

Méthodes expérimentales

TP 4: Étude des propriétés thermodynamiques d'un gaz presque parfait

MENARD Alexandre
VIEILLEDENT Florent

29 avril 2022

Introduction

Dans ce travail pratique, on cherchera à vérifier la loi des gaz parfaits. Le gaz utilisé sera l'air qu'on considère ici comme un gaz parfait. Dans un premier temps, on mesurera la pression d'un gaz en faisant varier le volume de ce gaz avec une température constante. On utilisera pour cela une seringue et un pressiomètre Jeulin. On mesurera ensuite la pression d'un gaz à volume constant en faisant varier la température. On utilise pour ça une bouteille étanche et un manomètre.

1 Relation entre le volume et la pression à température donnée

Dans cette première expérience on cherche à vérifier que le produit PV est une constante. Pour cela, on calcule la pression d'un gaz pour différentes valeurs de volume, sans changer la température.

1.1 Expérimentation

La seringue est placée initialement sur 15 cm^3 . On relie ensuite la seringue au pressiomètre Jeulin grâce à un tuyau. On fait varier le volume de la seringue et on note la pression donnée par le pressiomètre.

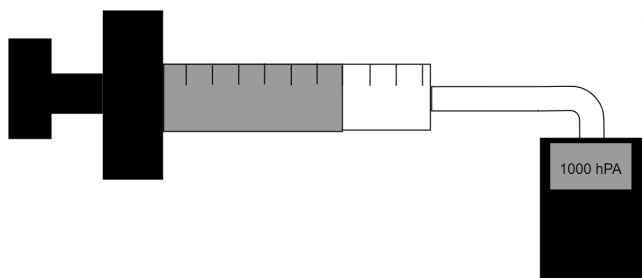


FIGURE 1 – Schéma de la première expérience avec la seringue et le pressiomètre

On note $V_{seringue}$ le volume à l'intérieur de la seringue. On fait varier ce volume de 15 cm^3 à 60 cm^3 tout les 5 cm^3 . La seringue est graduée tout les cm^3 , donc notre incertitude sur le volume est $\delta V_{seringue} = 0.5\text{ cm}^3$. On note pour chaque volume la pression donnée par le pressiomètre. L'incertitude sur le pressiomètre est de 2%. On a donc $\delta P = 0.02 * P$. On répète les mesures 3 fois pour avoir une meilleur estimation de l'incertitude. On note respectivement P1,P2 et P3 les mesures de pressions lors de la première, deuxième et troisième mesure.



FIGURE 2 – Montage de la première expérience

On regroupe nos données dans un tableau.

$V_{seringue}(cm^3)$	$P1(hPa)$	$\delta P1(hPa)$	$P2(hPa)$	$\delta P2(hPa)$	$P3(hPa)$	$\delta P3(hPa)$
15	1003	20	1050	21	1070	21
20	792	16	810	16	816	16
25	640	13	654	13	652	13
30	542	11	552	11	556	11
35	468	9	474	9	480	10
40	410	8	417	8	427	9
45	368	7	374	7	374	7
50	331	7	337	7	338	7
55	302	6	304	6	308	6
60	276	6	283	6	284	6

TABLE 1 – Tableau des données de la première expérience

1.2 Modélisation

On rappelle la loi des gaz parfait, avec R la constante des gaz parfaits, P la pression du gaz, V son volume et T sa température :

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

Nous devrions donc obtenir une droite si nous traçons P en fonction de $\frac{1}{V}$, car on a $P = \frac{a}{V}$ avec $a = nRT$.

Dans un premier temps, on prend $V = V_{seringue}$. D'après la méthode de la dérivée, l'incertitude associée est :

$$\delta \frac{1}{V_{seringue}} = \frac{1}{V_{seringue}^2} * \delta V_{seringue} \quad (2)$$

Pour la pression, on effectue la moyenne des 3 pressions mesurées. On a :

$$P = \frac{P1 + P2 + P3}{3} \quad (3)$$

En effectuant les dérivées partielles, on trouve l'incertitude sur la pression :

$$\delta P = \left| \frac{\partial P}{\partial P1} \right| \delta P1 + \left| \frac{\partial P}{\partial P2} \right| \delta P2 + \left| \frac{\partial P}{\partial P3} \right| \delta P3$$

$$\delta P = \frac{\delta P1 + \delta P2 + \delta P3}{3}$$

Les calculs sont donnés en annexe. On trace le graphique grâce à Python :

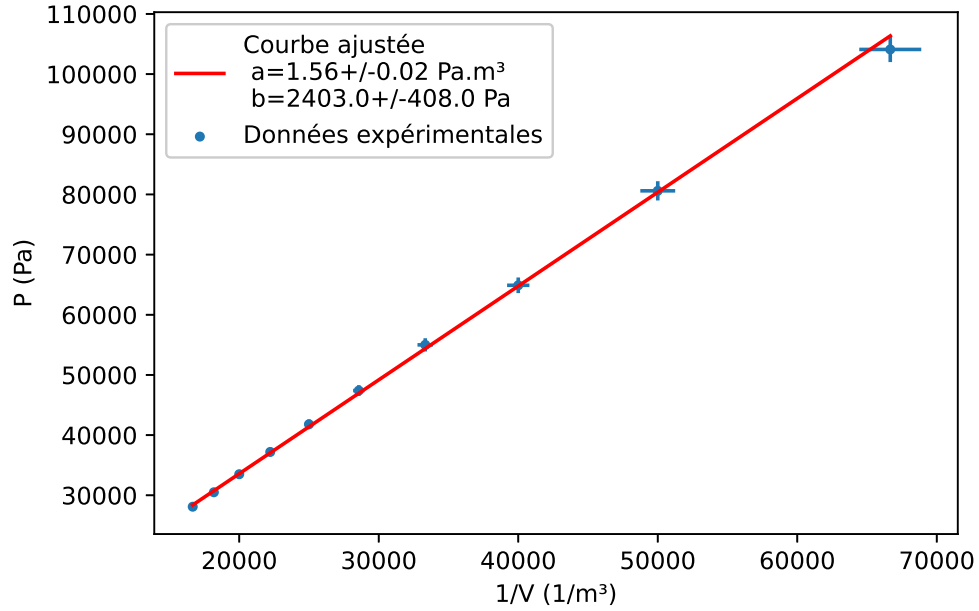


FIGURE 3 – Graphique de la pression en fonction de l'inverse du volume de la seringue

On obtient une droite affine d'équation $P = \frac{a}{V_{seringue}} + b$ avec $a = 1.56 \pm 0.02 \text{ Pa.m}^3$ et $b = 2400 \pm 400 \text{ Pa}$. On trouve bien une droite mais elle ne passe pas par zéro, l'ordonnée à l'origine b est non nul. Cela vient du fait que le volume du tuyaux et de la chambre à l'intérieur du pressiomètre ne sont pas négligeables. On note V_T ce volume. On a donc :

$$\begin{aligned}
 P &= \frac{a}{V_{seringue} + V_T} \Rightarrow P(V_{seringue} + V_T) = a \\
 &\Rightarrow P * V_{seringue} = a - P * V_T \\
 &\Rightarrow V_{seringue} = \frac{a}{P} - V_T
 \end{aligned}$$

On va donc tracer $V_{seringue}$ en fonction de P . La valeur de l'opposée de l'ordonnée à l'origine sera donc égale à V_T . On trouve grâce à la figure (4) une relation de type : $V_{seringue} = \frac{a}{P} + b$ avec $a_2 = 1.727 \pm 0.004 \text{ Pa.m}^3$ et $b_2 = -1.5 \pm 0.1 \text{ cm}^3$. On a donc $V_T = 1.5 \pm 0.1 \text{ cm}^3$

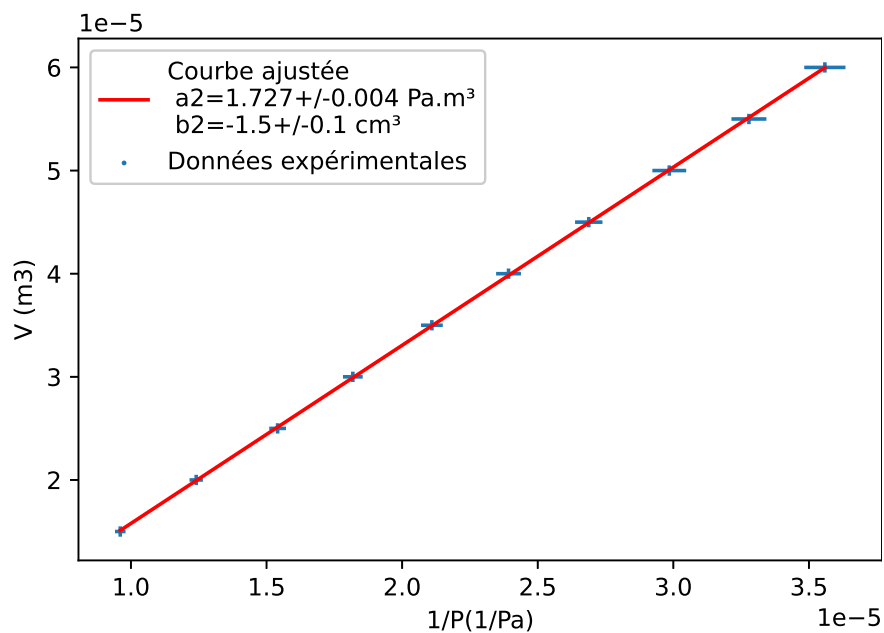


FIGURE 4 – Graphique du volume de la seringue en fonction de l'inverse de la pression

On va donc maintenant tracer P en fonction de $V_{seringue} + V_T$.

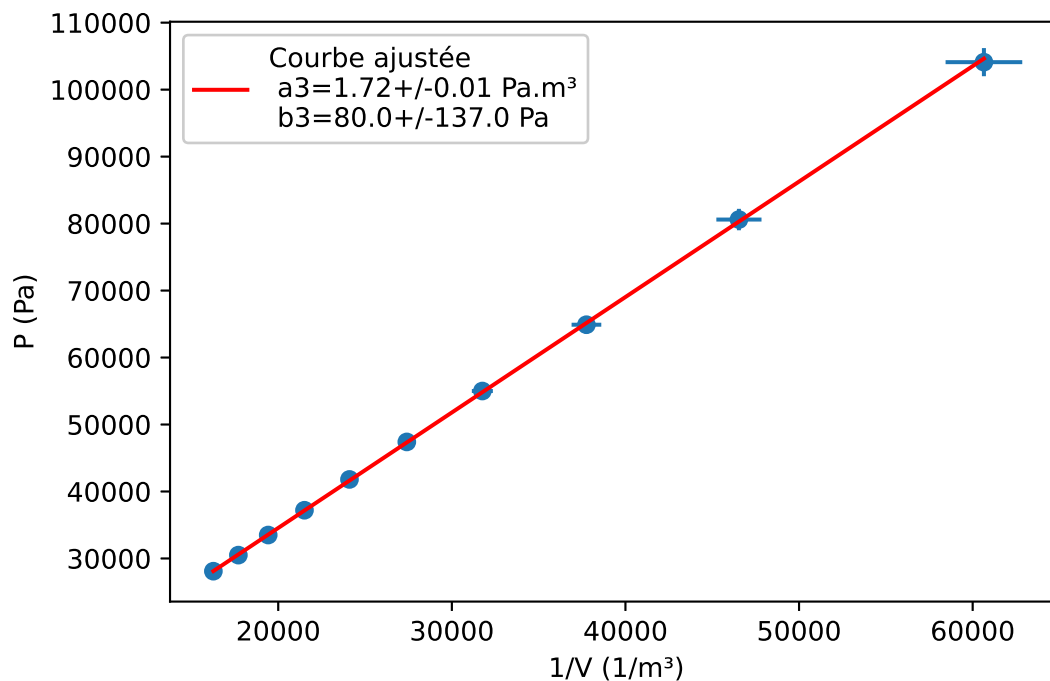


FIGURE 5 – Graphique de la pression en fonction de l'inverse du volume totale

Notre b théorique est de 0. Ici on a bien $0 \in [b3_{min}; b3_{max}]$. Notre modèle est donc bien vérifié. Néanmoins notre incertitude sur b est très grande ce qui rend difficile de conclure. De plus, on a considéré que l'air était un gaz parfait ce qui n'est pas le cas. Il est donc attendu que notre ordonnée à l'origine ne soit pas exactement zéro.

2 Relation entre la température et la pression à volume constant

Dans cette expérience, on cherche à valider ou non la loi des gaz parfaits en variant la température et la pression à volume constant. On en déduira également la valeur du "zéro absolu" à une pression nulle en extrapolant notre courbe.

2.1 Théorie

Ici, on a la pression P et la température T qui varient, et le volume V constant. Ainsi, selon la loi des gaz parfaits :

$$PV = nRT \quad (4)$$

On obtient directement que le produit $V = \frac{nRT}{P}$ est constant. Pour vérifier nos mesures, on tracera donc P en fonction de T , car $P = \frac{nR}{V}T$, on doit donc obtenir une droite. Cette approche permettra de déterminer la valeur de la température à $P = 0Pa$ en extrapolant notre régression linéaire.

2.2 Expérimentation

Maintenant que nous savons ce que l'on doit chercher, on passe à l'expérimentation. L'expérience consiste à plonger une bouteille d'air de 250mL dans un bécher suffisamment grand pour immerger la bouteille et de chauffer l'eau du bécher de 20°C à 60°C. On relève ensuite la température de l'eau et la pression tous les degrés.

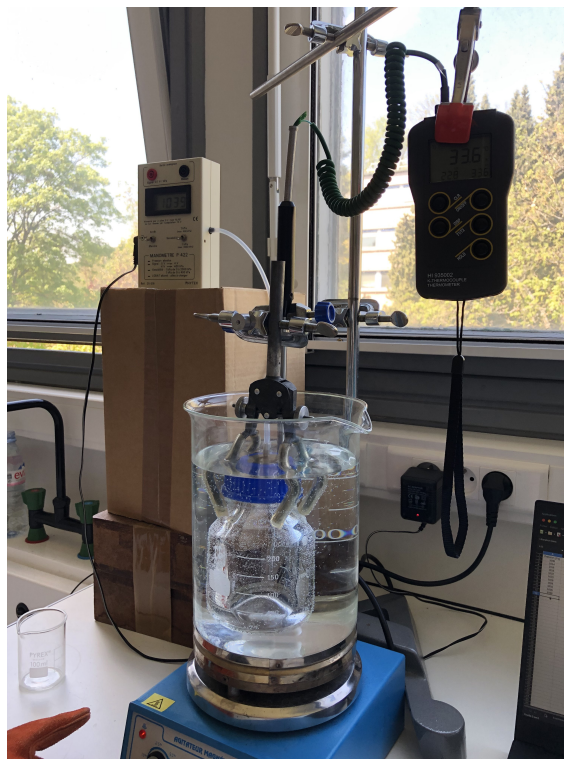


FIGURE 6 – Montage de l'expérience

Remarque : le thermocouple est plongé dans l'eau, et non l'air de la bouteille, pourtant, nous allons utiliser la pression de l'air dans la bouteille, on a donc deux variables qui représentent des systèmes différents car rien ne nous affirme qu'il y a thermalisation entre l'air de la bouteille et l'eau. Pour s'en convaincre, à la fin de l'expérience, nous laisserons refroidir l'eau naturellement (donc très lentement) tout en prenant les valeurs de températures et pression. Le refroidissement long nous assure la condition de thermalisation entre nos deux systèmes. Ainsi, si lors du refroidissement, il y a recouvrement entre les valeurs pendant le chauffage et refroidissement, on pourra affirmer qu'il y avait thermalisation pendant le chauffage.

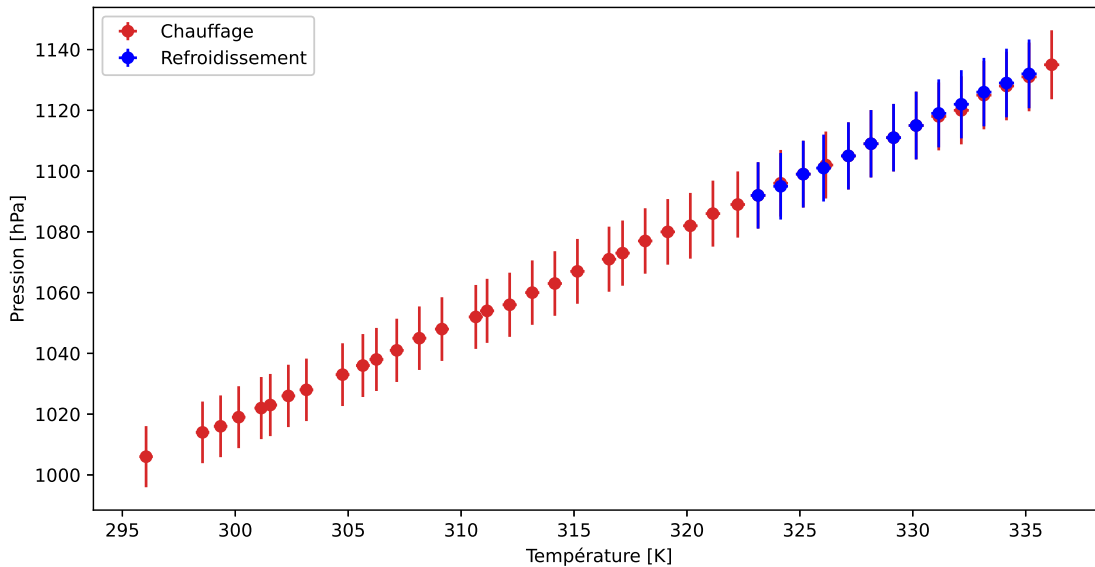


FIGURE 7 – Pression P en fonction de la température

Point sur les incertitudes : nous avons relevé sur la fiche technique des appareils que l'incertitude était de 2% de la valeur pour la pression, et 0.2% pour la température, qu'on a donc représenté sur le graphique.

Avant toute modélisation, on peut revenir sur la remarque précédente concernant la thermalisation de l'air de la bouteille. On note que les points de température et pression lors du chauffage et du refroidissement suivent la même tendance, ainsi que les mêmes valeurs. On en conclut donc par rapport à notre raisonnement précédent qu'il y avait bien thermalisation entre l'eau et l'air lors du chauffage.

Pour déterminer le caractère linéaire de nos mesures, on réalise une régression linéaire de ces dernières et l'on compare au coefficient de corrélation.

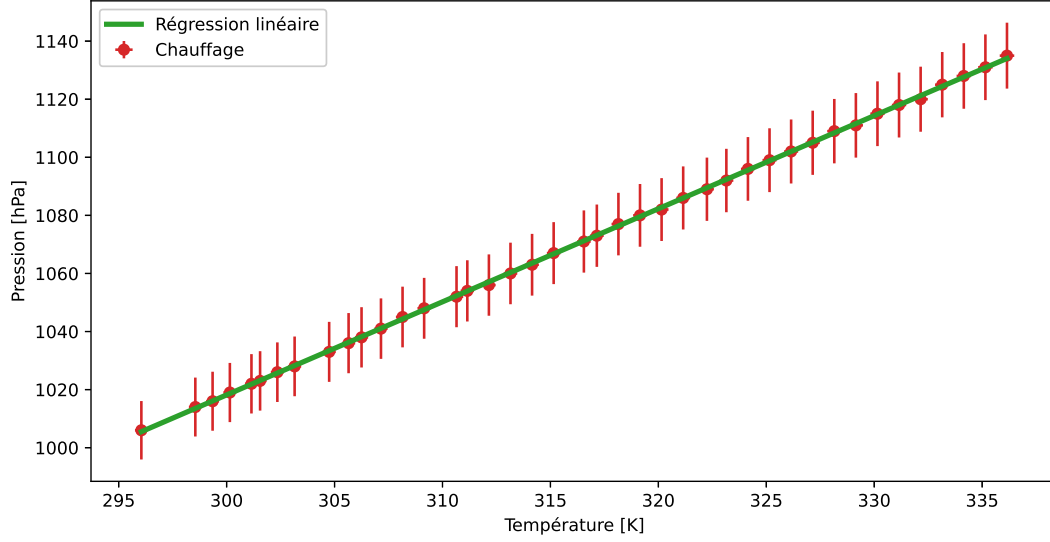


FIGURE 8 – Ajustement des mesures par un modèle linéaire de type $y = ax + b$

On obtient un coefficient de corrélation $R^2 = 0.99...$, ce qui permet de conclure que nos mesures se comportent de façon très étroite et proche d'une fonction linéaire. On obtient donc les paramètres suivants :

$$a = 3.21 \pm 0.14 \text{ hPa} \cdot \text{K}^{-1} \quad b = 57 \pm 45 \text{ hPa}$$

$$P_{fit} = a * T + b$$

En reprenant la loi des gaz parfaits, cette dernière prédit qu'à $P = 0 \text{ Pa}$, la température doit être nulle, ou inversement lorsque $T = 0 \text{ K}$, on doit avoir $P = 0 \text{ Pa}$. On peut donc vérifier cela en extrapolant nos mesures. On peut déjà s'attendre à une valeur non nulle car l'ordonnée à l'origine b ne l'est pas. On note T_0 , la température à $P = 0 \text{ Pa}$:

$$T_0 = \frac{-b}{a} \quad (5)$$

On en déduit l'incertitude associée :

$$\delta T_0 = \frac{\delta b}{a} + \frac{b}{a^2} \delta a \quad (6)$$

Pour conclure cette expérience, nous avons obtenu un comportement linéaire de la pression en fonction de la température à volume constant pour des pressions proches de la pression atmosphérique. Cependant, en prolongeant la régression linéaire de nos mesures, on obtient une température $T_0 = -18 \pm 15K$ à $P = 0Pa$, donc au plus proche de $0K$, $T_0 = -3K$, on note donc un écart à la théorie. De plus, une température inférieure à $0K$ est impossible, le résultat est donc incohérent. Ce résultat peut potentiellement provenir de notre hypothèse de départ, c'est-à-dire que l'air est un gaz parfait. La littérature scientifique conclut que l'air est un gaz parfait pour des pressions proches de la pression atmosphérique, ce qui explique le bon comportement de nos mesures avec la théorie. Cependant, il est possible que l'air ne suit plus un comportement de gaz parfait à des pressions quasi-nulles, ce qui semble être l'hypothèse la plus probable. Pour vérifier cette hypothèse, il serait possible de réaliser cette expérience dans une enceinte à vide pour la vérifier.

3 Conclusion

Au cours de ce travail pratique, nous avons étudié le comportement des différentes variables thermodynamiques selon les grandeurs que l'on fait varier. En mesurant ces dernières, nous avons pour objectif de valider ou non la loi des gaz parfaits pour l'air, et donc si l'air pouvait être considéré comme un gaz parfait. La première expérience fixait la température T et faisait varier le volume et la pression. Nous en avons conclu que l'air se comporte bien comme un gaz parfait car nos résultats sont en accord avec les prédictions de la loi des gazs parfait dans des conditions dites "standards". Dans la seconde expérience visant à faire varier la pression et la température à volume constant, on arrive au même constat avec les mesures en accord avec la théorie, toujours dans les conditions standards. On remarque même que la théorie est particulièrement précise qualitativement et quantitativement. Cependant, pour les deux expériences, des incohérences apparaissent dans les conditions extrêmes. En effet, dans la première expérience, il apparaît que la pression serait non nul à un volume infini, alors que la théorie prédit une pression quasi-nulle. Pour la seconde expérience, on observe par extrapolation qu'à $P = 0Pa$, la température n'est pas parfaitement nulle, ce qui diverge encore de la théorie.

Après ces observations, nous pouvons en conclure que considérer l'air comme un gaz parfait est une approximation correcte dans des conditions atmosphériques. Cependant, il est possible que cette approximation ne soit plus viable dans des cas de pression, température ou volume extrême.

Annexes

$\frac{1}{V_{seringe}}$	$\delta \frac{1}{V_{seringue}}$	$P(hPa)$	$\delta P(hPa)$
66666	2222	1041	21
50000	1250	806	16
40000	800	649	13
33333	555	550	11
28571	408	474	9
25000	313	418	8
22222	247	372	7
20000	2000	335	7
18181	165	305	6
16666	138	281	6

TABLE 2 – Valeurs intermédiaires pour la première expérience