

République Algérienne Démocratique et Populaire



Ministère de l'Enseignement Supérieur
et de la Recherche Scientifique



Université Abbas Laghrour - Khenchela

Faculté des Sciences et Technologie

Département des Sciences de la Matière

2^{ème} Année Licence Physique

TRAVAUX PRATIQUES DE THERMODYNAMIQUE

Lazhar MEROUANI

Université Abbas Laghrour – Khenchela - Algérie

TRAVAUX PRATIQUES DE THERMODYNAMIQUE SOMMAIRE

TP 1. Calorimétrie : Détermination des chaleurs massiques de divers corps par la méthode des mélanges

1. But du TP
2. Rappels
3. Matériel utilisé
4. Détermination de la capacité calorifique μ du calorimètre
 - 4.1. Mode opératoire
 - 4.2. Exploitation des résultats
5. Calcul de la chaleur massique de quelques solides
 - 5.1. Mode opératoire
 - 5.2. Exploitation des résultats
6. Calcul de la chaleur massique de l'éthanol
 - 6.1. Mode opératoire
 - 6.2. Exploitation des résultats
7. Discussion des résultats
- Références

TP 2. Moteur Stirling

1. But du TP
2. Rappels
3. Cycle théorique de Stirling
4. Cycle réel de Stirling
5. Matériel utilisé
6. Description de l'expérience
 - 6.1. Présentation générale
 - 6.2. Mode opératoire
 - a. Réglages préalables
 - b. Puissance thermique du brûleur
 - c. Mesures et dessin du diagramme PV
7. Calcul du travail mécanique et du rendement du moteur
8. Energie mécanique et puissance
 - 8.1. Mode opératoire
 - 8.2. Calculs
9. Discussion des résultats
- Références

TP 3. Isothermes de compression et point critique d'un gaz réel

1. But du TP
2. Rappels théoriques
 - 2.1. Isothermes de compression d'un fluide
 - 2.2. Réseau d'isothermes d'Andrews
 - 2.3. Point critique
 - 2.4. Pression de vapeur saturante

- 2.5. Chaleur latente de changement de phase
- 2.6. Comportement des gaz réels
 - 2.6.a. Diagramme d'Amagat (PV, P)
 - 2.6.b. Facteur de compressibilité
 - 2.6.c. Equation de Van der Waals
- 3. Matériel utilisé
- 4. Description de l'appareillage
- 5. Propriétés de l'éthane
- 6. Mesures et interprétations
 - 6.1. Tracé des isothermes de compression
 - 6.2. Relevé de la courbe de pression de vapeur saturante
 - 6.3. Equations des gaz réels
 - 6.4. Chaleur latente de vaporisation
 - 6.5. Contournement du point critique
- 7. Discussion des résultats
- Références

TP 4. Pompe à chaleur à compression

- 1. But du TP
- 2. Principe de la pompe à chaleur
- 3. Matériel utilisé
- 4. Description de l'appareillage
- 5. Diagramme (P, h)
- 6. Evolution des températures T_c et T_f
- 7. Mesures
 - 7.1. Pompe à chaleur eau/eau
 - 7.2. Pompe à chaleur air/eau
- 8. Exemple de calcul
- Références



TP 1. CALORIMETRIE

DETERMINATION DES CHALEURS MASSIQUES DE DIVERS CORPS PAR LA METHODE DES MELANGES

1. But du T.P.

- Déterminer la capacité calorifique du calorimètre par la méthode des mélanges.
- Déterminer la chaleur massique de divers corps solides (aluminium, acier et laiton).
- Vérifier la loi de Dulong et Petit d'après les résultats de ces expériences.
- Déterminer la chaleur massique de l'éthanol.

2. Rappels

- Calorimètre :

Un calorimètre est un récipient Thermos à double paroi, utilisé pour mesurer les transferts de chaleur et les chaleurs massiques des corps qui y sont placés. Il comprend :

- un vase intérieur en aluminium oxydé brillant, concentrique d'un vase extérieur isolant,
- et un couvercle en plastique transparent comportant 2 ouvertures pour le passage de l'agitateur mécanique et du thermomètre.

Si le calorimètre est parfaitement isolé, on peut supposer qu'il n'y a aucun transfert thermique avec l'extérieur. Les transformations y sont adiabatiques. On y place un thermomètre pour suivre l'évolution de la température du système, et on suppose que la pression est toujours égale à la pression atmosphérique extérieure.

- Equation thermométrique :

L'utilisation du calorimètre se base sur le principe de conservation de l'énergie : $\Sigma Q_i = 0$

On considère un calorimètre (avec ses accessoires) de capacité calorifique μ et contenant un corps 1 (masse m_1 , chaleur massique c_1 , température t_1). Si on y introduit un corps 2 (masse m_2 , chaleur massique c_2 , température t_2), il se produit un transfert de chaleur. Ce transfert s'arrête quand l'équilibre thermique est atteint, c'est-à-dire après stabilisation du système à la température finale t_f .

En supposant le système adiabatique, la somme algébrique des quantités de chaleur échangées est nulle.

$$Q_1 + Q_2 = 0 \rightarrow (\mu + m_1 c_1)(t_f - t_1) + m_2 c_2 (t_f - t_2) = 0$$

Dans ce TP, cette équation est utilisée pour calculer la chaleur massique c de l'un des corps, ou la capacité calorifique μ du calorimètre.

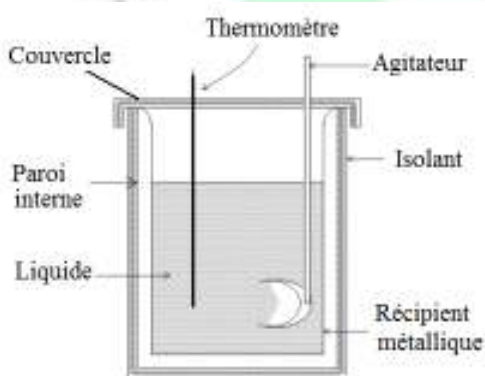


Figure 1. Calorimètre adiabatique

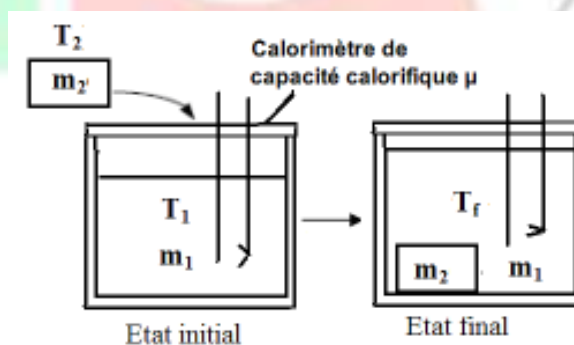


Figure 2. Transfert de chaleur dans un calorimètre

3. Matériel utilisé

1. Calorimètre 500 ml avec couvercle et agitateur mécanique
2. Balance (400 g) de précision 0.1 g
3. Thermomètre à mercure
4. Epruvettes métalliques (aluminium, acier, laiton) de même masse 60 g
5. Bêchers Duran (250 ml, 600 ml)
6. Triangle en terre à pipe (pour soutenir les éléments à chauffer)
7. Support-trépied, d=140 mm, h = 240 mm
8. Billes de verre, d=6 mm, 250 g
9. Réchaud et bouteille de butane (camping gaz)
10. Divers : fil de pêche (d = 0.5 mm), récipient en acier inox, éprouvette graduée, eau distillée, glace, éthanol, pince universelle, pince en bois, tige de support



Figure 3. Dispositif expérimental : calorimétrie (Phywe)

4. Détermination de la capacité calorifique μ du calorimètre

4.1. Mode opératoire

- Poser le calorimètre vide (sans couvercle) sur la balance puis faire la tare.
- A l'aide de l'éprouvette graduée, prendre 100 ml d'eau à température ambiante, puis la verser dans le calorimètre.
- Relever la masse exacte d'eau froide introduite, puis faire la tare. $\rightarrow m_1 =$
- A l'aide du thermomètre, noter la température de l'ensemble $\rightarrow t_1 =$
- Verser 200 ml d'eau dans un récipient.
- A l'aide de la plaque chauffante, chauffer jusqu'à la température $t_2 \approx 60$ °C. Noter la valeur exacte $\rightarrow t_2 =$
- Verser rapidement l'eau chaude dans le calorimètre.
- Placer le couvercle, l'agitateur et le thermomètre dans le calorimètre.
- Surveiller la température dans le calorimètre à plusieurs reprises tout en remuant constamment.
- Bien agiter le liquide pour être sûr de l'homogénéité de la température
- Relever la température finale d'équilibre thermique après stabilisation de la température : $t_f =$
- Enlever le couvercle, l'agitateur et le thermomètre.
- Relever la masse la masse exacte d'eau chaude $\rightarrow m_2 =$
- Vider le calorimètre.
- Tenir prêt un récipient contenant de l'eau à la température ambiante, de sorte que le calorimètre peut être rapidement ramené à température ambiante, après la mesure. Laisser cette eau dans le calorimètre tout en remuant pendant environ 1 minute, puis vider le calorimètre et le sécher.

Lancer la prochaine mesure après 1 minute.

- Pour augmenter la précision des résultats, répéter l'expérience à 3 reprises :

	Masse d'eau froide m_1 (g)	Température d'eau froide t_1 (°C)	Masse d'eau chaude m_2 (g)	Température d'eau chaude t_2 (°C)	Température finale stabilisée t_f (°C)	Capacité calorifique du calorimètre μ (J.K ⁻¹)
1 ^{ère} mesure						$\mu_1 =$
2 ^{ème} mesure						$\mu_2 =$
3 ^{ème} mesure						$\mu_3 =$
Valeur moyenne : $\mu = (\mu_1 + \mu_2 + \mu_3)/3 =$						

Tableau 1. Calcul de la capacité calorifique du calorimètre

4.2. Exploitation des résultats :

On donne : chaleur massique de l'eau liquide : $c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Le système considéré (eau + calorimètre) est supposé adiabatique (sans échange de chaleur avec l'extérieur).

Soit μ la capacité calorifique du calorimètre avec ses accessoires (thermomètre, couvercle, agitateur).

Quantité de chaleur reçue par l'eau froide et le calorimètre : $Q_1 = (\mu + m_1 c_{\text{eau}})(t_f - t_1) > 0$

Quantité de chaleur fournie par l'eau chaude : $Q_2 = m_2 c_{\text{eau}}(t_f - t_2) < 0$

D'après le principe de conservation de l'énergie : $Q_1 + Q_2 = 0$

$(\mu + m_1 c_{\text{eau}})(t_f - t_1) + m_2 c_{\text{eau}}(t_f - t_2) = 0 \rightarrow \mu = -m_1 c_{\text{eau}} + m_2 c_{\text{eau}}(-t_f + t_2)/(t_f - t_1)$

A partir du tableau 1, calculer la valeur moyenne de μ .

5. Calcul de la chaleur massique de quelques solides

5.1. Mode opératoire

- Poser le calorimètre vide (sans couvercle) sur la balance puis faire la tare.

- A l'aide de l'éprouvette graduée, prendre 100 ml d'eau à température ambiante, puis la verser dans le calorimètre.

- Relever la masse exacte d'eau froide introduite, puis faire la tare. $\rightarrow m_1 =$

A l'aide du thermomètre, noter la température de l'ensemble $\rightarrow t_1 =$

- Peser une éprouvette de laiton $\rightarrow m_2 =$

- Attacher l'éprouvette avec du fil de pêche et la plonger dans un récipient rempli d'eau et placé sur une plaque chauffante. L'éprouvette doit être suspendue et entièrement immergée dans l'eau sans toucher le fond du récipient. Laisser l'échantillon dans l'eau bouillante suffisamment longtemps (pendant environ 10 minutes). On pourra alors considérer qu'il a atteint la température d'ébullition de l'eau.

A la pression atmosphérique normale : $P=1 \text{ atm}$, la température d'ébullition de l'eau pure est $t_2 = 100 \text{ °C}$

Attention : Ne pas plonger le thermomètre dans l'eau bouillante.

- A l'aide d'une pince, retirer l'échantillon du récipient puis le sécher rapidement et le mettre dans le calorimètre.

- Relever la température dans le calorimètre tout en remuant constamment.

- Relever la température finale d'équilibre thermique $\rightarrow t_f =$

- Répéter la même expérience avec les éprouvettes d'aluminium et d'acier.

	Masse d'eau froide m_1 (g)	Température d'eau froide t_1 (°C)	Masse de l'éprouvette m_2 (g)	Température de l'éprouvette t_2 (°C)	Température finale t_f (°C)	Chaleur massique C (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)
Laiton						$C_{\text{laiton}} =$
Al						$C_{\text{Al}} =$
Acier						$C_{\text{Acier}} =$

Tableau 2. Calcul de la chaleur massique de quelques solides

5.2. Exploitation des résultats

D'après le principe de conservation de l'énergie : $Q_1 + Q_2 = 0$

$$(\mu + m_1 c_{\text{eau}})(t_f - t_1) + m_2 c_{\text{Al}}(t_f - t_2) = 0 \rightarrow c_{\text{Al}} = (\mu + m_1 c_{\text{eau}})(t_f - t_1) / m_2 (-t_f + t_2)$$

Calculer les chaleurs massiques c et les capacités calorifiques molaires C du laiton, du fer et de l'aluminium.

Comparer les valeurs trouvées avec les valeurs théoriques

	Masse molaire M (g/mol)	Chaleur massique théorique (à 25 °C) c (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)	Chaleur massique expérimentale c (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)	Capacité calorifique molaire $C = Mc$ (J.mol ⁻¹ .K ⁻¹)
Laiton	64	387		
Aluminium	27	897		
Acier	56	440		

Tableau 3. Calcul de la capacité calorifique molaire

- Vérification de la loi de Dulong et Petit :

A haute température, les capacités calorifiques molaires des solides tendent vers une valeur limite indépendante de la nature du solide. $\rightarrow C = 3R = 3 \cdot 8.314 = 24.9 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

6. Calcul de la chaleur massique de l'éthanol

6.1. Mode opératoire

- Poser le calorimètre vide (sans couvercle) sur la balance puis faire la tare.
- Relever la température ambiante $\rightarrow t_a =$
- Verser 100 ml d'eau dans un bêcher et la refroidir en y mettant des morceaux de glace.
Retirer la glace et relever la température de l'eau liquide froide $\rightarrow t_1 =$
Verser rapidement l'eau dans le calorimètre.
Relever la masse exacte d'eau froide introduite, puis faire la tare. $\rightarrow m_1 =$
- Noter la température de l'éthanol dans sa bouteille $\rightarrow t_2 =$
- Verser 100 ml d'éthanol dans le calorimètre.
- Placer le couvercle, l'agitateur et le thermomètre dans le calorimètre.
- Relever la température dans le calorimètre à plusieurs reprises tout en remuant constamment.
- Relever la température finale d'équilibre thermique $\rightarrow t_f =$
- Enlever le couvercle, l'agitateur et le thermomètre.
Relever la masse exacte d'éthanol $\rightarrow m_2 =$
- Répéter l'expérience à 3 reprises :

	Masse d'eau froide m_1 (g)	Température d'eau froide t_1 (°C)	Masse d'éthanol m_2 (g)	Température d'éthanol t_2 (°C)	Température finale t_f (°C)	Chaleur massique de l'éthanol c_{eth} (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)
1 ^{ère} mesure						$c_{\text{eth1}} =$
2 ^{ème} mesure						$c_{\text{eth2}} =$
3 ^{ème} mesure						$c_{\text{eth3}} =$
Valeur moyenne : $c_{\text{eth}} = (c_{\text{eth1}} + c_{\text{eth2}} + c_{\text{eth3}}) / 3 =$						

Tableau 4. Calcul de la chaleur massique de l'éthanol

6.2. Exploitation des résultats :

D'après le principe de conservation de l'énergie : $Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0$

$$\mu(t_f - t_a) + m_1 c_{\text{eau}}(t_f - t_1) + m_2 c_{\text{eth}}(t_f - t_2) = 0$$

$$c_{\text{eth}} = [\mu(t_f - t_a) + m_1 c_{\text{eau}}(t_f - t_1)] / m_2 (-t_f + t_2)$$

Comparer la valeur expérimentale trouvée avec la valeur théorique $c_{\text{eth}} = 2500 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

7. Discussion des résultats

1. Calculer les incertitudes relatives et absolues sur les résultats obtenus :

On prendra : $\Delta m = 0.1$ g (balance) et $\Delta t = 0.5$ °C (thermomètre)

Exprimer les résultats finaux sous la forme : $\mu \pm \Delta\mu$, $c \pm \Delta c$

2. Est-il justifié de considérer le calorimètre utilisé en TP comme adiabatique ?

3. Dans nos calculs, on a adopté comme valeur de la chaleur massique de l'eau liquide $c_{\text{eau}} = 4185$ J.kg⁻¹.K⁻¹.

Compte tenu des températures mises en jeu, quelle est l'erreur commise sur cette valeur ?

4. Les valeurs des masses molaires M du laiton (64 g/mol), de l'acier (56 g/mol) et de l'aluminium (27 g/mol) sont-elles exactes ? Justifier votre réponse.

5. Rechercher dans des tables (livres de thermodynamique, base de données Internet...) les valeurs recherchées. Comparer avec les valeurs obtenues en TP.

6. Quelles sont les améliorations possibles qu'on peut proposer pour perfectionner les mesures effectuées et les résultats obtenus dans ce TP ?

Références

- PHYWE, Laboratory Experiments of Physics, Thermodynamics
- “Heat capacity of metals”, LEP 3.3.01, pages 1-3; PHYWE series of publications •
- PHYWE SYSTEME GMBH & Co. KG • D-37070 Göttingen



TP 2. MOTEUR STIRLING

1. But du TP

- Visualiser et comprendre le cycle thermodynamique du moteur Stirling.
- Calcul de l'énergie mécanique totale produite par le moteur
- Evaluation de la puissance mécanique en fonction de la vitesse de rotation à l'aide d'un torsiomètre
- Détermination du rendement thermique du bruleur

2. Rappels

Les moteurs thermiques sont des machines permettant de produire du travail mécanique à partir de la chaleur. Le principe de fonctionnement de ces dispositifs a donné naissance à une branche importante de la physique connue sous le nom de Thermodynamique. L'un de ses objectifs essentiels est de déterminer les principes de base pour décrire le fonctionnement des machines thermiques.

Le moteur Stirling (ou moteur à air chaud) est un moteur à combustion externe inventé par Robert Stirling en 1816. Dans ce TP, il est utilisé pour étudier le principe de fonctionnement des moteurs thermiques car, dans ce cas, le processus de conversion de la chaleur en énergie mécanique est particulièrement clair. Par rapport au moteur classique à combustion interne, le moteur Stirling présente les avantages suivants:

- il produit de l'énergie avec n'importe quel carburant ou source de chaleur,
- il est moins polluant. En effet, c'est un moteur à combustion externe où le fluide actif (air) travaille en cycle fermé et ne s'échappe pas à l'atmosphère,
- il n'y a ni explosion ni soupape, le moteur est plus silencieux,
- les parois des cylindres et les joints demeurent propres, le moteur reste donc en bon état plus longtemps.

3. Cycle théorique de Stirling

Le cycle théorique du moteur de Stirling est illustré dans la Figure 1. Dans ce moteur, le piston moteur (c) et le piston de détente (d) sont disposés en V et décalés de 90°. Le piston de détente assure aussi la régénération: il refroidit le courant de gaz chaud, accumule son énergie et la recède au gaz froid.

Les deux cylindres sont reliés entre eux par un conduit et remplis d'un gaz de travail (air). Ce fluide décrit un cycle thermodynamique composé de 4 phases : 2 isothermes et 2 isochores.

I. Détente isotherme (1-2) : le gaz subit une détente isotherme, avec augmentation de volume et diminution de pression. La dilatation du gaz entraîne une remontée du piston A : c'est pendant cette phase que le travail mécanique est produit.

II- Refroidissement isochore (2-3) : le fluide chaud se refroidit, sous l'effet du piston (d) qui fait circuler l'air de la région chaude vers la région froide du moteur. Ce qui permet de diminuer sa température, sa pression et donc sa résistance à la compression. Le gaz doit progressivement abandonner de la chaleur, de telle sorte que sa température à la sortie du régénérateur soit égale à T_2 .

III- Compression isotherme (3-4) : Le piston moteur comprime le gaz et le renvoie vers le cylindre de détente. La pression augmente et le volume diminue durant cette phase

IV- Chauffage isochore (4-1) : le fluide s'échauffe sous l'effet du piston déplaceur (d) qui le fait passer vers la source chaude. La pression et la température du gaz augmentent durant cette phase.

Le fluide revient à son état initial 1 et le cycle se répète.

Il est à noter que les mouvements des pistons sont toujours décalés. Il est important que l'énergie thermique produite au cours de la phase de refroidissement isochore soit stockée jusqu'à ce qu'elle puisse être utilisée à nouveau pendant la phase de chauffage isochore, grâce au régénérateur (placé dans le piston de détente).

Ainsi, avec un régénérateur idéal, la quantité de chaleur dégagée au cours de la phase II est absorbée par régénération au cours de la phase IV.

Par ailleurs, le travail mécanique total produit durant un cycle est égal à la somme algébrique des travaux mis en jeu au cours des phases isothermes (1-2) et (3-4) :

$$W_t = W_{12} + W_{34} = \text{aire du cycle dans le diagramme (P,V)}.$$

A partir du calcul des quantités de chaleur échangées, on montre également que le rendement thermique η_{St} du cycle théorique de Stirling est égal à celui du cycle de Carnot η_C :

$$\eta_{St} = \eta_C = (T_1 - T_2) / T_1$$

C'est le rendement thermique maximal pour un moteur thermique. Par ailleurs, η_{St} augmente avec l'écart de température $(T_1 - T_2)$.

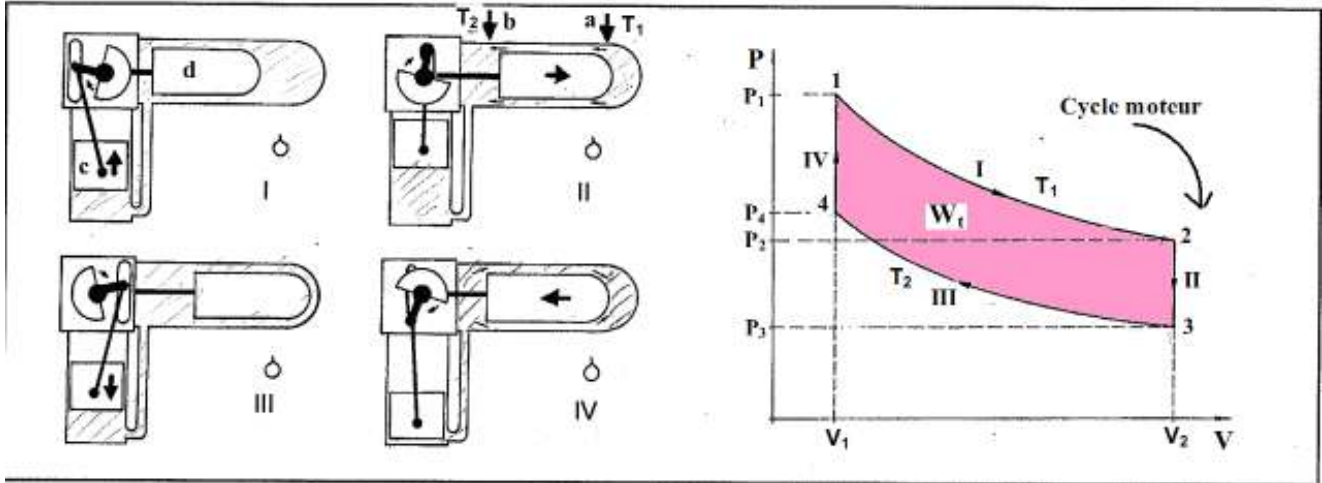


Fig. 1. Cycle théorique du moteur Stirling

- (a) – Branchement du thermocouple pour mesurer T_1
- (b) – Branchement du thermocouple pour mesurer T_2
- (c) - Cylindre moteur (vertical, en laiton)
- (d) – Cylindre de détente (horizontal, en verre)

4. Cycle réel de Stirling

Le cycle théorique de Stirling est basé sur des transformations isothermes et isochores. Le cycle réel peut s'en écarter considérablement pour plusieurs raisons:

- a. Les deux pistons fonctionnent avec un déphasage constant de 90° . Ce qui conduit à un parcours arrondi du diagramme (c'est-à-dire sans variation brusque des angles), où les 4 phases du cycle sont moins distinctes,
- b. La vitesse du gaz est trop élevée conduisant à des transformations non isothermes et non isochores.
- c. Le régénérateur ne fonctionne pas à 100% d'efficacité, avec des capacités limitées de refroidissement et réchauffement,
- e. Il existe des pertes de pression non négligeables, car le piston de travail n'est pas étanche à l'air,

f. Il existe également des pertes par frottement sur les surfaces des parois (entre piston et cylindre) et dans les écoulements gazeux.

La figure 2 représente un schéma des cycles théorique et réel. La forme ellipsoïdale du cycle réel est typique des applications des moteurs. On relève alors l'aire de l'ellipse correspondant à l'énergie mécanique totale fournie au cours d'un cycle.

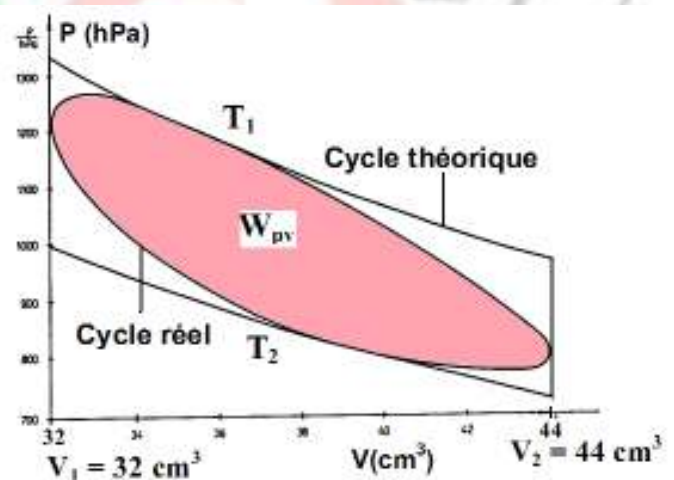


Fig. 2. Cycle théorique et cycle réel de Stirling

5. Matériel utilisé

- | | |
|--|-------------------------------------|
| 1. Moteur Stirling, transparent | 2. Plaque de montage du moteur |
| 3. Volant moteur | 4. Unité moteur-générateur |
| 5. Torsiomètre (avec aiguille indicatrice) | 6. Echelle graduée pour torsiomètre |
| 7. Bruleur à alcool | 8. Alcool à brûler |
| 9. Cheminée (pour bruleur) | 10. Appareil de mesure PVnT |
| 11. Courroies | 12. Cordons de connexion |
| 13. Câbles blindés BNC | 14. Oscilloscope |
| 15. Thermocouples NiCr-Ni | 16. Eprouvette graduée |
| 17. Balance | 18. Chronomètre |



Fig. 3. Dispositif expérimental : Moteur Stirling (Phywe)

6. Description de l'expérience

6.1. Présentation générale

Ce TP concerne le principe de fonctionnement du moteur Stirling, suivant l'appareillage Phywe.

La source chaude est un brûleur (7) alimenté par un combustible (alcool) dont la flamme est entourée d'une cheminée (9). Ce brûleur est disposé sous le tube de verre constituant le piston de détente (d). L'ensemble moteur est relié à un système électronique appelé PVnT (10) d'acquisition de pression P, volume V, vitesse n de rotation du moteur et température T. Les données (P,V) sont envoyées vers un oscilloscope (14) qui visualise en direct le cycle dans le diagramme (PV).

Les valeurs des grandeurs (n, T) sont affichées sur l'appareil PVnT :

n = nombre de tours par minute (ou fréquence de rotation) du moteur

T_1 = température de source chaude (T maximale),

T_2 = température de source froide (T minimale)

$\Delta T = T_1 - T_2$ = écart de température

Ces températures sont mesurées à l'aide de 2 thermocouples NiCr-Ni (15).

6.2. Mode opératoire

a. Réglages préalables

- Connecter les sorties P et V de l'appareil PVnT respectivement aux voies Y et X de l'oscilloscope.
- Immédiatement après sa mise en route, l'appareil effectue toujours un autotest de tous les composants. Si ce test est concluant, l'afficheur du milieu indique l'ordre "CAL".

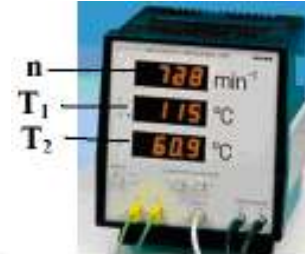
Il faut alors actionner la touche "Calibration ΔT " pour effectuer l'étalonnage des thermocouples.

La mesure de la température est faite en deux points distincts du montage, via deux thermocouples qui sont reliés à un afficheur. On peut ainsi relever les deux températures (T_1 , T_2) ou bien la différence de température ΔT et T_2 .

- L'écran supérieur affiche maintenant "ot", qui signifie "point mort haut". Ramener le piston vertical (c) jusqu'à sa position la plus basse en tournant l'axe du moteur. À ce point, le moteur est à son volume minimum. Puis appuyer sur le bouton "Calibration V".

Les trois écrans devraient maintenant afficher 0 tr/min, et les températures pour T_1 et T_2 .

- Ecran du haut : n (en tours/min)
- Ecran du milieu : T_1 ou $\Delta T = T_1 - T_2$ (en °C)
- Ecran du bas : T_2 (en °C)



b. Puissance thermique du brûleur

La durée Δt de l'expérience est enregistrée avec un chronomètre.

La quantité d'alcool dans le brûleur est mesurée avant et après l'expérience avec une balance.

Δm = masse d'alcool brûlé

Puissance thermique du brûleur : $P_H = \phi_a \Delta m / \Delta t$

On donne : - Masse volumique de l'alcool : $\rho_a = 0.83$ g/ml

- Pouvoir calorifique de l'alcool: $\phi_a = 25$ kJ/g

c. Mesures et dessin du diagramme PV

- Poser le brûleur sur la balance puis faire la tare.

- Verser un peu d'alcool dans le réservoir puis peser le brûleur de nouveau.

- Masse initiale d'alcool : $m_0 =$

- Allumer le brûleur et déclencher le chronomètre (instant $t = 0$).

- Placer la flamme du brûleur sous le cylindre horizontal (piston en verre).

- Surveiller l'évolution de la température T_1 de la source chaude. Essayer de démarrer manuellement le moteur, en donnant une légère poussée au volant (dans le sens horaire).

A partir de quelle température T_d démarre-t-il ? → Température de démarrage : $T_d =$

- Après un court moment, le moteur doit atteindre environ 900 tr/min, et un cycle de Stirling devrait s'afficher sur l'écran de l'oscilloscope. → Attention : ne pas modifier les réglages de l'oscilloscope.

- Avant d'effectuer des mesures, attendre que les températures T_1 , T_2 et la fréquence de rotation soient approximativement constantes.

- Relever toutes les cinq minutes (Faire 3 mesures):

le nombre de tours par minute n (tours/min),

les températures de source chaude T_1 et froide T_2 ,

le diagramme PV et le cycle réel affichés sur l'oscilloscope avec une feuille de papier transparent.

- Retirer le brûleur, éteindre la flamme en soufflant dessus et arrêter le chronomètre: $\Delta t =$

- Observer la façon dont le moteur s'arrête. A quelle température chaude T_a s'arrête-t-il ?

Comparer les températures de démarrage et d'arrêt (T_d et T_a). $T_a =$

- Peser le brûleur et en déduire la masse d'alcool brûlé.

Masse finale d'alcool : $m_1 =$

Masse d'alcool brûlé : $\Delta m = m_1 - m_0 =$

Calculer la puissance thermique du brûleur : $P_H = \phi_a \Delta m / \Delta t =$

On donne : $\phi_a = 25$ kJ/g

- Reporter chaque relevé du diagramme PV sur du papier millimétré. Puis mesurer la surface des cycles, représentant le travail mécanique W_{pv} .

- Remarque : On peut calculer manuellement l'aire du cycle, en le décomposant en polygones adéquats.

	temps (min-sec)	n (tours/min)	T_1 (°C)	T_2 (°C)	Travail W_{pv} (J)
1 ^{ère} mesure					
2 ^{ème} mesure					
3 ^{ème} mesure					

On donne : $V_{\min} = V_1 = 32 \text{ cm}^3$, $V_{\max} = V_2 = 44 \text{ cm}^3$

Echelles de mesure de l'oscilloscope :

Axe x : $2.4 \text{ cm}^3/\text{V}$ (prendre 0.5 V/div),

Axe y : 329 hPa/V (prendre 0.2 V/div) (1 hPa = 1 hectopascal = 100 Pa)

- Calculer le travail W_{pv} fourni par le moteur pour chaque cycle

7. Calcul du travail mécanique et du rendement du moteur

- Calcul approximatif du nombre de moles

En prenant un point au milieu du cycle dans le diagramme (PV) correspondant aux valeurs moyennes suivantes :

$$V_m = (V_1 + V_2)/2 = (32 + 44)/2 = 38 \text{ cm}^3$$

$$T_m = (T_1 + T_2)/2 =$$

La valeur de la pression moyenne P_m est déterminée par lecture sur le diagramme (PV) : $P_m =$

D'après l'équation des gaz parfaits \rightarrow Nombre de moles : $n = P_m V_m / (RT_m) =$

Rappel : Constante des gaz parfaits : $R = 8.314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

- Calcul du travail mécanique

- Travail moteur produit par le gaz lors de la détente : $W_I = W_I = nRT_1 \ln(V_2/V_1) =$

- Travail total effectué : $W_t = W_I - W_{III} = nR(T_1 - T_2) \ln(V_2/V_1) =$

W_t = différence entre le travail fourni par le gaz lors de la détente (1-2) et celui reçu par le gaz pendant la compression (3-4).

- W_{pv} = travail réel fourni par le moteur = aire du cycle réel

- Energie thermique fournie par le bruleur (durant un cycle) : $W_H = P_H/f =$

- Calcul du rendement du moteur

On peut définir divers types de rendements définis comme suit :

- Rendement du bruleur : $\eta_H = W_t/W_H =$

- Rendement intérieur : $\eta_i = \text{aire du cycle réel} / \text{aire du cycle théorique} : \eta_i = W_{pv}/W_t =$

- Rendement thermique théorique (Carnot) : $\eta_C = (T_1 - T_2)/T_1 =$

Attention : Pour le calcul de η_C , convertir T_1 et T_2 en K

8. Energie mécanique et puissance

L'objectif de cette partie est de soumettre le moteur à une charge et d'observer l'évolution des capacités du moteur. Le torsiomètre utilisé comprend une aiguille indicatrice et une échelle graduée.

La pièce métallique intérieure de l'aiguille comprend une pince qui vient serrer l'arbre moteur pour le freiner par frottement (frein de Prony).

8.1. Mode opératoire

- Fixer l'échelle graduée du torsiomètre sur la plaque de base du moteur

- **Lorsque le moteur tourne**, placer avec précaution l'aiguille indicatrice du torsiomètre sur l'axe du volant d'inertie. Le frottement entre le pointeur et la pièce métallique peut être modifié au moyen de la vis de réglage sur l'aiguille. Le frottement doit être **lentement** augmenté, mais il ne doit pas atteindre la valeur bloquant le moteur. Le couple réglé est affiché sur l'échelle graduée à l'extrémité de l'aiguille.

Le réglage doit être fait avec soin, en raison des fluctuations de charge et des oscillations du pointeur.

- Lancer les mesures avec un couple à bas régime.

- Après chaque réglage, attendre que le couple, la fréquence de rotation et les températures restent constants, puis enregistrer toutes les valeurs ainsi que le cycle dans le diagramme PV.

Compléter le tableau suivant pour M variant de 0 à $20 \cdot 10^{-3}$ Nm

M (10^{-3} Nm)	n (min^{-1})	T ₁ (°C)	T ₂ (°C)	W _m (J)	f (Hz)	P _m (W)	W _{pv} (J)	W _{fr} (J)

Tracer les graphes de variation de W_m, W_{pv} et W_{fr} en fonction de n
 Pour quelles valeurs de n, les valeurs de ces énergies sont-elles maximales ?

8.2. Calculs

L'énergie mécanique effective est calculée à partir du couple M affiché par le torsiomètre: $W_m = 2\pi M$

La vitesse de rotation n (tours par minute) est convertie en fréquence f (tours par seconde) : $f = n/60$

La puissance mécanique P_m est calculée par la relation : $P_m = W_m f$

W_{pv} est l'énergie effective totale évaluée graphiquement à partir du diagramme PV

W_{fr} est l'énergie consommée par le frein, calculée comme suit : $W_{fr} = W_{pv} - W_m$

9. Discussion des résultats

1. Montrer que le rendement thermique du cycle théorique de Stirling est égal à celui de Carnot :

$$\eta_{st} = \eta_c = (T_1 - T_2)/T_1$$

2. Quels sont les avantages et inconvénients du moteur Stirling ?

Pourquoi ce type de moteur est peu utilisé en pratique ?

3. Comment peut-on utiliser le cycle de Stirling pour réaliser une machine frigorifique ou une pompe à chaleur ?

4. Quels sont les procédés qu'on peut utiliser pour améliorer le rendement du moteur Stirling ?

Références

- PHYWE, Laboratory Experiments of Physics, Thermodynamics

“Stirling Engine”, LEP 3.6.02-00, pages 1-9; PHYWE series of publications •

PHYWE SYSTEME GMBH & Co. KG • D-37070 Göttingen

TP 3.

ISOTHERMES DE COMPRESSION ET POINT CRITIQUE D'UN GAZ REEL

1. But du TP

- Etude expérimentale de la liquéfaction par compression isotherme d'un gaz au voisinage du point critique
- Mesure des isothermes de compression de l'éthane dans le diagramme (P,V)
- Détermination du point critique de l'éthane C₂H₆
- Relevé de la courbe de pression de vapeur saturante en fonction de la température
- Détermination de la chaleur latente de liquéfaction

2. Rappels théoriques

2.1. Isothermes de compression d'un fluide

Un fluide est décrit par les variables d'état (pression P, volume V, température T). Ces paramètres sont liés par l'équation d'état : $f(P, V, T) = 0$. Selon les conditions expérimentales, apparaissent l'une ou l'autre des 2 phases: vapeur, liquide, ou mélange de ces 2 phases.

Si on opère une compression isotherme d'un gaz à température T, la représentation de la transformation dans le diagramme de Clapeyron (P, V) fait apparaître deux types d'isothermes (Fig. 2):

1^{er} cas : Température sous-critique : Si $T < T_c$

Pour une température T inférieure à une température T_c dite "température critique", l'isotherme de compression se divise en 3 régions :

- Région (V): compression de vapeur sèche

On observe une augmentation de pression et une diminution de volume de la vapeur

- Région (M): liquéfaction (à pression et température constantes)

Quand on atteint le point A à la pression P_{vs} dite pression de vapeur saturante, une goutte de liquide commence à se former : c'est le début de la liquéfaction. En poursuivant la compression, la quantité de liquide augmente au détriment de la vapeur, mais la pression P_{vs} reste constante.

- Région (L) : compression du liquide.

Au point B, la dernière bulle de vapeur disparaît, le liquide reste seul présent (liquide « saturant »). Si on continue le processus, la pression augmente de nouveau très fortement car le liquide est très peu compressible. L'isotherme présente donc un palier horizontal AB appelé palier de liquéfaction, correspondant au changement d'état vapeur-liquide.

2^{ème} cas : Température sur-critique : Si $T > T_c$

Durant sa compression, le fluide reste gazeux. Toute réduction de son volume s'accompagne d'une augmentation de pression. La transformation suit approximativement la loi des gaz parfaits :

$$PV = nRT,$$

où R est la constante des gaz parfaits. Il n'y a pas de changement de phase : l'apparition de liquide n'est pas observée, même si on augmente énormément la pression.

Si on continue à augmenter la température, l'isotherme tend progressivement vers l'hyperbole qui caractérise le comportement d'un gaz parfait dans les coordonnées de Clapeyron (Fig. 4).

2.2. Réseau d'isothermes d'Andrews

Si on refait la compression isotherme de gaz pour des valeurs croissantes de la température ($T < T_c$), on remarque que le palier de liquéfaction AB est de plus en plus étroit et qu'au delà de la température T_c , il disparaît (Fig. 3).

L'isotherme pour la température critique T_c ne présente plus de palier mais une tangente d'inflexion horizontale au point critique C. Les constantes (pression P_c , température T_c et volume massique v_c) relatives à cet état sont appelées constantes critiques. On distingue alors les températures sous-critiques ($T < T_c$) et les températures sur-critiques ($T > T_c$).

La courbe joignant les extrémités A, B des paliers s'appelle la courbe de saturation. Elle est formée de la courbe de rosée (ensemble des points A correspondant à l'apparition de la première goutte de liquide) et de la courbe d'ébullition (ensemble des points B correspondant à l'apparition de la première bulle de vapeur quand on détend le liquide). La courbe de saturation délimite dans le diagramme (P,V) 3 zones différentes : liquide (L), liquide + vapeur (M), vapeur (V).

2.3. Point critique

Pour tout gaz réel, il existe un point critique C au-delà duquel le changement de phase gaz-liquide n'est plus possible. Le point critique correspond donc au maximum de la courbe de saturation. Le couple (P_c, T_c) est unique et caractéristique du corps pur étudié. Tout état situé au-delà de C est appelé état fluide, ou fluide hypercritique.

2.4. Pression de vapeur saturante

La pression de vapeur saturante P_{vs} est la pression régnant dans une enceinte à l'équilibre thermique (température T) lorsque séjournent en présence les 2 phases liquide et vapeur. P_{vs} ne dépend que de la température à laquelle s'effectue la liquéfaction. La courbe $P_{vs}(T)$ est dite "courbe de vapeur saturante". C'est une fonction rapidement croissante de la température. Dans le diagramme (P,T), la courbe de vaporisation est délimitée par les 2 points τ (point triple) et C (point critique).

La formule de Rankine peut être utilisée pour donner des valeurs approchées de $P_{vs}(T)$:

$$P_{vs}(T) = A \cdot \exp(-ML_v/RT)$$

M = masse molaire, T = température absolue, L_v = chaleur latente de vaporisation

R = constante des gaz parfaits, A = constante

2.5. Chaleur latente de changement de phase

Les changements d'état du fluide s'accompagnent de chaleur latente. Ainsi, pour faire passer une masse m de fluide de l'état liquide à l'état gazeux, on doit fournir la quantité de chaleur mL_v , L_v étant la chaleur latente de vaporisation. On peut montrer que la chaleur latente de vaporisation à la température T d'un liquide pur est donnée par la relation de Clausius-Clapeyron :

$$L_v(T) = T(u'' - u')(dP_{vs}/dT)$$

T est la température absolue (en Kelvin)

$u' = V'/m$ et $u'' = V''/m$

u' , u'' sont les volumes massiques ($m^3 \cdot Kg^{-1}$) du liquide saturant (point B) et de la vapeur saturante (point A).

dP_{vs}/dT est la pente de la tangente à la courbe de vaporisation $P_{vs}(T)$

L_v s'exprime donc en $J \cdot Kg^{-1}$.

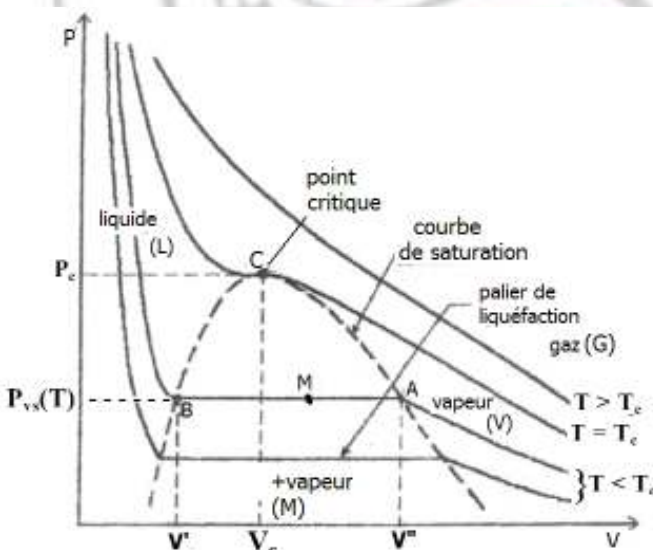


Fig. 1. Isothermes de compression et liquéfaction d'un gaz réel

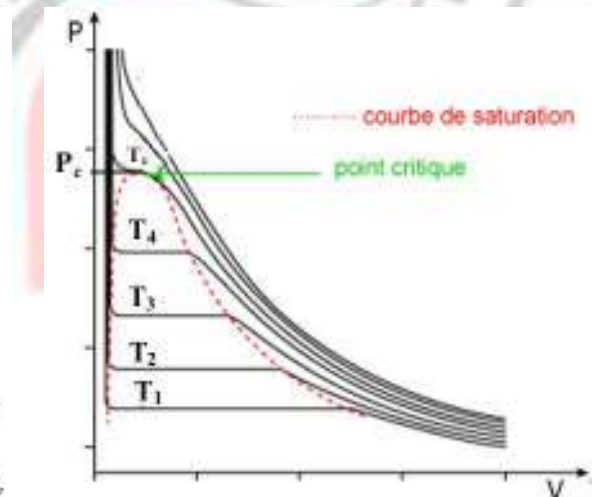


Fig.2. Isothermes d'Andrews dans le diagramme (P,V)

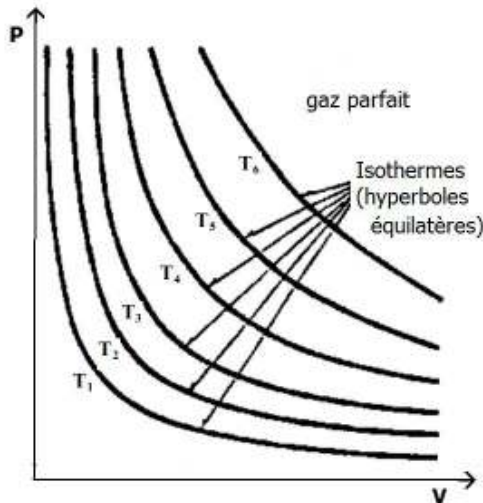


Fig. 3. Isothermes d'un gaz parfait dans le diagramme (P,V)

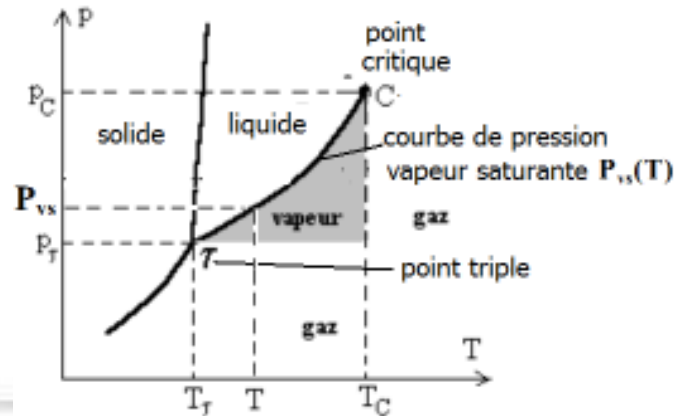


Fig. 4. Courbes de changement de phase dans le diagramme (P,T)

2.6. Comportement des gaz réels

2.6.a. Diagramme d'Amagat (PV, P)

Pour mettre en évidence l'écart entre gaz réel et gaz parfait, on utilise le diagramme d'Amagat.

C'est un diagramme thermodynamique représentant, pour un fluide donné et à température T constante, la variation du produit PV en fonction de la pression P appliquée à ce fluide.

En effet pour les gaz parfaits, les isothermes sont des droites horizontales, car $PV = nRT = \text{constante}$.

Le gaz parfait est la limite de comportement de tous les gaz réels lorsque la pression devient nulle.

$$\lim_{P \rightarrow 0} (\text{gaz réel}) = \text{gaz parfait} \quad \rightarrow \quad \lim_{P \rightarrow 0} (PV) = nRT$$

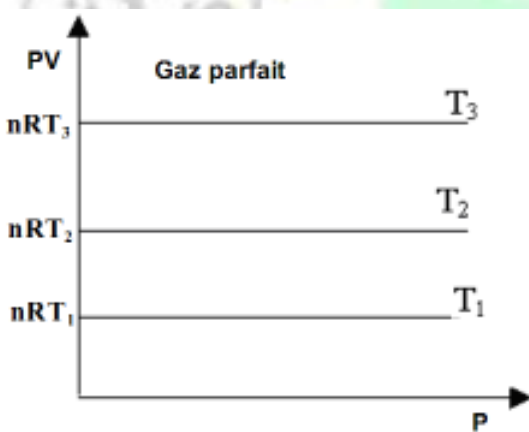


Fig. 5. Isothermes d'un gaz parfait dans le diagramme d'Amagat

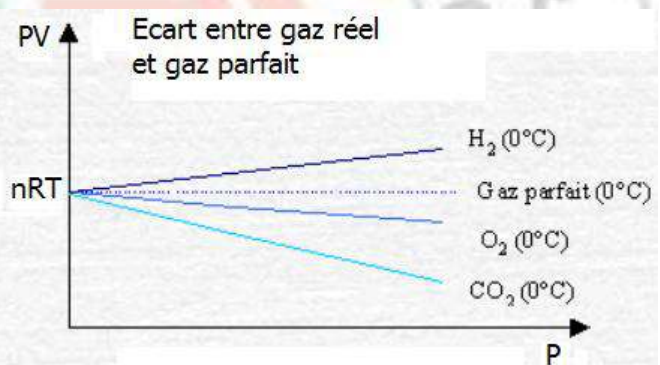


Fig. 6. Ecart entre gaz réel et gaz parfait dans le diagramme d'Amagat

2.6.b. Facteur de compressibilité

Le facteur de compressibilité Z est une propriété thermodynamique utile pour quantifier le comportement d'un gaz réel : $Z = PV/(nRT)$

Pour un gaz parfait $Z = 1$.

Pour un gaz réel, Z varie avec T, P et $Z \neq 1$

Exemple : Pour l'air :

à T = 300 K et P = 60 bars $\rightarrow Z = 0.99$

à T = 250 K et P = 60 bars $\rightarrow Z = 0.959$

2.6.c. Equation de Van der Waals

En tenant compte à la fois des corrections de covolume et de pression interne, Van der Waals a proposé en 1873 une équation approchée pour les gaz réels sous la forme suivante:

$$\left(P + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT$$

$V_m = V/n =$ volume molaire

La différence avec l'équation d'état des gaz parfaits est l'introduction des paramètres a et b, qui rendent compte respectivement de l'attraction entre les molécules et du volume propre occupé par chaque particule.

On peut déterminer des relations entre les constantes a et b, caractéristiques du gaz, et les coordonnées du point critique. Pour cela, on exprime qu'au point critique C, l'isotherme subit une inflexion à tangente nulle ce qui se traduit par :

$$\left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T = 0 \quad \text{et} \quad \left(\frac{\partial^2 P}{\partial V^2}\right)_T = 0$$

On peut alors montrer les relations suivantes entre coordonnées critiques (T_c, P_c, V_{mc}) et les paramètres a, b:

$$T_c = 8a/(27bR), \quad P_c = a/(27b^2), \quad V_{mc} = 3RT_c/(8P_c)$$

$$a = 3P_c V_{mc}^2 \quad \text{et} \quad b = V_{mc}/3 = RT_c/(8P_c)$$

3. Matériel utilisé

1. Capillaire de mesure en verre spécial, gradué de 0 à 4 ml
2. Tube en plexiglas
3. Thermomètre (-10...100 °C)
4. Chambre de pression contenant du mercure
5. Volant de réglage du volume du fluide
6. Manomètre donnant la pression du fluide dans le capillaire
7. Robinet d'alimentation en gaz
8. Bouteille de gaz comprimé (éthane 14 g)
9. Robinet de connexion à la pompe à vide
10. Cuve pour décantation de mercure
11. Tuyau d'arrivée d'eau
12. Tuyau d'évacuation d'eau
13. Thermostat à immersion
14. Bain d'eau régulée en température
15. Pompe à vide
16. Bouteille de Woulffe avec manomètre et robinet
17. Tige de support

4. Description de l'appareillage

Le but de la manipulation est de réaliser la compression isotherme et la liquéfaction d'un gaz (éthane).

L'appareillage utilisé mis au point par les laboratoires Phywe comprend une éprouvette graduée (1) en pyrex de forte épaisseur, pour résister à la pression importante (jusqu'à 50 bars) nécessaire à l'obtention du point critique et dans laquelle on comprime le fluide à étudier. L'éprouvette de fluide est fixée sur une chambre de pression (4) en acier inoxydable. La chambre contient du mercure et son fond est fermé par une membrane déformable assurant une parfaite étanchéité. Cette déformation est obtenue par un piston actionné par un volant (5) muni d'un axe fileté. En tournant le volant dans le sens horaire, on fait monter le mercure dans l'éprouvette en comprimant le fluide. Un manomètre à grand cadran (6) permet la lecture de la pression du gaz dans l'éprouvette. La chambre de pression porte un ensemble de robinets (7, 9) servant à faire le vide dans l'appareil avant d'introduire le fluide à étudier (éthane).

Attention : il ne faut pas actionner ces robinets.

Une cuve cylindrique et transparente (2), formant une jaquette thermostatique, se place autour de l'éprouvette. Elle reçoit de l'eau permettant de maintenir le fluide à une température fixée. Un orifice d'entrée d'eau (11) se trouve en bas de la jaquette et un autre pour la sortie d'eau (12) en haut de la jaquette. On utilise une

circulation d'eau chaude actionnée par une pompe et provenant d'un bain thermostaté (14). La température du fluide est lue sur un thermomètre (3) placé dans la cuve. On peut donc mesurer grâce à ce dispositif les variables d'état d'un gaz (P , V) à T fixée, lors de sa compression puis de sa liquéfaction.

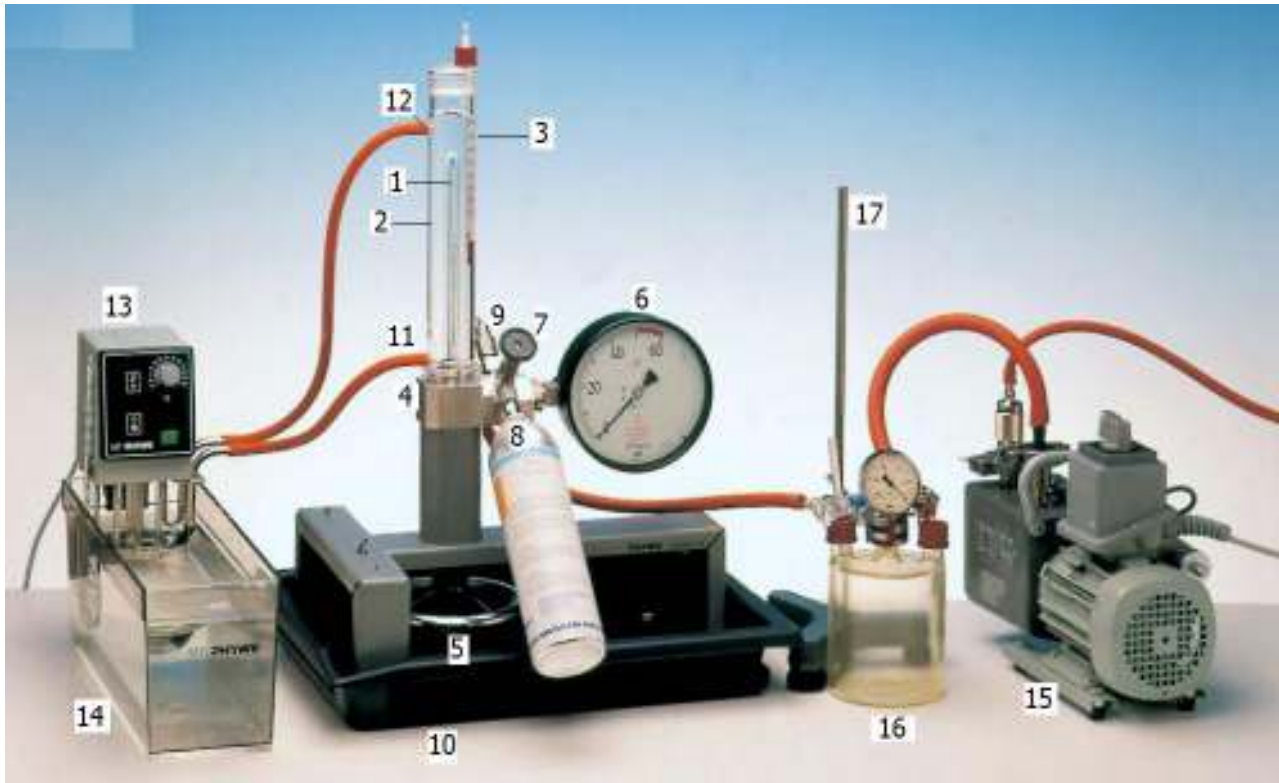


Fig. 7. Dispositif expérimental : Isothermes de compression d'un gaz réel (Phywe)

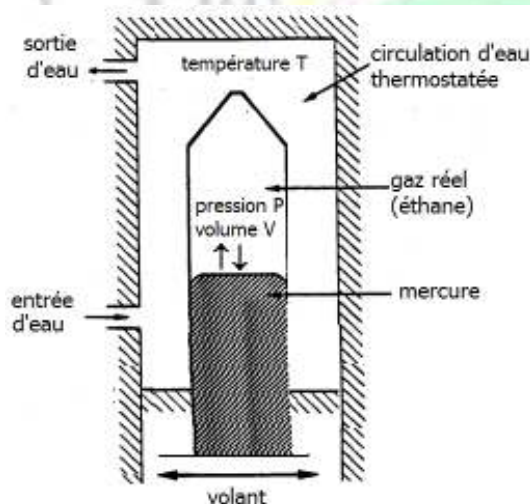


Fig. 8. Compression du gaz par la colonne de mercure

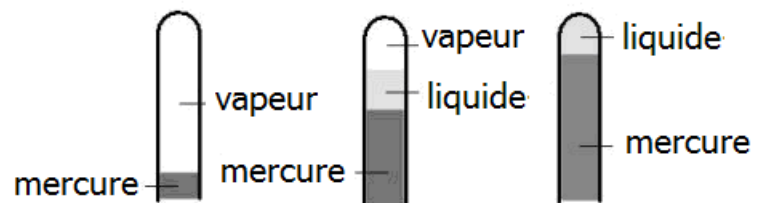


Fig. 9. Etats successifs du fluide au cours de la compression

5. Propriétés de l'éthane

Le gaz utilisé est de l'éthane (C_2H_6) choisi pour ses valeurs critiques compatibles avec les conditions d'utilisation. L'intérêt pédagogique de l'éthane est d'avoir des caractéristiques physiques permettant une mise en évidence du point critique relativement aisée.

Température critique : $T_c = 32.17 \text{ }^\circ\text{C}$,
 Pression critique : $P_c = 48.72 \text{ bar}$,
 Masse volumique critique $\rho_c = 206.18 \text{ kg/m}^3$
 Masse molaire $M = 30 \text{ g/mole}$

T(K)	P _{vs} (bars)	v' (ml/g)	v'' (ml/g)
292	36.71	2.915	12.1
294	38.34	2.987	11.26
296	40.02	3.072	10.43
298	41.76	3.171	9.60
300	43.56	3.30	8.742
302	45.43	3.476	7.821
304	47.38	3.779	6.708

Tableau 1. Propriétés de l'éthane

6. Mesures et interprétations

6.1. Tracé des isothermes de compression

- Faire tourner lentement le volant dans le sens horaire pour permettre la montée du mercure dans le tube. Le mercure doit d'abord affleurer le bas du tube de compression.
- L'éprouvette est graduée par pas de 0.05 ml sur 4 ml.
- Fixer le volume initial à 4 ml
- Relever la température ambiante : $T_a =$
- Vérifier que la température de consigne du thermostat est réglée au plus bas (pour ne pas chauffer initialement l'eau).
- Vérifier le niveau d'eau dans le réservoir, les branchements d'entrée et de sortie d'eau
- Actionner la pompe pour permettre la circulation d'eau dans la cuve entourant l'éprouvette, puis noter la température indiquée par le thermomètre placé dans la cuve : $T_1 =$
- Faire varier le volume V par pas de 0,2 ml et noter la pression P correspondante.

Attention : Ne pas dépasser la pression de 50 bars.

- Déterminer avec précision, les valeurs de V'' correspondant au début de la liquéfaction (apparition de la phase liquide) et de V' correspondant à la fin de la liquéfaction (disparition de la vapeur).
- Répéter cette opération en augmentant progressivement la température. Choisir 3 températures sous-critiques et une température sur-critique, par exemple: **25°C, 28°C, 30°C, 35°C**. (Pour l'éthane : $T_c = 32.17^\circ\text{C}$)
- A chaque fois, fixer le thermostat à la température voulue et attendre que l'eau circulant dans la cuve ait atteint une valeur stable (utiliser la valeur indiquée par le thermomètre placé dans la cuve).
- Après chaque variation de volume, avant de faire la lecture, attendre la stabilisation de la température lue au thermomètre. S'assurer qu'elle ne varie pas, en cours d'expérience, de plus de 0.1°C.
- Noter, pour chaque isotherme sous-critique, les volumes V'' et V' correspondant au palier de liquéfaction.
- Tracer le réseau d'isothermes d'Andrews, les courbes de rosée (lieu des points A) et d'ébullition (lieu des points B) dans un diagramme (P,V) sur une même feuille.
- Préciser les domaines du liquide, de la vapeur et du mélange liquide-vapeur
- Essayer de repérer sur le réseau d'isothermes la pression et la température critiques

Remarques:

- Le mercure se terminant en ménisque, la première goutte de liquide apparaîtra en couronne en haut de la colonne de mercure. On peut observer plus facilement l'apparition du ménisque en éclairant l'éprouvette avec une lampe.
- A la fin de la liquéfaction, effectuer seulement 2 mesures (P,V), car en phase liquide la pression augmente rapidement.
- A la fin des mesures et pour éviter toute fuite éventuelle de gaz, on amènera le mercure au bas de l'éprouvette vers la graduation 4 ml.

T _{ambiante} =		T = 25°C		T=28°C		T=30°C		T=35°C	
V (ml), V _v (ml)	P(bars)	V (ml), V _v (ml)	P(bars)	V (ml), V _v (ml)	P(bars)	V (ml), V _v (ml)	P(bars)	V (ml)	P(bars)
4, 4									
3.8, 3.8									
3.6, 3.6									
3.4,									
3.2,									

- Pour chaque température sous-critique, noter les valeurs du début et de la fin de la liquéfaction
- Au cours de la liquéfaction, en présence des 2 phases, noter le volume total V et le volume de vapeur V_v

6.2. Relevé de la courbe de pression de vapeur saturante

- Relever les valeurs de la pression de vapeur saturante P_{vs} pour les températures utilisées précédemment,
- Comparer ces valeurs à celle de la courbe jointe $P_{vs}(T)$ dans l'intervalle de températures comprises entre Tambiante et T_c .
- Tracer la courbe $P_{vs}(T)$ en fonction de la température absolue T . Indiquer sur le graphe les domaines du liquide et de la vapeur
- Tracer la courbe $\ln(P_{vs})$ en fonction de $1/T$. Montrer que cette courbe est assimilable à une droite dont on déterminera l'équation et la pente.
- En appliquant la formule de Rankine : $P_{vs}(T) = A \cdot \exp(-ML_v/RT)$, déterminer la chaleur latente de vaporisation du fluide. Préciser les conditions d'utilisation de la formule de Rankine et sa validité

T (K)	P_{vs} (bars) (valeurs mesurées)	P_{vs} (bars) (valeurs théoriques)	Erreur relative (%)

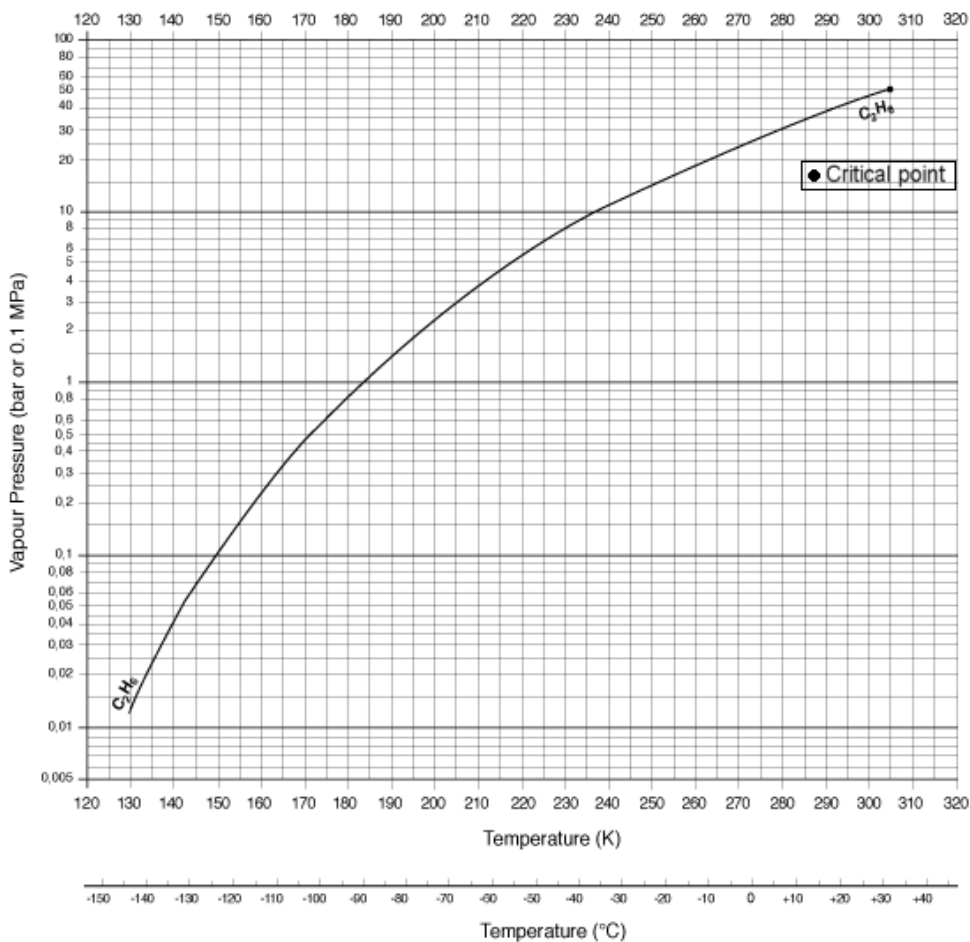


Fig. 10. Pression de vapeur saturante $P_{vs}(T)$ de l'éthane

6.3. Equations des gaz réels

- Choisir une des isothermes et calculer le produit PV en fonction de P (voir tableau ci-dessous)
- Tracer l'isotherme $PV = f(P)$ dans le diagramme d'Amagat
- Montrer que la courbe peut être assimilée à une droite de faible pente dans le domaine de la vapeur sèche
- Déterminer graphiquement la valeur limite du produit PV lorsque P tend vers 0
- En déduire le nombre de moles n et la masse m du gaz, en l'assimilant à un gaz parfait lorsque P tend vers 0 (par extrapolation).

Nombre de moles : $n =$ \rightarrow Masse $m = nM =$

Masse molaire de l'éthane : $M = 30$ g/mole

- Compléter le tableau ci-dessous et en déduire le coefficient de compressibilité Z en fonction de P
- Equation de Van der Waals : Calculer le volume molaire critique V_{mc} et les paramètres a, b du gaz

T = 35°C			
V (m ³)	P(Pa)	PV (J)	Z = PV/(nRT)

6.4. Chaleur latente de vaporisation

La chaleur latente de vaporisation d'un corps pur s'exprime par la formule Clausius-Clapeyron :

$$L_v(T) = T(u'' - u')(dP_{vs}/dT)$$

Avec $u' = V'/m$ et $u'' = V''/m$

- A partir des mesures précédemment effectuées (isothermes d'Andrews), compléter le tableau suivant

t(°C), T(K)	V''(ml), (m ³)	V'(ml), (m ³)	u' (m ³ /kg)	u'' (m ³ /kg)	dP _{vs} /dT (Pa/K)	L _v (J/kg)

- Calculer les volumes massiques u' et u'' , à partir des volumes V'' et V'
- Calculer la dérivée dP_{vs}/dT à partir des formules de dérivation numérique : $dP_{vs}/dT \approx \Delta P/\Delta T$ ou graphiquement à partir de la courbe $P_{vs}(T)$
- En déduire la chaleur latente de vaporisation L_v pour chaque température T
- Tracer la courbe $L_v = f(T)$
- Montrer que L_v peut se mettre sous la forme $L_v = A - B.T$ lorsqu'on est assez loin du point critique
- Rechercher les valeurs de $L_v(T)$ de l'éthane dans les tables thermodynamiques et les comparer avec les valeurs obtenues

6.5. Contournement du point critique

Pour mettre en évidence la continuité de l'état gaz-liquide, il suffit de parcourir un trajet judicieusement choisi, contournant le point critique. Le fluide est soumis aux transformations successives suivantes :

Noter les valeurs de T, P, V dans le tableau ci-dessous.

* trajet abc : détente isotherme à la température T_a sous-critique à partir d'un point à l'intérieur de la courbe de saturation vers un point c extérieur. Au point b (vapeur saturante sèche) le ménisque disparaît vers le bas de l'éprouvette;

*trajet cd: échauffement isochore de gaz jusqu'à $T_d > T_{cr}$,

* trajet de: compression isotherme à la température T_d sur-critique

Attention : Surveiller le manomètre pour ne pas dépasser 50 bars.

* trajet ef : refroidissement isochore jusqu'à $T_f < T_{cr}$ et $P_f < P_{cr}$

Pour réaliser le refroidissement, mettre de l'eau froide dans le bain thermostaté

* trajet fgh : détente isotherme à la température T_f . Au point g (liquide saturant), le ménisque réapparaît vers le haut de l'éprouvette, indiquant la présence de la phase liquide. En continuant la détente isotherme jusqu'au point h, le volume de liquide diminue accompagné d'une augmentation du volume de vapeur.

- Représenter le contournement effectué sur le réseau d'isothermes.

- Pour chaque étape du contournement du point critique, indiquer l'état du fluide dans l'éprouvette.

- Compléter le tableau suivant, puis tracer les transformations abcdefgh dans un diagramme (P,V).

Etat	Phase	T(°C)	P (bars)	V (ml)
a	Mélange liquide-vapeur	$T_a =$	$P_a =$	$V_a =$
b				
c				
d				
e				
f				
g				
h				

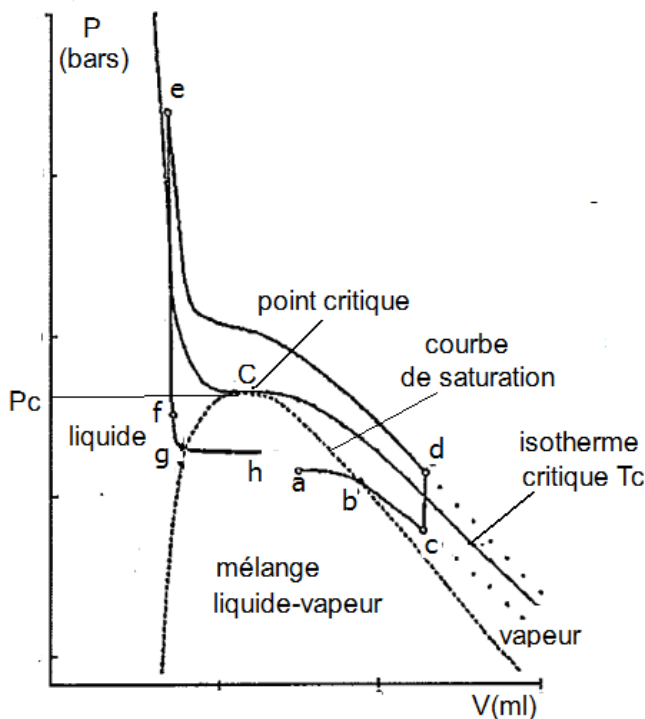


Fig. 11. Contournement du point critique

7. Discussion des résultats

1. Pourquoi la courbe de vaporisation s'arrête au point critique ?
2. Quel est l'état du fluide dans le domaine ($T > T_c$ et $P > P_c$) ?
3. Rechercher dans les livres de thermodynamique ou sur Internet, l'allure des isothermes de quelques gaz réels (H_2 , O_2 , N_2 , ...) dans le diagramme (PV, P).

Quel est l'intérêt du diagramme d'Amagat dans le cas d'un gaz réel ?

4. Quelle est la signification physique des paramètres a, b dans l'équation de Van der Waals ?
5. Démontrer les relations suivantes entre les coordonnées critiques (T_c , P_c , V_{mc}) et les paramètres a, b:

$$T_c = 8a/(27bR), \quad P_c = a/(27b^2), \quad V_{mc} = 3RT_c/(8P_c)$$

$$a = 3P_c V_{mc}^2 \quad \text{et} \quad b = V_{mc}/3 = RT_c/(8P_c)$$

CONSIGNES DE SECURITE

- L'éprouvette de fluide doit être entièrement plongée dans l'eau avant de commencer la compression
- Ne pas dépasser la pression de 50 bars et la température de 60°C
- Ne pas actionner les robinets liés à la chambre de pression
- A la fin du TP, ramener le mercure à la graduation 4 ml

Références

- PHYWE, Laboratory Experiments of Physics, Thermodynamics
"Thermal equation of state and critical point", LEP 3.2.04, pages 1-3; PHYWE series of publications •
PHYWE SYSTEME GMBH & Co. KG • D-37070 Göttingen
- PHYWE, Laboratory Experiments of Physics, Thermodynamics,
"Critical point apparatus" 04364.10, pages 1-4, PHYWE series of publications



TP 4. POMPE A CHALEUR A COMPRESSION

1. But du TP

- Visualiser et comprendre le cycle thermodynamique d'une pompe à chaleur
- Mesure des pressions et températures du fluide frigorigène et déterminer le coefficient de performance sous différentes conditions d'utilisation (eau/eau et air/eau)
- Tracer le cycle de la machine dans le diagramme (P, h) du fluide R134a et en déduire l'efficacité de la machine.

2. Principe de la pompe à chaleur

Une pompe à chaleur est une machine thermique à deux sources fonctionnant en cycle inverse.

Etant donné une source chaude à la température T_c et une source froide à la température T_f ($T_f < T_c$), on fait décrire à un fluide frigorigène un cycle fermé au cours duquel il soutire à la source froide une quantité de chaleur Q_f puis cède à la source chaude une quantité de chaleur Q_c . Ce transfert de chaleur d'une source froide à une source chaude est impossible sans l'intervention d'un travail extérieur W . Ceci résulte du second principe de la thermodynamique.

Compte tenu de cette définition, on voit, qu'à priori, rien ne distingue le fonctionnement d'une pompe à chaleur de celui d'une machine frigorifique. Pourtant, si les fonctionnements de ces deux machines thermiques sont identiques, on remarque que:

- Dans le cas d'une pompe à chaleur, la source chaude est constituée par l'enceinte à réchauffer, le milieu d'où l'on soutire de la chaleur étant alors la source froide.
- Dans le cas de la machine frigorifique, la source froide est constituée par l'enceinte à refroidir, le milieu où l'on rejette de la chaleur étant alors la source chaude (en général le milieu extérieur ambiant).

Afin de réaliser ces transformations à la température des deux échangeurs, il faut d'une part comprimer le fluide entre les deux échangeurs, puis le détendre d'autre part. Le choix du fluide est fonction des températures à atteindre, des caractéristiques du compresseur, des dimensions des échangeurs, du coefficient de transfert thermique du fluide réfrigérant, de sa chaleur latente et de son volume spécifique.

Pour évaluer le fonctionnement d'une pompe à chaleur, on définit un coefficient de performance ou efficacité e égal au quotient de la chaleur transférée à la source chaude par le travail fourni au système.

$$e = -Q_c/W = Q_c/(Q_c+Q_f)$$

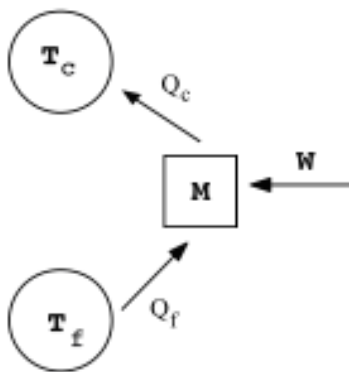
D'après le théorème de Carnot, l'efficacité réelle e est inférieure à la valeur théorique e_{carnot} d'une machine fonctionnant selon le cycle de Carnot :

$$e < e_{\text{carnot}} \text{ avec } e_{\text{carnot}} = T_c/(T_c-T_f)$$

par suite des phénomènes d'irréversibilité apparaissant le long du cycle thermodynamique réel.

T_c et T_f sont les températures absolues des sources chaude et froide.

Source chaude



Source froide

Q_f = Quantité de chaleur soutirée à la source froide ($Q_f > 0$)

Q_c = Quantité de chaleur cédée à la source chaude ($Q_c < 0$)

W = Travail mécanique fourni au système ($W > 0$)

$$\Delta U_{\text{cycle}} = W + Q_f + Q_c = 0$$

Fig. 4.1. Schéma de principe d'une pompe à chaleur

3. Matériel utilisé

- 1 : Compresseur
- 2, 6, 9, 10, 14, 18 : Conduites d'écoulement du fluide
- 3, 5, 15, 17 : Points de mesure des températures
- 4 : Récipient (source chaude) contenant le condenseur
- 16 : Récipient (source froide) contenant l'évaporateur
- 7, 11 : Hublots d'observation du fluide
- 8 : Manomètre haute pression
- 12 : Manomètre basse pression
- 13 : Vanne de détente
- 19 : Wattmètre



Fig. 4.2. Dispositif expérimental : Pompe à chaleur à compression (Phywe)

4. Description de l'appareillage

Dans la pompe à chaleur de ce TP, on utilise le fluide frigorigère dénommé R134a, fluide de type HFC (Hydrofluorocarbure) et de formule brute $C_2H_2F_4$.

Point critique : $P_{cr} = 40,6$ bar, $T_{cr} = 101$ °C, Masse molaire : $M = 102$ g/mole

Les différents stades du cycle thermodynamique du fluide sont les suivants:

- Le fluide arrive à l'entrée du compresseur à l'état vapeur à pression P_E et température T_1 .
- Il passe alors dans le compresseur qui le comprime à la pression P_C . Cette compression rapide est supposée adiabatique: le fluide gazeux s'échauffe jusqu'à la température T_2 .
- Dans le serpentin du condenseur C, le fluide se refroidit jusqu'à la température de rosée T_3 , subit une condensation totale à pression P_C et température T_3 , puis un refroidissement liquide jusqu'à T_4 , tout en restant à la pression constante P_C . Durant cette phase, le fluide cède sa chaleur latente et sensible Q_C au liquide du récipient (source chaude).
- Le fluide passe ensuite dans un purificateur pour éliminer les bulles de vapeur qu'il peut encore contenir.
- Dans une vanne de détente, il subit ensuite une détente isenthalpique (écoulement adiabatique Joule-Thomson) qui le ramène à la pression P_E en subissant un refroidissement et une vaporisation partielle jusqu'à la température T_5 .
- A l'arrivée dans l'évaporateur E, le fluide finit sa vaporisation sous la pression constante P_E et à température T_5 puis se réchauffe légèrement jusqu'à la température T_1 . Durant cette phase, le fluide soutire la chaleur Q_f au liquide du récipient (source froide).

- Le fluide passe de nouveau dans le compresseur et le cycle recommence.

Certains composants sont également importants pour un bon fonctionnement de la machine :

- un collecteur avec une réserve de fluide pour compenser les pertes par une inétanchéité éventuelle,
- un sécheur qui élimine dans le fluide les éventuels résidus aqueux,
- un pressostat de haute et basse pression pour protéger la pompe à chaleur contre une surchauffe ou un refroidissement trop importants. Il arrête provisoirement le compresseur en cas de dépassement par le bas ou le haut d'une certaine pression (15 bars coté haute pression et 2 bars coté basse pression).

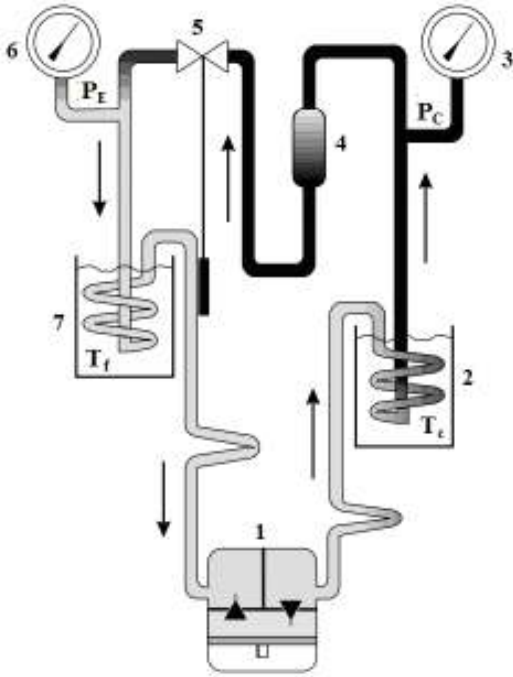


Fig. 4.3. Composants d'une pompe à chaleur

1. Compresseur
2. Condenseur
3. Manomètre haute pression
4. Collecteur-sécheur
5. Détendeur
6. Manomètre basse pression
7. Evaporateur

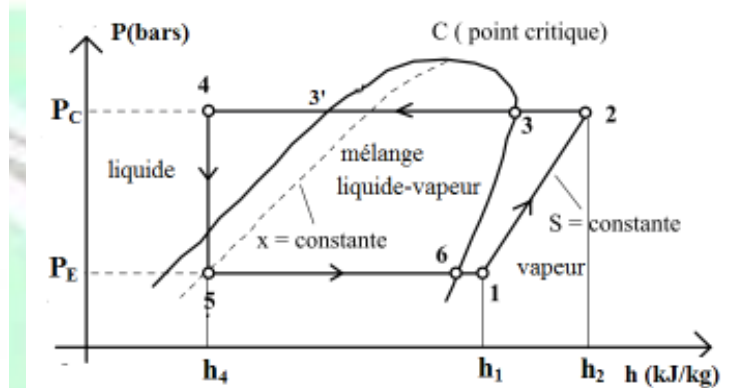
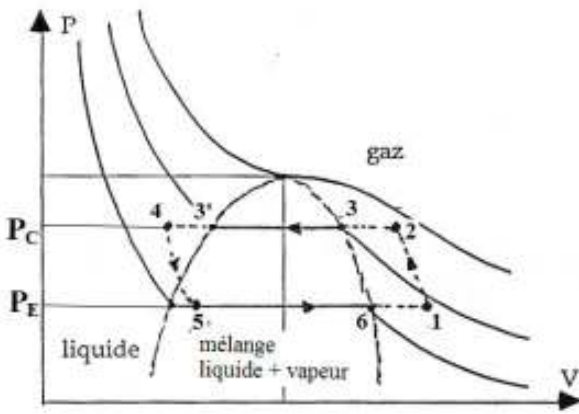


Fig.4.5. Cycle thermodynamique dans le diagramme (P,h)

Fig. 4.4. Cycle thermodynamique dans le diagramme (P,V)

Résumé du cycle :

Description des composants	Transformation
Compresseur	1-2 : compression adiabatique de vapeur surchauffée
Condenseur	2-3 : refroidissement isobare de vapeur 3-3' : condensation totale à pression constante P_C et température constante T_C 3'-4 : refroidissement isobare de liquide
Détendeur	4-5 : détente isenthalpique
Evaporateur	5-6 : évaporation totale à pression constante P_E et température constante T_E 6-1 : échauffement isobare de vapeur

5. Diagramme (P, h)

Dans le cas des pompes à chaleur et des appareils frigorifiques, les changements d'états du fluide sont décrits au moyen des diagrammes (P, h), où on reporte le logarithme de la pression P en ordonnée et l'enthalpie massique h en abscisse. Lors du fonctionnement de la pompe à chaleur, on mesure les pressions de condensation P_C et d'évaporation P_E , ainsi que les températures du fluide à l'aspiration T_1 , après compression T_2 et avant le détendeur T_4 . Ces cinq paramètres permettent de tracer le cycle thermodynamique sur le diagramme (P, h) (l'isenthalpie est une droite verticale).

On en déduit trois valeurs de l'enthalpie spécifique : h_1 avant compression, h_2 après compression et h_4 avant la vaporisation. Ces valeurs permettent de déterminer l'efficacité e :

En effet : $e = -Q_c/W$

avec $Q_c = h_4 - h_2$

et $W = -Q_c - Q_f = -(h_4 - h_2 + h_1 - h_5) = h_2 - h_1$ (car $h_4 = h_5$)

D'où $e = (h_2 - h_4)/(h_2 - h_1)$

6. Evolution des températures T_c et T_f

Au cours du cycle élémentaire, la température de la masse M d'eau de la source chaude varie de $dT_c (>0)$ et reçoit la chaleur : $\delta Q_c = M c_{\text{eau}} dT_c$. De même, la température de la masse M d'eau de la source froide varie de $dT_f (<0)$ et cède la chaleur : $\delta Q_f = M c_{\text{eau}} dT_f$.

En remplaçant dans la relation exprimant le deuxième principe :

$$\frac{M c_{\text{eau}} dT_c}{T_c} + \frac{M c_{\text{eau}} dT_f}{T_f} = 0 \Rightarrow \frac{dT_c}{T_c} + \frac{dT_f}{T_f} = 0$$

Pour une durée Δt de fonctionnement, on peut écrire :

$$\int_{T_0}^{T_c} \frac{dT_c}{T_c} + \int_{T_0}^{T_f} \frac{dT_f}{T_f} = 0$$

où T_0 représente ici la température commune initiale des 2 sources. L'intégration donne :

$$T_c \cdot T_f = T_0^2 \text{ (en K}^2\text{)}$$

On vérifiera ensuite si l'expérience menée conduit à des résultats voisins de cette dernière relation

7. Mesures

Dans cette expérience, on relève les valeurs des températures et pressions en fonction du temps dans 2 conditions opératoires : eau/eau et air/eau.

7.1. Pompe à chaleur eau/eau

- Introduire 4 litres d'eau dans chaque réservoir ($M = 4 \text{ kg}$, $c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$)
- Immerger complètement les serpentins dans les seaux d'eau (4, 16)
- Placer les sondes de températures dans les réservoirs (4, 16) et dans les points de mesure (3, 5, 15, 17)
- Noter les températures T_c , T_f des sources chaude et froide (4, 16) et les pressions P_C , P_E (8, 12) avant le branchement du compresseur
- La date $t = 0$ sera définie par le branchement électrique du compresseur et le déclenchement du chronomètre
- Compléter le tableau en relevant toutes les 2 minutes les températures des réservoirs T_c et T_f , puis les températures (T_{ec} , T_{sc} , T_{ee} , T_{se}) et les pressions P_C et P_E , à lire sur les manomètres.

T_{ec} = Température à l'entrée du condenseur (point 2 du cycle)

T_{sc} = Température à la sortie du condenseur (point 4 du cycle)

T_{ee} = Température à l'entrée de l'évaporateur (point 5 du cycle)

T_{se} = Température à la sortie de l'évaporateur (point 1 du cycle)

A noter que ces températures ne sont pas exactement celles du fluide dans les différents états, car on ne peut pas introduire de capteurs à l'intérieur du circuit.

- Bien agiter l'eau dans les 2 réservoirs pendant les mesures
- Au bout de 16 minutes, arrêter le fonctionnement de la pompe à chaleur en débranchant le compresseur.
- Tracer sur un même graphe les 6 courbes T_f , T_c , T_{ec} , T_{sc} , T_{ee} , T_{se} en fonction du temps t (Utiliser 6 couleurs différentes)
- A partir des valeurs mesurées à $t = 16 \text{ min}$, placer les différents points du cycle (1, 2, 4, 5) dans le diagramme du fluide R134a, puis tracer le cycle.

- Déterminer les enthalpies massiques h en chaque point du cycle
- En déduire l'efficacité de la machine suivant la relation : $e = (h_2 - h_4)/(h_2 - h_1)$
et comparer le résultat obtenu avec celle du cycle de Carnot : $e_{\text{carnot}} = T_c/(T_c - T_f)$

	Point 1	Point 2	Point 4	Point 5
P (bars)				
T (°C)				
h (kJ/kg)				

Tableau 1. Points caractéristiques (1, 2, 4, 5) du cycle

- Calculer la valeur moyenne du produit $T_c \cdot T_f$ (en K^2). L'égalité $T_c \cdot T_f = T_0^2$ est-elle vérifiée ?
- Calcul de l'efficacité e à partir des valeurs de Q_c et Q_f :

On note Q_c et Q_f les chaleurs échangées par le fluide durant 16 minutes.

Si l'agitation est convenable, et en négligeant les pertes thermiques avec l'air ambiant, on peut considérer que les chaleurs échangées par le fluide sont égales à celles échangées par l'eau introduite dans les réservoirs :

$$Q_c = M c_{\text{eau}}(T_0 - T_c) < 0 \text{ et } Q_f = M c_{\text{eau}}(T_0 - T_f) > 0$$

$$\text{Avec } M = 4 \text{ kg, } c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J.K}^{-1}.\text{Kg}^{-1}$$

En déduire l'efficacité de la pompe : $e = Q_c/(Q_c + Q_f)$.

Comparer la valeur obtenue avec celle calculée à partir du diagramme (P,h).

	Temps t (min)	0	2	4	6	8	10	12	14	16
Condenseur	P_c (bars)									
	T_c (°C)									
	T_{ec} (°C)									
	T_{sc} (°C)									
Evaporateur	P_e (bars)									
	T_f (°C)									
	T_{ee} (°C)									
	T_{se} (°C)									
	$T_c \cdot T_f$ (K^2)									

Tableau 2. Pompe à chaleur eau/eau

Remarques :

- Attention à ne pas geler l'eau de la source froide. Arrêter le compresseur avant d'atteindre 0 °C.
- Attention, les manomètres indiquent des pressions relatives : il faut donc ajouter 1 bar à la lecture pour obtenir des pressions absolues.

Rappel : Pression relative = pression absolue – pression atmosphérique

On supposera : Pression atmosphérique \approx 1 bar

7.2. Pompe à chaleur air/eau

Répéter l'expérience dans le cas de la pompe à chaleur air/eau.

- Changer l'eau du récipient source chaude
- Enlever le récipient source froide et sécher le serpentin de l'évaporateur

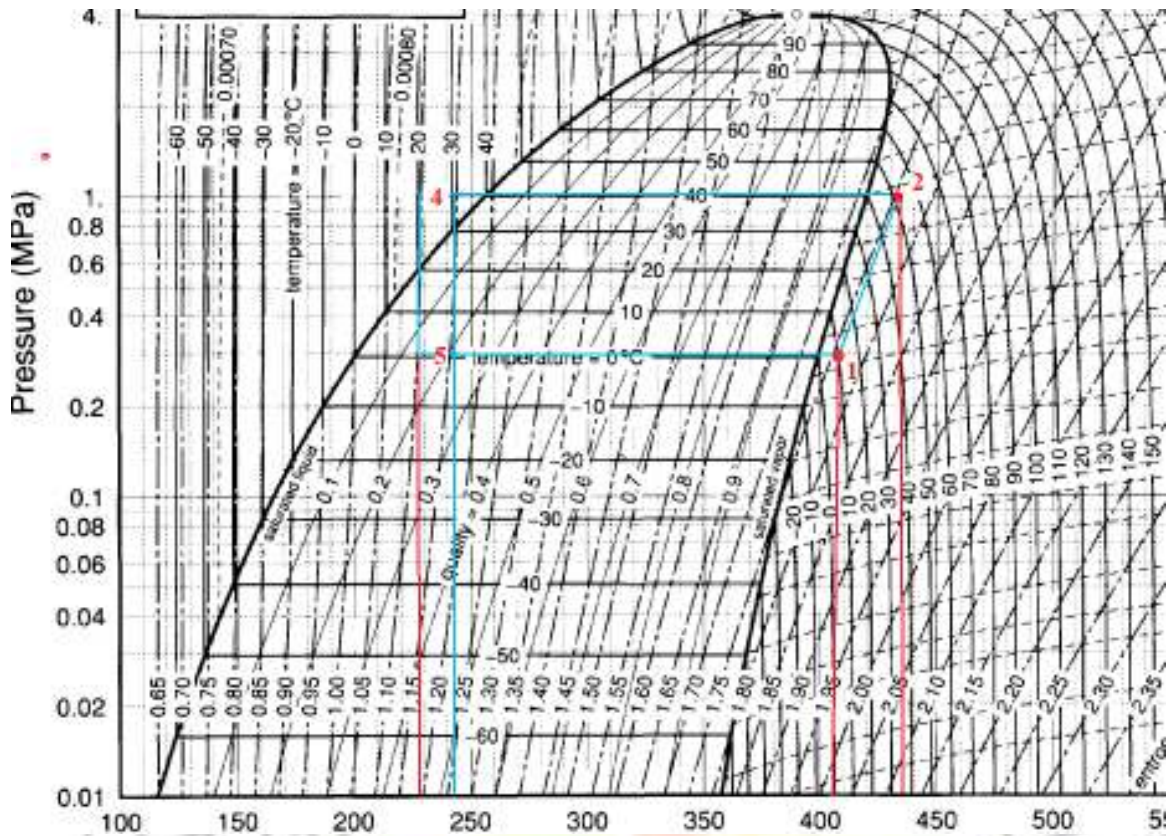


Fig.4.7. Diagramme (P,h) du fluide R134a

Références

- PHYWE, Laboratory Experiments of Physics, Thermodynamics “Heat pump”, LEP 3.6.04, pages 1-4; PHYWE series of publications • PHYWE SYSTEME GMBH & Co. KG • D-37070 Göttingen