

Expérience 1: Vérification de la loi des gaz

Écrit par:

Ysabèle Rivard

Et

Autumne Cadieux

TA: Dylan Errulat

Date: le 27 septembre 2018

Expérience 1 — Vérification de la loi des gaz

Introduction:

Les gazes sont à un état de la matière ou ils sont très variables en formes et volumes. Nous ne pouvons pas les voir à l'œil nu ni les ressentir comme des objets d'états solides ou liquides. Les gaz sont autour de nous sans que nous soyons au courant. Dans le cours magistral, nous avons appris que la Loi de Boyle et la Loi de Charles sont des lois des gaz parfaits, et qu'ils se concentrent sur les concepts de pression, volume et température. Nous pouvons utiliser l'équation des gaz parfaits avec la formule ci-dessous:

$$PV=nRT [1]$$

Où le n est la quantité de matière en mole, R est la constante universelle des gaz parfaits (8.314KJ/mol), P est la pression en pascal (Pa), V est le volume en mètre cube (m^3) et T est le volume en kelvin (K). Avec plus d'une valeur de pression, volume et de température, nous pouvons les isolés pour trouver une valeur manquante avec l'équation :

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2 [2]$$

Mais cela peut devenir un peu plus compliqué avec plusieurs gaz mélangés ensembles. Dalton stipule alors que la pression totale d'un gaz est le mélange des pressions partielles de deux gaz ou plus. Souvent, deux pressions seront données, soit la pression totale (P_T), pression partielle du

gaz 1 (P_1) et la pression partielle du gaz 2 (P_2). L'équation que l'on utilise pour trouver la pression totale est:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 \dots [3]$$

Procédure : Décrite dans les données brutes, page x de l'annexe du rapport de laboratoire #1.

Matériaux: Décrite dans les données brutes, page x de l'annexe du rapport de laboratoire #1.

Observations et résultats :

Tableau 1 : Observations de l'expérience de la vérification de la loi de Charles.

	Temperature (K)	Volume (mL)
Initial	293.15	150.0
Final	278.15	104.0
Eau Glacée	278.15	46.0

Tableau 2 : Observations de l'expérience de la vérification de la loi de Boyle.

Indépendante: Volume (mL)	Dépendante: Pression (kPa)
20	53.02
18	58.3
16	65.5
14	74.6
12	85.5
10	101.9
8	125.5
6	162.5

Calculs et Analyse :

La loi de Charles :

La loi de Charles est décrit par l'équation suivant : $V_1/T_1 = V_2/T_2$. Pour vérifier cette loi on va calculer le valeur de V_2 et puis la comparer avec le valeur dont on a calculé pendant

1. Donnés

$$V_1 = 150mL \quad T_1 = 376.15K \quad T_{ew} = 278.15 \quad V_2 = ?$$

2. Solution

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$V_1 T_2 / V_1 = V_2$$

$$(150mL)(278.15K)/(376.15K) = V_2$$

$$111.8mL = V_2$$

$$V_{2calculé} = 111.8mL \quad V_{2actuel} = 104.0mL$$

3. Vérification

On pourrait vérifier la loi de Charles en regardant ces valeurs en haut. On voit que les deux valeurs de V_2 calculés et mesurés sont proches l'une de l'autre, faisant une moyenne précise. On remarque que le volume final a diminué significativement depuis le volume initial. Quand la température est allée de 376.15K à 278.15K (tableau 1), nous avons alors pensé à la loi de Charles. Avec cette précision, nous voyons que quand la température diminue (refroidissement), le volume diminue aussi - le volume est directement proportionnel à la température. Ceci prouve notre vérification de la loi de Charles.

4. Nous avons fait qu'un seul essai, alors nous n'avons pas de valeurs moyennes pour cette partie de l'expérience.

5. Le pourcentage d'erreur:

$$\frac{V_{\text{valeur expérimentale}} - \text{valeur réelle}}{V_{\text{valeur réelle}}} \times 100\%$$

$$\text{Pourcentage d'erreur} = \left(\frac{V_1}{T_1} - \frac{V_2}{T_2} \right) / \frac{V_1}{T_1}$$

$$\text{Pourcentage d'erreur} = \left(\frac{150\text{mL}}{376.15\text{K}} - \frac{104.0\text{mL}}{278.15\text{K}} \right) / \frac{150\text{mL}}{376.15\text{K}}$$

$$\text{Pourcentage d'erreur} = 6.24\%$$

Le pourcentage d'erreur que nous avons pour cette expérience est de 6.24%. Ceci provient des incidences de précision des instruments utilisés, tels que le ballon erlenmeyer et aussi de notre doigt lorsqu'il fallait l'enlever du trou lors de la submersion.

La loi de Boyle

1. La constante de Boyle est décrite par: $V_1 P_1 = k$, où k est la constante. Nous pouvons calculer cette constante avec les résultats de l'expérience, en multipliant le volume avec la pression mesurée pendant chaque essai. Ensuite, nous pouvons prendre la moyenne de ces résultats pour calculer la constante moyenne pour cette partie de l'expérience. Nous pouvons visualiser ceci dans le tableau 3, ci-dessous.

Tableau 3: La constante k avec les 8 volumes et pressions différentes.

Essai 1	Essai 2	Essai 3
$k = V_1 P_1$ $k = (102.3kPa)(10mL)$ $k = 1023 kPa * mL$	$k = V_1 P_1$ $k = (12mL)(85.50kPa)$ $k = 1026mL * kPa$	$k = V_1 P_1$ $k = (14mL)(74.60kPa)$ $k = 1044mL * kPa$
Essai 4	Essai 5	Essai 6
$k = V_1 P_1$ $k = (16mL)(65.70kPa)$ $k = 1051mL * kPa$	$k = V_1 P_1$ $k = (18mL)(58.86kPa)$ $k = 1059mL * kPa$	$k = V_1 P_1$ $k = (20mL)(53.15kPa)$ $k = 1063mL * kPa$
Essai 7	Essai 8	
$k = V_7 P_7$ $k = (8.0mL)(125.36kPa)$ $k = 1003mL * kPa$	$k = V_8 P_8$ $k = (6.0mL)(161.30kPa)$ $k = 967.8$	

$$\bar{k} = (k_1 + k_2 + k_3 + k_4 + k_5 + k_6 + k_7 + k_8)/8$$

$$\bar{k} = [(1023 + 1026 + 1044 + 1051 + 1059 + 1063 + 1003 + 967.8)/8]mL * kPa$$

$$\bar{k} = 1030mL * kPa$$

2. La loi de Boyle démontre la relation entre le volume et la pression à une température fixe. Si

nous prenons l'équation simple de :

$$k = P_1 V_1$$

Nous pouvons stipuler qu'un gaz aura un changement de pression si on change son volume, et

que nous allons alors faire un rapport avec ces données et l'équation :

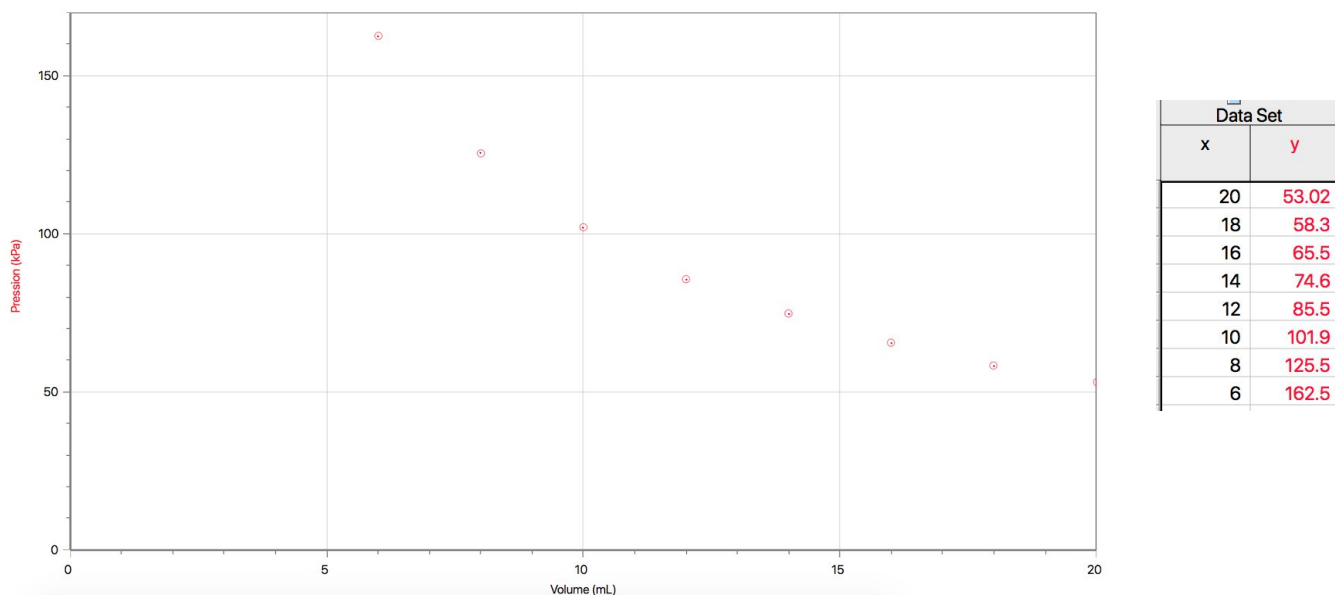
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

3. Nous avons dû prendre les mêmes résultats deux fois pour s'assurer que l'on avait des données les plus précises. Avec les instruments que nous utilisons dans les expériences, il y aura toujours la chance d'avoir des erreurs dus aux taux d'incidences, par exemple le ballon erlenmeyer est de ± 0.01 et la seringue pour le LabQuest2 a $\pm 0.8\text{mL}$ d'incidence. On peut alors dire que le LabQuest2 est raisonnablement précis, mais il y avait l'incidence la seringue. Nous aurions pu aussi perdre du gaz si la seringue n'était pas un système complètement fermé de la sonde de pression, mais ce n'était pas le cas. En prenant les résultats plus qu'une fois nous donne la chance de diminuer notre pourcentage d'erreur et d'être capable de renforcer le but des expériences avec des chiffres presque exactes.

4. La loi de Boyle stipule que le volume est indirectement proportionnel à la pression, avec conditions que n (le nombre de moles) et K (la température) sont constantes. Nous sommes chanceux que dans les laboratoires de l'université, le système de ventilation garde la salle a une température constante de 23 degrés Celsius, qui n'affecte pas du tout notre expérience. Même en sachant ce fait, avant de débiter nous avons fait 3-4 essais avec la sonde pour voir si la pression était constante au Volume initial choisi (de 10mL). Ceci voulait donc dire que la température était constante et que notre expérience pouvait commencer.

5. Le logiciel LoggerPro ne fonctionnait pas dans le laboratoire donc nous avons dut entrés les données dans le logiciel à notre maison. On peut retrouver ci-dessous un graphique de LoggerPro démontrant la relation indirecte du volume et la pression avec les données moyennes cultivés lors du laboratoire. Nous pouvons retrouver ces donnés dans le graphique 1 ci-dessous.

Graphique 1 : Relation entre le volume et le changement de pression avec la sonde de pression de gaz.



Discussion

Ce laboratoire était basé sur les lois des gaz de Charles et de Boyle. On avait la chance de regarder ces lois en ayant fait des expériences pour les vérifier. Pendant l'expérience, il y avait une marge d'erreur qu'on doit garder en tête quand on vérifie les résultats.

Premièrement, nous avons vérifié la loi de Boyle. Pour cela, on a utilisé l'appareil LabQuest 2 pour voir comment la pression d'un gaz change lorsque le volume du gaz varie. Pour mesurer cette variable, nous avons utilisé une seringue attachée à une sonde pour être capable de mesurer la pression du gaz à un volume donnée. Si nous retournons au graphique 1, on observe que lorsque le volume diminue, la pression augmente. Ceci est causé par le mouvement des particules dans leur environnement, qui en sorte rendent des gaz beaucoup moins stables qu'un

solide ou un liquide dans ce cas. Ceci nous a confirmé la loi de Boyle; que la pression est indirectement proportionnelle à son volume.

Pendant l'expérience de Boyle, nous avons eu de la difficulté à submerger le ballon erlenmeyer dans l'eau. Pour deux essais, nous avons observé des bulles du gaz sortir du ballon avant qu'il soit complètement dans l'eau. Si nous aurons gardé ses données pour compléter ce laboratoire, nos calculs ne seront pas précis du fait que le gaz s'est échappé et nous aura induit en erreur. Heureusement, nous étions très organisés avec le temps et nous avons pu essayer jusqu'à ce que nous avons complété l'expérience sans fautes.

L'expérience de la loi de Charles avait comme but d'observer le changement du volume gaz lorsque la température variait. Nous avons réchauffé le gaz dans un ballon erlenmeyer pendant 7 minutes (373K), pour ensuite mettre notre doigt sur le trou et plonger l'instrument dans l'eau glacée (279.15K) pendant 7 minutes. En ayant fait ce changement de température drastique, nous avons changé la température du gaz. Seulement qu'après nous enlevons notre doigt, que nous pouvons voir un changement dans le volume. Ceci confirme que le volume est directement proportionnel à la température. Avec cette partie de l'expérience faite, nous pouvons finalement utiliser l'équation de Charles pour calculer et comparer le volume actuel que l'on a mesuré. Nous avons aussi un pourcentage d'erreur de 6.24%, qui indique que pendant l'expérience il y a des erreurs concernant soit notre manipulation ou bien les incidences des instruments. Ces erreurs produisent les calculs moins précis que voulu, mais sont parfois inévitables.

Une dernière chose très importante que nous avons pris au sérieux pendant ce laboratoire et pour tous les autres laboratoires futurs, c'est l'importance de l'équipement protecteur. Nous

sommes exposés plusieurs sources chimiques et il faut protéger notre peau, nos yeux, notre système respiratoire et nos cheveux. Ce laboratoire aidera à mieux comprendre les concepts pour en faire corrélation avec les problèmes que l'on fait face pendant le cours magistral, tout en étant sain et sauf.

Conclusion:

Dans ce laboratoire, nous avons eu la chance d'observer et vérifier les lois des gaz de Charles et de Boyle. Nous avons produit une expérience qui vérifie la loi de Charles en ayant chauffé un gaz inconnu, et d'après l'avoir plongée dans un bain d'eau glacée pour voir son volume changer après le changement de température. Selon nos résultats et calculs, nous avons déterminé que la loi de Charles est bien correcte dut à la preuve que la température est directement proportionnelle à la température. Notre deuxième expérience nous a donné la chance de vérifier la loi de Boyle. Avec l'aide de la seringue et de la sonde, nous avons pu voir le changement de pression avec un volume qui variait. Les calculs démontrent que lorsque le volume augmente, la pression diminue - la pression est indirectement proportionnelle au volume. Ce laboratoire nous à aider à mieux comprendre les concepts appris dans les cours magistraux, ainsi que pouvoir vérifier la précision des loies, en personne.

Ysabelle Rivard

Le 20 septembre 2018

CHM 1711 - Laboratoire #1

Vérification de la Loi de Boyle

But:

La loi de Boyle explique qu'un gaz à volume et température fixe dans un contenant où le volume du contenant diminue, la pression du gaz augmente. Alors le volume est inversement proportionnelle à la pression. Dans ce laboratoire, on prouvera que cette corrélation est en effet positive avec un gaz dans un environnement restreint et ^{le changement de} sa pression.

Équipement:

- Sonde de pression
- Lab Quest 2
- clé USB 1 GB
- Seringue en plastique

Variables:

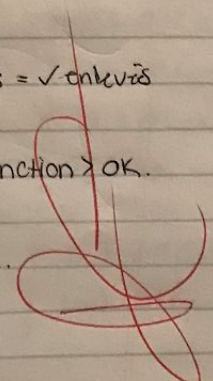
Dépendante: Pression (Pa) ↕

Indépendante: Volume (m^3)

Contrôlés: Température, quantité, etc.

Important: * tjs mettre lunettes, sarrau et vêtements qui couvre les jambes/pieds.

Démarche

- a) Relier la sonde au LabQuest2. Fichier → Nouv
• unités?
 - b) Pousse l'injecteur de la seringue plastique 20 mL
au volume initial choisi (10 mL). Marque la.
* Utilise tjrs la même méthode pour collection de données.
 - c) Attache seringue de 20 mL à la sonde de pression
de gaz. * $\frac{1}{2}$ tour suffit pour verrouiller la seringue.
 - d) Mode > Événement avec entrées > Nom (Variable), unités > OK
* Correction de Volume: Ajout de 0.8 mL à chaque
mesures du volume, si positionné à 10 mL.
 - e) Commence la collecte de données. * Injecteur @ Initial
 - f) Avec la pression stable; Garder + Entrer volume + 0.8 mL
Continuer le - 8 Volumes
 - g) Collecte #2 du volume initial c. STOP.
-
- h) Examine le graphique et décider quel volume est le
meilleur entre les deux. Explique.
 - i) Icône tableau > V_{initial} à entrer > rayonnés = ✓ on le vis
 - j) Tableau > Rayonner > Icône graphique
 - k) Analyser > Curve Fit > Variable > Fit Equation > Fonction > OK.
 - * Répéter si besoin d'essayer autres fonctions.
 - * Si possible, répéter A à K deux fois si possible.
- 

- je travaille avec quel unités? KPa
- Quel des deux volumes initiaux est le meilleur? Pourquoi!
- Volume Initial #1 = 10 mL + ~~0.8 mL~~ + ~~0.8 mL~~ 0.8 mL
 - Pression Initial #1 à 10 mL d'air = 102.05 KPa

Boyle

Essais	Volume	Pression	* don't forget to add 0.8 mL to each volume
1	18 mL	102.05 Kpa	
2	16 mL	113.15 Kpa	
3	14 mL	129.22 Kpa	
4	12 mL	150.50 Kpa	
5	10 mL		
6	8 mL		
7	6 mL	226.40	
8	4 mL	226.40	

Remember

Essais	Volume	Pression Essai #1	Pression Essai #2
1	20 mL	53.15 Kpa	52.89 Kpa
2	18 mL	58.86 Kpa	57.81 Kpa
3	16 mL	65.7 Kpa	65.34 Kpa
4	14 mL	74.60 Kpa	74.65 Kpa
5	12 mL	85.5 Kpa	85.5 Kpa
6	10 mL	102.05 Kpa	102.30 Kpa
7	8 mL	125.36 Kpa	125.79 Kpa
8	6 mL	161.30 Kpa	160.51 Kpa

~~Boyle~~

Loi de Charles

$$T_{\text{initiale}} : 23^{\circ}\text{C} = 293.15\text{K} \quad T_{\text{glace}} : 5^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{H}_2\text{O}} : 103^{\circ}\text{C} = 376.15\text{K}$$

$$T_{\text{initiale H}_2\text{O}} : 23^{\circ}\text{C} = 293.15\text{K} \quad T_{\text{boilée H}_2\text{O}} : 103^{\circ}\text{C} = 376.15\text{K}$$

$$T_{\text{eau glacée}} : 5^{\circ}\text{C} = 278.15\text{K} \quad T_{\text{H}_2\text{O} + \text{eau min}} = 6^{\circ}\text{C} =$$

$$V_{\text{I}} = ~~100~~ 100\text{mL} + 50\text{mL} = 150\text{mL}$$

$$V_{\text{aw}} = 46\text{mL} \pm$$

$$V_1 - V_{\text{aw}} = 150\text{mL} - 46\text{mL} = 104\text{mL}$$

