

TPN°1 : Lois des gaz parfaits**Objectifs :**

A/ Détermination de la masse molaire du méthanol

B/ Vérification des trois lois fondamentales des gaz parfait

I.Partie théorique

- Un gaz est un ensemble d'atomes ou de molécules très faiblement liés et quasi indépendants.
- Un gaz est décrit par les variables d'état que sont la pression P, le volume V et la Température T. Ces paramètres sont liés par une équation d'état : $f(P,V,T)=0$.

➤ Un gaz parfait : doit répondre aux conditions suivantes :

-Les particules de gaz n'ont pas un volume propre (leur volume est négligeable devant le volume de l'enceinte où se trouve).

-Les molécules n'ont pas d'interactions à distance entre elles.

➤ Un gaz réel : doit répondre aux conditions suivante :

-Les particules ont un volume propre.

-Les molécules interagissent entre elles. En effet aux basses pressions tous les gaz tendent à avoir un comportement de gaz parfait.

La loi des gaz parfaits s'écrit : $P.V = n.R.T$ (1)

n : quantité de matière (en moles) : $n = m/M$ (2)

$$M = \frac{mRT}{PV} \dots\dots\dots (3)$$

P : est la pression d'un gaz (en Pascals)

V : volume occupé par le gaz (en m³) T : température (en kelvins)

m : masse du gaz (g)

M : masse molaire (g/mol)

R : constante universelle des gaz parfaits ($R=8,3144621 \text{ J/K/mol}$).

La loi de Van der Waals pour un gaz réel s'écrit :

$$M = \frac{m.R.T}{P.V} + \frac{m.[B-(\frac{A}{R.T})]}{V} \dots\dots\dots (4)$$

où **A** et **B** sont deux constantes du gaz considéré ; pour le méthanol **$A = 9,46 \cdot 10^5 \text{ Pa.l}^2.\text{mol}^{-1}$** ,
 $B = 0,0658 \text{ l.mol}^{-1}$, masse molaire **$M = 32,04 \text{ g.mol}^{-1}$**

♦ La pression **P** d'un gaz confiné est généralement mesurée par le moyen d'un manomètre.
 Dans le cas d'un manomètre à tube ouvert (figure2), la pression du gaz, est la somme de la pression atmosphérique P_a et de la pression due à la différence de hauteur des deux niveaux du mercure

$$P = P_a + \rho_{Hg} \cdot g \cdot \Delta h_{Hg} \dots\dots\dots (5)$$

$$\rho_{Hg} \cdot g = 1332,8 \text{ Pa.cm}^{-1} \quad \text{donc pour faciliter le calcul on a : } P = P_a + 1332,8 \cdot \Delta h_{Hg} \dots\dots\dots (5^*)$$

ρ_{Hg} : Densité du mercure.

g : L'accélération de la pesanteur.

Δh_{Hg} : La différence de hauteur des deux niveaux du mercure.

♦ Le volume **V** du gaz enfermé est calculé par l'équation suivante :

$$V = V_l + V_c \dots\dots\dots (6)$$

V_c : volume du segment de tube coloré en marron.

V_l : volume calculé à partir de la longueur **l** de la colonne d'air.

$$V_l = \pi \cdot l \left(\frac{d}{2}\right)^2 \dots\dots\dots (7)$$

● **Loi de Boyle- Mariotte** : à température et quantité de gaz constante, le volume d'un gaz est inversement proportionnel à la pression qu'il subit ; $V = k_b / P$

● **Loi de Charles-Amontons** : décrit la relation entre le volume et la température d'un gaz. Elle stipule que, à pression constante, le volume occupé par une certaine quantité de gaz est directement proportionnel à sa température absolue ; $V = k_{Ch} \cdot T$ (k_{Ch} constant).

● **Loi de Gay- Lussac** : à volume et quantité de gaz constants, la température et la pression d'un gaz sont directement proportionnelles ; $P = k_G \cdot T$ (k_G constant).

Donnée :

$$d = 1,14 \text{ cm} ; V_c = 1,01 \text{ ml} ; \rho_{Hg} = 13,6 \text{ g.cm}^{-3} ; g = 980 \text{ cm.s}^{-2} ; 1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3 ; T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273 ;$$

$$1 \text{ Pa} = 10 \text{ g.cm}^{-1}.\text{s}^{-2} ; R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} , 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$

II. Partie expérimental

Partie A/ Détermination de la masse molaire du méthanol

Le dispositif se compose de :

1- Thermomètre ; 2 - seringue à gaz calibrée en verre (100ml), 3 - Enveloppe en verre ; 4- supports métallique ; 5- Appareil de chauffage ; 6- Pierres ponce ; 7- Volt mètre ; 8- Seringue d'injection. Manomètre (capteur de la pression), 6- baromètre, 7- méthanol, 8- Becher (100 ml), 9- Entonnoir, 10- eau distillée.

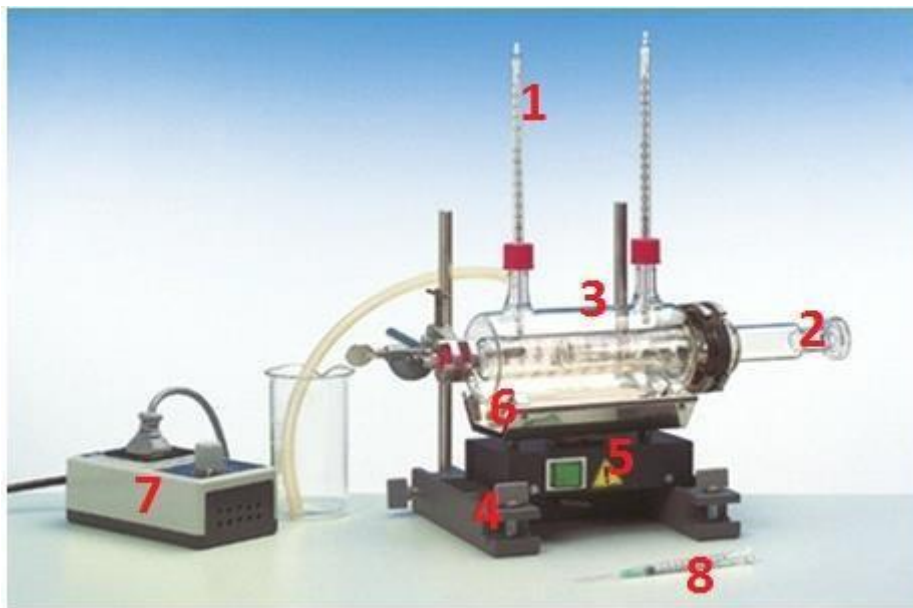


Figure 1 : Photo du dispositif expérimental

Mode opératoire

- Faire introduire quelques pierres ponce dans l'enveloppe en verre (pour donner une répartition homogène de la température à l'intérieur de l'enveloppe, en conséquence autour de la seringue à gaz calibrée). Puis remplir l'enveloppe en verre avec de l'eau distillée, insérer le thermomètre et chauffer le dispositif jusqu'à l'ébullition d'eau à environ 100°C.
- Prélever **0.12 ml** du méthanol liquide avec une seringue d'injection, Peser rapidement l'ensemble (Seringue + liquide) et injecter le liquide dans la seringue à gaz calibrée.
- Laisser la seringue d'injection dans le dispositif jusqu'au moment où le volume devient constant lire et enregistrer le volume, la pression et la température. Ensuite peser la seringue d'injection vide, pour pouvoir calculer la masse du liquide injecté (masse du gaz obtenu).

$$m_{\text{gaz}} = m (\text{Seringue} + 0.12 \text{ ml du méthanol liquide}) - m \text{ seringue vide}$$

T° K	Pression(Pa)	Volume (m ³)	m _{gaz} (Kg)	M. G. Parfait (3)	M. Gaz.Réel (4)

Questions

1/ Remplir le tableau

2/ Comparer, commenter et conclure les résultats de la détermination de la masse molaire.

Partie B/ Vérification des trois lois fondamentales des gaz parfaits

On fait varier la pression, la température et le volume d'une colonne de gaz et on essaye de déterminer la relation entre ces variables d'état. Le montage expérimental est démontré sur la figure.2

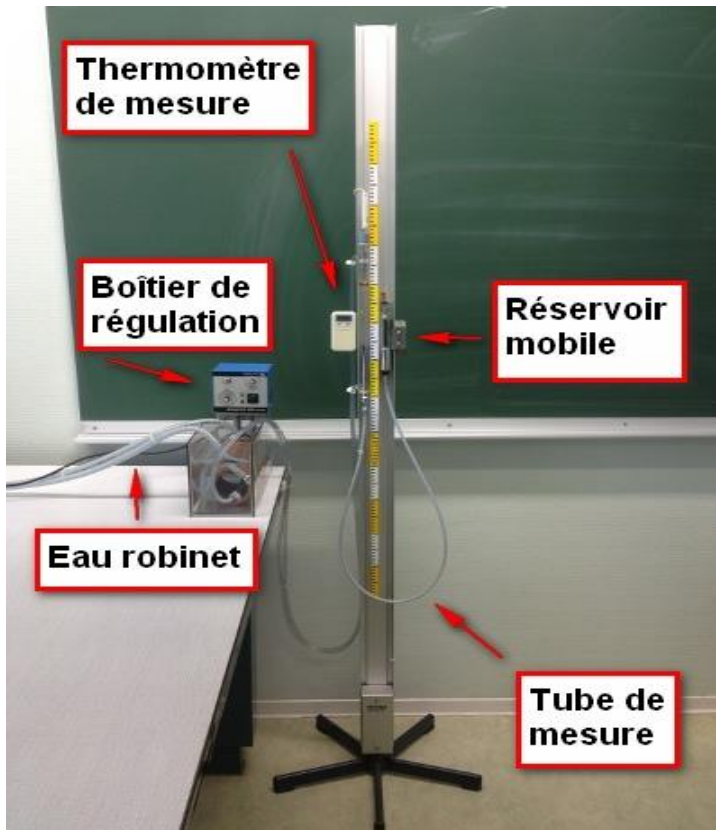


Figure2. Dispositif servant à l'étude des propriétés thermodynamiques des gaz parfaits.

Manipulation1 : Vérification de la loi de Boyle-Mariotte ($T= 293\text{k}$)

Durant cette expérience, la température devrait être maintenue constante (20°C).

- Régler la température sur le thermoplongeur à 20°C .
- Enlever le bouchon en caoutchouc, puis maitre à zéro (maitre les deux niveaux du mercure égaux $\Delta h=0$).
- Faire varier la pression d'air ; c'est-à-dire varier Δh (faire déplacer le réservoir mobile du mercure vers le haut ou vers le bas), puis noter la longueur L de la colonne d'air enfermée dans le tube d'essai.
- A la fin de l'expérience, renfermer la colonne par le bouchon en caoutchouc.

Δh (cm)	0	15	18	20	25	30	40	45	50
L (cm)									
V (m ³)									
P (Pa)									
P.V									
1/P									

Questions

- 1- Remplir le tableau, utiliser les équations précédentes (5*), (6), (7).
- 2- Que peut-on dire du produit P.V ; la loi de Boyle- Mariotte est-elle vérifiée ?
- 3- Tracer la courbe $V = f(1/P)$. Calculer la pente de la courbe obtenue.
- 4- Déduire la quantité de matière (n) de l'air dans la colonne enfermée.

Manipulation 2 : Vérification de la loi de Charles-Amontons

La pression devrait être maintenue constante (pression atmosphérique = 1 atm = 1013 hPa = $1,013 \cdot 10^5$ Pa)
« $\Delta h = 0$ »

- Enlever le bouchon de protection du réservoir mobile, puis mettre la pression de l'air à la pression atmosphérique (en faisant déplacer le réservoir mobile jusqu'à ce que les deux niveaux du mercure soient égaux), puis mesurer la longueur L de la colonne d'air.
- Varier la valeur de la température du thermostat et attendre jusqu'à ce que le thermomètre vous indique la valeur réglée.
- Redéplacer le réservoir mobile jusqu'à ce que les deux niveaux du mercure soient égaux, puis mesurer la longueur L correspondante. Refaire la même opération pour chaque température.
- A la fin de l'expérience, renfermer la colonne par le bouchon en caoutchouc.

T (°C)	20	25	30	35	40	45	50
L (cm)							
V (m ³)							
V / T							

Questions

- 1- Que peut-on dire du rapport V/T ; la loi de Charles-Amontons est-elle vérifiée ?
- 2- Tracer la courbe $V = f(T)$, et calculer la pente de la courbe obtenue.
- 3- Déduire la quantité de matière (n) de l'air dans la colonne.

Manipulation 3 : Vérification de la loi de Gay-Lussac

Ici le volume est constant, donc L est maintenue constante « L_0 »

- Enlever le bouchon de protection du réservoir mobile, puis mettre la pression de l'air à la pression atmosphérique (en faisant déplacer le réservoir mobile jusqu'à ce que les deux niveaux du mercure soient égaux), et Marquer ce niveau(L_0) sur la colonne fixe du mercure.
- Varier la valeur de la température désirée sur le thermostat et attendre jusqu'à ce que le thermomètre vous indique la même valeur choisie.
- Faire déplacer le réservoir mobile du mercure dans le but de maintenir toujours la longueur L_0 , puis mesurer Δh . (Faire cette étape à chaque valeur de température).
- A la fin de l'expérience, renfermer la colonne par le bouchon en caoutchouc.

T (°C)	20	25	30	35	40	45	50
Δh (cm)							
P (Pa)							
P/T							

Remarque : réaliser la deuxième et troisième manipulation en même temps ; pour chaque valeur de température mesurer les deux variables L et Δh .

Questions

- 1- Que peut-on dire du rapport P/T ; la loi de Gay-Lussac est-elle vérifiée ?
- 2- Tracer la courbe $P = f(T)$; Calculer la pente de la courbe obtenue.
- 3- Dédurre la quantité de matière (n) de l'air dans la colonne enfermée.

