

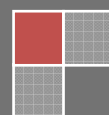
2006/
2007

TP CHIMIE

La masse moléculaire

Vous retrouvez Des cours, TD, TP, exercices+corrigés, sujets examens sur:
<http://stsm-usthb.blogspot.com/>

Préparé par Touil Abdelhafid de groupe SM2 et réalisé avec le groupe ST5
Forum pour les étudiants de première année ST SM
2006/2007



Introduction :

Gaz, état de la matière dans lequel les molécules, peu liées, sont animées de mouvements désordonnés (agitation thermique) ; fluide indéfiniment expansible. La plupart des composés sont à l'état gazeux à haute température ou basse pression, puis lorsqu'on abaisse la température et / ou augmente la pression, ils passent à l'état liquide, puis solide. Ce changement d'état est réversible. La température de transition entre deux états est fixe et caractérise un corps pur donné. Dans les conditions normales de pression et de température ($P = 1 \text{ atm}$, $t = 0^\circ \text{ C}$) la plupart des gaz peuvent, en première approximation être considérés comme parfaits.

But de travail

L'objectif de travail consiste à déterminer la masse molaire des substances volatiles et corps gazeux en tenant compte tous les facteurs agissants sur l'expérience.

Partie théorique

I. Lois des gaz parfaits

Le comportement des gaz parfaits est régi par trois lois interdépendantes : la loi de Boyle Mariotte, la loi de Gay-Lussac et la loi de Charles.

1. Loi de Boyle - Mariotte :

Boyle, sir Robert (1627-1691) : Scientifique anglais d'origine irlandaise, l'un des premiers adeptes de la méthode scientifique et l'un des fondateurs de la chimie moderne. Né à Lismore (Irlande), Boyle fait ses études à Genève. Il s'établit en Angleterre et se consacre à la recherche scientifique. Boyle croit en la nécessité d'une observation objective et d'expérimentations vérifiables en laboratoire. Pour cette raison, il est considéré comme l'un des fondateurs de la méthode scientifique moderne. Il est également l'un des membres fondateurs de **la Royal Society**. Il établit la relation liant la pression et le volume d'un gaz, relation qui sera retrouvée indépendamment par le savant français **Edme Mariotte**. Cette loi énonce qu'à température constante, le produit du volume d'un gaz par sa pression demeure constant.

A Température constante, le volume V d'un gaz est inversement proportionnel à sa pression P . Soit : $P.V = \text{Constante} \dots\dots\dots (1)$

2. Loi de Gay-Lussac :

Gay-Lussac, Louis Joseph (1778-1850) : Chimiste et physicien français, connu pour ses études sur les propriétés des gaz. Né à Saint-Léonard-de-Noblat, Louis Joseph Gay-Lussac fit ses études à l'École polytechnique, où il devint professeur de 1809 à 1839. En 1802, il découvrit la loi de dilatation des gaz et, quelques années plus tard, les lois volumétriques qui portent aujourd'hui son nom. Ces dernières stipulent que les gaz se mélangent entre eux selon des rapports volumétriques simples. En 1804, il entreprit deux ascensions en ballon afin d'étudier les variations du magnétisme terrestre et la composition de l'air à différentes altitudes. Il établit les lois régissant la dilatation des gaz. En 1805, après des expériences réalisées avec Alexandre de Humboldt, il énoncera les lois volumétriques des combinaisons gazeuses (lois qui portent aujourd'hui son nom).

A Pression constante, le volume V d'un gaz est proportionnel à sa température absolue T . Soit : $V/T = \text{Constante} \dots\dots\dots (2)$

3. Loi de Charles :

Charles, Jacques Alexandre César (1746-1823), physicien français. Professeur de physique à la Sorbonne, Charles contribue à populariser les travaux de Franklin et des frères Montgolfier sur les aérostats. Pour gonfler ces derniers, il imagine en 1783 de remplacer l'air chaud par l'hydrogène. Avec les frères Robert, il construit alors plusieurs ballons à hydrogène. C'est dans l'un de ces aérostats qu'il effectue la première ascension, le 1er décembre 1783, atteignant l'altitude de 3 000 m. Intéressé par ses découvertes, Louis XVI accueille Charles en installant son cabinet de physique au Louvre. En 1795, Charles entre à l'Académie des sciences. Trois ans plus tard, ses recherches sur les gaz lui permettent d'anticiper la loi de Gay-Lussac, en énonçant la loi dite de Charles : à volume constant, le rapport de la pression d'un gaz à sa température ne dépend pas de la pression initiale, de la température ou de la nature du gaz.

A Volume constant, la pression P d'un gaz est proportionnelle à sa température absolue T . Soit : $P/T = \text{Constante} \dots\dots\dots (3)$

A partir de ces trois équations on déduit l'équation d'état (lois des gaz parfaits) suivante : $P.V = n.R. T \dots\dots\dots (*)$

Sachant que : P : Pression.

V : Volume.

n : Nombre de moles.

R : Constante de gaz parfaits.

T : Température thermodynamique en °K. ($T = t + 273,15$ °K).

Remarque :

La valeur de R dépend des unités de P et V.

Tableau 1 : les valeurs de la constante des gaz parfaits R en fonction de la pression et le volume.

Unité de pression	Unité du volume	Constante des gaz parfaits	
N/m ²	m ³	8315	J. °K ⁻¹ .mol ⁻¹
N/m ²	m ³	8,315	kJ. °K ⁻¹ .mol ⁻¹
N/m ²	m ³	1,987	cal. °K ⁻¹ .mol ⁻¹
atm	l	0,08206	l.atm. °K ⁻¹ .mol ⁻¹
atm	cm ³ (ml)	82,06	cm ³ .atm. °K ⁻¹ .mol ⁻¹
mmHg	l	62,36	l.mmHg. °K ⁻¹ .mol ⁻¹
mmHg	cm ³ (ml)	6, 236.10 ⁴	cm ³ .mmHg. °K ⁻¹ .mol ⁻¹
	cm ³ (ml)	8,315.10 ⁷	ergs. °K ⁻¹ .mol ⁻¹

II. Lois de la masse molaire

C'est la masse correspondante à une mole de la matière. Mole, unité de base du Système international d'unités, définie comme la quantité de matière d'un système contenant autant de particules élémentaires (atomes, molécules, ions, électrons ou autres particules) que 0,012 kg (12 g) de carbone 12. Ce nombre, qui vaut approximativement $6,0225 \times 10^{23}$, est appelé nombre d'Avogadro. La mole, de symbole mol, est l'unité de quantité de matière. La valeur du nombre d'Avogadro n'a été déterminée qu'au début du XXe siècle, lorsque la notion de mole a été étendue à tous les produits chimiques, quel que soit leur état (gaz, liquide ou solide).

Le physicien et chimiste italien **Amedeo Avogadro Di Quaregna e Ceretto, comte** (1776-1856), émet l'hypothèse (devenue la loi d'Avogadro) selon laquelle des volumes égaux de gaz différents (pris à la même température et à la même pression) renferment un même nombre de molécules.

La relation entre la masse molaire et la masse d'un corps est comme la suite :

$$M = \frac{m}{n} \dots\dots\dots (**)$$

Sachant que :

M : Masse molaire de la substance à analysée.

m : Masse de la substance à analysée en g.

n : Nombre de moles de la substance à analysée en mol.

De (*) et (**) on déduit la relation de la masse molaire avec les paramètres d'état.

$$M = \frac{m.R.T}{P.V}$$

Partie expérimentale

1^{ère} manipulation : méthode de Mayer (fig. 1)

On pèse une ampoule vide (m_1 en g), dans la quelle on introduirai le liquide à étudier et qui sera celée par la cuite de ses extrémités en utilisant une flamme, puis on la pèse telle qu'elle est remplie (m_2 en g). D'où la masse de liquide introduit : $m = m_2 - m_1$

On pose l'ampoule remplie avec le liquide dans un crochet muni d'une manette.

On chauffe le ballon (phénomène de la dilatation) pour le vider de l'air en plongeant la conduite de raccordement dans un Cristallisoir à eau. L'arrêt de l'évacuation des bulles d'air dans le Cristallisoir implique qu'il y a un équilibre thermique dans l'appareil. On met la conduite précédente sous l'éprouvette remplie d'eau et on casse l'ampoule avec la manette. Le chauffage provoque la vaporisation de liquide et se déplace de même volume d'air dans l'éprouvette.

Fig. 1 : L'appareil de Mayer.

- 1- Ampoule pleine de masse m_2 .
- 2- Manette.
- 3- Ballon à fond rond.
- 4- Chauffe ballon.
- 5- Prise de courant.
- 6- Conduite de raccordement.
- 7- Support.
- 8- Cristallisoir.
- 9- Epreuve graduée.
- 10- Pince de fixation.
- 11- Statif.
- 12- Substance à étudier.

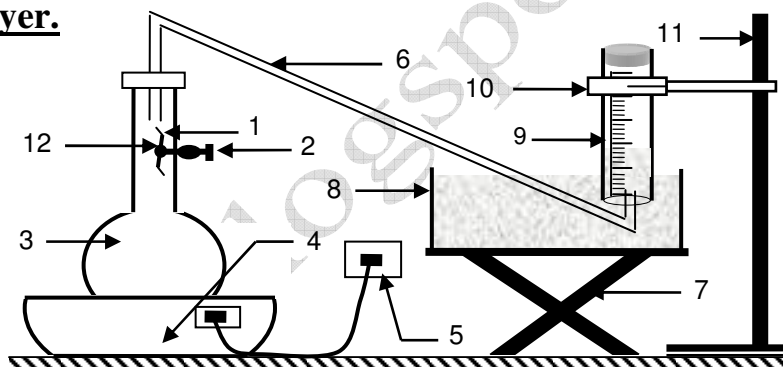
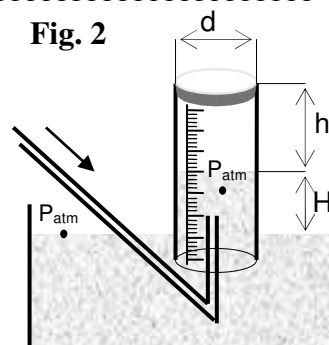


Fig. 2



On mesure h , d en (cm) et H en (mm) ainsi la température t ($^{\circ}\text{C}$) pour calculer le volume de vapeur de substance à étudier. $V = \frac{\pi \cdot d^2}{4} \cdot h$,

La température thermodynamique $T = t + 273,15$ et la pression par le principe de l'hydrostatique

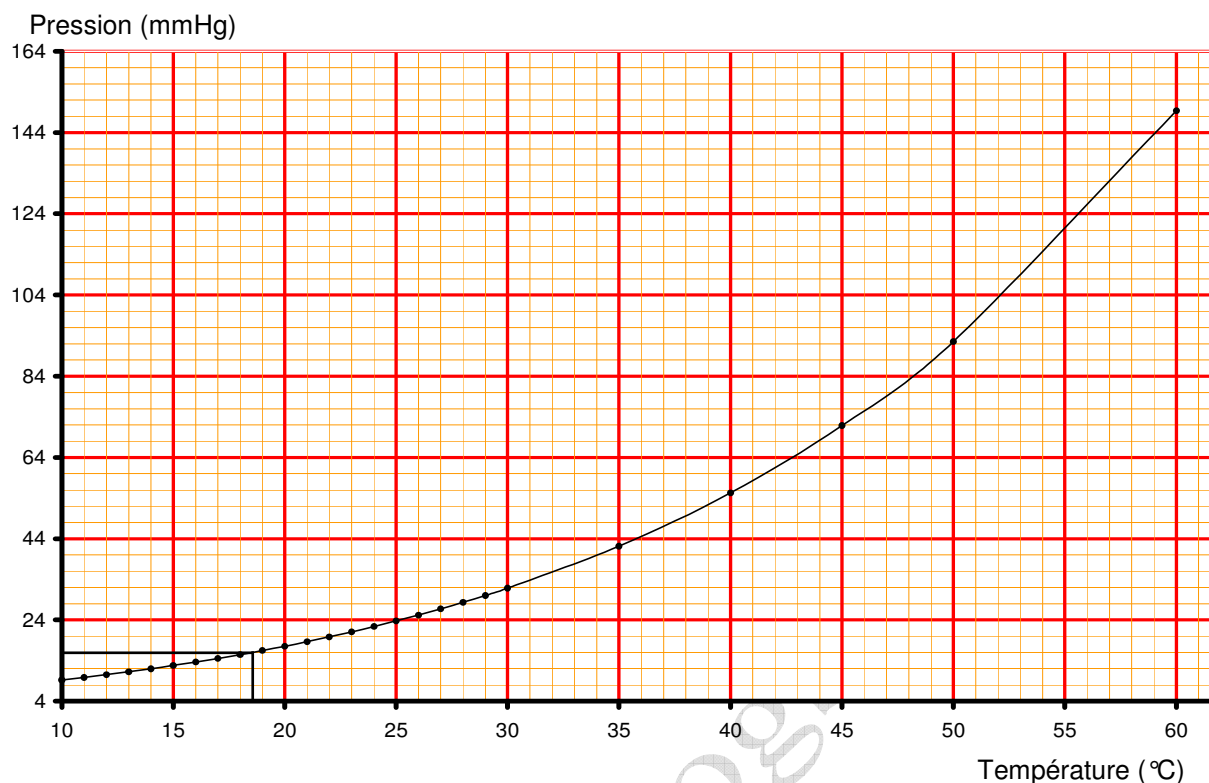
$P_{\text{air}} = P_a - P_{\text{H}_2\text{O}} - \frac{H}{13,6}$, où P_{air} est la pression dans le système, P_a est la pression atmosphérique ($P_a = 760 \text{ mmHg}$). $P_{\text{H}_2\text{O}}$ est la pression de vapeur saturée de l'eau

(donnée en fonction de la température dans le graphe 1).

Nous avons effectué les mesure et on calculé la masse molaire comme suivant :

✓ **Le volume V :**

$$\left. \begin{array}{l} D = 3,6\text{cm} \\ H = 9 \text{ cm} \end{array} \right\} V = \frac{\pi \cdot (3.6)^2}{4} \cdot 2,1 \longrightarrow V = 21,37 \text{ cm}^3$$

Graph 1 : La pression de saturation d'eau en fonction de la température

✓ **La température thermodynamique T :**

$$t = 19\text{ °C}; T = 19 + 273,15\text{ °K} \longrightarrow T = 292,15\text{ °K}$$

✓ **La pression p_{air} :** D'après le graphe 1

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 16,48\text{ mmHg}$$

$$P_a = 760\text{ mmHg}$$

$$H = 90\text{ mm}$$

$$P_{\text{air}} = 760 - 16,48 - \frac{90}{13,6} \longrightarrow P_{\text{air}} = 736,90\text{ mmHg}$$

✓ **La constante R :** D'après le tableau 1 ; $R = 6,236 \cdot 10^4$

✓ **La masse m :**

$$m_1 = 0,23\text{ g et } m_2 = 0,39\text{ g} \longrightarrow m = 0,39 - 0,23 \longrightarrow m = 0,16\text{ g}$$

D'où la masse molaire de la substance volatile est :

$$M = \frac{0,16 \times 6,236 \cdot 10^4 \times 292,15}{742,85 \times 21,37} \longrightarrow \boxed{M = 183,62\text{ g/mol}}$$

Calcul des erreurs absolue :

$$e_{\text{abs}} = |M_{\text{exp}} - M_{\text{th}}|. \text{ Sachant que : } M_{\text{th}} \text{ masse molaire théorique de } \text{CCl}_4 = 154\text{ g/mol}$$

$$e_{\text{abs}} = |183,62 - 154| \longrightarrow \boxed{e_{\text{abs}} = 29,62\text{ g/mol}}$$

Calcul des erreurs relative :

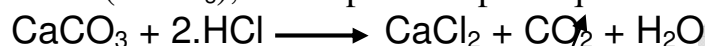
$$e_{\text{rel}} = \frac{e_{\text{abs}}}{M_{\text{th}}} \times 100 \longrightarrow e_{\text{rel}} = \frac{29,62}{154} \times 100 \longrightarrow \boxed{e_{\text{rel}} = 19,23 \%}$$

Remarque :

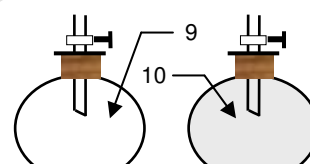
L'erreur a été provoquée à cause de l'échappement de liquide par l'ampoule avant de procéder à casser cette dernière (une mauvaise préparation de l'ampoule).

2^{ème} manipulation : méthode de Kipp (fig. 3)

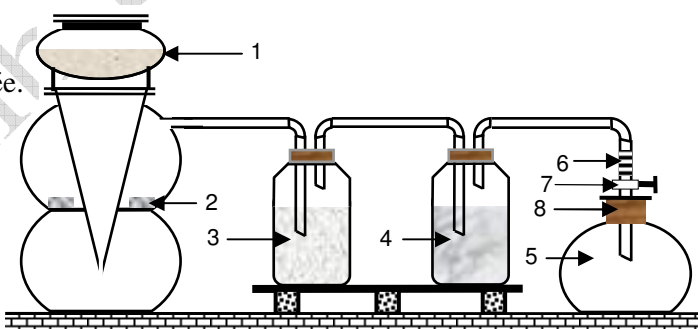
On mesure préalablement le volume (V) du ballon à l'aide de l'eau, on pèse le ballon à vide (m_1) -Fig. 3-. À l'aide d'un raccord de liaison, on relie le ballon vidé à l'appareil de Kipp -Fig.4-, on fait écouler dans ce dernier du HCl (liquide) sur des morceaux de marbre (CaCO_3), cette opération provoque une réaction chimique :

**Fig. 3**

Le gaz qui se forme (CO_2) passe par un flacon laveur contenant de l'eau distillée et un autre contenant du H_2SO_4 . Le gaz pénètre dans le ballon et sera piégé à l'aide d'un robinet. On pèse pour la deuxième fois le ballon rempli de gaz (m_2) -Fig. 3-, d'où la masse du CO_2 introduit dans le ballon $m = m_2 - m_1$.

**Fig. 4 : L'appareil de Kipp.**

- 1- HCl. concentré.
- 2- CaCO_3 ou morceaux de marbre.
- 3- Flacon laveur contenant de l'eau distillée.
- 4- Flacon laveur contenant de H_2SO_4 .
- 5- Ballon de prise d'essai.
- 6- Raccord de liaison.
- 7- Robinet de fermeture.
- 8- Bouchon.
- 9- Ballon vide de masse m_1 .
- 10- Ballon contenant le gaz de masse m_2 .



Le tableau suivant indique les résultats de l'expérience pour trois essais de mesure.

Tableau 2 :

Paramètres	m_1 (g)	m_2 (g)	m (g)	V (l)	T (°K)	P (atm)	R (l.atm/°K.mol)	M (g/mol)
Essai 1	1,40	3,15	1,75	1	298,15	1	0,08206	42,82
Essai 2	1,42	3,22	1,8	1	298,15	1	0,08206	44,04
Essai 3	1,39	3,22	1,83	1	298,15	1	0,08206	44,77

La masse molaire expérimentale :

$$M_{\text{exp}} = \frac{M_1 + M_2 + M_3}{3} \longrightarrow M_{\text{exp}} = \frac{42,82 + 44,04 + 44,77}{3} \longrightarrow \boxed{M_{\text{exp}} = 43,88 \text{ g/mol}}$$

Calcul des erreurs absolue :

$e_{\text{abs}} = |M_{\text{exp}} - M_{\text{th}}|$. Sachant que : M_{th} masse molaire théorique de CO_2 égale à 44 g/mol

$$e_{\text{abs}} = |43,88 - 44| \longrightarrow \boxed{e_{\text{abs}} = 0,12 \text{ g/mol}}$$

Calcul des erreurs relative :

$$e_{\text{rel}} = \frac{e_{\text{abs}}}{M_{\text{th}}} \times 100 \longrightarrow e_{\text{rel}} = \frac{0,12}{44} \times 100 \longrightarrow \boxed{e_{\text{rel}} = 0,27 \%}$$

Remarque :

On peut dire que l'erreur peut être due à une mauvaise isolation mais c'est négligeable par rapport à la première manipulation.

Conclusion :

L'appareil de Mayer destinée pour déterminer la masse molaire des liquides facilement vaporisables (qui se vaporisent dans des températures basses et pressions proches à celles de l'atmosphère), tendu que l'appareil de Kipp est pour rôle de déterminer la masse molaire pour les corps gazeux.

Ces deux appareils sont utilisés que dans les laboratoires. Mais concernant le domaine de la chimie industrielle ou la physique nucléaire, où il existe des appareils plus compliqués mais plus efficaces.

Vous retrouvez Des cours, TD, TP, exercices+corrigés, sujets examens sur:

<http://stsm-usthb.blogspot.com/>

stsm-usthb.blogspot.com