

Appareil d'enseignement pour l'étude des propriétés des fluides au voisinage du point critique

Résumé.

Etudié dans un but pédagogique, l'appareil décrit ici, de conception simple et robuste, illustre de façon significative le cours relatif aux propriétés thermo-élastiques des fluides. La possibilité d'atteindre le point critique d'un certain nombre de fluides permet de nombreuses observations et mesures, réalisées à titre démonstratif avec l'hexafluorure de soufre et l'éthane.

INTRODUCTION.

Après avoir réalisé un appareil d'enseignement pour l'étude de la compressibilité et de la liquéfaction des gaz, décrit dans un précédent article (1), nous avons été conduits tout naturellement à envisager d'étendre les gammes de pression et de température, et en particulier d'accéder aux valeurs critiques. Pour une étude en fonction de la pression et de la température, deux types d'installations sont généralement employés :

- Montages à volume constant (tubes de Natterer, enceintes avec introduction de quantités variables de fluide);
- Montages à masse de fluide constante et volume variable.

Dans le deuxième cas, la déformation de la chambre est souvent transmise au volume utile par l'intermédiaire d'une certaine quantité de mercure.

Les appareils décrits dans la littérature sont nombreux et très élaborés (2), (3), (4), (5). Ils ont permis d'obtenir les caractéristiques d'un grand nombre de fluides dans de très larges intervalles de pression et de température. Pour notre part, nous avons cherché à réaliser un appareil d'utilisation commode, souple et précis, permettant à la fois des observations nettes et rapides, telles que l'exige une expérience de cours, et des mesures quantitatives aisément réalisables par des étudiants dans une séance de manipulations.

En présentant cet appareil, nous insisterons sur l'intérêt pédagogique de sa conception et des résultats qu'on peut en attendre.

L'APPAREILLAGE.

Par rapport à l'appareillage précédemment décrit (1), nous avons conservé le principe d'une compression du gaz assurée par la diminution du volume d'une chambre déformable remplie de mercure. La déformation est ici obtenue, selon un principe en usage dans les baromètres de Fortin, par le jeu d'une membrane souple en toile caoutchoutée. La membrane forme le fond de la chambre en acier inoxydable contenant le mercure ; sa partie centrale repose sur la tête d'un piston qui effectue un mouvement de translation verticale par manœuvre d'un volant.

Lors de la montée du piston, la toile se déplie progressivement comme le montrent les figures 1 *a*) et 1 *b*) qui la représentent en position basse et en position haute.

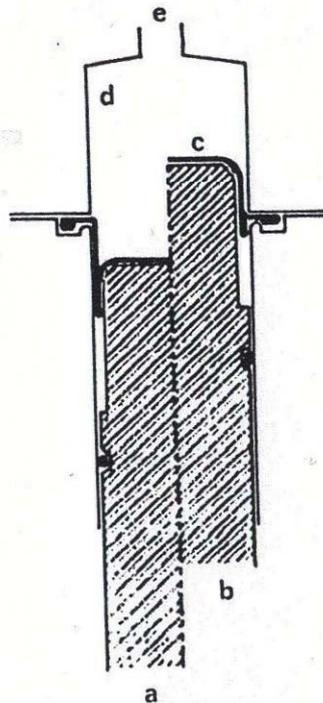


Fig. 1. — Plan de l'appareil.

a Piston en position basse. b Piston en position haute. c Membrane.
d Chambre en acier inoxydable contenant le mercure. e Départ du tube de compression.

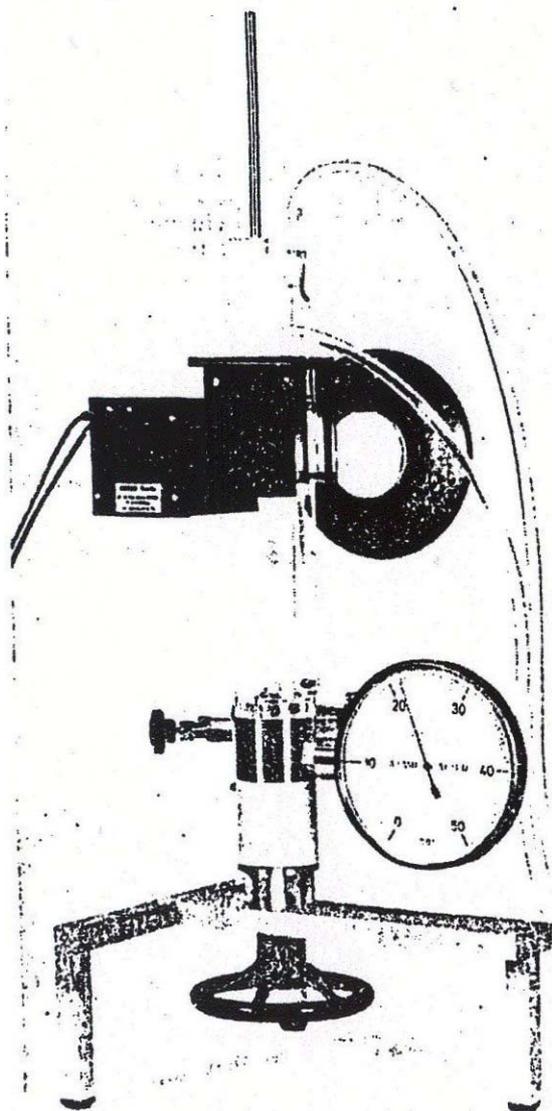


Fig. 2. — Vue générale de l'appareillage muni du système optique.

Le tube de compression, de volume utile 4 cm³, gradué au 1/20^e de cm³ est en pyrex de forte section ; diamètre extérieur : 12 mm ; épaisseur : 3 mm. Un tube similaire soumis à des essais de rupture s'est fracturé à 115 bars, soit plus de 2 fois la pression maximale utilisée dans l'expérience.

Une enceinte parallélépipédique transparente remplie d'eau entoure ce tube. Elle est alimentée par une circulation d'eau à température réglée au 1/10^e de degré entre 0° et 60° C.

L'appareil, d'une masse totale de 9 kg seulement, d'encombrement réduit, est facilement transportable. Utilisé par des étudiants lors de séances de travaux pratiques, il devient un appareil de démonstration de cours par l'adjonction d'une lentille de projection et d'une source de lumière. Ce système optique est monté sur un support coulissant le long des faces parallèles de la cuve, de manière à pouvoir suivre l'évolution du ménisque lors de la compression. Un manomètre de grande taille ainsi qu'un thermomètre projetable permettent alors à l'ensemble d'un auditoire d'observer dans de bonnes conditions une expérience telle que le contournement du point critique. La photographie de la fig. 2 donne une vue générale de l'appareillage.

Mise en service.

Avant l'introduction du gaz d'étude, il est nécessaire d'évacuer tout l'air se trouvant au-dessus du mercure dans la chambre et le tube de compression. Pour éviter cependant l'aspiration de la membrane et son décollement du piston, on commence par faire le vide au-dessous de la membrane par l'orifice pratiqué dans le corps du cylindre. Puis, le piston étant en position basse, on pompe dans la chambre et le tube de compression, ainsi que dans les canalisations, de façon à obtenir une pression résiduelle inférieure à 0,1 torr. Un jeu de vannes, représentées sur le schéma de principe (fig. 3), permet de réaliser ces diverses opérations. Puis on introduit progressivement le gaz jusqu'à une pression de 5 à 10 bars. L'appareil est alors prêt à fonctionner.

Choix du gaz.

Diverses considérations nous interdisent d'utiliser n'importe quel gaz. Elles concernent en particulier :

- a) LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES. Les valeurs critiques de la température et de la pression des gaz utilisés ne devront pas dépasser les valeurs limites fixées pour l'appareillage. De toute évidence, cela restreint considérablement le nombre de gaz pouvant être admis dans le tube. Une étude bibliographique (6) nous a conduit à dresser une liste des gaz dont les valeurs critiques permettent, sous réserve d'une légère extension éven-

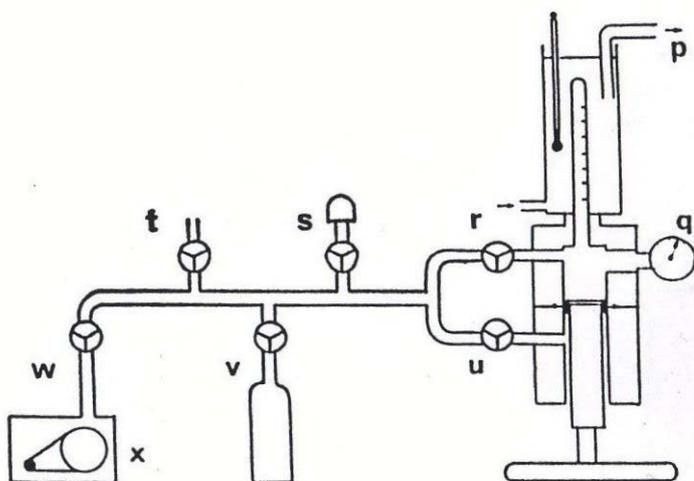


Fig. 3. — Schéma d'utilisation.

p Circulation d'eau thermostatée. q Manomètre. r Vanne de remplissage. s Jauge à vide et vanne d'isolement. t Robinet d'entrée d'air. u Vanne d'aspiration de la membrane. v Bouteille de gaz et son robinet. W Vanne d'isolement. X Pompe à vide.

tuelle des caractéristiques de l'appareil, leur utilisation dans le tube de compression (tableau 1). Dans ce tableau, nous avons étendu la gamme de température de 0 à 100°C, et la gamme de pression jusqu'à 72 bars, c'est-à-dire la pression critique de l'anhydride carbonique utilisé dans la machine de Cailletet.

- b) LES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. Elles nous amènent à réduire encore ce choix. Les gaz devront être stables et inertes chimiquement dans les conditions de travail envisagées, donc non corrosifs pour les matériaux utilisés : verre, acier, mercure. On évitera également les gaz présentant des risques d'explosion.

Remarquons que le tableau précédent comporte un certain nombre de fluides (hydrocarbures halogénés) utilisés dans les techniques de réfrigération.

- c) LES PROPRIÉTÉS PHYSIOLOGIQUES. Pour un appareil d'enseignement, on choisira des gaz non toxiques. Ainsi, l'Institut National de Sécurité précise les valeurs limites de concentration dans l'air d'un certain nombre de substances (7).

Tableau I

COMPOSÉS ORGANIQUES		P _c atm.	T, °C	COMPOSÉS INORGANIQUES		P _c	T, °C
CBrF ₃	Monobromotrifluorométhane	50,3	66,8	BF ₃	Fluorure de Bore	50,6	2,3
CClF ₂ H	Monochlorodifluorométhane	48,4	96	B ₂ H ₆	Diborane	41,2	16
CClF ₂	Monochlorotrifluorométhane	39	28,9	CO ₂	Dioxyde de carbone	72,9	31
CCl ₃ H	Trichlorométhane (chloroforme)	48	25,9	N ₂ O	Protoxyde d'azote	71,7	36,5
CFH ₃	Monofluorométhane	59,9	44,6	PH ₃	Hydrogène phosphoré	64,5	51,3
CF ₃ H	Trifluorométhane (fluoroforme)	46,2	25,9	SF ₆	Hexafluorure de soufre	38	45,5
C ₂ ClF ₅	Monochloropentafluoroéthane	31,8	80	SiClF ₃	Monochlorotrifluorosilane	34,2	34,5
C ₂ F ₆	Tétrafluoroéthylène	37,7	33,3	SiCl ₂ FH	Dichloromonofluorosilane	34,5	95,8
C ₂ F ₆	Hexafluoroéthane	29,9	19,7	SiCl ₂ F ₂	Dichlorodifluorosilane	35,7	95,7
C ₂ F ₃ H ₃	Difluoroéthylène	43,8	30,1	Xc	Xénon	59,2	16,6
C ₂ F ₃ H ₃	Trifluoroéthane	37,1	73,1				
C ₂ H ₂	Acétylène	61,2	35,5				
C ₂ H ₄	Ethylène	50,2	9,9				
C ₂ H ₆	Ethane	48,2	32,2				
C ₃ H ₄	Propène	45,4	91,9				
C ₃ H ₈	Propane	42	96,8				

d) LES CONDITIONS D'APPROVISIONNEMENT. Parmi celles-ci, nous citons notamment le degré de pureté.

L'ensemble de ces problèmes nous a conduits à présenter des expériences réalisées avec l'hexafluorure de soufre. La pression critique est une des plus basses parmi celles des gaz utilisables, et la température critique permet le tracé d'isothermes de part et d'autre du point critique. Pour certaines expériences et dans un but de comparaison, nous avons également utilisé l'éthane. Ces deux gaz, d'emploi courant, peuvent être conditionnés en emballages légers (fig. 2), d'une tare de 100 g environ, sous une pression approximative de 10 bars, ce qui rend les manipulations successives très commodes.

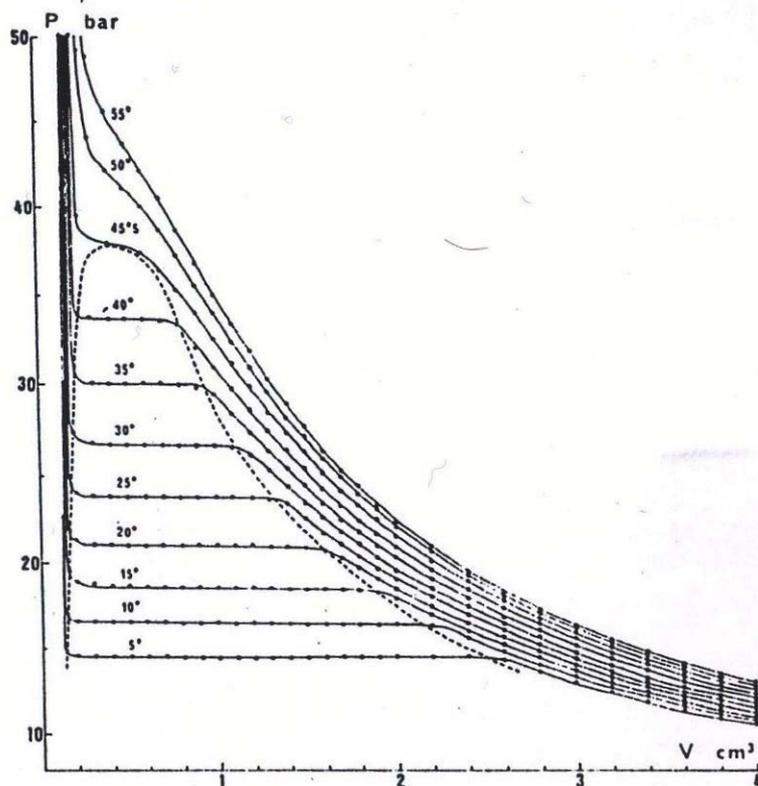


Fig. 4

RESULTATS EXPERIMENTAUX.

Il est intéressant de montrer quels enseignements apporte la seule mesure des trois variables pression, volume et température

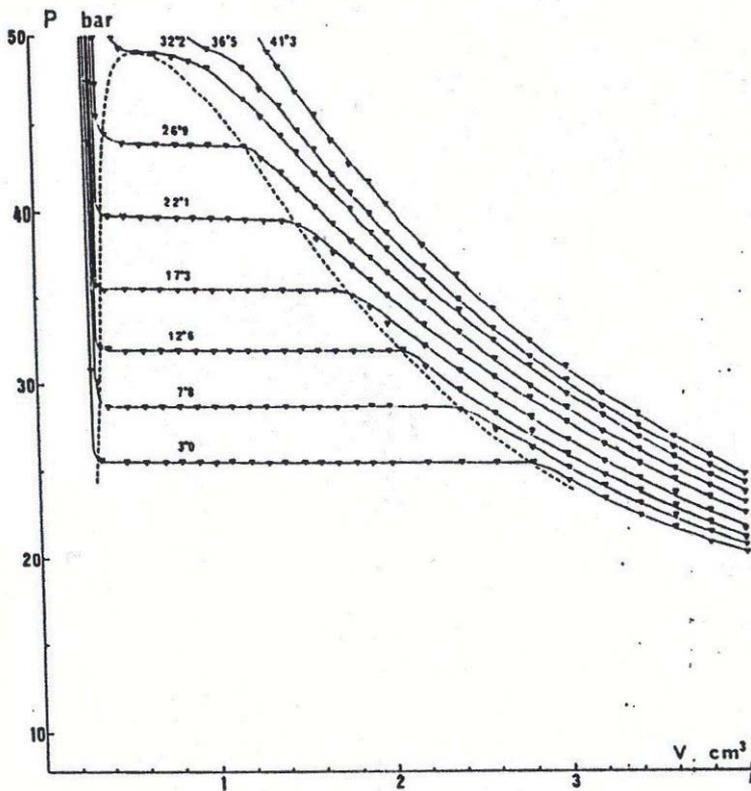


Fig. 5

Diagrammes de Clapeyron. Réseaux d'isothermes de :

● SF₆, ▼ C₂H₆. ----- Courbes de saturation.

(T : ± 0,2° ; P ± 0,5 bar ; V ± 0,05 cm³).

et d'exploiter les divers résultats obtenus selon le type de diagramme (P, V, T) choisi. Plusieurs lois découlent directement de ces mesures et nous les examinerons successivement :

Diagrammes de Clapeyron (SF₆ et C₂H₆).

L'étendue des possibilités de l'appareil est démontrée par le réseau d'isothermes de l'hexafluorure de soufre (fig. 4). On observe en particulier des paliers bien horizontaux, indice de la pureté du gaz et de la validité des conditions de remplissage. L'isotherme critique à tangente horizontale est correctement obtenue pour 45,5°C ; on peut suivre l'évolution des isothermes au-

dessus du point critique ; elles présentent d'abord deux inflexions très nettes, puis moins marquées et tendent finalement vers l'hyperbole caractérisant un gaz parfait, éloigné de l'état liquide.

Le réseau d'isothermes de l'éthane (fig. 5) a été juxtaposé au précédent à titre comparatif. On remarquera que les températures d'isothermes sont différentes : elles n'ont pas été choisies au hasard, mais pour illustrer la loi des états correspondants (cf. paragraphe suivant).

Loi des états correspondants (SF. et C.H.).

Supposons que l'équation d'état des gaz étudiés soit de la forme : $F(P, V, T, A, B, R) = 0$, ne contenant en particulier que trois constantes, la fonction F étant la même pour tous les gaz. Quelle que soit la forme de cette équation, ces trois constantes peuvent être calculées à partir des valeurs critiques de la pression, du volume et de la température P_c, V_c, T_c de sorte que l'équation d'état s'écrive maintenant :

$$\Phi(P, V, T, P_c, V_c, T_c) = 0$$

Pour des raisons d'homogénéité, elle ne s'exprime d'ailleurs qu'en fonction des rapports $\omega = P/P_c, \psi = V/V_c$ et $\theta = T/T_c$, c'est-à-

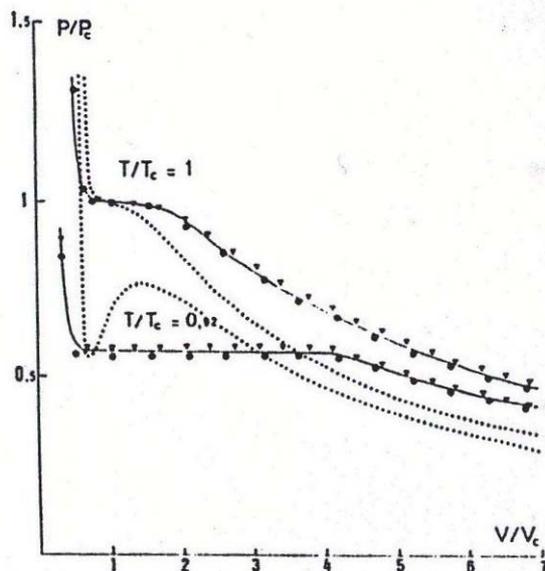


Fig. 6. — Loi des états correspondants.

● SF. ▼ C₂H₆. ●●●●●●●●●● Courbes de Van der Waals.

dire des coordonnées « réduites », de sorte qu'elle devient finalement :

$$\Phi(\omega, \psi, \theta) = 0;$$

C'est l'équation d'état réduite.

Dans ces conditions, deux gaz ayant même pression réduite et même température réduite sont dits dans des « états correspondants ». Un exemple d'équation d'état est donné par la loi de Van der Waals :

$$\left(P + \frac{A}{V^2} \right) (V - B) = RT$$

dont l'équation réduite est :

$$\left(\omega + \frac{3}{\psi^2} \right) (3\psi - 1) = 8\theta.$$

Il s'agit alors de tracer le diagramme de Clapeyron de deux gaz en coordonnées réduites ω et ψ et de montrer que, pour deux températures « correspondantes », c'est-à-dire pour la même température réduite θ , les isothermes représentatives sont confondues. La fig. 6 montre une application de ce principe pour $\theta = 1$ (isotherme critique) et $\theta = 0,92$ dans le cas de SF_6 et C_2H_6 . Le tableau II ci-dessous donne les valeurs numériques des températures correspondantes utilisées ici dans les diagrammes de Clapeyron de SF_6 et C_2H_6 .

Tableau II

SF_6		T/T_c	C_2H_6	
$^{\circ}C$	K		K	$^{\circ}C$
55	328	1,030	314,4	41,3
50	323	1,014	308,7	36,5
45,5	318,5	1,000	305,2	32,2
40	313	0,983	299,9	26,9
35	308	0,967	295,1	22,1
30	303	0,951	290,3	17,3
25	298	0,936	285,6	12,6
20	293	0,920	280,8	7,8
15	288	0,904	276,0	3,0
10	283	0,889	271,2	-1,8
5	278	0,873	266,4	-6,6

Les courbes « correspondantes » des 2 gaz sont assez bien superposées. Toutefois, il faut signaler que ces courbes s'écartent

notablement des isothermes d'un fluide régi par l'équation d'état de Van der Waals.

Courbes de pression de vapeur saturante (SF_6 et C_2H_6).

A chaque température correspond dans le diagramme de Clapeyron, un palier de liquéfaction. L'ensemble de ces paliers constitue, dans un diagramme pression - température, la courbe de pression de vapeur saturante, limitée vers le haut par le point critique. La fig. 7 présente les courbes de pression de vapeur saturante pour SF_6 et C_2H_6 . Nous avons également reporté sur ce diagramme les valeurs des pressions de vapeur saturante de la littérature pour SF_6 (8) et C_2H_6 (9).

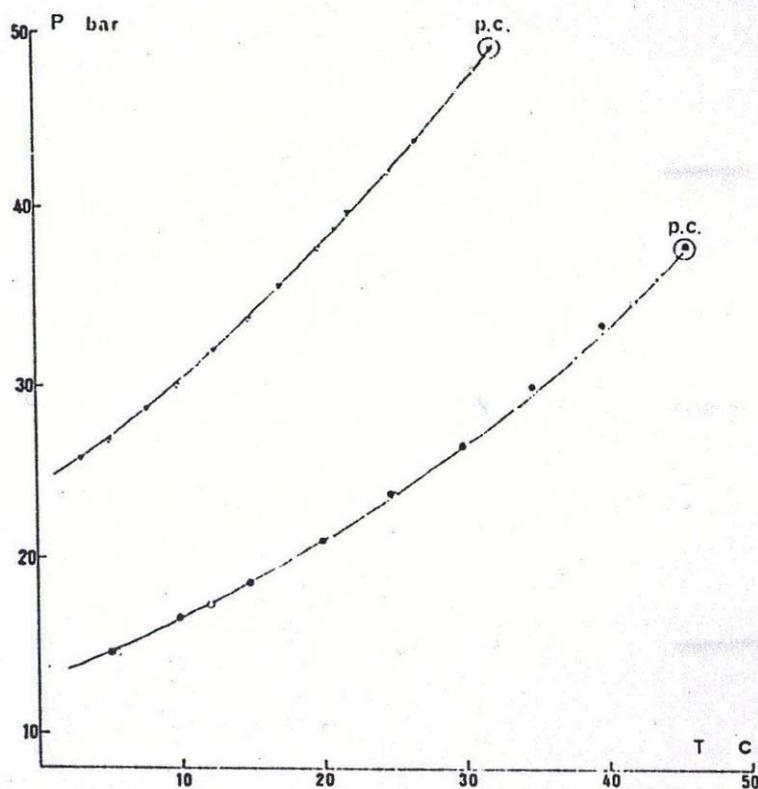


Fig. 7. — Courbes de pression de vapeur saturante.

Valeurs de la littérature : ○ SF_6 , △ C_2H_6 .

Points expérimentaux : ● SF_6 , ▼ C_2H_6 .

Une donnée supplémentaire serait fournie par la pente de la tangente à la courbe à une température T : la chaleur de vaporisation $L(T)$, donnée par la formule de Clapeyron,

$$L(T) = \frac{T}{J} (V_g - V_l) \frac{dP}{dT}.$$

Une application numérique est donnée en Appendice.

Écarts à l'état parfait (SF).

Plusieurs types de diagrammes sont fréquemment utilisés pour mettre en évidence l'écart à l'état parfait. Nous en considérerons deux :

Diagramme d'Amagat :

C'est un diagramme donnant le produit PV en fonction de la pression P . Pour l'état parfait, $PV = nRT$, les isothermes y seraient des droites horizontales. La fig. 8 montre que la réalité est bien différente. Dans la zone considérée, le gaz est plus compressible qu'un gaz parfait : le facteur de compressibilité $Z = PV/nRT$ y est inférieur à 1. Une détente Joule-Thomson produirait un refroidissement.

Diagramme $PV = f(1/V)$; Coefficients du viriel (SF) :

L'équation d'état du fluide réel peut s'exprimer sous forme de développement en série d'une variable, par exemple :

$$PV = nRT \left[1 + \frac{B}{V} + \frac{C}{V^2} + \frac{D}{V^3} + \dots \right]$$

Pour connaître entièrement l'état d'un fluide dans les conditions P, V, T , il est nécessaire de déterminer B, C, D, \dots , appelés coefficients du viriel. Remarquons que :

$\lim_{1/V \rightarrow 0} (PV) = Y_0 = nRT$ (on tend vers l'état parfait)

$$\text{et } \lim_{1/V \rightarrow 0} \frac{d(PV)}{d(1/V)} = BnRT = BY_0,$$

ce qui veut dire en fait que lorsque $1/V$ est petit, les termes $1/V$, d'ordre supérieur, sont négligeables et que le produit PV est représenté dans un diagramme $PV = f(1/V)$ et vers l'origine par la droite de pente :

$$s = BnRT = BY_0 = \frac{\Delta(PV)}{\Delta(1/V)}$$

B , deuxième coefficient du viriel, correspond au volume V . On l'exprime en fait pour une mole :

$$B_0 = \frac{B}{n} = \frac{\Delta(PV)}{\Delta(1/V)} \frac{RT}{Y_0^2}$$

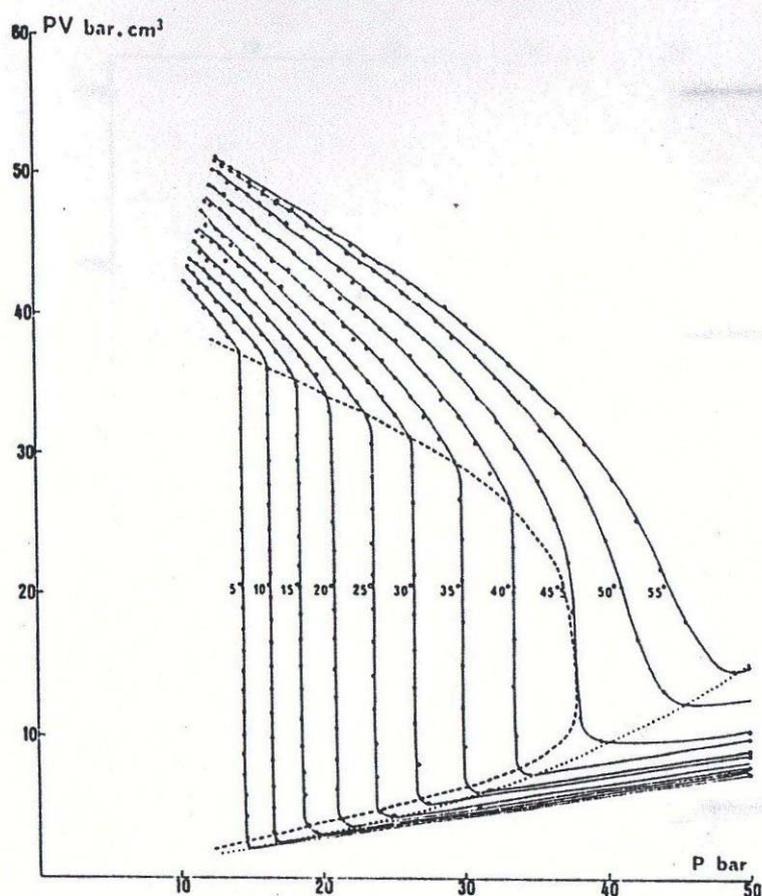


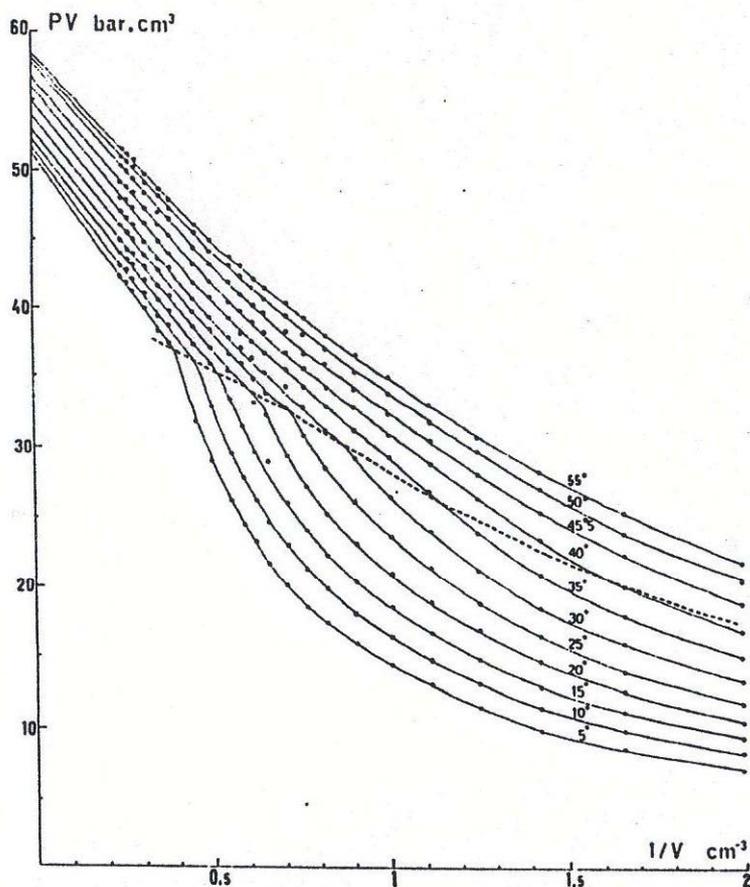
Fig. 8. — Diagramme d'Amagat.

----- Courbe de saturation.

..... Minimum du produit PV.

Les courbes de la fig. 9 montrent que l'approximation est valable pour $1/V$ petit ; elles permettent de calculer B_0 qui est, en fait, fonction de la température. La fig. 10 donne l'évolution de B_0 en fonction de T pour l'hexafluorure de soufre, avec les valeurs expérimentales et les valeurs de la littérature (8).

Les coefficients d'ordre supérieur sont plus délicats à évaluer. Indiquons seulement que le troisième coefficient du viriel est de signe positif, comme le montre la courbure des tracés.

Fig. 9. — Diagramme $PV = f(1/V)$.

----- Courbe de saturation.

Loi des diamètres rectilignes.

Soient v_l et v_v les volumes respectifs du liquide et de la vapeur saturante sur la courbe de saturation, fonctions de la température, et v_c le volume critique. Les courbes représentant $v_c/v_l(T)$ et $v_c/v_v(T)$ en fonction de T se raccordent sans discontinuité au point critique. L'ensemble des milieux des cordes verticales de la courbe ainsi formée est une droite de pente négative (loi des diamètres rectilignes).

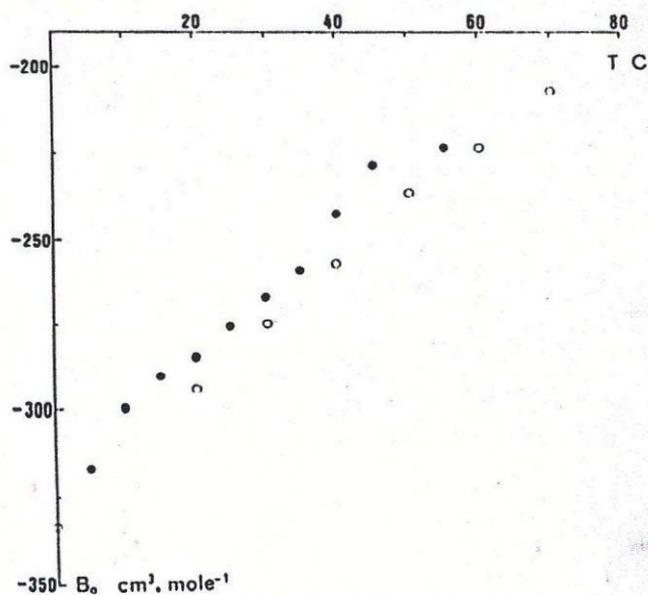


Fig. 10. — Second coefficient du viriel.

● Points expérimentaux. ○ Valeurs de la littérature.

On écrit généralement cette loi sous la forme (10) :

$$\frac{\frac{1}{v_l} + \frac{1}{v_g}}{2} = \frac{\rho_l + \rho_g}{2 \rho_c} = 1 + \frac{3}{4} \left(1 - \frac{T}{T_c} \right)$$

où ρ_l , ρ_g et ρ_c sont les masses volumiques du liquide, de la vapeur et du fluide au point critique. L'expérience montre aussi que :

$$\frac{\frac{1}{v_l} - \frac{1}{v_g}}{1} = \frac{\rho_l - \rho_g}{\rho_c} = \frac{7}{2} \left(1 - \frac{T}{T_c} \right)^{3/2}$$

cette deuxième relation n'étant bien vérifiée qu'au voisinage du point critique.

Ces formules traduisent, en principe, la loi des états correspondants. Nous remarquons que les courbes $\frac{\rho_c}{\rho_g}$ de SF₆ et C₂H₆

sont pratiquement superposées (fig. 11). Par contre, un important écart se manifeste entre les 2 courbes $\frac{v_r}{v_l}$ associées aux deux fluides. Cet écart provient des erreurs importantes sur la détermination des faibles volumes v_l dans les réseaux d'isothermes des fig. 4 et 5.

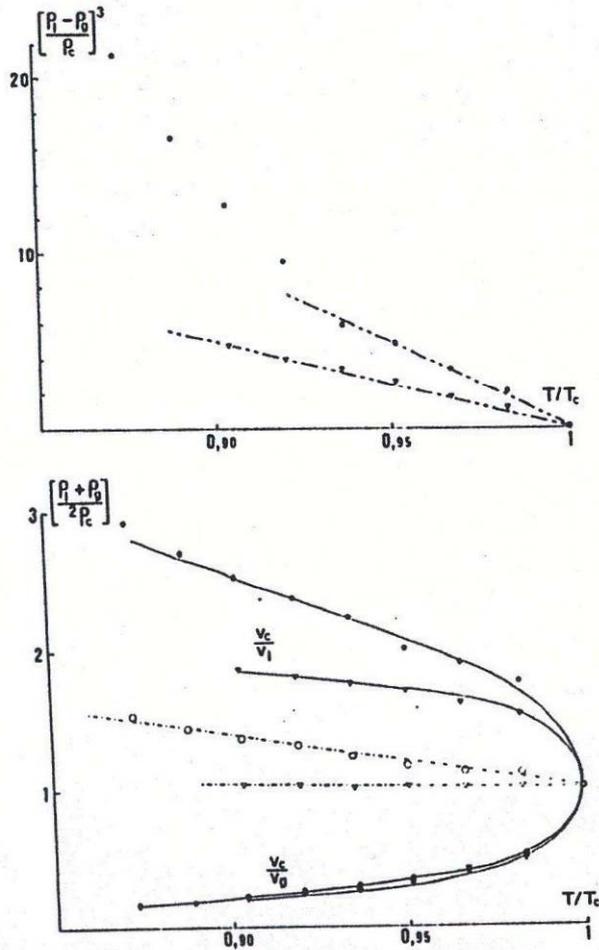


Fig. 11. — Loi des diamètres rectilignes.

● SF₆. ▼ C₂H₆.

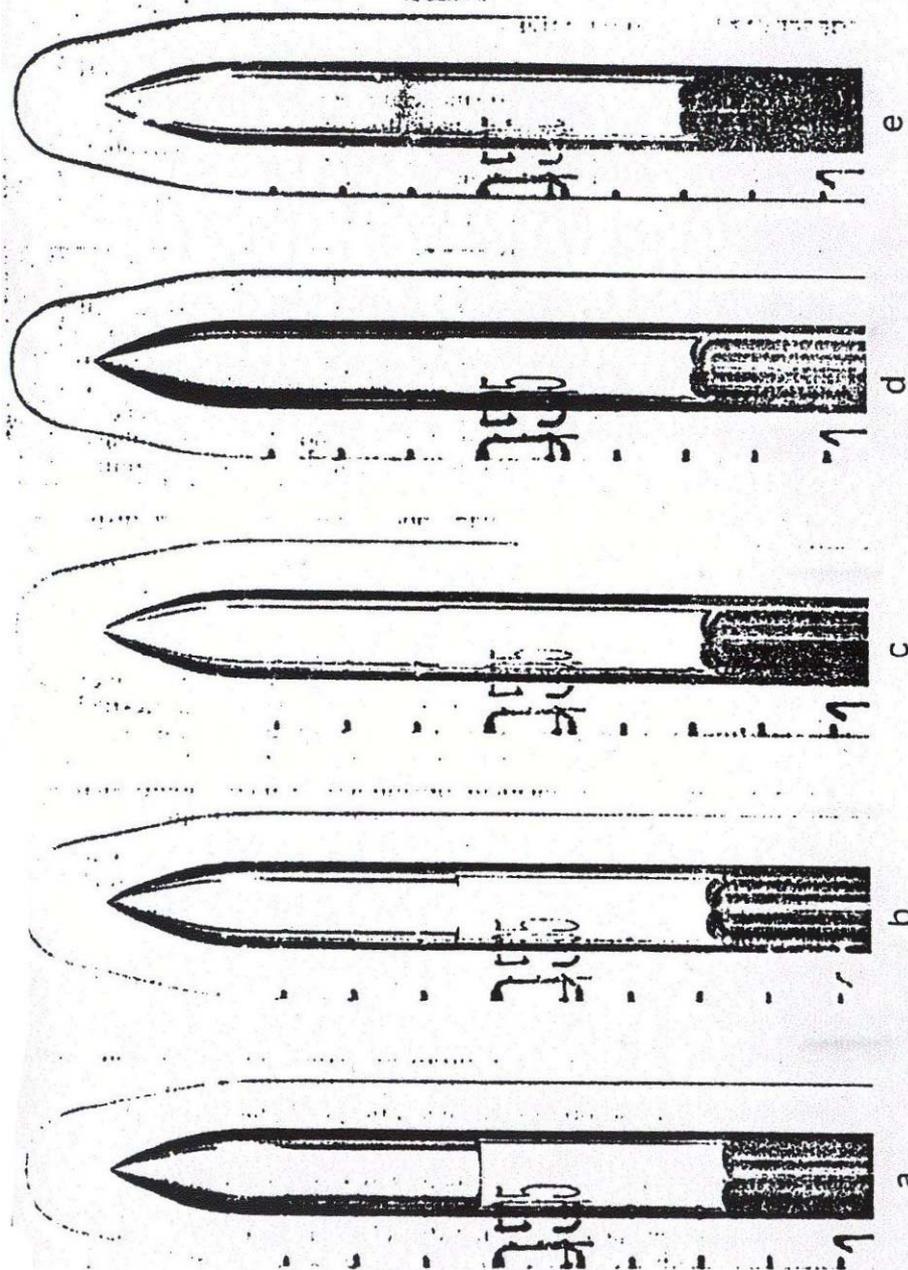


Fig. 12. — Aspects du ménisque à diverses températures : éclairage arrière, fond clair.
a 20°C. b 30°C. c 40°C. d 45,5°C. e Disparition du ménisque.

OBSERVATIONS QUALITATIVES.

Divers phénomènes statiques ou dynamiques peuvent être observés en dessous et au voisinage du point critique. Grâce au tube en verre et à la cuve transparente, ils peuvent être soit vus par l'opérateur, soit enregistrés au moyen d'un appareil photographique ou cinématographique.

Aspect du ménisque à diverses températures (SF₆).

En complément des courbes de densité du liquide et de la vapeur, l'observation de la surface de séparation donne une indication qualitative sur les écarts de densité entre les deux phases. La courbure du ménisque diminue quand la température augmente (fig. 12 *a, b, c, d*). Au voisinage de la température critique (45,5°C), le ménisque est absolument plat, mais l'indice de réfraction est encore légèrement différent pour les deux phases (fig. 12 *d*). Sous incidence oblique, ce ménisque apparaît comme une lame. Puis au passage des conditions critiques, il disparaît progressivement en donnant une zone floue, très lente à disparaître (fig. 12 *e*).

Opalescence critique (SF₆).

La présence d'irrégularités de densité au sein d'un milieu provoque la diffusion de la lumière. Or, au voisinage des conditions critiques, de fortes fluctuations de densité se manifestent dans les fluides. L'intensité de la lumière diffusée est une fonction fortement décroissante de la longueur d'onde (de l'ordre de $1/\lambda^4$). Ainsi, un faisceau incident de lumière blanche donne lieu à un faisceau nettement bleuté. C'est l'opalescence critique.

Expérimentalement, ce phénomène est observé lors d'un refroidissement du fluide initialement amené à une température supérieure à la température critique (1 à 2 degrés par exemple). Selon le mode opératoire, l'évolution revêt deux aspects distincts :

- Si le fluide est au préalable homogénéisé par un temps de maintien assez long à une température élevée (50°C pendant 1 heure pour SF₆ par exemple), l'opalescence se développe uniformément dans toute l'éprouvette (fig. 13 *b*). Cette opalescence fait progressivement place à un brouillard blanchâtre (fig. 13 *c*). Enfin se produit la séparation des phases et l'apparition d'un ménisque plan.
- Si on recommence immédiatement l'expérience sans attendre l'homogénéisation, l'opalescence, puis le brouillard, restent localisés au voisinage du milieu du tube, sur l'ancien emplacement du ménisque (fig. 13 *d*).

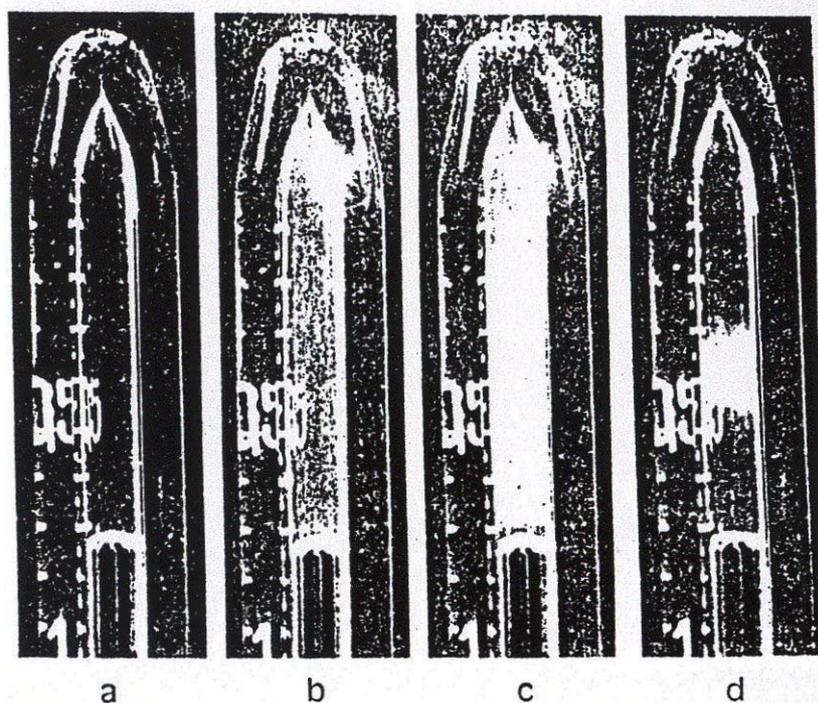


Fig. 13. — Opalescence critique et condensation : éclairage latéral, fond noir.

a Tube témoin. b Opalescence. c Brouillard de condensation. d Condensation dans le cas inhomogène.

Continuité de l'état liquide et de l'état gazeux (SF₆).

La courbe de saturation et l'isotherme critique délimitent dans le diagramme de Clapeyron 4 zones différentes : liquide, liquide + vapeur, vapeur, gaz. Cette distinction est en fait théorique, comme le montre l'expérience de « contournement du point critique » mettant en évidence la *continuité* de l'état liquide et de l'état gazeux.

La fig. 14 décrit cette expérience réalisée avec l'hexafluorure de soufre. Le cycle effectué comporte les phases successives suivantes :

- Trajet abc : détente le long de l'isotherme 42°C à partir d'un point a à l'intérieur de la courbe de saturation vers un point c extérieur. Au point b, le ménisque disparaît vers le bas de l'éprouvette, indiquant la disparition de la phase dense.

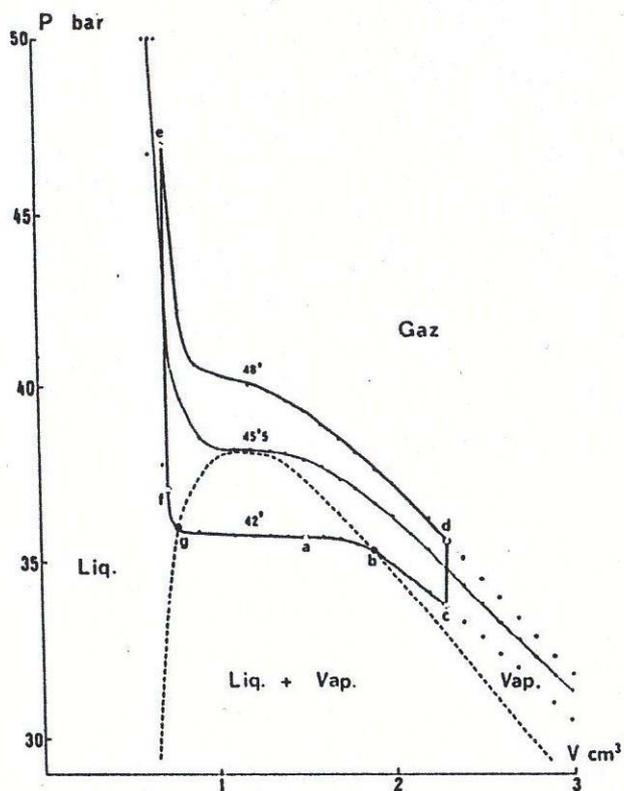


Fig. 14. — Continuité de l'état liquide et de l'état gazeux.

- Trajet *cd* : élévation de température à volume constant ($2,3 \text{ cm}^3$) au-delà du point critique (48°C).
- Trajet *de* : compression isotherme à 48°C .
- Trajet *ef* : diminution de température à volume constant ($0,7 \text{ cm}^3$) en dessous du point critique (42°C).
- Trajet *fga* : retour au point initial le long de l'isotherme 42°C . Au point *g*, le ménisque réapparaît vers le haut indiquant la présence de la phase liquide dans le tube.

Pendant le parcours *bcdefg*, le fluide aura été successivement à l'état de vapeur, à l'état hypercritique et à l'état liquide sans que l'on puisse à aucun moment observer une transition entre ces états.

Signalons que cette expérience est réalisable en moins de 10 minutes.

Phénomènes dynamiques.

• Déteintes.

Le fluide ayant été amené à une température très proche de la température critique ($0,2^{\circ}\text{C}$ en dessous par exemple), nous avons indiqué que le ménisque apparaît comme une lame très mince. On effectue alors une brève et faible détente. On constate le développement de brouillards à partir du ménisque et de part et d'autre (fig. 16 a). Pour tenter d'expliquer ce phénomène, analysons le processus sur le diagramme de Clapeyron.

En un point donné du fluide, on est en présence d'une phase homogène (liquide ou vapeur selon la position par rapport au ménisque). Soient donc deux points M et N de part et d'autre du ménisque. Les états thermodynamiques associés à chacun de ces points sur le diagramme de Clapeyron se situent sur la courbe de saturation aux extrémités du palier de liquéfaction, respectivement m et n . Dans une détente adiabatique, l'évolution est d'abord purement locale et s'effectue donc, pour chacun de ces deux états, selon les adiabatiques mm' et nn' (fig. 15). Localement, la vapeur devient sursaturante et le liquide sous-tendu. Ces états métastables cessent par apparition de gouttelettes de condensation ou de bulles d'évaporation. La formation et le développement de ces brouillards sont particulièrement favorisés par l'existence de germes de nucléation dans la région du ménisque.

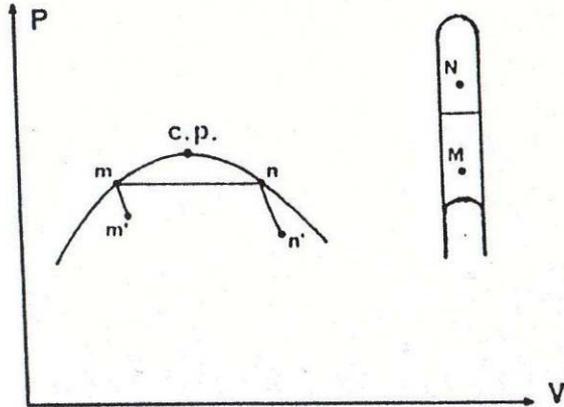


Fig. 15. — Schéma d'une détente adiabatique.

Des détente plus importantes font apparaître des phénomènes plus complexes : tourbillons, alternance de bulles et gouttelettes dans l'une et l'autre phase, etc... Les photographies *b* et *c* de la fig. 16 en sont des exemples.

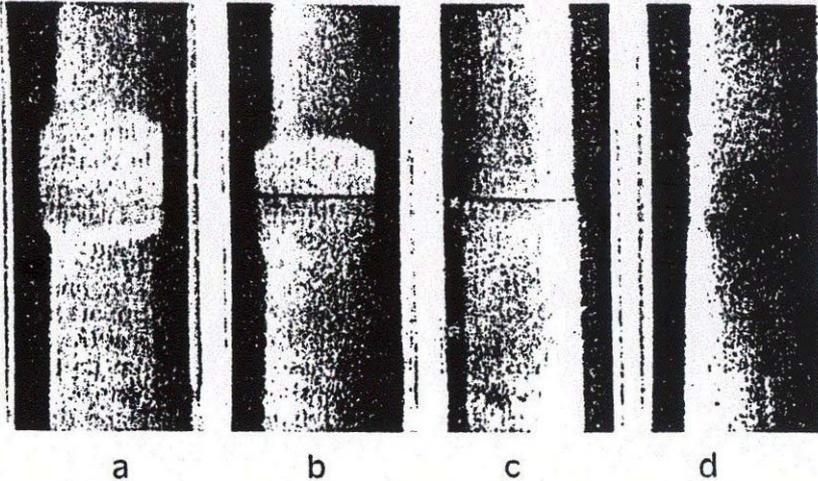


Fig. 16. — Détentes : divers aspects a, b, c. Compression d.

• *Compressions.*

Une compression brève et faible ne provoque pas d'état métastable. Toutefois, le retour lent à la température primitive fait apparaître une légère opalescence et un brouillard.

Une compression rapide et assez forte fait disparaître le ménisque. Elle crée au sein du fluide des inhomogénéités de densité, sensibles surtout dans la phase supérieure (fig. 16 d).

Sur l'emplacement du ménisque subsiste une zone sombre lenticulaire. Ces fortes fluctuations d'indice ne sont pas visibles pour de brèves compressions, même rapides, à des températures inférieures (de 10° par exemple) à la température critique. Elles sont donc l'indication qualitative d'un important coefficient de compressibilité au voisinage du point critique.

• *Autres observations.*

D'autres phénomènes peuvent être observés au voisinage du point critique, lorsque les deux phases coexistent. Si on crée un « choc thermique » de faible amplitude (environ 2 degrés) par remplacement rapide de l'eau de la cuve, des tourbillons violents de bulles ou de gouttelettes se produisent en alternance dans la phase liquide et dans la phase gazeuse. Au cours de ces traitements et selon l'amplitude et la durée du « choc thermique » apparaissent également des brouillards très fins de condensation ou

d'évaporation se propageant selon un front d'onde dans tout le tube et disparaissant au sein de la phase correspondante.

L'analyse de ces phénomènes dynamiques est délicate ; les conditions de leur apparition sont difficiles à définir avec précision. Ils sont très certainement régis par les différences locales de densités, de température, d'énergie superficielle fournie ou absorbée lors de l'apparition ou de la disparition des bulles et des gouttes, etc...

Signalons enfin qu'un enregistrement photographique de ces phénomènes évolutifs a été réalisé : l'opalescence bleutée, les brouillards de condensation, les compressions et détente adiabatiques y sont présentés.

CONCLUSION.

L'appareillage présenté permet de mettre en évidence qualitativement et quantitativement les propriétés thermo-élastiques des fluides au voisinage du point critique et de ce fait, rend accessible à l'enseignement pratique nombre d'expériences indiquées dans les cours de thermodynamique.

J.-P. GAUTHIER, A. DEGUIN,
U.E.R. de Physique, Université Lyon I.

R. BALDY,
Eurosap-Deyrolle (Montreuil).

BIBLIOGRAPHIE

1. DEGUIN A., GAUTHIER J.-P., MESNARD G., MICHEL P. (1973). — *Bull. Un. Phys.*, 559, 157-175.
2. WENTORF R.-H. (1956). — *J. Chem. Phys.*, 24, 607-615.
3. REAMER H.-H., SAGE B.-H. (1957). — *Am. J. Phys.*, 25, 58-63.
4. SORINA G.-A., EFREMOVA G.-D. (1966). — *Russ. J. Phys. Chem.*, 40, 143-145.
5. YAMADA J. (1974). — *Rev. Sc. Instr.*, 45, 640-642.
6. « Handbook of Chemistry and Physics » (1970-1971). — 5st Edition, Chemical Rubber Company, Ed., Cleveland, Ohio.
7. INSTITUT NATIONAL DE SÉCURITÉ (France, 1969). — *Cahier de Notes documentaires*, 47, 143-154.
8. MEARS W.-H., ROSENTHAL E., SINKA J.-V. (1969). — *J. Phys. Chem.*, 73, 2254-2261.
9. RAZNHEVIC K. (1970). — « Tables et Diagrammes thermodynamiques », Eyrolles, Paris.
10. GUGGENHEIM E.-A. (1945). — *J. Chem. Phys.*, 13, 253-261.