

CHM 101

Structure et réactivité de la matière

Laboratoire #1 : Les gaz

Introduction

Cette expérience a pour but de vous familiariser avec le comportement des gaz. Vous allez déterminer l'effet de la pression, du type de gaz et de la température sur la masse de gaz dans un contenant de volume constant. De plus, vous allez déterminer la composition d'un mélange à partir des mesures de densité de ses composants.

La loi des gaz parfaits

À la température de la pièce et à pression normale, la plupart des gaz se comportent, à peu de chose près, comme des gaz parfaits. La prédiction de leurs propriétés, ou de la variation de leurs propriétés en fonction de divers paramètres peut être faite à partir de l'équation :

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

Si R est exprimé en joules ($8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$), la pression p est en pascals et le volume V en mètres cubes; T est la température en kelvin et n est le nombre de moles. Le nombre de moles, c'est la masse (m) de gaz dans un volume donné, divisée par sa masse molaire (M). L'équation des gaz parfaits peut donc s'écrire :

$$PV = \frac{mRT}{M} \quad (2)$$

Dans le Système international, la masse molaire est exprimée en kilogramme par mole. Par contre, si m est exprimé en grammes, M sera en grammes par mole. La masse d'une substance divisée par son volume, c'est sa masse volumique (densité) (ρ). L'équation des gaz parfaits peut donc aussi s'écrire :

$$PM = \rho RT \quad (3)$$

Les mélanges de gaz

Dans les conditions normales de température et de pression, la plupart des mélanges de gaz non réactifs se comportent eux aussi, à peu de chose près, comme des gaz parfaits. Par exemple, la composition de l'air sec en pourcentage volumique est la suivante :

Azote (N_2)	78.08 %
Oxygène (O_2)	20.95 %
Argon (Ar)	0.93
Dioxyde de carbone (CO_2)	0.04 %

Bien que ce soit un mélange de gaz, l'air se comporte comme un gaz dont la masse molaire est de 28.965 g/mol , soit la masse molaire pondérée de chacun de ses constituants.

CHM 101
Structure et réactivité de la matière

À l'aide de la loi de pression partielles de Dalton, il est possible de déterminer la composition d'un mélange de gaz connus. Selon la loi de Dalton, la pression totale d'un mélange binaire des gaz A et B est égal à la somme des pressions partielles P_A et P_B des deux gaz :

$$P = P_A + P_B \quad (4)$$

Et la pression partielle d'un gaz P_A est une fonction de sa fraction molaire x_A :

$$P_A = x_A P = (n_A / (n_A + n_B)) P \quad (5)$$

Pour un mélange binaire :

$$x_A + x_B = 1 \quad (6)$$

Et puisque le nombre de moles n fois la masse molaire M est égal à la masse m , nous pouvons écrire que la masse d'un mélange m_{mel} de gaz est égal à :

$$m_{\text{mel}} = n_A M_A + n_B M_B \quad (7)$$

Alors, en connaissant la pression totale d'un mélange binaire de gaz connus, ainsi que son volume, sa masse et sa température, il est possible de déterminer sa composition en termes de fractions molaires.

CHM 101

Structure et réactivité de la matière

Partie expérimentale

Matériel nécessaire

- Une bouteille de boisson gazeuse de deux litres, avec un bouchon muni d'une valve à air (valve de pneu). La bouteille doit être vide et sèche.
- Un thermomètre (précision de $\sim 1^\circ\text{C}$).
- Une pompe à air (p. ex. : pour bicyclette).
- Un manomètre pour mesurer la pression d'air d'un pneu. Ces manomètres indiquent souvent la pression en psi (*pounds per square inch*). Note : $14.7 \text{ psi} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101.325 \text{ kPa}$.
- Une balance avec au minimum deux chiffres significatifs après le point.
- Cylindres de divers gaz (p. ex. : He, N₂, O₂, CO₂, air, Ar, etc.).
- Un mélange azote-hélium dont les proportions sont inconnues.
- Un ballon volumétrique de deux litres et un cylindre gradué de 100 mL (ou une balance pouvant peser environ 2.5 kg).

Procédure

A. Effet de la pression

1. Mesurer d'abord la pression barométrique au laboratoire; n'oubliez pas de tenir compte de la correction pour la température. Comparer cette pression à celle fournie par un site météo (p. ex. : Météomédia). Le lien suivant montre comment utiliser le baromètre et comment effectuer les corrections :
<http://www.upscale.utoronto.ca/GeneralInterest/Harrison/Barometer/Barometer.html>
2. Mesurer la température de l'air dans la bouteille de deux litres avec un thermomètre et peser cette bouteille munie de sa valve à air.
3. À l'aide de la pompe, ajouter de l'air dans la bouteille jusqu'à environ 25 psig.
4. Mesurer la pression d'air et pesez la bouteille.
5. Diminuer la pression de quelques psi et mesurer précisément la pression et la masse de la bouteille. Répéter cette étape jusqu'au retour à la pression barométrique.

CHM 101
Structure et réactivité de la matière

B. Effet de la masse molaire

1. Purger la bouteille avec de l'oxygène, de l'air (en bombonne), de l'azote, de l'hélium, du dioxyde de carbone, etc., et dans chaque cas, mesurer la masse de la bouteille munie de son bouchon).
2. Déterminer la masse de la bouteille remplie d'un mélange argon-hélium dont les proportions sont inconnues.

C. Effet de la température

1. Remplir la bouteille d'air sec à partir d'une bombonne.
2. Mesurer la température de l'air dans la bouteille ainsi que la masse de la bouteille munie de son bouchon.
3. Viser le bouchon légèrement de sorte que l'air puisse entrer ou sortir facilement. Mettre la bouteille dans une étuve à $\approx 35^{\circ}\text{C}$, laissez équilibrer ≈ 15 minutes.
4. Viser le bouchon étanche et sortir la bouteille de l'étuve.
5. Peser la bouteille et mesurez précisément la température de l'étuve.
6. Répéter les étapes 3 à 5, mais cette fois en mettant la bouteille dans un réfrigérateur, puis dans un congélateur. Laisser la bouteille revenir à la température de la pièce avant de la peser.

D. Compléments

1. Remplir complètement la bouteille avec de l'eau et déterminer sa masse (avec son bouchon) sur une balance pouvant peser ≈ 2.5 kg; cette mesure permettra de déterminer le volume exact de la bouteille. Ne pas faire la tare pour la bouteille vide; vous allez soustraire sa masse extrapolée. Noter la température de l'eau. Alternativement, déterminer le volume de la bouteille à l'aide des contenants volumétriques.

E. Traitement des données

1. Porter en graphique la masse de la bouteille (axe des ordonnées, y) en fonction de la pression d'air à l'intérieur (axe des abscisses, x). Extrapoler la valeur de la masse de façon à déterminer la masse de la bouteille « vide ». (**Note** : Lorsque le manomètre indique « 0 psi », la pression de gaz dans la bouteille n'est pas nulle, mais égale à la pression barométrique. Pour obtenir la masse de la bouteille sans air à l'intérieur, il faut extrapoler les données pour $y=0$).

CHM 101
Structure et réactivité de la matière

Rapport de laboratoire

Le rapport de laboratoire devrait être simple et concis (1 rapport par équipe).

- **Décrire en quelques lignes l'objectif du laboratoire (5 points)**
 - Ne pas inclure de section « théorie »
- **Section résultats (30 points)**
 - Ajouter vos calculs et équations
 - Ajouter les graphiques de masse de la bouteille en fonction de la pression et masse de la bouteille en fonction de la masse molaire des gaz. N'oubliez pas d'indiquer les titres et les unités des axes.
 - Porter en graphique la masse de la bouteille en fonction de la masse molaire des gaz qu'elle contient. Utilisez les masses molaires selon le tableau périodique. Extrapoler à masse molaire nulle de façon à déterminer la masse de la bouteille « vide ».
 - Comparez la masse de la bouteille « vide » obtenue à l'étape A à celle obtenue à l'étape B.
 - À partir de la masse d'eau (m) dans la bouteille et de la densité de l'eau (ρ), calculez le volume de la bouteille. La densité de l'eau en fonction de la température peut être trouvée dans l'annexe.
 - Déterminer la composition du mélange hélium-argon d'après les mesures que vous avez réalisées.
- **Discuter les observations et résultats obtenus (50 points).** Par exemple, dire si les observations correspondent au résultat attendu et si ce n'est pas le cas, expliquer pourquoi.
- **Tirer une conclusion générale de votre laboratoire (15 points)**