

# TP 01 : Etude de L'équation d'un gaz parfait

## I- Loi de Boyle-Mariotte

### 1- Objectif expérimental

Mesurer la variation du volume d'une quantité d'air isotherme ( $T = C^{te}$ ) pour différente pression afin de vérifier la loi de Boyle-Mariotte.

### 2- Théorie

Un gaz est dit parfait s'il satisfait à l'équation d'état suivante :

$$PV = nRT \quad (1)$$

C'est-à-dire que la pression  $P$ , la température absolue  $T$  et le volume de  $n$  moles obéissent à la relation (1).  $R = 8,314 \text{ J/mole/k}$ , désigne la constante universelle des gaz parfait. Pour un échantillon de gaz, on doit donc avoir : —

En particulier, si la température demeure constante ( $T = C^{te}$ ) au cours de la transformation, alors on aura  $PV = C^{te}$ , c'est la loi de Boyle-Mariotte.

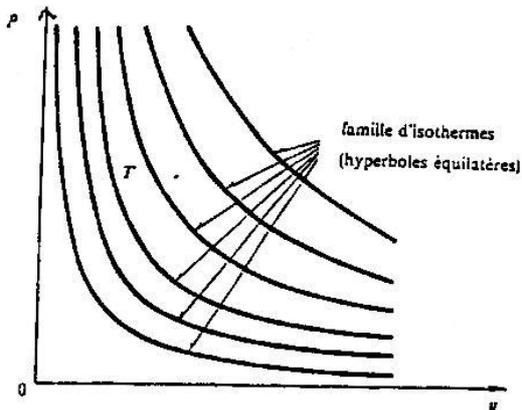


Figure 1 : Diagramme PV d'un gaz parfait.

## 3- Principes de mesures 3-1- Mesure de la pression du gaz

On utilise un thermomètre à gaz (figure 2), qui est constitué d'un tube en verre gradué, fermé à une extrémité, l'autre extrémité ouverte est

raccordée à une pompe à main à vide (Fig.2). A l'intérieur du tube, un bouchon de mesure (hauteur  $h_{Hg}$ ) délimite une quantité d'air donnée (Fig.3). Après avoir généré une dépression  $\Delta P$  par rapport à la pression atmosphérique  $P_0$ , l'échantillon d'air se trouve à la pression  $P$ , qui se calcule en utilisant une relation de la statistique des fluides :



Figure 2 : Pompe à main à vide

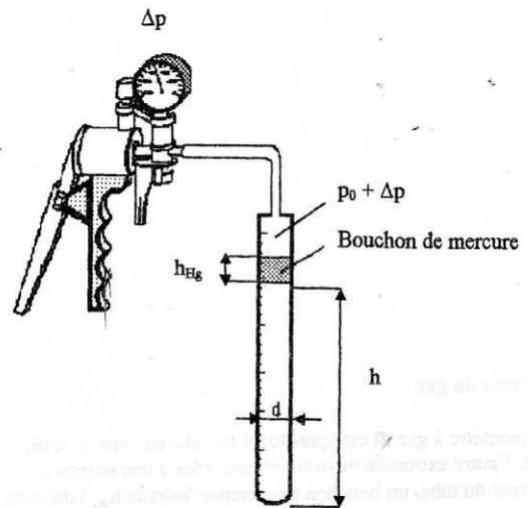


Figure 2 : Pression du gaz

$$P = P_0 + \Delta P + P_{Hg}$$

$P_{Hg} = \rho_{Hg} g h_{Hg}$  : Pression due au poids du bouchon de mercure (la masse volumique du mercure  $\rho_{Hg} = 13,6 \text{ g/cm}^3$ ).

$P_0$ : pression atmosphérique lue sur le baromètre.

$\Delta P$ : dépression ( $\Delta P < 0$ ) lue sur le cadran du manomètre.

### 3-2- Mesure du volume de l'air

Le tube étant gradué, on lit directement la hauteur  $h$  du gaz à la pression correspondante  $P$  (Fig.3). Le diamètre intérieur du tube étant connu ( $d = 2,7 \text{ mm}$ ), on calcul le volume d'air :

### 4- Montage

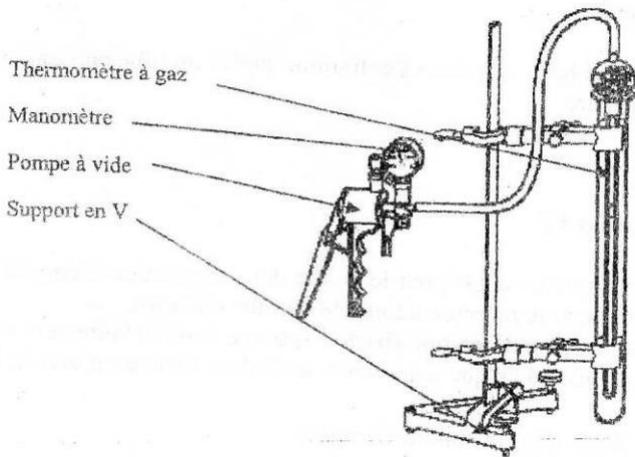


Figure 4 : Montage expérimental.

### 5- Mesures expérimentales

- A l'aide du baromètre anéroïde, déterminer la pression atmosphérique  $P_0$ .
- Relever la hauteur  $h_{Hg}$  du bouchon de mercure sur l'échelle du thermomètre à gaz.
- Utiliser la pompe à main pour générer une dépression  $\Delta P$  et augmenter celle-ci progressivement.
- Pour chaque valeur de la dépression  $\Delta P$ , relever la hauteur  $h$  de la colonne d'air correspondante.

$\Delta P$ ( $10^5 \text{ Pa}$ )					
$h$ ( $10^{-3} \text{ m}$ )					
$P$ ( $10^5 \text{ Pa}$ )					
$V$ ( $\text{m}^3$ )					
$P.V$ ( $\text{Pa.m}$ )					

### 6- Questions

- Calculer la valeur moyenne de  $PV$ .
- Représenter à une échelle bien choisie le graphe  $P = f(V)$ . Que remarquez-vous ?
- Notes et observations.

## II- Loi de Gay-Lussac

### 1- But de l'expérience

Mesure de la variation du volume d'une quantité d'air isobare ( $P = C^{te}$ ) pour différentes valeurs de température afin de vérifier la loi de Gay-Lussac.

### 2- Théorie

Pour un échantillon de gaz parfait, on doit avoir :

En particulier, si la température reste constante ( $T = C^{te}$ ) au cours de la transformation, on aura alors  $P \cdot V = C^{te}$ , c'est la loi de Gay-Lussac.

### 3- Mesure de la pression du gaz

On utilise un thermomètre à gaz (figure 2), sachant qu'on travaille à pression constante (pression atmosphérique) :

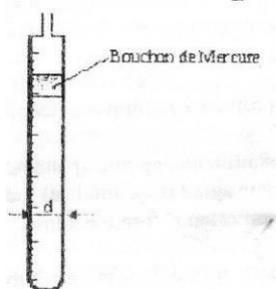


Figure 5 : Pression du gaz.

$$P = P_0 + P_{Hg}$$

$P_{Hg} = \rho_{Hg} \cdot g \cdot h_{Hg}$  : Pression due au poids du bouchon de mercure (la masse volumique du mercure  $\rho_{Hg} = 13,6 \text{ g/cm}^3$ ).

$P_0$ : pression atmosphérique lue sur le baromètre.

$d = 2,7 \text{ mm}$ , diamètre intérieur du tube capillaire.

## 4- Conduite de l'expérience

- Enfermer au préalable la quantité d'air voulue dans le thermomètre à gaz et l'isoler par le bouchon de mercure. Une bonne valeur initiale du volume  $V$  (à température et pression ambiantes) est environ 2/3 du volume total du capillaire.

- Introduire le thermomètre dans l'éprouvette, parallèlement au thermomètre à gaz et à l'aide du fil de ligne, l'accrocher à la pince de fixation universelle retenant le thermomètre à gaz. La grande éprouvette sert à recevoir le bain-marie.

- A l'aide de la résistance électrique, chauffer une quantité d'eau jusqu'à  $85^\circ\text{C}$ , puis verser le dans l'éprouvette. Relever la hauteur  $h$  du gaz (donc son volume) chaque fois que sa température a baissé d'environ  $10^\circ\text{C}$ . Lorsque la température ambiante est à nouveau atteinte, remplir l'éprouvette d'un mélange d'eau et de glace pilée, afin d'atteindre la température de  $0^\circ\text{C}$ .

### 5- Tableau de mesure

Porter les valeurs de la hauteur (volumes) de gaz déterminées sur le thermomètre à gaz et les températures correspondantes dans le tableau suivant :

$t$ ( $^\circ\text{C}$ )	$T$ (K)	$h$ ( $10^{-3} \text{ m}$ )	$V$ ( $\text{m}^3$ )	$V/T$ ( $10^{-8} \text{ m}^3/\text{K}$ )

### 6- Questions

- Déterminer pour chaque valeur du volume le rapport  $V/T$ . Qu'observe-t-on ?
- Tracer la courbe  $V$  en fonction de  $T$ .
- On déduire une valeur du zéro absolu.

