

# Compte Rendu TP Gaz Parfait

Fauquembergue Vincent ; Jeannot Lucas

Le TP que nous réalisons aujourd'hui a pour objectif de déduire la loi des gaz parfait énoncé grâce aux découvertes issues des travaux de Boyle et Mariotte. Au travers de celui-ci, tout en considérant les différentes incertitudes, nous allons vérifier la loi de Boyle-Mariotte.

La loi de Boyle-Mariotte fut établie en 1662 par Robert Boyle et confirmée en 1676 par l'abbé Edmé Mariotte

Elle spécifie qu'à température constante, la pression est inversement proportionnelle au volume et réciproquement. On met expérimentalement cette loi en évidence à l'aide d'un récipient hermétique de volume variable équipé d'un manomètre. Lorsqu'on réduit le volume, en veillant à ce que la température demeure constante, la pression augmente en proportion inverse, et le coefficient de proportionnalité est le même quel que soit le gaz utilisé.

En 1702, Guillaume Amontons établit que la pression d'une quantité donnée de gaz confinée dans un volume donné augmente d'à peu près un tiers lorsqu'il passe d'une température dite froide à celle de l'ébullition de l'eau, ce qui l'amène à supposer qu'une réduction suffisante de température entraînerait une absence de pression.

## I. Observations

Lorsque l'on fait avancer le piston, le gaz emprisonné voit son volume diminuer et sa pression augmenter, sa quantité de matière inchangée et la température augmente.

La pression traduit les échanges de quantité de mouvement entre les molécules d'un gaz ou d'un fluide et les objets l'entourant. Elle peut être mesurée à l'aide d'un baromètre (Pa ; Bar ; Hg).

$$[P] = \left[ \frac{F}{S} \right] = [F] \times [S]^{-1} = LMT^{-2} \times L^{-2} = L^{-1}MT^{-2}$$

La quantité de matière correspond au nombre de molécules ou atomes présent. Elle peut être calculée grâce au volume molaire et le volume.

$$[Quantité\ de\ Matière] = N$$

La température correspond à la l'agitation des molécules présentes (c'est la température du gaz). Elle peut être mesuré à l'aide d'un thermomètre (°C ; °K).

$$[T] = \theta$$

Le volume d'un gaz représente l'espace occupé par les molécules le composant. Il peut être mesuré à l'aide d'une règle et d'un calcul (Litre ; m<sup>3</sup>).

$$[V] = L^3$$

## II. Mesure expérimentale

On emprisonne un volume d'air  $V_{initial}$  donné dans la seringue sous pression atmosphérique  $P_{atmo}$  à l'aide de la vanne. On fait varier le volume de l'air à l'aide du piston commandé et on note la pression correspondante à un volume donné. On reporte toutes les mesures sur Excel.

On considère comme volume d'air initial  $V_{initial} = 20mL$ . La pression relative est donc de  $P_{relative} = 0hPa$ . La pression atmosphérique de la salle est de  $P_{atmo} = 1005hPa$ . Pour obtenir la pression absolue, on fait la somme de la pression relative et celle de la salle.

$$P_{abs} = P_{relative} + P_{atmo}$$

On cherche maintenant à calculer la quantité de matière dans un volume de 20mL.

On sait que  $T_{ambiante}$  est presque constante (incertitude dues à la variation température de la salle)

On sait également que  $V_{molaire} = 24.055l.mol^{-1}$

On peut donc en déduire que  $N_{20mL} = \frac{V}{V_{molaire}} = \frac{20 \cdot 10^{-3}}{24.055} = 8.3 \cdot 10^{-4} mol$

Pour une mole d'air, il y a 24L d'air, la température est constante et la pression atmosphérique également.

On estime l'erreur du volume et de la pression.

$$\begin{aligned}\Delta V &= 0.5mL \\ \Delta P &= 25hPa\end{aligned}$$

On calcule ensuite le nombre de mol pour chaque volume :

$$\begin{aligned}N_{30mL} &= \frac{V}{V_{molaire}} = \frac{30 \cdot 10^{-3}}{24.055} = 1.2 \cdot 10^{-3} mol \\ N_{40mL} &= \frac{V}{V_{molaire}} = \frac{40 \cdot 10^{-3}}{24.055} = 1.7 \cdot 10^{-3} mol \\ N_{50mL} &= \frac{V}{V_{molaire}} = \frac{50 \cdot 10^{-3}}{24.055} = 2.1 \cdot 10^{-3} mol \\ N_{65mL} &= \frac{V}{V_{molaire}} = \frac{65 \cdot 10^{-3}}{24.055} = 2.7 \cdot 10^{-3} mol\end{aligned}$$

On constate que la quantité de matière augmente si le volume initial augmente. La pression pour un même volume est différente en fonction de la pression initial.

On calcule les incertitudes de l'inverse du volume et du produit de la pression par le volume. Pour cela on utilise la méthode directe et celle du logarithme.

$$d\left(\frac{1}{V}\right) = \frac{d\left(\frac{1}{V}\right)}{dV} \times dV$$

Soit

$$\Delta\left(\frac{1}{V}\right) = \left|\frac{d\left(\frac{1}{V}\right)}{dV}\right| \times \Delta V = \left|-\frac{1}{V^2}\right| \times \Delta V = \frac{\Delta V}{V^2}$$

Ou

$$\ln\left(\frac{1}{V}\right) = -\ln(V)$$

$$d\left(\ln\left(\frac{1}{V}\right)\right) = d(-\ln(V)) = -\frac{dV}{V}$$

$$d\left(\frac{1}{V}\right) = -\frac{dV}{V} \times \frac{1}{V} = -\frac{dV}{V^2}$$

$$\Delta\left(\frac{1}{V}\right) = \left| \frac{-dV}{V^2} \right| = \frac{\Delta V}{V^2}$$

Pour  $\Delta(PV)$  :

$$d(PV) = \frac{\partial(PV)}{\partial P} dP + \frac{\partial(PV)}{\partial V} dV$$

Soit,

$$\Delta(PV) = \left| \frac{\partial(PV)}{\partial P} \right| \Delta P + \left| \frac{\partial(PV)}{\partial V} \right| \Delta V = V\Delta P + P\Delta V$$

Ou,

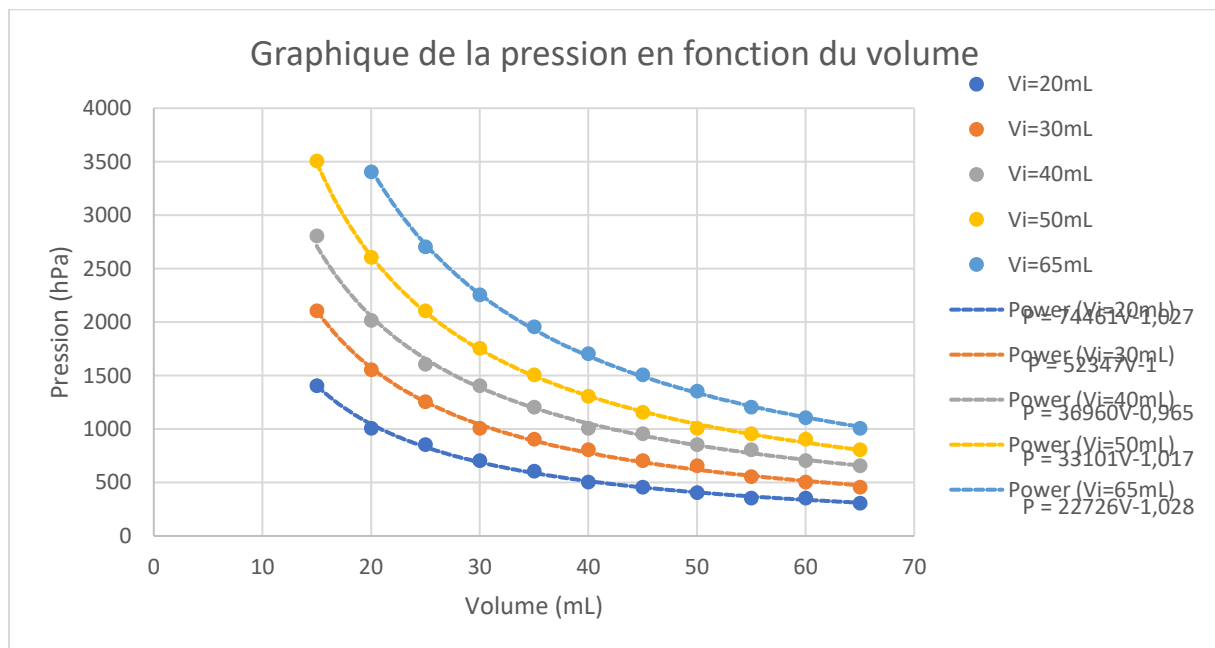
$$\ln(PV) = \ln P + \ln V$$

On différencie,

$$d(\ln(PV)) = d(\ln P) + d(\ln V) = \frac{dP}{P} + \frac{dV}{V}$$

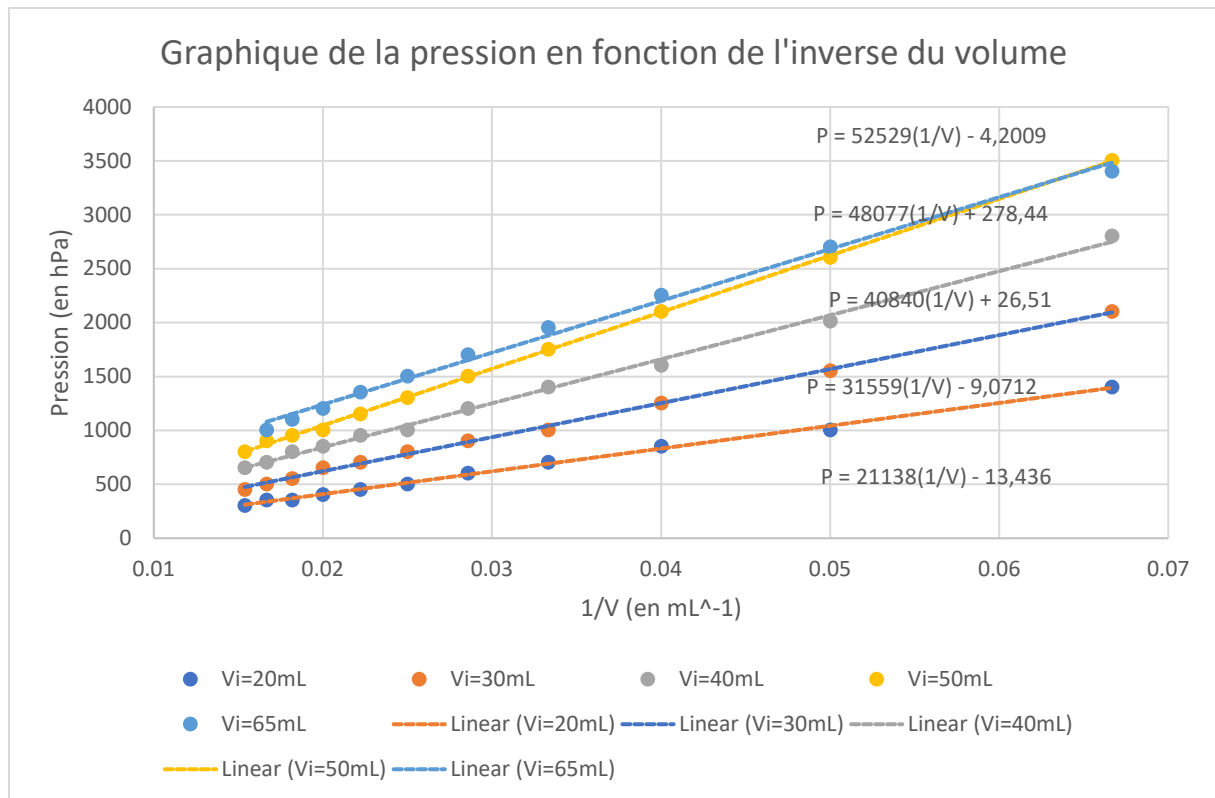
$$\Delta(PV) = \left( \left| \frac{dP}{P} \right| + \left| \frac{dV}{V} \right| \right) PV = \left( \frac{\Delta P}{P} + \frac{\Delta V}{V} \right) PV = V\Delta P + P\Delta V$$

On trace le graphique de la pression en fonction du volume. On obtient le graphique suivant :



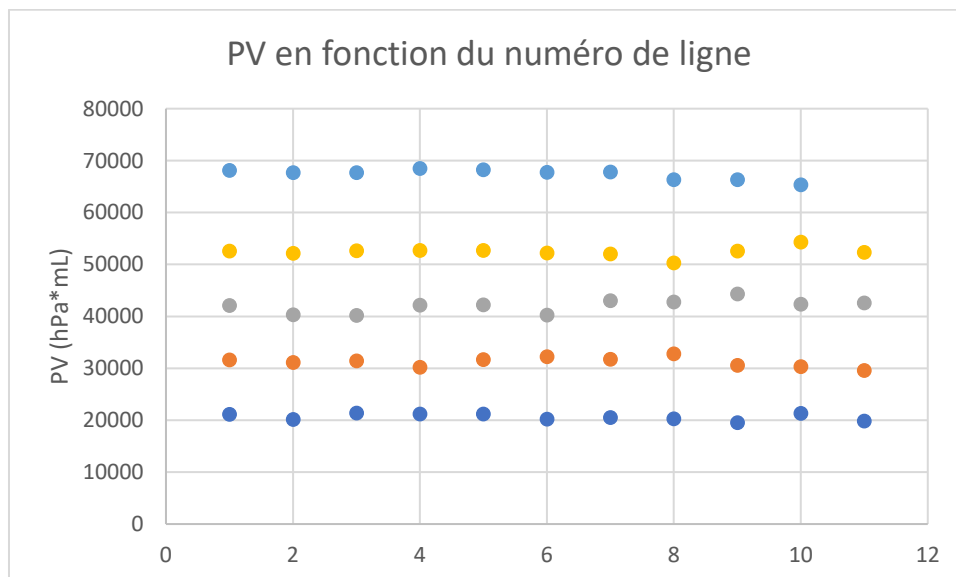
On observe que la pression est quasiment inversement proportionnelle au volume dans les différentes expériences.

On obtient le graphique suivant en remplaçant le volume par son inverse :



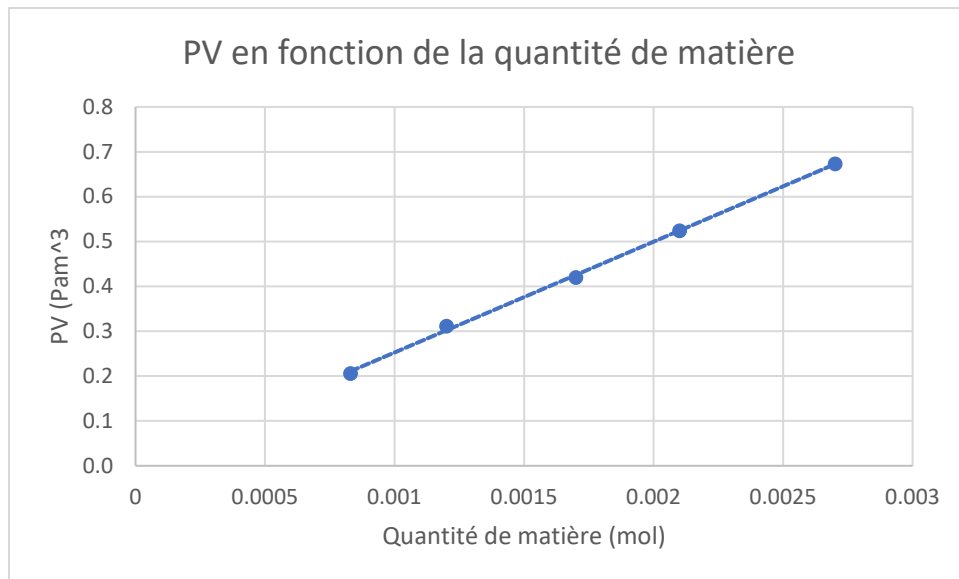
On observe des courbes presque linéaires montrant donc bien que la pression est proportionnelle à l'inverse du volume.

On cherche maintenant à démontrer que  $PV$  est constant. On construit donc  $PV$  en fonction du numéro de ligne et on obtient :



On calcule la valeur de  $PV$  moyenne pour chaque expérience.

On recherche  $R$ , la constante de l'équation  $PV = NRT$ . On connaît  $PV$ ,  $T$  et  $N$ . Grâce à la relation de proportionnalité de cette fonction, on peut en déduire le graphique suivant. On ne montre pas les incertitudes sur  $PV$  car  $PV$  est une moyenne des  $PV$  de chaque expérience.



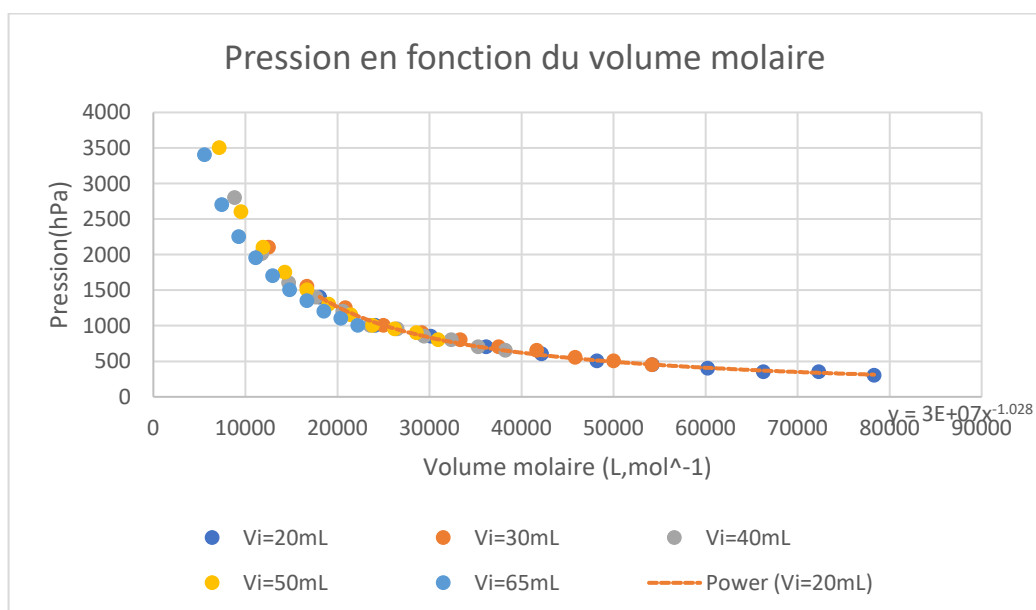
On constate que  $PV = 2469.7N$  soit  $RT = 2469.7$

Or  $T = 23 + 273.15 = 296.15K$

Donc  $R = \frac{2469.7}{296.15} = 8.34 J.mol^{-1}.K^{-1}$

On veut maintenant calculer  $V_m$  dans chaque expérience en suivant  $V_m = \frac{V}{n}$

On obtient le graphique suivant :



On constate que les courbes de tendance se superposent. Donc quel que soit le volume initial, on obtient la pression.

On peut donc conclure de ce TP que les différentes expériences réalisées au cours de ce TP nous montrent que la loi démontrée par Boyle et Mariotte est confirmée. Donc,  $PV = NRT$  est vérifiée.