

Lorsque l'évolution se fait en système ouvert, nous avons $q_{1\rightarrow 2} + w_{1\rightarrow 2} = \Delta h$ (3/15).
Si l'évolution est réversible, la chaleur et le travail peuvent être chacun quantifiés :

$$\begin{aligned} w_{1\rightarrow 2} &= \int_1^2 v \, dp \\ w_{1\rightarrow 2} &= 0 \end{aligned} \quad (5/9)$$

lors d'une évolution réversible à pression constante, en système ouvert.

$$\begin{aligned} q_{1\rightarrow 2} &= \Delta h - w_{1\rightarrow 2} \\ q_{1\rightarrow 2} &= \Delta h \end{aligned} \quad (5/10)$$

lors d'une évolution réversible à pression constante, en système ouvert.

Exemple 5.10

Combien de travail et de chaleur faut-il pour chauffer lentement 2 kg d'eau liquide saturée à pression constante (3 bar), jusqu'à ce que le volume atteigne 1 m^3 ?

Nous partons de l'état liquide saturé, à $v_1 = v_L$ et $h_1 = h_L$. Nous avons besoin du volume spécifique et de l'enthalpie finaux pour pouvoir quantifier $W_{1\rightarrow 2}$ et $Q_{1\rightarrow 2}$. Le volume final sera $v_2 = \frac{V_2}{m} = 0,5 \text{ m}^3 \text{ kg}^{-1}$.

☞ On remarque que v_2 est inférieur à v_V à notre température. À la fin du réchauffement, l'eau sera toujours partiellement liquide et nous allons devoir calculer son titre.

☞ Mélange liquide-vapeur ? On se dirige vers les abaques n°2 et n°3. Nous connaissons la pression (0,3 MPa), c'est donc l'abaque n°3 qu'il nous faut.

Le titre final est $x_2 \approx \frac{v_x}{v_V} = \frac{0,5}{0,60576} = 0,825$ (5/6). On a donc $h_2 = h_L + x_2 h_{LV} = 561,4 + 0,825 \times 2163,5 = 2347,2 \text{ kJ kg}^{-1}$ (5/4).

On obtient le travail avec l'équation 5/9 : $W_{1\rightarrow 2} = m w_{1\rightarrow 2} = -m p_{\text{cste}} \Delta v = -2 \times 0,3 \cdot 10^6 \times (0,5 - 0,001073) = -2,994 \cdot 10^5 \text{ J} = -299,4 \text{ kJ}$.

Enfin, la chaleur avec l'équation 5/10 : $Q_{1\rightarrow 2} = m q_{1\rightarrow 2} = m \Delta h = 2 \times (2347,2 \cdot 10^3 - 561,4 \cdot 10^3) = +3,5715 \cdot 10^6 \text{ J} = +3571,5 \text{ kJ}$.

☞ Le transfert de chaleur mis en jeu est dix fois plus important que le travail. Ici, nous chauffons beaucoup et le fluide, à basse pression, travaille peu.

☞ Il est probablement plus simple et moins risqué de retrouver ces équations 5/9 et 5/10 à la main que de tenter de les mémoriser.

On peut remarquer que lorsqu'on chauffe l'eau en mélange liquide/vapeur (sous la courbe de saturation), l'augmentation de volume est formidable. Concrètement, il suffit de quelques millilitres d'eau liquide pour obtenir une expansion de plusieurs litres à pression constante, avec une température très modérée et constante. C'est la raison pour laquelle tous les premiers moteurs, au XIX^e siècle, ont fonctionné à l'eau plutôt qu'avec de l'air. La grande démultiplication du volume permettait des

moteurs plus compacts et avec de grands débattements (mécanismes plus simples), la pression constante évitait les à-coups, et les faibles températures permettaient l'usage de matériaux simples : une combinaison de facteurs avantageuse avec une technologie peu avancée.

Nous verrons aux chapitre 7 (*le second principe*) et chapitre 9 (*cycles moteurs à vapeur*) que ces avantages se traduisent hélas par une inefficacité pharaonique. Pour s'en affranchir, il faudra monter en température : ce sera pour le xx^e siècle.

5.4.3 Évolutions à volume constant

Il est possible de chauffer ou refroidir un liquide/vapeur en maintenant son volume constant (figure 5.16). Une évolution à volume constant est parfois dite *isochore*.

- Dans un système fermé, on peut chauffer ou refroidir le liquide/vapeur dans un réservoir fixe et fermé ;
- Dans un système ouvert, la situation est plus complexe. On doit compresser le liquide/vapeur pendant qu'on le réchauffe pour éviter que son volume n'augmente ; de même, pour éviter que son volume ne baisse en le refroidissant, il faut le détendre.

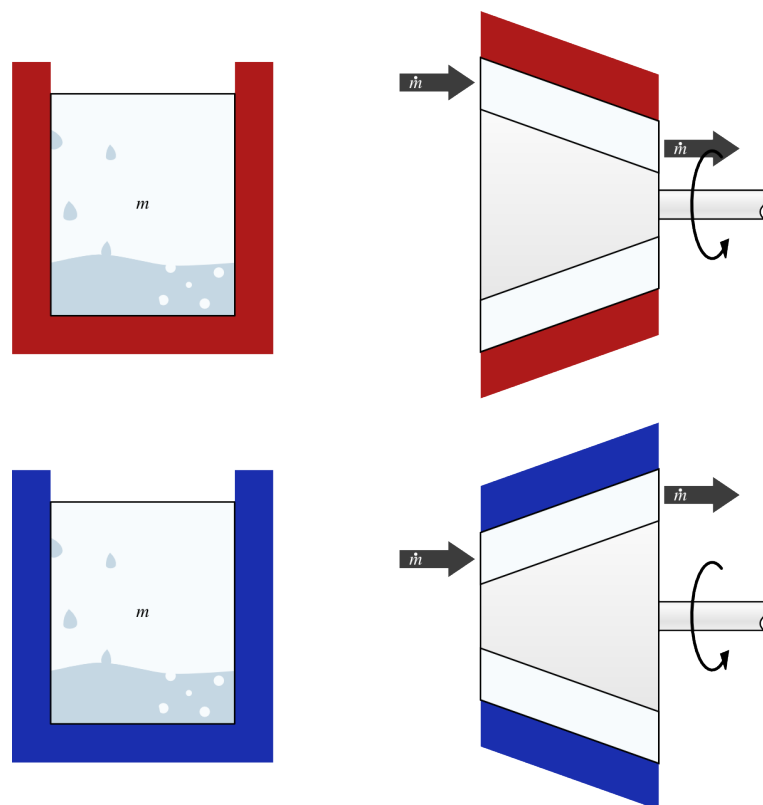


FIGURE 5.16 – Évolution à volume constant (isochore) d'un liquide/vapeur. En système fermé (à gauche), le volume est bloqué et aucun travail n'est effectué. En système ouvert (à droite), on doit compresser le fluide pendant qu'on le chauffe et le détendre pendant qu'on le refroidit, pour pouvoir maintenir le volume spécifique constant.



FIGURE 5.17 – Refroidissement à volume constant d’un liquide/vapeur, représenté sur un diagramme pression-volume.

En système fermé, nous avons $q_{1 \rightarrow 2} + w_{1 \rightarrow 2} = \Delta u$. La chaleur et le travail peuvent être chacun quantifiés :

$$\begin{aligned} w_{1 \rightarrow 2} &= - \int_1^2 p \, dv \\ w_{1 \rightarrow 2} &= 0 \end{aligned} \quad (5/11)$$

lors d’une évolution à volume constant, en système fermé.

$$\begin{aligned} q_{1 \rightarrow 2} &= \Delta u - w_{1 \rightarrow 2} \\ q_{1 \rightarrow 2} &= \Delta u \end{aligned} \quad (5/12)$$

lors d’une évolution à volume constant, en système fermé.

Lorsque l’évolution se fait en système ouvert, nous avons $q_{1 \rightarrow 2} + w_{1 \rightarrow 2} = \Delta h$. Si l’évolution est réversible, la chaleur et le travail peuvent être chacun quantifiés :

$$\begin{aligned} w_{1 \rightarrow 2} &= \int_1^2 v \, dp = v_{\text{cste}} \int_1^2 dp \\ w_{1 \rightarrow 2} &= v_{\text{cste}} \Delta p \end{aligned} \quad (5/13)$$

lors d’une évolution réversible à volume constant, en système ouvert.

$$\begin{aligned} q_{1 \rightarrow 2} &= \Delta h - w_{1 \rightarrow 2} = \Delta h - v_{\text{cste}} \Delta p \\ q_{1 \rightarrow 2} &= \Delta u \end{aligned} \quad (5/14)$$

lors d’une évolution réversible à volume constant, en système ouvert.

Remarquons qu'en fonction de son titre au départ, un mélange liquide-vapeur peut devenir entièrement liquide ou bien entièrement gazeux, lorsqu'il est chauffé à volume constant.

5.4.4 Évolutions à température constante

Il est possible de chauffer ou refroidir un liquide/vapeur en maintenant sa température constante (figure 5.18). Une évolution à température constante est parfois dite *isotherme*.

Lorsque le fluide est en mélange de phases (au centre de la courbe de saturation), l'évolution à température constante se fait aussi à pression constante, comme décrit en section §5.4.2 plus haut. Pour quantifier les transferts d'énergie, nous n'avons qu'à nous référer aux équations 5/9 et 5/10.

Par contre, dès que l'on franchit la courbe de saturation, rien ne va plus. Lorsque la saturation est atteinte, la pression se met à décroître et nous n'avons pas de moyen analytique de décrire cette évolution.

La conséquence est que pour l'instant, nous ne pouvons pas quantifier le travail et la chaleur mis en jeu lorsque l'on fait évoluer de la vapeur à température constante !

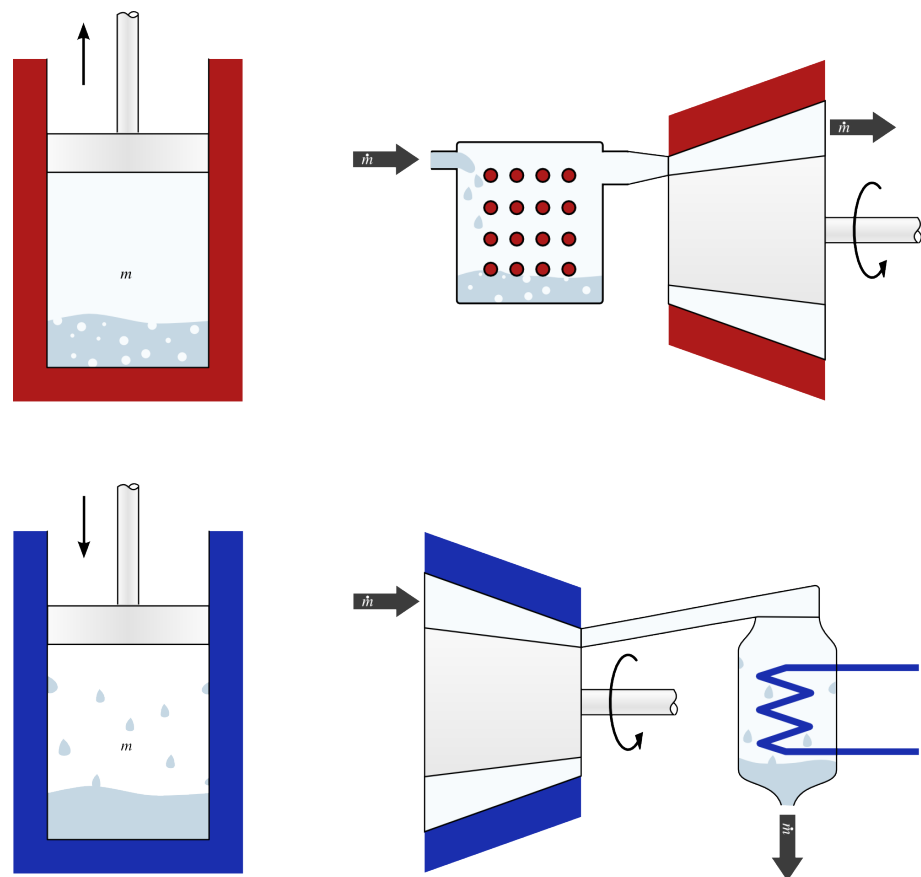


FIGURE 5.18 – Évolution à température constante (isotherme) d'un liquide/vapeur. En système fermé (à gauche), on laisse travailler le gaz sur un piston pendant qu'on le chauffe, et à l'inverse, on lui fournit du travail lorsqu'on le refroidit. En système ouvert (à droite), les mêmes manipulations sont effectuées en flux continu.



FIGURE 5.19 – Détente (réchauffement) à température constante d'un liquide/vapeur, représenté sur un diagramme pression-volume.

Lorsque nous aurons introduit le concept de l'*entropie* dans le chapitre 8, nous disposerons d'un moyen simple de quantifier le flux de chaleur dans une évolution à température constante.

Exemple 5.11

Combien de travail et de chaleur faut-il pour chauffer lentement 2 kg d'eau liquide saturée à température constante (130 °C), jusqu'à ce que son volume atteigne 1 m³ ?

On observe d'abord l'état final. Le volume final sera $v_2 = \frac{V_2}{m} = 0,5 \text{ m}^3 \text{ kg}^{-1}$, ce qui est inférieur à v_V à notre température. Conclusion : même à la fin du réchauffement, l'eau sera toujours partiellement liquide.

L'évolution se fera donc aussi à pression constante (la pression de saturation, $p_{\text{sat},130^\circ\text{C}} = 0,27028 \text{ MPa}$). Le calcul est exactement le même que pour l'exemple développé en §5.4.2. On obtient un titre de 0,749, une quantité de travail $W_{1 \rightarrow 2} = -269,7 \text{ kJ}$ et de chaleur $Q_{1 \rightarrow 2} = +3\,256,2 \text{ kJ}$.

☞ Tant que l'on est en mélange liquide/vapeur (sous la courbe de saturation), température constante = pression constante. Aucun problème.

Exemple 5.12

On reprend la même question avec un volume final plus grand : 2 m³. Combien faut-il de chaleur et de travail ?

On ne peut pas encore répondre simplement à cette question ! Le volume spécifique final dépasse v_V et la pression chute donc sur la fin de l'évolution (figure 5.19).

Pour répondre, il nous faudrait un moyen de prédire la pression à la fin de l'évolution. Sinon, nous sommes condamnés à interpoler entre les lignes

et les colonnes de l'abaque n°1 (en cherchant un volume v_2 à 130 °C), ce qui serait imprécis et malcommode.

✚ Avec le modèle du gaz parfait, nous pouvions écrire que $p v = \text{cste}$ à température constante, et donc prédire toutes les propriétés à la fin de la détente. Mais avec un liquide/vapeur, cela ne fonctionne plus.

✚ Après le chapitre 8, nous saurons utiliser le génial concept de l'*entropie* pour répondre à cette question.

5.4.5 Évolutions adiabatiques réversibles

Une évolution adiabatique est une évolution au cours de laquelle il n'y a aucun échange de chaleur (figure 5.20). On peut obtenir cela en recouvrant le récipient ou le conduit avec une épaisse couche d'isolant thermique.

Comme pour un gaz parfait, la température est nécessairement amenée à varier dans une telle évolution, puisque le travail est non-nul.

Une évolution adiabatique *réversible* est effectuée infiniment lentement. Un piston dans un cylindre devra pour cela être déplacé infiniment lentement, et une turbine en flux continu devra pour cela être infiniment longue. Les évolutions adiabatiques servent de référence, d'objectif théorique, pour quantifier les performances des turbines réelles, que nous étudierons au chapitre 9 (*cycles moteurs à vapeur*).

Dans n'importe quelle évolution adiabatique, l'échange de chaleur est nul :

$$q_{1 \rightarrow 2} = 0 \quad (5/15)$$

pour toute évolution adiabatique.

Le travail s'exprime donc simplement :

$$w_{1 \rightarrow 2} = \Delta u \quad (5/16)$$

pour toute évolution adiabatique en système fermé ;

$$w_{1 \rightarrow 2} = \Delta h \quad (5/17)$$

pour toute évolution adiabatique en système ouvert.

Comment quantifier ce Δu ou ce Δh ? Prenons l'exemple d'une détente adiabatique, en partant de 40 bar et 500 °C. On tente d'extraire le maximum de travail de la vapeur avant de la rejeter à pression atmosphérique (1 bar).

- Si la détente est complètement irréversible (très brutale), alors le travail est de zéro. La vapeur est rejetée avec la même quantité d'énergie (u , h) qu'à l'entrée.
- Plus on effectue la détente lentement, et plus on reçoit de travail.
- Le meilleur cas – le travail maximal – correspond à une détente adiabatique réversible (infiniment lente).

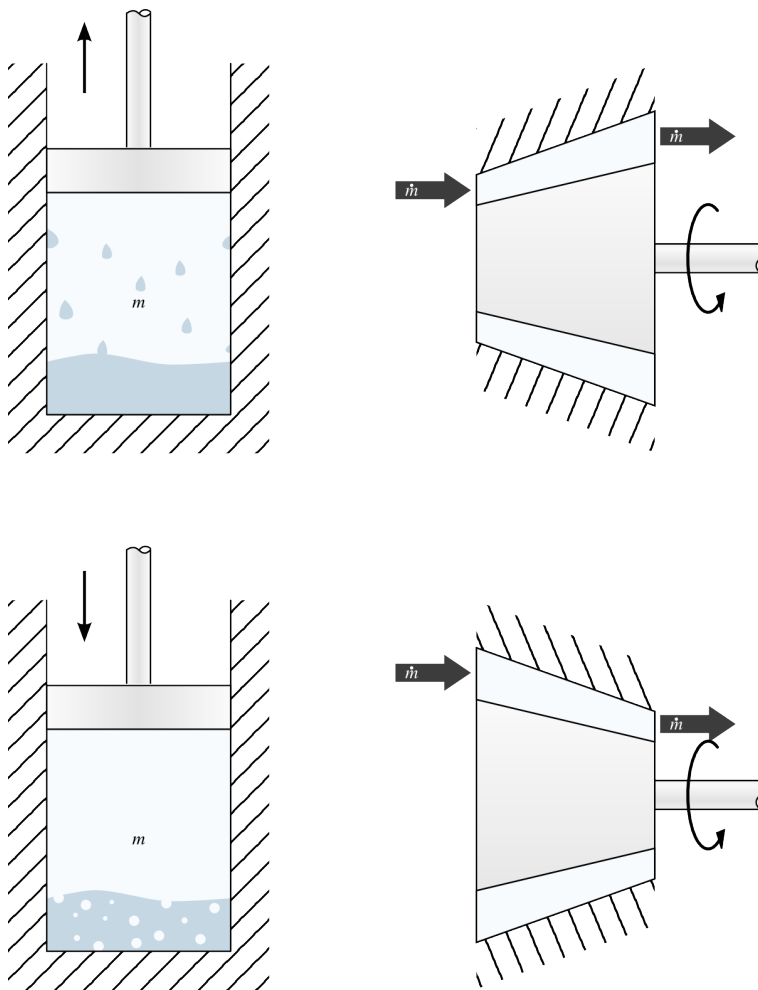


FIGURE 5.20 – Évolution adiabatique réversible (isentropique) d'un liquide/vapeur. En système fermé (à gauche) comme en système ouvert (à droite), le fluide est parfaitement isolé, de sorte qu'il n'y ait aucun transfert de chaleur, même si sa température varie.

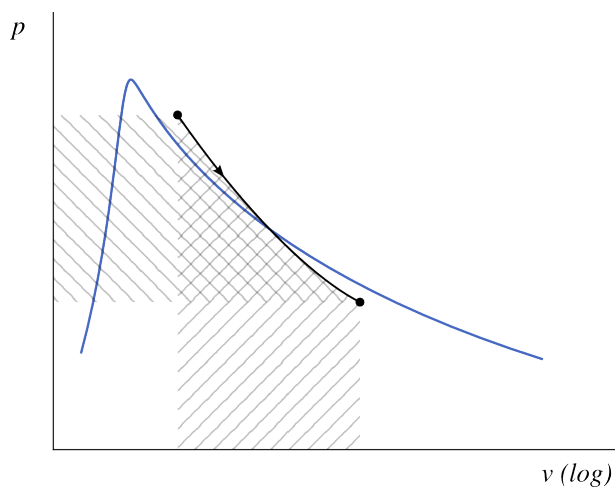


FIGURE 5.21 – Détente adiabatique réversible d'un liquide/vapeur, représentée sur un diagramme pression-volume.

Malheureusement, nous sommes encore incapables de quantifier cette quantité maximale de travail ! Il nous faudrait pour cela pouvoir quantifier l'énergie au sein de la vapeur au fur et à mesure qu'elle se détend. Nous savions faire cela avec un gaz parfait (et les angoissantes relations de type $(T_1/T_2)^{1/\gamma-1} = \dots$) mais nous n'avons pas de tel outil avec les liquides/vapeurs.

Plus tard, dans le chapitre 8 (*l'entropie*), nous verrons qu'une évolution adiabatique réversible se fait à *entropie* constante (c'est pour cela que nous appellerons ces transformations *isentropiques*), et nous nous servirons de ce phénoménal outil pour répondre à ces questions.

5.4.6 Évolutions arbitraires

Il faut bien garder en tête que l'on peut en pratique faire évoluer les propriétés d'un liquide/vapeur *de n'importe quelle façon arbitraire* (figure 5.22), exactement comme un gaz.

Nous nous sommes concentrés sur quatre évolutions particulières, parce qu'elles jouent chacune un rôle important, pour les physiciens et pour les ingénieurs, dans la conception des machines thermiques. En contrôlant astucieusement les transferts de chaleur et de travail, on peut bien sûr provoquer n'importe quelle évolution arbitraire.

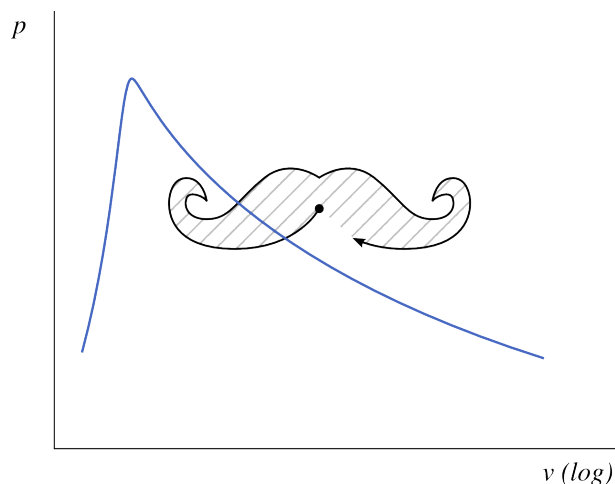


FIGURE 5.22 – Évolution entièrement arbitraire d'un liquide/vapeur représentée sur un diagramme pression-volume. Outre un sens de l'humour déplorable, une telle évolution requiert une combinaison extrêmement complexe de transferts de chaleur et de travail que l'étudiant/e est invité/e à se représenter.

Un peu d'histoire : le cheval-vapeur

★

Nous associons traditionnellement le mot *moteur* à la propulsion automobile : des machines fonctionnant avec de l'air et de l'essence. Pourtant, les tous premiers moteurs étaient tout autres. Lourds, lents, incroyablement volumineux, fonctionnant au charbon et à l'eau, ils ne servaient qu'à pomper de l'eau.

Revenons au début du XIX^e siècle. À cette époque, l'Europe se chauffe au charbon, que l'on extrait à grand peine des mines sans cesse inondées. On les désengorge en faisant travailler des chevaux, au travers d'un mécanisme de pompage primitif. Les premiers moteurs sont installés pour remplacer ces chevaux – mais ils ne sont pas moins coûteux, et demandent au moins autant d'attention !

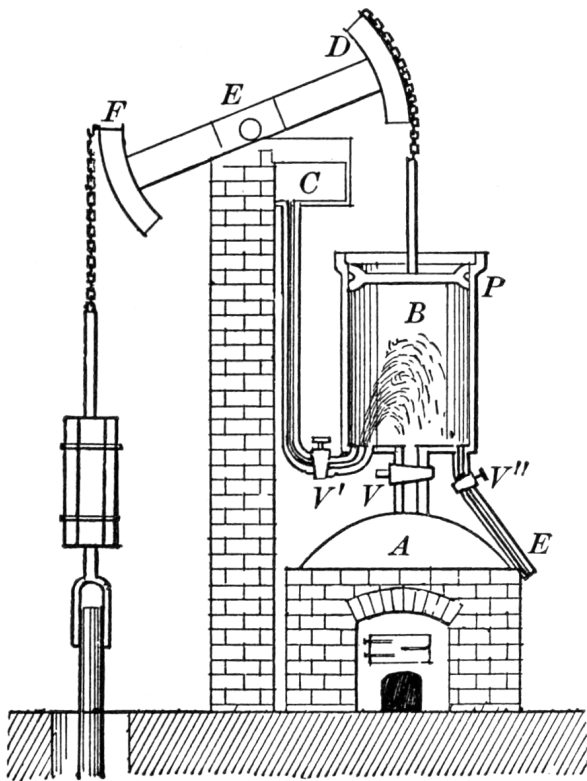


FIGURE 5.23 – Schéma de coupe d'un des premiers moteurs à vapeur (moteur Newcomen, ~1720). La condensation provoquée par injection d'eau dans le cylindre provoquait une chute de pression interne.

Dessin domaine public par Newton Henry Black & Harvey Nathaniel Davis, publié en 1913

Les technologies métallurgique (les cylindres sont en cuivre et travaillés à la main) et mécanique (les vannes doivent être ouvertes et fermées une à une manuellement tout au long du fonctionnement), toutes deux balbutiantes, cantonnent ces moteurs à des pressions de fonctionnement très faibles.

Pour ces moteurs, l'eau convient parfaitement. Lorsque la vapeur à pression modérée est refroidie (par exemple en y mêlant de l'eau liquide froide), elle se condense et sa pression chute brutalement (figure 5.23). C'est l'occasion d'entraîner un piston qui, soumis à la pression atmosphérique sur son autre face, pourra produire du travail. Ainsi, on pourrait presque parler de « moteurs à implosion », puisqu'ils font travailler l'atmosphère sur un cylindre de vapeur dépressurisée pour produire du travail.

Avec ce mode de fonctionnement, la différence de pression obtenue atteint au plus 1 bar, et la cadence est lamentablement faible. Mais l'ensemble fonctionne à température et pressions raisonnables, et les exploitants ne manquent ni de charbon, ni d'eau.

C'est un jeune employé de l'université de Manchester qui réalise le premier le potentiel de développement formidable qui s'offre au moteur. En étudiant un modèle réduit de moteur appartenant à l'université, il apporte une série de modifications qui vont doubler son rendement.

La première et la plus importante va être de séparer dans l'espace les phases de réchauffement et de refroidissement de la vapeur. Auparavant, la condensation par injection d'eau froide abaissait aussi la température du piston et du cylindre métalliques, qu'il fallait, à chaque cycle, réchauffer, avec un coût en chaleur important. Désormais, la vapeur est refroidie dans une chambre maintenue à basse température par immersion dans l'eau (figure 5.24), tandis que le cylindre moteur est maintenu à haute température au-dessus de la chaudière.

La seconde modification va être d'exploiter les deux faces du piston. En utilisant un système de conduites contrôlées par des vannes, il devient possible d'augmenter la différence de pression animant le mouvement du piston. Tandis que la vapeur se condense à 0,2 bar d'un côté, l'autre face subit désormais la pression de la vapeur à 1,4 bar. Non seulement le travail fourni à chaque mouve-

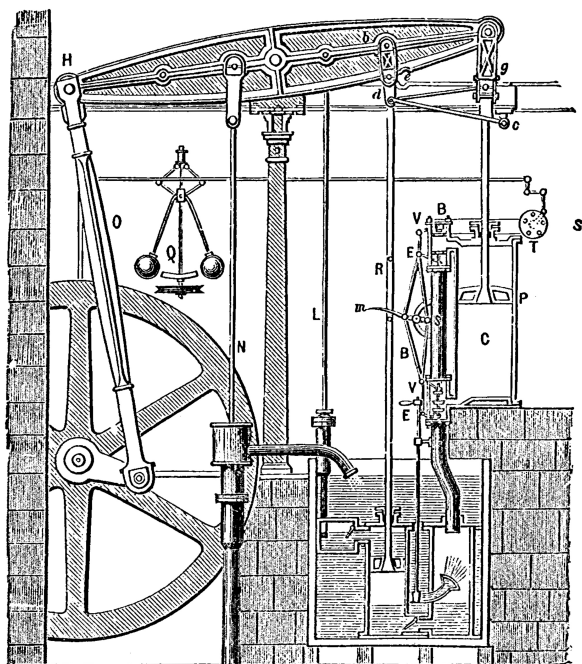


FIGURE 5.24 – Le moteur de *Boulton & Watt* avec condensation séparée et piston double-face.

Dessin domaine public par Robert Henry Thurston (1878)

ment de piston est augmenté, mais en plus, la cadence (et ainsi la puissance) est doublée, puisque le piston est moteur en se déplaçant vers le haut comme vers le bas.

Pour finir, une série d'automatismes mécaniques réduisent l'attention qu'il est nécessaire d'apporter à la formidable machinerie ainsi assemblée. Le volant d'inertie maintient la cadence, l'ouverture des vannes est mécaniquement liée à l'avancement du moteur, et le régulateur centrifuge à boules, hérité des moulins à eau et ainsi devenu célèbre, évite l'emballement ou le calage.

Le jeune laborantin, qui porte le nom de James Watt, trouve la fortune en s'associant avec un fabricant de canons expert en chaudronnerie, Matthew Boulton. La suite est sans équivoque : *Boulton & Watt* s'arrogeront une part énorme du marché naissant des machines thermiques.

Leur succès, hélas viendra bien moins des innovations technologiques apportées que des procès retentissants menés pour les monétiser. Car les deux partenaires excellent dans le relationnel politique, et surtout dans l'univers particulier des brevets et

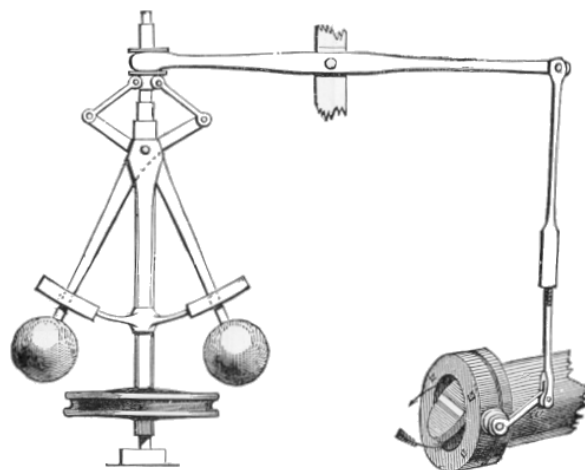


FIGURE 5.25 – Le régulateur à boules, mécanisme provenant des moulins à vent et intégré aux moteurs à vapeur par James Watt.

Dessin domaine public par R. Routledge (1900)

des *royalties* qui en tombent. Les deux écossais à haut-de-forme touchent par exemple un pourcentage sur les économies de charbon engendrées par les machines qu'ils vendent au travers le pays. Et il faudra près d'une quinzaine d'années pour que s'ouvre enfin à tous la possibilité légale, au Royaume-Uni, d'utiliser la « puissance expansive de la vapeur », procédé sournoisement breveté par les deux associés !

Quoi qu'il en soit, le comité SI attribua à la puissance l'unité *watt* en 1960. Elle détrôna alors le *cheval-vapeur* (*horsepower*)... introduit par ledit James près d'un siècle plus tôt, pour comparer ses machines aux chevaux de trait qu'elles remplaçaient.

$$\begin{aligned} 1 \text{ ch}_{\text{impérial}} &\equiv 33\,000 \text{ ft lb}_f \text{ min}^{-1} \\ &= 745,6999 \text{ W} \end{aligned}$$