

|  |  |
| --- | --- |
|  | CHIMIE    **CHI-5061**  **Propriétés des gaz et énergie chimique**  Laboratoires    **CORRIGÉ** |

DOCUMENT PRÉPARÉ PAR ANTHONY WONG SEEN, enseignant à la FGA DE LA CSMV, Inspiré d’un document rédigé par Justin Béchard et Isabelle Girard (CSDGS), des laboratoires de OPTION SCIENCE chimie (ERPI) et de la SOFAD Avril 2018 – Version 3

Table des matières

[Laboratoire 1 : Gaz-Liquide-Solide 4](#_Toc508903607)

[Laboratoire 2 : Un ballon explosif (loi de Charles) 13](#_Toc508903608)

[Laboratoire 3 : Loi de Boyle-Mariotte 23](#_Toc508903609)

[Laboratoire 4 : Masse volumique et concentration molaire du vinaigre 34](#_Toc508903610)

[Laboratoire 5 : La température finale d’un mélange 49](#_Toc508903611)

[Laboratoire 6 : Les antiacides (dissolution du NaOH et Loi de Hess) 62](#_Toc508903612)

# 

# Image associéeLaboratoire 1 : Gaz-Liquide-Solide

**Mise en situation :**

Votre voisin est en train de s’initier à la plongée sous-marine. Dans ses cours, on lui a parlé de la compressibilité des gaz. Selon ses instructeurs, lors de la descente les gaz se compriment et ils se dilatent lors de la remontée.

Cette caractéristique, selon eux, influence plusieurs facteurs dont l’autonomie du plongeur en terme de quantité de gaz disponible dans leur bouteille de gaz.

Votre voisin ne comprend pas le lien puisque la bonbonne d’air est hermétique et rigide. Selon lui, la quantité de gaz inspiré ne varie pas en fonction de la profondeur du plongeur.

Il fait donc appel à vos connaissances en chimie afin de mieux comprendre le comportement des gaz.

Pour lui répondre le plus clairement possible, vous aller réaliser une petite expérience mettant en jeu les trois phases de la matière : solide, liquide et gazeuse et leur capacité de se comprimer ou de prendre de l’expansion.

De plus, vous démontrer à votre voisin, la forme que peut prendre chacune des phases de la matière.

**But**

Comparer les propriétés observables des phases solide, liquide et gazeuse de la matière

Partie A Concept de compressibilité/expansibilité

Partie B Concept de forme définie ou non

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

1. Définissez les termes suivants :
2. Compressibilité :

|  |
| --- |
| La compressibilité est la propriété physique qui décrit la capacité d’un gaz de diminuer de volume sous l’effet d’une force extérieure. |
|  |

1. Expansibilité :

|  |
| --- |
| L’expansibilité est la propriété physique qui décrit la capacité d’un gaz d’augmenter de volume afin d’occuper tout l’espace disponible. |
|  |
|  |

1. Forme définie :

|  |
| --- |
| État de la matière ayant un volume et une forme qui ne change pas. Les particules ne peuvent alors que vibrer. |
|  |
|  |

1. Pour ce laboratoire, vous utiliserez une seringue de 60 ml. En sciences, il est important de mentionner l’incertitude sur nos mesures parce qu’elles peuvent expliquer les écarts de nos résultats avec la théorie.
2. Quelle est la plus petite division sur l’échelle de graduation de la seringue?

|  |
| --- |
| 1 ml |

1. Quelle est l’incertitude absolue de cet instrument? Référez-vous aux annexes de votre manuel au besoin.

|  |
| --- |
| 0,5 ml |

1. Combien de décimales devront avoir vos résultats?

*Note : les mesures doivent avoir autant de décimales que la valeur de l’incertitude absolue.*

|  |
| --- |
| 1 |

**Partie A :** Concept de compressibilité/expansibilité

**Formulation de l’hypothèse**

1. Selon vous, quelle(s) phase(s) de la matière sera(ont) :
2. Compressible(s)? \_la phase gazeuse\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_
3. Expansible(s)? \_\_\_\_ la phase gazeuse \_\_\_

**Préparation du tableau des résultats (**un espace est réservé pour les tableaux à la page 7)

*Le tableau des résultats a été fait pour vous. Vous n’avez qu’à ajouter les incertitudes absolues sur les mesures de volume.*

**Partie B : Forme définie ou non**

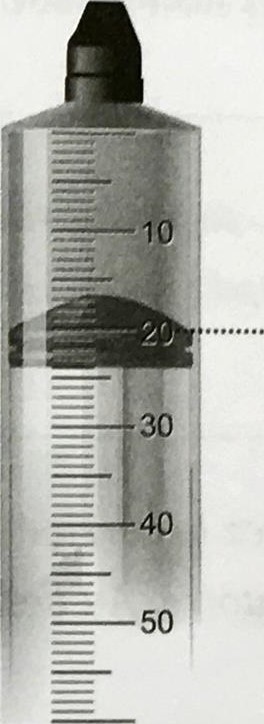
*Pour cette partie, élaborez un tableau qui comprendra le nom des substances étudiées et leurs différentes formes : initiale, et celle dans chacun des deux contenants.*

*Avant de commencer vos premières manipulations et de noter des mesures, lisez attentivement les annexes : ‘’Comment lire un volume’’ et ‘’Incertitude sur les mesures’’.*

**MATÉRIEL**

|  |  |
| --- | --- |
| •Seringues de 60 ml munies d’un bouchon (2)  (une vide et une autre au congélateur) | • Contenants à large ouverture transparent en plastique pouvant recueillir au moins 100 ml d’eau (2) |
| • Cylindre gradué de 50 ml | • Papier absorbant |
| • Eau du robinet | • Ballon de fête |
| • Glaçon | • Pompe pour gonfler des ballons |

**MANIPULATIONS**

**Partie A : compressibilité et expansibilité**

1. Une seringue a été remplie avec 20 ml d’eau puis a été congelée. Sortir la seringue du congélateur. Au tableau 1, noter le volume initial de la glace.
2. Appuyer le bouchon de la seringue contre une main et, avec l’autre main, exercer une pression sur le piston de la seringue. Dans le tableau 1, noter le volume de glace obtenu par compression. Relâcher le piston et placer ensuite la seringue à l'horizontale sur un plan de travail jusqu'à ce que le piston s'arrête de lui-même. S’assurer que le volume au repos soit le même que le volume initial.
3. Maintenir la seringue en place, puis tirer sur le piston de la seringue. Dans le tableau1, noter le volume maximal que la glace prend sous l’effet d’une expansion. Relâcher le piston et placer ensuite la seringue à l'horizontale sur un plan de travail jusqu'à ce que le piston s'arrête de lui-même. S’assurer que le volume au repos soit le même que le volume initial.

|  |
| --- |
| Lorsque la seringue est  placée à la verticale, son  embout vers le haut, on lit  le volume contenu dans la  seringue juste au haut de la  bague noire qui se trouve le  plus près de l'embout. |

*Attention de ne pas retirer le piston de la seringue, si la marque de 60 mL est dépassée, inscrire « plus de 60 mL » dans le tableau 1.*

1. Remettre au congélateur la seringue contenant l’eau glacée.
2. Avec de l’eau du robinet, remplir environ à moitié un des deux contenants à large ouverture. Placer l'embout de la seringue vide dans l'eau et tirer le piston pour avoir au moins 25 mL d’eau dans la seringue. Au-dessus de l’évier, positionner la seringue à la verticale, avec l’embout vers le haut. Pousser doucement le piston jusqu'à la marque de 20 mL pour enlever les bulles d’air et l’excès d’eau. Fixer solidement le bouchon à l'embout de la seringue. Dans le tableau 1, noter le volume initial d'eau contenu dans la seringue.
3. Réaliser les étapes 2 et 3 et noter au tableau 1 les résultats de la compression et de l’expansion de l’eau.
4. Vider le contenant avec de l’eau dans l’évier et le sécher. Retirer le bouchon et vider la seringue. Retirer complètement le piston et assécher la seringue entièrement à l'intérieur et à l'extérieur à l'aide de papier absorbant. Replacer le piston dans la seringue sèche.
5. Tirer le piston de la seringue jusqu'à la marque de 20 mL. Fixer solidement le bouchon à l'embout de la seringue. Noter le volume initial d'air contenu dans la seringue dans le tableau 1.
6. Réaliser les étapes 2 et 3 et noter au tableau 1 les résultats de la compression et de l’expansion de l’air.
7. Retirer le bouchon et vider la seringue.

**Partie B : Forme occupée dans l’espace (3D)**

1. Prendre un glaçon et noter sa forme dans le tableau 2 (= forme initiale)..
2. Placer le glaçon dans un contenant à large ouverture. Observer si le glaçon prend la forme du récipient ou non. Au tableau 2, noter la forme du glaçon dans le contenant.
3. Répéter l’étape 12 en utilisant le deuxième contenant à large ouverture.
4. Disposer du glaçon en le mettant dans l’évier.
5. À l'aide du cylindre gradué, mesurer un volume de 50 mL d'eau. Au tableau 2, noter la forme de l’eau contenue dans le cylindre gradué (= forme initiale).
6. Verser l'eau du cylindre gradué dans le premier contenant. Au tableau 2, noter la forme de l'eau se trouvant dans le contenant.
7. Verser l'eau du premier contenant directement dans le deuxième contenant. Au tableau 2, noter la forme de l'eau se trouvant dans le contenant.
8. Disposer de l'eau et assécher complètement l'intérieur des deux contenants à l'aide de papier absorbant.
9. À l’aide de la pompe, gonfler très légèrement le ballon de fête (environ de la grosseur d’une grosse orange). Vérifier qu’il sera possible de le faire rentrer dans le contenant ovale, avant de le nouer. Au tableau 2, noter la forme de l'air se trouvant dans le ballon (= forme initiale).
10. Placer le ballon dans le premier contenant et le presser de manière à ce qu'il en remplisse le fond. Au tableau 2, noter la forme de l'eau se trouvant dans le contenant
11. Répéter l’étape 20 en utilisant le deuxième contenant à large ouverture.
12. Nettoyer et ranger votre matériel.

**TABLEAUX DES RÉSULTATS**

Tableau 1 – Volumes des substances en compression et expansion

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Substance | Compression | | Expansion | |
| Vinitial (± 0,5 ml) | Vcompression  (± 0,5 ml) | Vinitial  (± 0,5 ml) | Vexpansion  (± 0,5 ml) |
| Glace | 20,0 | 20,0 | 20,0 | 20,0 |
| Eau | 20,0 | 20,0 | 20,0 | 20,0 |
| Air | 20,0 | 10,0 | 20,0 | + de 60,0 |

Tableau 2 - Forme prise par chaque substance

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Substance | Forme de la substance | | |
| initiale | dans contenant ovale | dans contenant à ouverture carrée |
| Glace |  |  |  |
| Eau |  |  |  |
| Air |  |  |  |

**ANALYSE (TRAITEMENTS DE L’INFORMATION)**

*Ajoutez à votre tableau des résultats de la partie A une colonne « variation du volume » et calculez la variation de volume pour chacun de vos essais de compression et d’expansion. Donnez ici au moins un exemple de ces calculs.*

**Exemple de calcul et tableau incluant la variation du volume**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Substance | Compression | | | Expansion | | |
| Vinitial  (± 0,5 ml) | Vcompression  (± 0,5 ml) | ΔV  (± 1 ml) | Vinitial  (± 0,5 ml) | Vexpansion  (± 0,5 ml) | ΔV  (± 1 ml) |
| Glace | 20,0 | 20,0 | 0 | 20,0 | 20,0 | 0 |
| Eau | 20,0 | 20,0 | 0 | 20,0 | 20,0 | 0 |
| Air | 20,0 | 10,0 | -10 | 20,0 | + de 60,0 | + de 40 |

Pour la glace en compression,

ΔV = Vcompression - Vinitial = (20,0 ± 0,5 ml) - (20,0 ± 0,5 ml) = 0 ± 1 ml

1. Laquelle ou lesquelles des substances sont compressibles?

|  |
| --- |
| Le gaz |
|  |

1. Laquelle ou lesquelles des substances sont expansibles?

|  |
| --- |
| Le gaz |
|  |

**Partie B**

À partir de vos observations, inscrivez un crochet dans les cases appropriées du tableau suivant :

**Tableau de la variation de la forme de la glace, de l’eau et de l’air.**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| SUBSTANCE | CONTENANT 1 | | CONTENANT 2 | |
| ÉPOUSE LA FORME DU CONTENANT | FORME INCHANGÉE | ÉPOUSE LA FORME DU CONTENANT | FORME INCHANGÉE |
| Glace |  | **X** |  | **X** |
| Eau | **X** |  | **X** |  |
| Air | **X** |  | **X** |  |

**DISCUSSION**

*Rédigez une discussion sur l’expérience que vous venez de réaliser. Votre discussion devra aborder les thèmes suivants :*

* *En théorie, quelles substances sont compressibles et expansibles?*

*Seuls les substances gazeuses sont compressibles.*

* *Lors de ce laboratoire, quelles observations avez-vous faites par rapport à ces 2 concepts?*

*On a pu observer que seul le gaz pouvait être compressé et prendre de l’expansion. Les solides et liquides gardaient le même volume.*

* *En théorie, quelles substances ont une forme définie et lesquelles n’ont pas de forme définie?*

*Seuls les solides ont une forme définie. Les gaz et liquides prennent la forme de leur contenant.*

* *Lors de ce laboratoire, qu’avez-vous observé par rapport à ce concept?*

*La théorie a été confirmée. Seul le solide avait une forme définie, peu importe le contenant dans lequel il était placé. Le liquide et le gaz ont quant à eux pris la forme du contenant dans lequel ils étaient placés.*

* *Quelles sont les sources d’erreur lors de ce laboratoire?*

*Il y avait peu de sources d’erreur, mis à part celle liée à l’incertitude des instruments. Il peut aussi y avoir l’erreur de l’expérimentateur dans la lecture des mesures et la manipulation du ballon pour l’insérer dans les contenants; une trop grande friction du piston dans la seringue peut empêcher le piston de reprendre sa position initiale…*

**CONCLUSION**

*Rédigez une courte conclusion en rappelant les constats que vous avez faits lors de cette expérience. Proposez une autre expérience qui pourrait être réalisées pour étudier les concepts abordés dans ce laboratoire.*

**Ce laboratoire nous a permis de confirmer la théorie stipulant que parmi les phases de la matière, seule la phase gazeuse est compressible et expansible. Également, on a confirmé que seules les substances solides ont une forme définie alors que les substances gazeuses et liquides prennent la forme du contenant. On peut donc expliquer à notre voisin qu’il est possible qu’une moins grande quantité de gaz puisse occuper le même espace qu’une plus grande, cette dernière étant simplement plus comprimée.**

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 1

**Gaz-Liquide-Solide**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Avec un tableau de ma conception, je peux comparer les propriétés observables des phases solide, liquide et gazeuse de la matière. |
|  | Fabriquer des tableaux des résultats, formuler des hypothèses et faire une analyse. |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Travail préparatoire |  |  |
| * Tableau des résultats |  |  |
| * Analyse |  |  |
| * Discussion |  |  |



**Je consolide…**

Je définis compressibilité vs expansibilité :

|  |
| --- |
|  |

Je définis forme définie vs non définie :

|  |
| --- |
|  |

La règle d’incertitude d’un instrument de mesure est :

|  |
| --- |
|  |

Pour les prochains laboratoires, vous devrez rédiger votre discussion et votre conclusion de manière autonome. Vous pouvez vous référer aux annexes du présent document pour vous aider.

# Image associéeLaboratoire 2 : Un ballon explosif (loi de Charles)

:

Mise en situation :

À l’occasion d’une fête hivernale, vous participez à différentes activités extérieures. Des conditions météorologiques favorables sont au rendez-vous: une journée ensoleillée et une température moyenne de −12 °C. À la fin de la journée, pour souligner l’événement, on vous remet un ballon gonflé à l’hélium. Alors que vous avez retrouvé la chaleur réconfortante de votre maison, où règne une température de 24 °C, votre ballon éclate. Vous vous en étonnez, puisque le ballon n’était pas gonflé à sa pleine capacité lorsque vous étiez dehors. Pourquoi le ballon a-t-il éclaté?

Pour en apprendre un peu plus, effectuez cette expérience qui vous permettra de déterminer la relation mathématique existant entre le volume et la température d’un gaz.

 **But**

Établir la relation entre le volume d’un gaz et sa température, pour une pression et une quantité de matière constante.

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

*Avant de répondre aux questions suivantes, prenez connaissance du protocole.*

1. Quelles sont les variables indépendantes et dépendantes?

|  |
| --- |
| Indépendante : température |
| Dépendante : volume |

1. Quel(s) paramètre(s) sera(seront) mesuré(s) indirectement?

|  |
| --- |
| Le volume |
|  |

1. Quels sont les paramètres constants?

|  |
| --- |
| La pression et la quantité de matière. |
|  |

1. Expliquez la loi de Charles

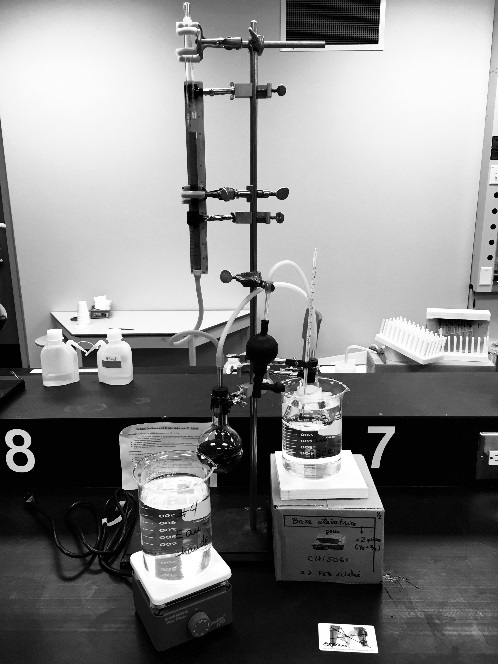
La loi de Charles indique que, à pression constante, le volume d’une certaine quantité de gaz est directement proportionnel à la température absolue. Lorsque la température augmente, le volume augmente également.

1. Quelle hypothèse pouvez-vous poser pour cette expérience?

|  |
| --- |
| Le volume d’un gaz est proportionnel à la température. |
|  |

**MATÉRIEL**

*À l’aide des manipulations décrites à la section suivante, complétez la liste du matériel requis pour réaliser cette expérience.*

Aperçu du montage à réaliser :

* Montage avec liquide bleu et pipette de 25 ml
* Base élévatrice (2 pièces)
* Plaque chauffante (1 grande ou 2 petites)
* Thermomètre
* Carte rigide

|  |
| --- |
| * Pince à bécher\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |
| * 4 Béchers de 1000 ml\_\_\_\_\_\_\_\_ |
| * Eau du robinet\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |
| * Glaçons\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |

* Tige de verre

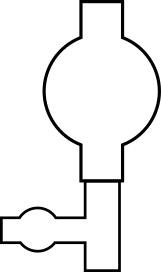
*Le montage relie un erlenmeyer (fiole conique) rempli d’air, à un ballon rond contenant un liquide bleu qui est lui-même relié par un tuyau à une pipette, contenant également du liquide bleu. L’air contenu dans l’erlenmeyer sera soumis à cinq (5) conditions de températures différentes : eau glacée, eau froide, température de la pièce, eau tiède et eau chaude. Pour chacune de ces conditions, deux mesures seront prises : la température, et la hauteur du liquide bleu contenu dans la pipette du montage.*

**Manipulations**

1. Placer 14 glaçons dans le bécher de 1000 ml #1 et le remplir d’eau du robinet jusqu’à la marque de 950 ml.
2. Remplir les béchers de 1000 ml #3 et #4 avec 950 ml d’eau du robinet. Mettre à chauffer jusqu’à ce que la température se situe entre 40 et 45°C dans le bécher #3, et entre 55 et 60°C dans le bécher #4. Utiliser une pince à bécher pour retirer les béchers de la plaque chauffante lorsqu’ils seront prêts.
3. À l’aide des explications données au schéma 1, faire monter le liquide bleu dans la pipette, jusqu’à une hauteur d’environ 11 cm sur la règle. Lorsque le liquide est stabilisé, appuyer la carte à l’horizontale et perpendiculairement à la règle, au niveau du ménisque. Pour éviter les erreurs de parallaxe (p.69), placer les yeux au niveau de la carte pour mesurer la hauteur précise du liquide bleu. Noter au tableau 1.
4. Mesurer la température de l’erlenmeyer et l’inscrire à ‘’température ambiante’’ au tableau 1.
5. Avec la tige de verre, homogénéiser la température de l’eau du bécher #1 (4-9°C). Retirer les glaçons.
6. Insérer le bécher autour de l’erlenmeyer et glisser la base élévatrice en-dessous. Noter la température de l’erlenmeyer ainsi que la hauteur du liquide bleu, une fois qu’elles se seront stabilisées.
7. Tenir le bécher et retirer la base élévatrice. Descendre ensuite le bécher et le mettre de côté.
8. Préparer le bécher #2 en mélangeant environ 600 ml d’eau glacée du bécher #1 et 350 ml d’eau du robinet. Vérifier si la température désirée (entre 12 et 17°C) est atteinte. Ajuster au besoin.
9. Répéter les opérations (étapes 6 et 7) avec le bécher d’eau froide #2.
10. Répéter les opérations (étapes 5 à 7) avec le bécher d’eau tiède #3 (40-45°C), en manipulant le bécher chaud avec la pince à bécher.
11. Répéter l’étape 10 avec le bécher d’eau chaude #4 (55-60°C).
12. Enlever la pression dans le système en faisant descendre tout le liquide bleu dans le ballon. Voir les explications au schéma 2.
13. Vider les béchers dans l’évier.
14. Nettoyer, assécher et ranger le matériel.

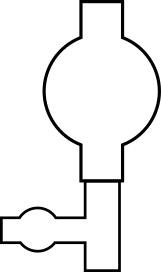
Utilisation de la poire à pipette dans ce montage

A



S

E



S

E

A

Actions :

Faire monter le liquide bleu dans la pipette

Faire descendre le liquide bleu dans la pipette

**Schéma 1**

**Schéma 2**

1- Presser sur « A » pour ouvrir le système

2- Presser doucement sur la poire pour pousser de l’air dans le système

3- Relâcher les deux points de pression

4- Presser sur « S » pour regonfler la poire

Presser en même temps sur « A » et « S »

**TABLEAUX DES RÉSULTATS**

*À partir de votre expérimentation, complétez les tableaux suivants et indiquez les unités et les incertitudes pour chacun des paramètres.*

**Tableau 1 Hauteur du liquide bleu en fonction de la température de l’air dans l’erlenmeyer**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Conditions de température | Température  ± 0,5 °C | Hauteur du liquide bleu (hl)  ± 0,05 cm |
| Eau glacée | 8,5 | 4,60 |
| Eau froide | 16,0 | 8,30 |
| Température ambiante | 22,0 | 11,10 |
| Eau tiède | 38,0 | 18,20 |
| Eau chaude | 51,0 | 24,20 |

***NOTES***: Le rayon intérieur de la pipette contenant le liquide bleu est : r = 0,526 cm

Le volume d’air contenu dans l’erlenmeyer (Ve) est de 125 ml :

Ve = 125 ml = 125 x 10-3 L = 0,125 L

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

*À partir des résultats présentés au tableau 1, procédez à l’analyse des résultats en complétant le tableau 2 suivant et, en-dessous, écrivez un exemple de calculs pour chacune des colonnes encadrées. Vous devrez ensuite tracer le graphique du volume d’air (Vair) en fonction de sa température (K).*

**Tableau 2 Volume d’air en fonction de sa température**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Bain | Température  ± 0,5 °C | TK  (K) | hl  ± 0,05 cm | Vl  x 10-3 L | Vair  (L) | Vair / TK  (x 10-4 L/K) |
| Eau glacée | 8,5 | 281,5 | 4,60 | 4,00 | 0,129 | 4,58 |
| Eau froide | 16,0 | 289,0 | 8,30 | 7,21 | 0,132 | 4,57 |
| Température ambiante | 22,0 | 295,0 | 11,10 | 9,65 | 0,135 | 4,58 |
| Eau tiède | 38,0 | 311,0 | 18,20 | 15,8 | 0,141 | 4,53 |
| Eau chaude | 51,0 | 324,0 | 24,20 | 21,0 | 0,146 | 4,51 |

Légende :

TK : Température en Kelvin

hl : hauteur du liquide bleu

Vl : volume du liquide bleu

Vair : volume d’air

**Calculs** :

Température en Kelvin = TK = T (°C) + 273 = 8,5 + 273 = 281,5 K (eau glacée)

= 16,0 + 273 = 289,0 K (eau froide)

= 22,0 + 273 = 295,0 K (Température ambiante)

= 38,0 + 273 = 311,0 K (eau tiède)

= 51,0 + 273 = 324,0 K (eau chaude)

Volume du liquide bleu (Vl) :

Vl = πr2hl = π (0,526 cm)2 x 4,60 cm = 3,9983 … 4,00 cm3 = 4,00 ml = 4,00 x 10-3 L (eau glacée)

= π (0,526 cm)2 x 8,30 cm = 7,2144 … 7,21 cm3 = 7,21 ml = 7,21 x 10-3 L (eau froide)

= π (0,526 cm)2 x 11,10 cm = 9,6482 … 9,65 cm3 = 9,65 ml = 9,65 x 10-3 L (temp. ambiante)

= π (0,526 cm)2 x 18,20 cm = 15,8195 … 15,8 cm3 = 15,8 ml = 15,8 x 10-3 L (eau tiède)

= π (0,526 cm)2 x 24,20 cm = 21,0347 … 21,0 cm3 = 21,0 ml = 21,0 x 10-3 L (eau chaude)

Volume d’air (Vair) :

Vair = Ve + Vl = (125 L x 10-3 L) + (4,00 x 10-3 L) = 129,00 x 10-3 L = 129 x 10-3 L = 0,129 L (eau glacée)

= (125 L x 10-3 L) + (7,21 x 10-3 L) = 132,21 x 10-3 L = 132 x 10-3 L = 0,132 L (eau froide)

= (125 L x 10-3 L) + (9,65 x 10-3 L) = 134,65 x 10-3 L = 135 x 10-3 L = 0,135 L (temp. ambiante)

= (125 L x 10-3 L) + (15,8 x 10-3 L) = 140,8 x 10-3 L = 141 x 10-3 L = 0,141 L (eau tiède)

= (125 L x 10-3 L) + (21,0 x 10-3 L) = 146,0 x 10-3 L = 146 x 10-3 L = 0,146 L (eau chaude)

Vair / TK:

= 0,129 L / 281,5 K = 4,58 x 10-4 L/K (eau glacée)

= 0,132 L / 289,0 K = 4,57 x 10-4 L/K (eau froide)

= 0,135 L / 295,0 K = 4,58 x 10-4 L/K (température ambiante)

= 0,141 L / 311,0 K = 4,53 x 10-4 L/K (eau tiède)

= 0,146 L / 324,0 K = 4,51 x 10-4 L/K (eau chaude)

1. Quelle allure a la courbe que vous venez de tracer?

|  |
| --- |
| C’est une droite |

1. Calculez la pente et l’ordonnée à l’origine de cette droite.

Exemple de calculs :

La droite passe par les points : (282 K , 0,129 L) et (311 K , 0,141 L)

1. Donnez maintenant l’équation de la droite en définissant chacune des variables.

|  |
| --- |
| V = 0,0004T + 0,0168 |
| Où V : volume de gaz en litres |
| T : température du gaz en Kelvins |

1. Dans le tableau 2, vous avez calculé la constante k = V/T pour chacune de vos mesures. Ces valeurs vérifient-elles la loi de Charles?

|  |
| --- |
| Oui, le rapport varie entre 4,51 et 4,58, ce qui constituent des valeurs assez semblables. |

1. Quelles sont les sources d’erreurs?

- Thermomètre n’est pas en contact avec l’air contenu dans l’erlenmeyer.

- Lectures trop rapides (avant que la température et la hauteur ne se soient stabilisées).

- Lecture de la hauteur du liquide bleu comporte en réalité une incertitude plus grande que celle de la règle, due à la façon de la mesurer : lecture transposée sur la règle alors que le liquide est dans la pipette.

- Hauteur du liquide bleu n’est pas stable (il ‘’vague’’ dans une zone de 2-4 mm) pour les 2 bains chauds; incertitude plus grande sur ces mesures.

1. Votre hypothèse de départ est-elle vérifiée?

|  |
| --- |
| Oui, la droite tracée et le rapport V/T nous montre que le volume du gaz est proportionnel à sa température. |
|  |

**DISCUSSION**

**Le but de ce laboratoire était d’établir une relation entre le volume d’un gaz et sa température afin d’expliquer pourquoi le ballon a éclaté. La loi de Charles nous dit que le volume d’un gaz est directement proportionnel à sa température pour une pression et une quantité de matière constantes.**

**Lors de ce laboratoire, nous avons confirmé cette théorie. L’équation de la droite que nous avons obtenue à partir des résultats de nos manipulations est** V = 0,0004T + 0,0168 où V est le volume en litres et T la température en kPa. Étant donné que l’ordonnée à l’origine est près de zéro, on peut conclure qu’il s’agit d’une relation proportionnelle directe, ce qui est également vérifié par le rapport V/T pour chacune de nos mesures qui varie entre 4,51 x 10-4 et 4,58 x 10-4.

**Les sources d’erreurs sont les suivantes :**

* **Incertitude sur la quantité de gaz dans le système qu’on a estimé être de 125 ml.**
* **Incertitude de la règle utilisée pour mesurer de hauteur de la colonne de liquide bleu est de ± 0,05 cm,** mais la méthode de lecture de la hauteur du liquide bleu comporte en réalité une incertitude plus grande que celle de la règle, due à la façon de la mesurer. En effet, à l’aide de la carte rigide, la hauteur du liquide est transposée sur la règle alors que le liquide est dans la pipette. Il est également possible que la carte n’ait pas été maintenue perpendiculairement à la règle, ajoutant ainsi une erreur de parallaxe à la valeur lue sur la règle. Il serait donc plus réaliste de donner une valeur plus grande d’erreur sur la mesure de la hauteur du liquide bleu, par exemple, **± 0,1 ou ± 0,2 cm.**
* Hauteur du liquide bleu n’est pas stable (il oscille dans une zone de 2-4 mm) pour les 2 bains chauds; l’incertitude serait donc plus grande sur ces mesures.
* Thermomètre n’est pas en contact avec l’air contenu dans l’erlenmeyer.
* Lectures trop rapides (avant que la température et la hauteur ne se soient stabilisées).

**Aussi, on** a supposé que la T de l’air (contenue à l’intérieur de l’erlenmeyer) est la même que celle mesurée avec le thermomètre accolé à l’erlenmeyer. Idéalement, le thermomètre aurait dû se trouver à l’intérieur de l’erlenmeyer (amélioration qu’on pourrait apporter au montage).

**Il serait intéressant de refaire la même expérience avec un autre gaz.**

**On peut quand même faire la généralisation que pour tous les gaz parfaits, la loi de Charles s’applique.**

**CONCLUSION**

*L’expérience a permis de démontrer la loi de Charles qui stipule que le volume d’un gaz est directement proportionnel à sa température. Nous avons obtenu la relation suivante :*

*V = 0,0004T + 0,0168*

*Étant donné que l’ordonnée à l’origine est près de zéro, on peut donc dire que le rapport V/T est d’environ 0,0004 et est constant.*

*Pour répondre à la problématique de départ, étant donné que la température est passée de -12 ºC à 24ºC, en posant le rapport T2 / T1 = (273+24)/(273-12) = 297/261 = 1,14*

*Puisque Le rapport V2 / V1 serait le même, on peut donc conclure que le ballon sera gonflé à 14% de plus, ce qui pourrait expliquer qu’il a éclaté.*

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 2

**Un ballon explosif (loi de Charles)**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Établir la relation entre le volume d’un gaz et sa température, pour une pression et une quantité de matière constante. |
|  | Analyser mathématique les données. |
|  | Construire un graphique. |
|  | Faire la pente d’une droite. |
|  | Rédiger une discussion. |
|  | Rédiger une conclusion. |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Analyse |  |  |
| * Graphique |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |

**Pour les prochains laboratoires, vous devrez écrire le protocole et construire vos propres tableaux des résultats. Si vous avez des questions, vous pouvez vous référer aux annexes jointes à la fin du présent document.**

# Image associéeLaboratoire 3 : Loi de Boyle-Mariotte

Transport de gaz sous pression

**Mise en situation :**

La compressibilité des gaz est une propriété qui est exploitée régulièrement dans l’industrie, notamment pour le stockage et le transport des gaz tels que l’oxygène, l’azote et l’hélium.

Par exemple, la compagnie *Air Liquide*, une compagnie spécialisée dans les gaz industriels, transporte les gaz qu’elle vend à ses clients dans des bonbonnes ou des camions-citernes sous pression.

Pour le transport de l’azote, la compagnie utilise un camion-citerne de 41 000 litres qui transporte le gaz sous une pression de 16 000 kPa.

Vous êtes ingénieur chimique pour *Air Liquide* depuis plusieurs années. Les dirigeants ont confiance en vous. Malheureusement, la compétition oblige la compagnie à vouloir réaliser des économies. Ils vous demandent donc votre avis à savoir si le transport de l’azote à TAPN serait plus économique.

Il va de soi que pour réaliser des économies, chaque camion-citerne doit être utilisé à son plein potentiel.

À l’aide du présent laboratoire, expliquez à vos dirigeants s’il s’agit d’une option économique.

 **But :**

Établir la relation entre le volume d’un gaz et sa pression, pour une température et une quantité de matière constante (Loi de Boyle-Mariotte).

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

*Expliquer dans vos mots les principes scientifiques en cause dans ce laboratoire.*

*La loi de Boyle-Mariotte stipule que la pression d’un gaz est inversement proportionnelle à son volume. Ainsi, moins un gaz occupe d’espace, plus sa pression est élevée et vice versa.*

*Rappel théorique : la pression est calculée selon la formule .*

*Où :*

*F = mg*

*m : masse en kg*

*g = 9,81 m/s2*

*A = πr2, mesuré en m2*

1. Quelles sont les variables indépendantes et dépendantes?

|  |
| --- |
| Indépendante : la pression |
| Dépendante : le volume |

1. Quel(s) paramètre(s) sera(seront) mesuré(s) indirectement?

|  |
| --- |
| La pression |
|  |

1. Quels sont les paramètres constants?

|  |
| --- |
| La température et la quantité de gaz |
|  |

1. Quelle hypothèse pouvez-vous poser pour cette expérience?

|  |
| --- |
| Plus la pression est grande, plus le volume est petit et donc il serait plus rentable de transporter les gaz sous pression. |
|  |

1. Quelle est la valeur d’une division (graduation) sur la seringue utilisée? Quel est son diamètre?

|  |
| --- |
| 2 ml et le diamètre est de 2,80 cm |
|  |

*À partir de votre protocole et des réponses aux questions précédentes, élaborez les tableaux des résultats. Le premier tableau permettra de noter la masse de ce qui sera déposé sur le piston de la seringue. Ce tableau permettra également de construire le deuxième tableau où vous indiquerez le volume mesuré en fonction de la masse totale supportée par le piston de la seringue, et ce, suite à chaque ajout de masse sur le piston. Pensez également à noter la pression atmosphérique lors de l’expérimentation.*

**MATÉRIEL**

*Pour compléter cette liste, lisez les manipulations et consultez la liste de matériel disponible au laboratoire en annexe à la fin de ce document.*

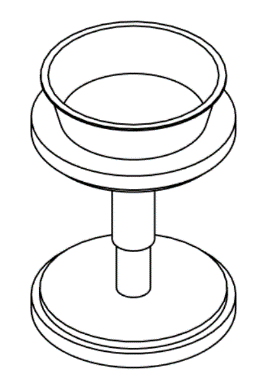


Schéma du montage

|  |
| --- |
| * Une balance de cuisine pouvant mesurer plus de 500g |
| * Plateforme (incluant plat et sac) et base en bois |
| * Seringue de 60 ml, avec son bouchon |
| * 6 sacs de sable (A, B, C, D, E et F) |

**Manipulations**

1. À l’aide d’une \_**balance de cuisine**\_\_ pouvant mesurer plus de 500 g, déterminer la masse totale de la plateforme (incluant plat et sac). Noter cette masse dans le tableau 1.
2. Mesurer la masse de chacun des 6 sacs de sable (A à F) et les noter au tableau 1.
3. Insérer la seringue dans la base en bois. Tirer le piston de \_\_ **la seringue**\_\_\_ jusqu’à la marque de 30 ml et sceller l’ouverture à l’aide du bouchon fourni. Noter le \_\_ **volume**\_ au tableau 2.
4. Insérer le piston de \_\_ **la seringue** \_\_\_\_\_ dans la plateforme en bois et le glisser jusqu’au centre. Voir à ce que le montage soit droit et bien balancé. Compléter l’ensemble plateforme avec le plat et le sac. Noter le \_\_ **volume** \_\_ au tableau 2.
5. Dans le sac de l’ensemble plateforme, ajouter un \_\_\_ **sac de sable**\_\_. Si nécessaire, ajuster la position du contenu de l’ensemble plateforme afin que le montage reste droit et bien balancé. Attendre que \_\_ **le volume**\_\_ se stabilise et le noter \_\_**au tableau 2**\_\_\_.
6. Répéter \_\_**l’étape 5**\_\_\_ en ajoutant les autres \_\_ **sacs de sable** \_\_\_ , un à la fois, à l’ensemble plateforme.
7. Ranger le matériel*.*

**TABLEAUX DES RÉSULTATS**

**Tableau 1 – Masses des objets déposés sur le piston de la seringue**

|  |  |
| --- | --- |
| **Description de l’objet** | **Masse de l’objet ± 5 g** |
| Plateforme de l’appareil (incluant le plateau et le sac) | 210 |
| Sac de sable A | 615 |
| Sac de sable B | 615 |
| Sac de sable C | 610 |
| Sac de sable D | 615 |
| Sac de sable E | 620 |
| Sac de sable F | 610 |

**Patm = 100,4 kPa lors de l’expérience**

**Tableau 2 – Volume de l’air dans la seringue**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Objets supportés par le piston | Masse supportée par le piston \*(g) | Volume d’air  (± 1 ml) |
|  | 0 | 30 |
| Plateforme (incluant plat et sac) | 210 ± 5 | 29 |
| +sac A | 825 ± 10 | 27 |
| +sacs A+B | 1440 ± 20 | 25 |
| + sacs A+B+C | 2050 ± 20 | 23 |
| + sacs A+B+C+D | 2665 ± 30 | 21 |
| + sacs A+B+C+D+E | 3285 ± 30 | 20 |
| + sacs A+B+C+D+E+F | 3895 ± 40 | 19 |

**\*Note :** Il faut appliquer la règle sur la **propagation de l’incertitude** lorsqu’on additionne des valeurs expérimentales. Se référer à l’annexe ‘’Incertitudes sur les mesures’’.

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

*À partir de vos résultats, procédez à l’analyse. Vous devrez tracer deux (2) graphiques: 1) volume en fonction de la pression et 2) inverse du volume en fonction de la pression. Pour y arriver, vous devrez d’abord construire un tableau avec les données et calculs vous menant aux valeurs requises, et ce, pour chaque graphique. Vous devez également donner des exemples de calculs pour chaque colonne comportant des valeurs calculées.*

- Pression exercée : où A = aire de la seringue

* **Calcul de l’air de la seringue** :

Puisque d = 2,8 cm, on a r = 1,4 cm = 0,014 m

A = πr2 = π x (0,014 m)2 = 6,16 x 10-4 m2

* **Calcul de la pression exercée** :

- **Calcul de la pression totale** :

Tableau 3 : Le volume de gaz en fonction de la pression I

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Masse supportée par le piston  (kg) | Pression exercée  (kPa) | Pression totale  (kPa) | Volume d’air  (± 1 ml) |
| 0 | 0 | 100,4 | 30 |
| 0,210 ± 0,0005 | 3,34 | 103,7 | 29 |
| 0,825 ± 0,01 | 13,13 | 113,5 | 27 |
| 1,440 ± 0,02 | 22,91 | 123,3 | 25 |
| 2,050 ± 0,02 | 32,61 | 133,0 | 23 |
| 2,665 ± 0,03 | 42,40 | 142,8 | 21 |
| 3,285 ± 0,03 | 52,26 | 152,7 | 20 |
| 3,895 ± 0,04 | 61,97 | 162,4 | 19 |

Tableau 4 : Le volume de gaz en fonction de la pression II

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Ptotale  (kPa) | Volume  (ml) | Inverse du volume (1/V)  (ml-1) | P x V  (kPa·ml) |
| 100,4 | 30 | 0,033 | 3,0 x 103 |
| 103,7 | 29 | 0,034 | 3,0 x 103 |
| 113,5 | 27 | 0,037 | 3,1 x 103 |
| 123,3 | 25 | 0,040 | 3,1 x 103 |
| 133,0 | 23 | 0,043 | 3,1 x 103 |
| 142,8 | 21 | 0,048 | 3,0 x 103 |
| 152,7 | 20 | 0,050 | 3,1 x 103 |
| 162,4 | 19 | 0,053 | 3,1 x 103 |

- **Calcul de l’inverse du volume (1/V)** :

- **Calcul de l’inverse du volume**: P x V = 100,4 kPa x 30 ml = 3012 kPa·ml = 3,0 x 103 kPa·ml

Graphique 1 :

Graphique 2 :

1. Quelle allure a la courbe que vous venez de tracer?

|  |
| --- |
| C’est une droite |
|  |

1. Calculez la pente et l’ordonnée à l’origine de cette droite.

La droite passe par les points : (100,4 kPa , 0,033 ml-1) et (133,0 kPa , 0,043 ml-1)

1. Donnez maintenant l’équation de la droite en définissant chacune des variables.

|  |
| --- |
| 1/V = 0,0003 P + 0,0011 pour P en kPa et V en ml |
| En isolant P on obtient : P = 3333 / V – 3,7 où P est la pression en kPa et V le volume en ml. |
|  |

1. À partir de vos résultats, calculez la constante k = PV pour chacune de vos mesures. Ces valeurs vérifient-elles la loi de Boyle-Mariotte?

|  |
| --- |
| Oui, la constante est sensiblement la même pour toutes les mesures. **Les valeurs varient entre 3,0 et 3,1 x 103** kPa·ml. |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

1. Quelles sont les sources d’erreurs?

|  |
| --- |
| Incertitude due aux instruments : seringue ± 1 ml, balance ± 5 g. |
| Lecture des mesures par l’expérimentateur (parallaxe), pression exercée par l’expérimentateur sur la seringue. Objets mal centrés sur la plateforme, instabilité du montage, friction du piston dans la seringue, etc. |
|  |
|  |
|  |

1. Votre hypothèse de départ est-elle vérifiée?

|  |
| --- |
| Oui, il a été possible de démontrer que le volume varie de manière indirectement proportionnelle avec la pression. |

**DISCUSSION**

**Le but de ce laboratoire était d’établir une relation mathématique entre la pression et le volume afin de vérifier si le fait de transporter un gaz sous forme compressé est bel et bien plus rentable pour une compagnie comme Air Liquide.**

**La loi de Boyle-Mariotte stipule que la pression d’un gaz est inversement proportionnelle à son volume à des conditions de température et de quantité de matière constantes (P1 V1 = P2 V2).**

**Les résultats de notre expérience ont permis de vérifier cette loi et de trouver la relation** P = 3333 / V – 3,7 où P est la pression en kPa et V le volume en ml**.**

**De plus, le tableau 3 démontre que P x V est à peu près constant pour toutes nos mesures puisque les valeurs varient entre 3,0 et 3,1 x 103** kPa·ml.

**Les sources d’erreurs possibles pour ce laboratoire sont les suivantes :**

* **Incertitude due à la balance de cuisine (± 5 g)**
* **Incertitude sur la seringue (± 1 ml)**
* **Lecture des mesures par l’expérimentateur (parallaxe)**
* **Pression exercée par l’expérimentateur sur la seringue**
* **Objets mal centrés sur la plateforme**
* **Instabilité du montage**
* **Friction du piston dans la seringue/ seringue pas assez graissée**
* **Etc.**

**Il serait intéressant de refaire la même expérience avec un autre gaz afin de confirmer que la loi de Boyle-Mariotte s’applique pour tous les gaz parfaits.**

**CONCLUSION**

Dans ce laboratoire, il nous a été permis de vérifier la loi de Boyle-Mariotte et de confirmer qu’il est rentable de transporter un gaz sous forme compressé. Ainsi, pour le même volume, on peut transporter une plus grande quantité de gaz.

**Les résultats de notre expérience ont permis de vérifier cette loi et de trouver la relation** P = 3333 / V – 3,7 où P est la pression en kPa et V le volume en ml**.**

**On pourrait refaire l’expérience en utilisant une seringue de diamètre différent (plus grand?) afin d’avoir un montage plus stable et avoir des mesures plus fiables.**

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 3

Transport de gaz sous pression

**Loi de Boyle-Mariotte**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Établir la relation entre le volume d’un gaz et sa pression, pour une température et une quantité de matière constante (Loi de Boyle-Mariotte). |
|  | Préparer un tableau de résultats. |
|  | Construire un tableau d’analyse (volume vs pression ET vs inverse de la pression). |
|  | Tracer le graphique volume VS pression et volume VS inverse de la pression et faire la pente d’une droite. |
|  | Rédiger une discussion |
|  | Rédiger une conclusion |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Analyse |  |  |
| * Graphique |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

La relation mathématique entre le Volume et la Pression est :

|  |
| --- |
|  |

# Image associéeLaboratoire 4 : Masse volumique et concentration molaire du vinaigre

**Mise en situation :**

Les mauvaises herbes constituent un des principaux problèmes rencontrés par les jardiniers en herbe. En effet, quiconque a déjà aménagé des platebandes s’est tôt ou tard buté à ce problème. Il existe des produits commerciaux pour s’en débarrasser, mais dans un contexte écologique, on cherche les solutions qui seront les moins dommageables pour l’environnement.

Le vinaigre est un produit biodégradable qui est également un très bon herbicide. On dit qu’il est un herbicide de contact systémique parce qu’il brûle les feuilles de mauvaises herbes avec lesquelles il entre en contact puis, transporté par la sève, détruit la plante dans son intégralité.

Les jardiniers conseillent d’utiliser une concentration d’acide acétique de 5% pour commencer, puis d’augmenter la concentration si ce n’est pas assez efficace.

Comme le vinaigre se retrouve dans la plupart des épiceries et des cuisines, il constitue également un produit peu coûteux et très accessible.

Votre tâche sera donc de mesurer la concentration du vinaigre qu’on retrouve dans les épiceries afin de déterminer si le produit devra être dilué.

**Source :** <http://www.jardiniers-professionnels.fr/desherber-avec-le-vinaigre-blanc/>

 **Buts :**

**PARTIE A** Déterminer la masse volumique du vinaigre blanc

**PARTIE B** Déterminer la concentration molaire en acide acétique du vinaigre

**Partie A – Masse volumique du vinaigre**

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

1. Expliquez dans vos mots le concept de masse volumique.

La masse volumique d’une substance est la masse que cette substance pèse pour un volume donné (le plus souvent pour 1 L ou 1 ml), à une température donnée.

1. Quelles sont les variables indépendantes et dépendantes?

|  |
| --- |
| Indépendante : le volume |
| Dépendante : la masse |

1. Quel paramètre sera mesuré indirectement?

|  |
| --- |
| La masse volumique |
|  |

1. Quels sont les paramètres constants?

|  |
| --- |
| La température et la pression atmosphérique. |
|  |

1. Quelle hypothèse pouvez-vous poser pour cette expérience?

|  |
| --- |
| La masse volumique devrait être la même peu importe la quantité de solution utilisée. Étant donné que le vinaigre est composé de 5% d’acide acétique et le reste d’eau, on s’attend à ce que la masse volumique soit proche de celle de l’eau, i.e. 1 g/ml. |

*Pour cette expérimentation, vous mesurerez la masse de volumes précis de vinaigre (4 ml, 8 ml, 12 ml, 16 ml, 20 ml et 24 ml). Vous procéderez également à 2 essais complets.*

**MATÉRIEL (PARTIE A)**

Dressez la liste de matériel dont vous aurez besoin. Pour vous aider, visionnez la vidéo « CHI5061 activité 4.3 » sur Youtube : <https://www.youtube.com/watch?v=lYOm3IINrXM>

|  |  |
| --- | --- |
| * **Un bécher de 50 ml** | * **Un flacon laveur d’eau distillée** |
| * **Deux béchers de 100 ml** | * **Du vinaigre blanc** |
| * **Un bécher de 600 ml** | * **Du papier absorbant** |
| * **Une pipette de 5 ml** | * **De l’eau du robinet** |
| * **Une poire à pipette** | * **Un marqueur non permanent** |
| * **Une balance électronique** |  |

**Rappel :** la masse volumique est calculée selon l’équation

**MANIPULATIONS (PARTIE A)**

Regardez la vidéo « CHI5061 activité 4.3 » sur Youtube).

**Conditionnement de la pipette graduée**

|  |
| --- |
| 1. Identifier les béchers ainsi :  * Bécher de 100 ml : eau distillée * Bécher de 100 ml : vinaigre * Bécher de 250 ml : vinaigre * Bécher de 600 ml : déchets  1. Conditionner la pipette : Remplir le bécher identifié « eau distillée » avec environ 30 ml d’eau distillée. 2. Mettre la poire à pipeter au bout de la pipette de 5 ml et remplir la pipette d’eau distillée. Purger dans le bécher à déchets. 3. Verser environ 80 ml de vinaigre dans le bécher de 100 ml. 4. Remplir la pipette de vinaigre et la purger dans le bécher à déchets. Répéter une 2e fois. |
| **Mesures des masses de vinaigre**   1. Allumer la balance électronique et la mettre à zéro. Déposer le bécher de 100 ml dessus et noter la masse au tableau des résultats. 2. À l’aide de la pipette, aspirer du vinaigre jusqu’à la marque du 0,00 de la pipette. Expulser précisément 4,00 ml de vinaigre dans le bécher posé sur le plateau de la balance, puis noter la masse obtenue dans le tableau 1 de résultats. Si la balance venait à s'éteindre entre deux prises de mesure, vous devrez en retirer le bécher avant de la rallumer. Une fois que la balance affiche une masse de 0,00 g, vous pourrez replacer le bécher et son contenu sur le plateau de la balance afin de procéder à une nouvelle mesure. 3. Répéter l’étape 7 cinq fois. 4. Réserver le vinaigre pour la 2e partie du laboratoire en le versant dans le bécher de 250 ml « vinaigre ». 5. Faire un 2e essai. 6. Vider dans l’évier le contenu des autres béchers utilisés lors des manipulations. 7. Nettoyer et ranger le matériel. |

**TABLEAU DES RÉSULTATS (PARTIE A)**

*Construisez le tableau des résultats qui vous permettra de recueillir vos données.*

Tableau 1 : La masse combinée du vinaigre et du bécher en fonction du volume de vinaigre.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Ajouts mis sur la balance** | **Volume total de vinaigre**  **(ml)\*** | **Masse combinée (± 0,01g)**  **Essai 1** | **Masse combinée**  **(± 0,01g)**  **Essai 2** |
| **Bécher de 100 ml en pyrex** | **0** | **50,28** | **50,29** |
| **Vinaigre**  **4,00 ± 0,05 ml** | **4,00 ± 0,05** | **54,42** | **54,41** |
| **Vinaigre**  **4,00 ± 0,05 ml** | **8,0 ± 0,1** | **58,55** | **58,55** |
| **Vinaigre**  **4,00 ± 0,05 ml** | **12,0 ± 0,2** | **62,66** | **62,70** |
| **Vinaigre**  **4,00 ± 0,05 ml** | **16,0 ± 0,2** | **66,79** | **66,87** |
| **Vinaigre**  **4,00 ± 0,05 ml** | **20,0 ± 0,3** | **71,92** | **71,01** |
| **Vinaigre**  **4,00 ± 0,05 ml** | **24,0 ± 0,3** | **75,06** | **75,16** |

**\*Note :** Il faut appliquer la règle sur la **propagation de l’incertitude** lorsqu’on additionne des valeurs expérimentales. Se référer à l’annexe ‘’Incertitudes sur les mesures’’.

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION) (PARTIE A)**

*Construisez un tableau avec les données et calculs permettant de calculer la masse volumique du vinaigre. Vous devez également donner des exemples de calculs pour chaque colonne comportant des valeurs calculées.*

Tableau 2 : Masse volumique du vinaigre

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Volume total de vinaigre**  **(ml)\*** | **Masse combinée**  **du vinaigre et du bécher**  **(± 0,01 g)** | | **Masse combinée moyenne**  **(± 0,01 g)** | **Masse totale de vinaigre**  **(± 0,02 g)** | **Masse volumique calculée**  **(g/ml)** |
| **Essai 1** | **Essai 2** |
| **0** | **50,28** | **50,29** | **50,29** | **0** | **1,03** |
| **4,00 ± 0,05** | **54,42** | **54,41** | **54,42** | **4,13** | **1,03** |
| **8,0 ± 0,1** | **58,55** | **58,55** | **58,55** | **8,26** | **1,03** |
| **12,0 ± 0,2** | **62,66** | **62,70** | **62,68** | **12,39** | **1,03** |
| **16,0 ± 0,2** | **66,79** | **66,87** | **66,83** | **16,54** | **1,03** |
| **20,0 ± 0,3** | **70,92** | **71,01** | **70,97** | **20,68** | **1,03** |
| **24,0 ± 0,3** | **75,06** | **75,16** | **75,11** | **24,82** | **1,03** |

**\*Note :** Il faut appliquer la règle sur la **propagation de l’incertitude** lorsqu’on additionne des valeurs expérimentales. Se référer à l’annexe ‘’Incertitudes sur les mesures’’.

Masse combinée moyenne de 12,0 ml de vinaigre

mtotale du vinaigre = (mcombinée de 12,0 ml de vinaigre et du bécher) – (masse du bécher)

= (62,68 ± 0,01 g) – (50,29 ± 0,01 g) = 12,39 g ± 0,02 g

Masse volumique pour mesures avec 12,0 ml de vinaigre :

Tracez le graphique représentant cette situation :

1. Quelle allure a la courbe que vous venez de tracer?

|  |
| --- |
| C’est une droite. |
|  |

1. Calculez la pente et l’ordonnée à l’origine de cette droite.

La droite passe par les points : (4,00 ml , 4,13 g) et (20,0 ml , 20,68 g)

1. Donnez maintenant l’équation de la droite en définissant chacune des variables.

Comme la droite passe par l’origine, on a :

M = 1,03 V où M est la masse en grammes et V le volume en ml.

1. À quoi correspond la pente? Inscrivez également sa valeur avec ses unités.

|  |
| --- |
| La pente correspond à la masse volumique. Elle est de 1,03 g/ml |

1. Comparez cette valeur à celles calculées dans le tableau d’analyse des résultats.

|  |
| --- |
| C’est la même. |

1. Quelles sont les sources d’erreurs?

* Incertitude sur la mesure du volume
* Incertitude sur la masse ± 0,01 g
* Erreur de parallaxe
* Erreur de l’expérimentateur
* Volume expulsé de la pipette n’était pas précisément 4,00 ml (ménisque pas vraiment à 0,00 au départ ou 4,00 ml après expulsion)
* Etc.

1. Votre hypothèse de départ est-elle vérifiée?

|  |
| --- |
| Oui, car la masse volumique est la même, peu importe le volume de vinaigre mesuré. |
|  |
|  |

**PARTIE B :** Déterminer la concentration molaire en acide acétique

du vinaigre

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

*Dans cette partie vous devrez déterminer la concentration en acide acétique du vinaigre qui vous sera fourni au laboratoire. La seule façon qui vous permettra de le faire sera en faisant réagir complètement le vinaigre avec du bicarbonate de soude et en recueillant le gaz (CO2) produit par la réaction.*

*L’équation de cette réaction est la suivante :*

Étant donné que le nombre de moles d’acide acétique qui réagit est le même que celui du dioxyde de carbone produit, à l’aide du volume de gaz recueilli et de la loi des gaz parfaits, vous serez en mesure de calculer le nombre de moles d’acide acétique présent dans la réaction. À partir de cette valeur et du volume de vinaigre utilisé, vous pourrez calculer la concentration molaire.

1. Afin d’utiliser la loi des gaz parfaits, quels autres paramètres devrez-vous connaître ?

|  |
| --- |
| La pression atmosphérique et la température ambiante. |
|  |

1. Quelles sont les variables indépendantes et dépendantes?

|  |
| --- |
| Indépendante : les quantités d’acide acétique et de bicarbonate de soude |
| Dépendante : Le volume de dioxyde de carbone |

1. Quel paramètre sera mesuré indirectement?

|  |
| --- |
| Le nombre de moles de dioxyde de carbone |

1. Quels sont les paramètres constants?

|  |
| --- |
| La pression atmosphérique et la température. |
|  |

1. Quelle hypothèse pouvez-vous poser pour cette expérience?

|  |
| --- |
| Plus on fera réagir de quantités de réactifs, plus on recueillera de produits. Aussi, étant donné l’étiquette sur le contenant de vinaigre, on peut s’attendre à trouver une concentration d’environ 5% (% m/m) |
| *Pour réaliser cette expérience, vous utiliserez différents volumes de vinaigre (10 ml, 20 ml et 30 ml) que vous mesurerez dans des cylindres gradués de grosseur appropriée. Vous ferez réagir à chaque fois le vinaigre avec un excès de bicarbonate de soude (10 g) dans un erlenmeyer que vous agiterez afin de vous assurer que la réaction soit complète. Vous devrez répéter vos manipulations pour un 2e essai.*  *Étant donné que la quantité de gaz recueilli sera de plus en plus grande, vous devrez utiliser trois différents formats de cylindre gradué en plastique (250 ml, 500 ml et 1000 ml) pour recueillir le dioxyde de carbone, par déplacement d’eau.* |

**Matériel (PARTIE B)**

*Dressez la liste du matériel dont vous aurez besoin lors de ce laboratoire en vous référant à la photo du montage, en plus de la liste du matériel disponible, fournie en annexe.*

|  |  |
| --- | --- |
| * **2 nacelles de pesée** | * **1 thermomètre** |
| * **Balance électronique** | * **Du bicarbonate de soude** |
| * **1 fiole conique de 250 ml** | * **1 cylindre gradué de 10 ml** |
| * **1 support universel à base très lourde (des masses peuvent être ajoutées dessus – 2 kg)** | * **1 cylindre gradué de 25 ml** |
| * **1 longue pince universelle à grande ouverture** | * **1 cylindre gradué de 50 ml** |
| * **1 seau** | * **1 cylindre gradué en plastique de 250 ml** |
| * **1 bouchon relié à un tuyau de caoutchouc** | * **1 cylindre gradué en plastique de 500 ml** |
| * **Eau du robinet** | * **1 cylindre gradué en plastique de 1000 ml** |
| * **Du vinaigre blanc** | * **1 cylindre gradué de 100 ml** |
| * **Une spatule à produits chimiques** | * **1 pipette de transfert ou compte-gouttes** |
| * **Un pince-note de 4 cm** | * **Papier absorbant** |
|  | * **1 carré de parafilm (4 po)** |

**Schéma du montage**

**MANIPULATIONS (PARTIE B)**

1. Remplir le seau d’eau du robinet aux 3/4 et le laisser dans l’évier.
2. Remplir d’eau du robinet le cylindre gradué en plastique de 250 ml et déposer un carré de parafilm à la surface de l’eau. Mettre sa main au-dessus et le renverser dans la chaudière remplie d’eau. *Il ne doit pas y avoir de bulle d’air au fond du cylindre inversé. Remplir à nouveau si c’est le cas.*
3. Enlever le parafilm et fixer le cylindre dans la pince du support universel.
4. Fixer le pince-note sur le bord de la chaudière.
5. Insérer le bout libre du tuyau de caoutchouc à travers les pattes relevées du pince-note, puis dans le cylindre gradué de plastique.
6. À l’aide du thermomètre, mesurer la température de l’eau et de l’air. Attendre que les 2 températures soient la même et la noter au tableau des résultats. Prendre également en note la pression atmosphérique.
7. Mesurer 10 ml de vinaigre avec le cylindre gradué de 10 ml et le verser dans l’erlenmeyer.
8. Allumer la balance électronique, placer la nacelle dessus. Mettre la balance à zéro et peser 10,00 g de bicarbonate de soude.
9. Verser le bicarbonate de soude dans l’erlenmeyer et refermer rapidement avec le bouchon en caoutchouc. Agiter doucement jusqu’à ce que la réaction soit complète. *Note : On pourra voir s’il y a un gaz (bulles) dégagé si l’extrémité du tuyau est dans l’eau du cylindre.*
10. Lorsque l’effervescence est terminée, noter au tableau des résultats le volume de gaz dans le cylindre de 250 ml.
11. Retirer le bouchon, vider le contenu de l’erlenmeyer et rincer abondamment à l’eau courante. *Il n’est pas nécessaire que l’intérieur de l’erlenmeyer soit sec pour le 2e essai car l’eau n’entre pas en réaction.*
12. Répéter les étapes 2 à 10 avec les cylindres en plastique de 500 ml et 1000 ml et des volumes de vinaigre de 20,0 et 30,0 ml.
13. Nettoyer et ranger le matériel.

**TABLEAUX DES RÉSULTATS (PARTIE B)**

*Pour les calculs que vous devrez effectuer plus tard, vous aurez besoin de connaître certaines conditions qui prévalaient au moment de l’expérimentation, soit la température de la pièce, ainsi que la pression atmosphérique. Construisez un premier tableau des résultats où vous pourrez noter ces informations. Construisez un 2e tableau qui vous permettra de recueillir vos données expérimentales.*

*Tableau 1 : Conditions atmosphériques du laboratoire*

|  |  |
| --- | --- |
| *Température (ºC)* | *21,0 ± 0,5* |
| *Pression (kPa)* | *101,7* |

*Tableau 2 : Le volume de gaz carbonique recueilli en fonction du volume de vinaigre ayant réagi*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Volume de vinaigre  (ml) | Volume de gaz recueilli  (ml) | |
| Essai 1 | Essai 2 |
| 10,00 ± 0,05 | 184 ± 1 | 187 ± 1 |
| 20,00 ± 0,1 | 383 ± 3 | 375 ± 3 |
| 30,0 ± 0,5 | 510 ± 5 | 520 ± 5 |

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION) (PARTIE B)**

*Construisez un tableau avec les données (moyenne des 2 essais) et calculs permettant de déterminer la concentration du vinaigre. Vous devez également donner des exemples de calculs pour chaque colonne comportant des valeurs calculées.*

*Tableau 3 : La quantité d’acide acétique en fonction du volume de vinaigre*

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| *Volume de vinaigre*  *(L)* | *Volume moyen de CO2 recueilli*  *(L)* | *Quantité de CO2 recueillie*  *(mol)* | *Quantité d’acide acétique\**  *(mol)* | *Concentration molaire d’acide acétique*  *(mol/L)* | *Concentration d’acide acétique*  *(% m/m)* |
| *0,01000 ± 0,00005* | *0,186 ± 0,001* | *0,00774* | *0,00774* | *0,774* | *4,5* |
| *0,0200 ± 0,0001* | *0,379 ± 0,003* | *0,0158* | *0,0158* | *0,790* | *4,6* |
| *0,0300 ± 0,0005* | *0,515 ± 0,005* | *0,0214* | *0,0214* | *0,713* | *4,2* |
| *Moyenne* | | | | *0,759* | *4,4* |

***- Conversion des volumes en litres (L) :*** *1L = 1000 ml donc**10,00 ml = 0,01000 L*

***-* *Calcul de la quantité de CO2 récupéré***

***PV = nRT***

*\*Par stoechiométrie :*

***- Calcul de la concentration molaire***

**-** Concentration % m/m **:**

* **Calcul de la masse du soluté**:

Masse molaire du CH3COOH = 12 + 3 x 1 +12 + 16 + 16 + 1 = 60 g

Masse du CH3COOH = 0,00774 x 60 = 0,464 g

* **Calcul de la masse du vinaigre** :
* **Calcul de la concentration % m/m :**

**DISCUSSION (PARTIE B)**

*Rédigez une discussion en lien avec cette expérience.*

Le but de cette expérience était de déterminer si la concentration en acide acétique du vinaigre commercial était suffisante pour servir d’herbicide. Pour atteindre ce but, il a fallu faire réagir du vinaigre blanc avec du bicarbonate de soude puis recueillir le CO2 dégagé. En théorie, le nombre de mole de gaz dégagé par cette réaction est le même que celui d’acide acétique ayant réagi.

Pour déterminer cette concentration, il a donc fallu convertir le volume de gaz dégagé en nombre de mole grâce à la loi des gaz parfait. Ensuite, il a été possible de calculer la masse d’acide acétique ayant réagi. À partir de la masse volumique du vinaigre calculé dans la partie A de ce laboratoire, il a été possible de calculer la masse de vinaigre ayant réagi dans la partie B. À partir de ces deux masses, il nous a été possible de calculer la concentration d’acide acétique en % m/m. Converti en mol/L, cette concentration devient égale à 0,759 mol/L en moyenne.

Nous avons obtenu une moyenne de 4,4 % m/m, ce qui semble peut-être une concentration suffisante pour utiliser le vinaigre blanc comme herbicide, étant donné les sources d’erreur. Aussi, le fabricant du vinaigre prétend que la concentration en acide acétique serait de 5% m/m.

L'écart entre ces deux données peut s'expliquer par la précision des instruments et diverses sources d'erreurs possibles. Les volumes de vinaigre désirés ont été mesurés à l'aide de trois cylindres gradués différents. Le cylindre gradué de 10 ml est gradué aux 0,1 ml et présente donc une incertitude absolue de ± 0,05 ml. Pour leur part, le cylindre 25 ml et celui de 50 ml sont gradués aux 0,2 ml et aux 1 ml respectivement. Leur incertitude absolue respective est donc de ± 0,1 ml et ± 0,5 ml. La masse du bicarbonate de soude a été mesurée avec la même balance que dans la partie A de l'expérience. L'incertitude absolue attribuable à celle-ci est de ± 0,01 g. Le volume de gaz carbonique recueilli a été mesuré directement dans un cylindre gradué de plastique. Celui de 250 ml, gradué aux 2 ml, comporte une incertitude absolue de ± 1 ml; le cylindre gradué de 500 ml, gradué aux 5 ml, présente une incertitude absolue de ± 3 ml; le cylindre gradué de 1000 ml, gradué aux 10 ml, présente une incertitude absolue de ± 5 ml. Enfin, on a mesuré la température de la pièce à l'aide d'un thermomètre gradué aux degrés Celsius. L'incertitude absolue attribuable au thermomètre est de ± 0,5 °C.

Parmi les différentes sources d'erreurs proposées, on retrouve le mauvais positionnement de l'expérimentateur (erreur de parallaxe) lors de la lecture des volumes, la mise à zéro de la balance mal effectuée, l'utilisation de la mauvaise échelle de mesure sélectionnée sur la balance, le temps de réaction trop lent pour placer le bouchon sur la fiole conique, la présence d'air dans le cylindre gradué de plastique utilisé pour recueillir le gaz, une variation importante de la pression atmosphérique lors de l'expérimentation, la réaction incomplète de l'acide acétique, lecture du volume de gaz erroné dû à l’attribution d’une mauvaise valeur pour les graduations des cylindres gradués de plastique (chaque cylindre étant gradué différemment).

**CONCLUSION**

*Rédigez une courte conclusion et répondez à la problématique de départ.*

Cette expérience nous a permis de déterminer que la concentration en acide acétique en % m/m du vinaigre blanc est de 4,4 % m/m, ce qui pourrait être une concentration suffisante pour servir d’herbicide étant donné les sources d’erreur. Pour cette raison, il serait intéressant de refaire l’expérience avec un montage qui permettrait d’avoir moins de fuite de gaz et de s’assurer que la réaction soit complète à chaque essai.

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 4

**Masse volumique et concentration molaire du vinaigre**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Déterminer la masse volumique du vinaigre blanc. |
|  | Déterminer la concentration molaire en acide acétique du vinaigre blanc. |

**C:\Users\u153743201\AppData\Local\Microsoft\Windows\INetCache\IE\REQRSXSV\you-154080_960_720[1].png**

**J’ai revu / compris / développé les notions de**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Masse volumique |  |  |
| * Concentration molaire |  |  |
| * Précision instrumentale |  |  |
| * Utilisation d’une balance |  |  |
| * Stœchiométrie |  |  |
| * Loi des gaz parfaits |  |  |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Résultats |  |  |
| * Analyse graphique |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

La relation mathématique entre le volume et la le nombre de moles est :

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

# Image associéeLaboratoire 5 : La température finale d’un mélange

*(inspiré du labo 2 de la SOFAD CHI5042)*

:

Mise en situation :

Après une longue randonnée hivernale en forêt, votre ami et vous décidez d’aller vous réchauffer autour d’une bonne tasse de café. Au moment de verser le lait dans votre café, votre ami vous avise de ne pas en mettre trop, sans quoi votre café sera rendu trop froid. Vous l’informez que, dans un transfert de chaleur, puisque la quantité de lait est petite, il est peu probable que le café ne devienne froid. De son côté, votre ami affirme que c’est surtout la température de votre lait qui influencera le résultat final.

Qui a raison?

 **But**

Établir la relation entre une relation mathématique permettant de déterminer la température finale d’un mélange d’eau froide et d’eau chaude.

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

*Avant de répondre aux questions suivantes, prenez connaissance du protocole.*

1. Quelles sont les variables indépendantes et dépendantes ainsi que leur unité de mesure?

|  |
| --- |
|  |
|  |

1. Quel(s) paramètre(s) sera(seront) mesuré(s) indirectement?

|  |
| --- |
|  |
|  |

1. Quels sont les paramètres constants?

|  |
| --- |
|  |
|  |

1. Comment allez-vous mesurer la masse d’eau de votre laboratoire?

|  |
| --- |
|  |
|  |

1. Préparez un tableau des résultats qui permet d’accueillir la masse et la température de l’eau chaude, froide et mélangée.
2. Selon le matériel proposé, comment ferez-vous pour avoir un système réactionnel qui limite les pertes de chaleurs?
3. Pourquoi devez-vous faire certaines manipulations rapidement? (voir protocole)
4. Quelle est l’erreur expérimentale sur le thermomètre et le cylindre gradué?

**MATÉRIEL**

* 2 thermomètre gradué en degrés Celsius
* 1 cylindre gradué de 100 mL
* 1 cylindre gradué de 250 mL
* 2 calorimètre
* 1 plaque chauffante
* 1 bécher de 600 mL
* 1 pince à bécher
* Eau refroidie au réfrigérateur

**Manipulations**

**1ière partie : l’influence de la température initiale**

* Dans cette partie, vous mettrez la même quantité d’eau mais à température différente. La première sera froide et la deuxième sera chaude.

1. À l’aide du cylindre gradué, mesurer 100mL d’eau froide et la verser dans un calorimètre. Mettre rapidement le couvercle pour éviter que l’eau n’absorbe trop de chaleur de l’air ambiant.
2. Mettre au moins 500mL d’eau du robinet dans le bécher et la faire bouillir sur la plaque chauffante.
3. À l’aide de la pince à bécher, mesurer 100mL de l’eau chauffée à l’aide du cylindre gradué et la verser dans le second calorimètre. Fermer rapidement le couvercle.
4. À l’aide du thermomètre, mesurer la température de l’eau froide et la noter dans le tableau des résultats.
5. À l’aide du thermomètre, mesurer la température de l’eau chaude et la noter dans le tableau des résultats.
6. Rapidement, mélanger les contenus des deux verres dans un seul calorimètre et remettre le couvercle.
7. À l’aide du thermomètre, mesurer la température du mélange d’eau et la noter dans le tableau des résultats.
8. Vider le contenu du calorimètre dans l’évier.

**2ième partie : l’influence de la masse**

* Dans cette partie, vous mettrez ¼ d’eau froide pour ¾ d’eau chaude. Tentez d’estimer la température finale et rédigez les manipulations ci-dessous.

1. À l’aide du cylindre gradué, mesurer 50mL d’eau froide et la verser dans le calorimètre. Mettre rapidement le couvercle pour éviter que l’eau n’absorbe trop de chaleur de l’air ambiant.
2. Refaire bouillir l’eau déjà dans le bécher.
3. Mesurer 150mL de l’eau chauffée à l’aide du cylindre gradué de 250mL.
4. À l’aide du thermomètre, mesurer la température de l’eau froide et la noter dans le tableau des résultats.
5. À l’aide du thermomètre, mesurer la température de l’eau chaude et la noter dans le tableau des résultats.
6. Rapidement, mélanger les contenus des deux calorimètres dans un seul calorimètre et remettre le couvercle.
7. À l’aide du thermomètre, mesurer la température du mélange d’eau et la noter dans le tableau des résultats.
8. Vider le contenu du calorimètre dans l’évier.

**3ième partie (optionnelle) : le défi Nostradamus : prédire la température finale**

* Dans cette partie, la personne responsable du laboratoire choisit une quantité d’eau froide et chaude et la verse dans les calorimètres et mesurera la température finale du mélange.

1. À l’aide du thermomètre, mesurer vous-même la température de l’eau froide et la noter dans le tableau des résultats.
2. À l’aide du thermomètre, mesurer vous-même la température de l’eau chaude et la noter dans le tableau des résultats.
3. Rapidement, mélanger les contenus des deux calorimètres dans un seul calorimètre et remettre le couvercle.

**CETTE PROCHAINE ÉTAPE SERA RÉALISÉE EN SECRET PAR L’APPARITEUR(TRICE) 🡪** À l’aide du thermomètre, mesurer la température du mélange d’eau et la noter dans le tableau des résultats.

1. La personne responsable vous fournit à cette étape les deux masses d’eau impliquées dans le transfert de chaleur et notez-les dans votre tableau des résultats.
2. Vider le contenu du calorimètre dans l’évier.
3. Nettoyer, assécher et ranger le matériel.

**TABLEAUX DES RÉSULTATS***.*

**Tableau 1**

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

*À partir des résultats présentés au tableau 1, procédez à l’analyse des résultats, à la discussion et à la conclusion.*

**1ière partie : l’influence de la température initiale**

1. À l’aide des valeurs de masses et de températures, calculez la température finale théorique de votre mélange. Comparez ensuite avec le résultat obtenu.

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

1. Quelle quantité de chaleur est-ce que l’eau froide a absorbé? Quelle quantité de chaleur est-ce que l’eau chaude a absorbé? Que pouvez-vous en conclure?

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

1. Quelle influence a eu la température dans cette partie de l’expérience?

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

**2ième partie : l’influence de la masse**

1. À l’aide des valeurs de masses et de températures, calculez la température finale théorique de votre mélange. Comparez ensuite avec le résultat obtenu.

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

1. Quelle influence a eu la masse dans cette partie de l’expérience?

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |

1. Donnez maintenant l’équation de la droite en définissant chacune des variables.

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

**3ième partie (optionnelle) : le défi Nostradamus : prédire la température finale**

1. À l’aide des données fournies par la personne responsable du laboratoire, calculez la température finale du mélange. Concorde-t-elle avec celle obtenue?

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

1. Quelles sont les sources d’erreurs possibles dans ces trois parties de laboratoire?

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

**DISCUSSION**

|  |
| --- |
| *A l’aide des questions posées dans la section analyse des résultats, rédigez une discussion ayant comme objectif de répondre au but visé.* |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

**CONCLUSION**

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

Mise en situation :

On connait bien le principe de mettre des glaçons dans l’eau afin de la refroidir. Par contre, serait-il efficace de déposer un solide chaud dans l’eau afin de la réchauffer?

Pour le vérifier, vous déposerez dans un calorimètre rempli d’eau un cylindre de laiton chauffé à environ 100ºC. Pour s’assurer que le cylindre de laiton atteigne cette température, vous le déposerez dans un bécher rempli d’eau bouillante.

 **But**

|  |
| --- |
|  |
|  |

Hypothèse

|  |
| --- |
|  |
|  |

**Matériel**

*Complétez la liste de matériel suivante en cochant les éléments manquants et/ou en ajoutant ceux qui ne sont pas mentionnés.*

|  |  |
| --- | --- |
| *Bécher de 250 ml* | *Calorimètre* |
| *Bouchons de caoutchouc* | *Thermomètre* |
| *Plaque chauffante* | *Flacon laveur d’eau distillée* |
| *Balance* | *Pince à éprouvettes* |
| *Cylindre gradué de 100 ml* | *Pince à bécher* |
| Cylindre gradué de 25 ml | \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |
| \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ | \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |

**Manipulations**

*Rédigez les manipulations. Afin d’éviter d’endommager le bécher, vous déposerez préalablement des bouchons de caoutchouc dans le fond du bécher.*

1. *À l’aide de la balance, peser le cylindre de laiton et noter cette masse au tableau des résultats.*
2. *Mesurer 100,0 ml d’eau distillée à l’aide d’un cylindre gradué de 100 ml et le verser dans le calorimètre. Noter le volume au tableau des résultats.*
3. *Mesurer la température de l’eau et la noter au tableau des résultats.*
4. *Déposer des bouchons de caoutchouc dans le fond d’un bécher de 250 ml de façon à pouvoir déposer le cylindre de laiton sans risque de briser le bécher.*
5. *Mesurer environ 200 ml d’eau dans le bécher de 250 ml et le déposer sur une plaque chauffante afin de porter l’eau à ébullition.*
6. *Retirer le bécher de la plaque chauffante et déposer le cylindre dans le bécher d’eau bouillante à l’aide d’une pince à éprouvette.*
7. *Attendre une ou deux minutes et mesurer la température de l’eau du bécher et la noter au tableau des résultats, ce sera la température initiale du cylindre du laiton.*
8. *Déposer le cylindre de laiton dans le calorimètre à l’aide de la pince à éprouvette et fermer le calorimètre rapidement.*
9. *Agiter de temps en temps et attendre que la température se stabilise.*
10. *Une fois la température stabilisée, la noter au tableau des résultats.*
11. *Répéter les étapes 2 à 10 une seconde fois.*
12. *Vider l’eau dans l’évier, nettoyer et ranger.*

**Résultats**

Tableau 1 : Températures initiales et finales de l’eau et du cylindre de laiton

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Eau*  *Volume : 100,0 ± 0,5 ml* | *Laiton*  *Masse : 55,30 ± 0,01 g* | *Mélange Eau + Laiton* |
| *Température initiale*  *(± 0,5ºC)* | *Température initiale*  *(± 0,5ºC)* | *Température finale*  *(± 0,5ºC)* |
| *22,0* | *90,0* | *25,5* |

**Analyse des résultats**

Calcul théorique de la température finale

**DISCUSSION**

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

**CONCLUSION**

|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 5

**La température finale d’un mélange**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Établir la relation mathématique lors d’une expérience de transfert de chaleur. |
|  | Créer un tableau de résultats adéquat. |
|  | Analyser mathématiquement les données récoltées. |
|  | Faire la pente d’une droite. |
|  | Rédiger une discussion et une conclusion |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Tableau des résultats |  |  |
| * Analyse |  |  |
| * Discussion |  |  |
| * Conclusion |  |  |



**Je consolide…**

Pour revenir sur la mise en situation initiale, qui avait raison?

|  |
| --- |
|  |

|  |
| --- |
|  |

# Image associéeLaboratoire 6 : Les antiacides (dissolution du NaOH et Loi de Hess)

**Mise en situation :**

Il arrive parfois que notre estomac produise un surplus d’acide gastrique à la suite d’un repas trop lourd ou d’une accumulation de stress. Surviennent alors des sensations de brûlure à l’estomac. Pour neutraliser ce surplus d’acidité, on peut faire une grande marche, se reposer ou encore, en dernier recours, ingérer un antiacide.

Un antiacide est une substance basique qui a la capacité de réagir avec l’acide chlorhydrique (HCl) qui se trouve dans l’estomac. Ces réactions sont souvent accompagnées d’un dégagement d’énergie.

Vous êtes avec votre amie au rayon des antiacides d’une pharmacie durant la pause de votre cours de chimie. Vous constatez qu’on y retrouve des antiacides à l’état solide et d’autres en solution aqueuse. Vous vous questionnez à savoir si l’état de la base influence la chaleur mise en jeu lors de la réaction de neutralisation acidobasique ?

De retour à votre cours de chimie, vous demandez à votre enseignant la permission de réaliser une petite expérience afin de déterminer s’il existe une relation entre la chaleur molaire de neutralisation d’une solution d’acide chlorhydrique et l’état de la substance basique. Bien sûr, il a accepté à condition que vous lui partagiez votre conclusion.

 **Buts :**

Déterminer expérimentalement la chaleur molaire de dissolution du NaOH

Vérifier expérimentalement la loi de Hess

**TRAVAIL PRÉPARATOIRE**

*Dans cette expérience, vous devrez déterminer expérimentalement la chaleur de dissolution du NaOH(s) dans l’eau (partie A), la chaleur de neutralisation du NaOH(l) avec le HCl(l) (partie B) ainsi que la chaleur de neutralisation du NaOH(s) dans le HCl(l) (partie C). Vous tenterez ensuite de démontrer que la chaleur molaire de la 3e réaction est égale à la somme des chaleurs molaires des deux autres réactions. Pour ce faire, il vous faudra mélanger les réactifs dans un calorimètre et noter les variations de température. Le volume de liquide pratique à utiliser dans le calorimètre est de 100 ml. L’utilisation d’un nombre de moles équivalent de NaOH facilitera votre analyse des résultats.*

1. Écrivez l'équation de dissolution du NaOH dans l'eau.

|  |
| --- |
| NaOH(s) → NaOH(aq) |

1. Écrivez l’équation de neutralisation du NaOH avec le HCl.

|  |
| --- |
| NaOH(aq) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H2O(l) |

1. Écrivez l’équation combinée des deux précédentes réactions, soit la dissolution du NaOH dans le HCl, provocant la neutralisation.

|  |
| --- |
| NaOH(s) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H2O(l) |

1. a) Que cherche-t-on à démontrer expérimentalement par ces trois réactions? Quel sera le paramètre étudié ?

|  |
| --- |
| On cherche à déterminer si la somme des chaleurs de réaction des 2 premières réactions correspond à la chaleur de réaction de la troisième. |

b) Ce paramètre est-il mesuré directement ou indirectement? Justifiez votre réponse.

|  |
| --- |
| Indirectement. C’est en mesurant l’écart de température qu’on sera en mesure de calculer la chaleur de réaction avec la formule Q = mcΔT |
|  |

1. Quelle loi cherche-t-on à démontrer avec la partie C?

|  |
| --- |
| La loi de Hess |

1. a) Quels sont les paramètres constants et leurs unités de mesure?

|  |
| --- |
| La pression atmosphérique (kPa), la concentration (mol/L) et le volume de HCl (ml) |
|  |

b) Quelles sont les variables mesurées et leurs unités de mesure?

|  |
| --- |
| Les volumes de liquides (ml) et les températures initiales et finales (ºC). |
|  |

1. a) Donnez les deux rôles de l'eau.

|  |
| --- |
| Sert de solvant et à absorber (ou perdre) la chaleur. |

b) Pourquoi utilise-t-on de l'eau à la température ambiante?

|  |
| --- |
| Pour s’assurer que la température initiale de tous les liquides soit la même. |

c) Pourquoi doit-on rapidement refermer le calorimètre après y avoir ajouté

le NaOH?

|  |
| --- |
| Pour éviter les pertes de chaleur. |

d) Dans le cas de l'eau, pourquoi utilise-t-on une mesure de masse plutôt

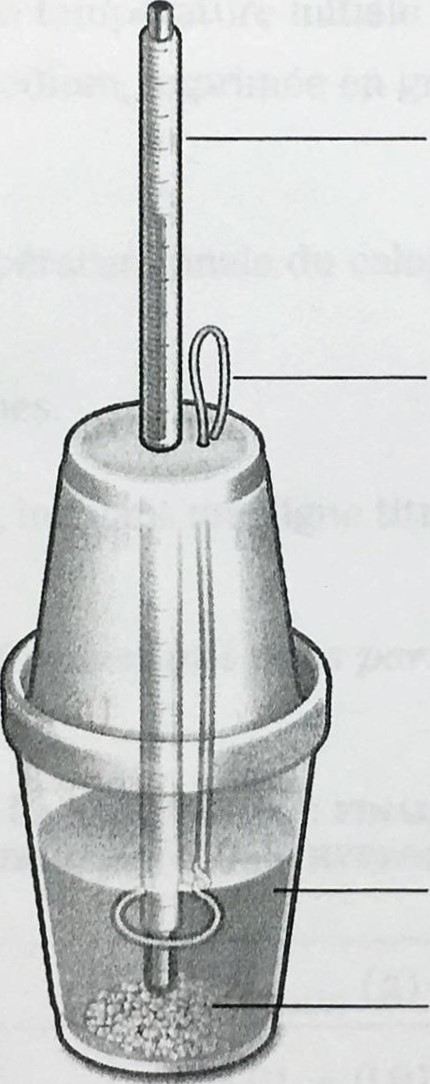
qu'une mesure de volume? Comment effectuerez-vous la conversion?

|  |
| --- |
| Pour pouvoir l’utiliser dans l’équation Q = mcΔT. 1 ml d’eau pèse 1 g. |

1. Que devez-vous faire en cas de contact de HCl ou de NaOH avec la peau?

|  |
| --- |
| Bien rincer à grande eau. Aussi, ne pas se frotter le nez, la bouche ou les yeux. |

**MATÉRIEL**



Granules de NaOH

100 ml d’eau

Agitateur

Thermomètre

**Schéma du montage**

|  |
| --- |
| * HCl 1,0 mol/L |
| * NaOH 1,0 mol/L * **Cylindre gradué de 100 ml** * **2 cylindres gradués de 50 ml (H2O et NaOH)** |
| * **1 calorimètre avec agitateur** |
| * **1 verre de styromousse** |
| * **2 thermomètres** |
| * **Flacon laveur d’eau distillée à température ambiante** |
| * **Papier absorbant** |
| * **1 spatule** |
| * **NaOH(s) en granules** |
| * **Nacelle de pesée** |
| * **Balance électronique** |
| * **Contenant de récupération pour le NaOH** |

Note : Positionner le thermomètre à environ 1 cm du fond du calorimètre

Méthode pour y arriver :

1) Insérer le thermomètre jusqu’au fond du verre de styromousse

2) Descendre le couvercle jusque sur le verre

3) En se référant aux graduations du thermomètre, le monter de 10 ºC

**MANIPULATIONS**

**PARTIE A :** Dissolution du NaOH(s)

1. À l’aide d’un cylindre gradué de 100 ml, mesurer 100,0 ml d’eau distillée provenant du flacon-laveur.
2. Verser l’eau dans le calorimètre.
3. Mettre le couvercle du calorimètre, attendre que la température se stabilise et la noter au tableau des résultats.
4. Allumer la balance électronique et y déposer une nacelle. Appuyer sur la touche « Tare » pour la mettre à zéro.
5. Peser 2,0 g de NaOH(s) dans la nacelle à l’aide d’une spatule.
6. Verser le NaOH dans le calorimètre et mettre rapidement le couvercle.
7. Afin de dissoudre le NaOH, remuer continuellement à l’aide de l’agitateur, jusqu’à ce que la température se stabilise. Une fois stabilisée, noter la température au tableau des résultats.
8. Vider les réactifs dans le contenant prévu à cet effet et bien nettoyer, d’abord à l’eau courante, puis à l’eau distillée. Assécher le calorimètre.
9. Répéter les étapes 1 à 8 une seconde fois.
10. Ranger le matériel.

**PARTIE B :** Neutralisation du NaOH(l) avec du HCl(l)

1. À l’aide d’un cylindre gradué de 50 ml, mesurer 50,0 ml de NaOH 1M et le verser dans le verre de styromousse identifié « NaOH ».
2. À l’aide du thermomètre, attendre que la température se stabilise et la noter au tableau des résultats.
3. À l’aide d’un cylindre gradué de 50 ml, mesurer 50,0 ml de HCl 1M et le verser dans le calorimètre.
4. Déposer le couvercle et attendre que la température se stabilise. Une fois stabilisée, noter cette température au tableau des résultats.
5. Verser le NaOH dans le calorimètre et mettre rapidement le couvercle.
6. Remuer continuellement à l’aide de l’agitateur jusqu’à ce que la température se stabilise. Une fois stabilisée, noter la température au tableau des résultats.
7. Vider les réactifs dans l’évier et bien nettoyer, d’abord à l’eau courante, puis à l’eau distillée. Assécher le calorimètre.
8. Répéter les étapes 1 à 8 une seconde fois.
9. Ranger le matériel.

**PARTIE C :** Réaction globale dissolution + Neutralisation du NaOH(s) avec du HCl(l)

1. À l’aide d’un cylindre gradué de 50 ml, mesurer 50,0 ml d’eau distillée et la verser dans le calorimètre.
2. À l’aide d’un cylindre gradué de 50 ml, mesurer 50,0 ml de HCl 1M et le verser également dans le calorimètre.
3. Déposer le couvercle et mélanger les 2 liquides ave l’agitateur pendant quelques secondes.
4. Attendre que la température se stabilise. Une fois stabilisée, noter cette température au tableau des résultats.
5. Peser 2,0 g de NaOH(s) dans la nacelle.
6. Verser le NaOH(s) dans le calorimètre et mettre rapidement le couvercle.
7. Remuer continuellement à l’aide de l’agitateur jusqu’à ce que la température se stabilise. Une fois stabilisée, noter la température au tableau des résultats.
8. Vider les réactifs dans l’évier et bien nettoyer, d’abord à l’eau courante, puis à l’eau distillée. Assécher le calorimètre.
9. Répéter les étapes 1 à 10 une seconde fois.
10. Ranger le matériel.

**TABLEAUX DES RÉSULTATS**

Tableau 1 : Chaleur de dissolution du NaOH dans l’eau

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | H2O | | NaOH(s) | Solution finale |
| Essai | Volume  (± 0,5 ml) | Température initiale (± 0,5 ºC) | Masse  (± 0,01 g) | Température finale  (± 0,5 ºC) |
| 1 | 100,0 | 21,0 | 2,00 | 25,0 |
| 2 | 100,0 | 22,5 | 2,01 | 26,5 |

Tableau 2 : Chaleur de neutralisation du HCl par une solution de NaOH

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Solution de HCl | | | Solution de NaOH | | | Solution finale |
| Essai | Volume  (± 0,5 ml) | Concentration  (mol/L) | Température initiale  (± 0,5 ºC) | Volume  (± 0,5 ml) | Concentration  (mol/L) | Température initiale  (± 0,5 ºC) | Température finale  (± 0,5 ºC) |
| 1 | 50,0 | 1,0 | 20,5 | 50,0 | 1,0 | 20,5 | 27,0 |
| 2 | 50,0 | 1,0 | 22,0 | 50,0 | 1,0 | 22,0 | 29,0 |

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Solution de HCl | | | H2O | NaOH(s) | Solution finale |
| Essai | Volume  (± 0,5 ml) | Concentration  (mol/L) | Température initiale (± 0,5 ºC) | Volume  (± 0,5 ml) | Masse  (± 0,01 g) | Température finale  (± 0,5 ºC) |
| 1 | 50,0 | 1,0 | 18,5 | 50,0 | 2,02 | 29,5 |
| 2 | 50,0 | 1,0 | 22,0 | 50,0 | 2,00 | 33,0 |

Tableau 3 : Chaleur de neutralisation du HCl par du NaOH(s)

**ANALYSE (TRAITEMENT DE L’INFORMATION)**

**Partie A : Dissolution du NaOH dans l’eau**

1. a) La dissolution de NaOH dans l'eau provoque-t-elle une réaction endothermique ou exothermique?

|  |
| --- |
| Exothermique |
|  |
|  |

b) Écrivez l’équation de dissolution du NaOH dans l'eau en ajoutant le terme «énergie» du bon côté de l'équation.

|  |
| --- |
| NaOH(s) → NaOH(aq) + Énergie |

1. Calculez la différence entre la température finale (maximale) et la température initiale des solutions.

1. a) Calculez la chaleur molaire impliquée dans la réaction en utilisant la formule Q = mcΔT.

Q = 100,0 g x 4,19 J/g•°C x 4 ºC = 1676 J

2 g NaOH / 40 g/mol NaOH = 0,05 mole

1. Reprenez l'équation écrite en 9b) et remplacez le terme «énergie» par la valeur représentant la quantité de chaleur déterminée en 11a).

|  |
| --- |
| NaOH(s) → NaOH(aq) + 33,6 kJ |
|  |
|  |

**Partie B : Neutralisation du NaOH aqueux dans le HCl aqueux**

1. La neutralisation du NaOH dans le HCl provoque-t-elle une réaction endothermique ou exothermique?

|  |
| --- |
| exothermique |

1. Quel est le volume total du solvant?

|  |
| --- |
| 100,0 ml |

1. Sachant que 1,0 ml d'eau = 1,0 g d'eau, quelle est la masse d'eau utilisée?

|  |
| --- |
| 100,0 g |

1. Calculez la différence entre la température finale (maximale) et la température initiale des solutions.
2. a) Sachant que la capacité thermique massique (c) de l'eau est de 4,19 J/g•°C, calculez la quantité de chaleur dégagée par la réaction de la partie B.

Q = 100,0 g x 4,19 J/g•°C x 6,8 ºC = 2849,2 J

b) Quelle quantité de chaleur sera libérée si on utilise 1 mole de NaOH(aq)? Exprimez votre réponse en kilojoules.

**Partie C : Neutralisation du NaOH solide dans le HCl aqueux**

*En vous basant sur les deux autres parties du laboratoire, procédez à l’analyse des résultats de la troisième réaction.*

Calcul de la chaleur molaire de réaction :

Q = 100,0 g x 4,19 J/g•°C x 11,0 ºC = 4609 J

**ANALYSE FINALE : LA LOI DE HESS ET LES VALEURS THÉORIQUES**

**La Loi de Hess**

Comme vous le savez déjà, la loi de Hess nous permet d’évaluer l’énergie d’une réaction en additionnant les énergies de toutes les sous-réactions chimiques qui la composent. Dans ce laboratoire, les parties A et B sont les sous-réactions et la partie C représente la réaction globale.

Démontrez comment la loi de Hess peut être prouvée grâce à ce laboratoire.

Dans cette expérience, on devrait obtenir la chaleur molaire de la 3e réaction en additionnant celles des deux autres.

Voici ce que nous avons obtenu :

NaOH(s) → NaOH(aq) + 34 kJ

NaOH(aq) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H2O(l) + 56 kJ

NaOH(s) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H2O(l) + 90 kJ

3e Réaction :

NaOH(s) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H2O(l) + 92 kJ

**Les valeurs théoriques**

La valeur théorique (réelle) de chaleur molaire de neutralisation du NaOH dans l'eau est de 50 kJ. Il est fort probable que le résultat obtenu ne corresponde pas à la valeur réelle, étant donné les erreurs expérimentales. Dans un tel cas, le calcul de l'erreur relative permet de déterminer jusqu'à quel point le résultat obtenu dévie de la valeur réelle.

**L’erreur relative**se calcule de la façon suivante :

6. Sachant que la valeur théorique de chaleur molaire de neutralisation est de 50 kJ, calculez le pourcentage d’erreur relative de vos résultats.

**DISCUSSION**

Le but de ce laboratoire était de vérifier la loi de Hess pour la réaction de neutralisation du NaOH(s) par une solution de HCl. La loi de Hess stipule que si une réaction représente à elle seule deux ou plusieurs autres réactions, la chaleur qu’elle dégage ou absorbe est égale à la somme des chaleurs dégagées ou absorbées par les autres réactions.

Lors de cette expérience, nous avons été en mesure de vérifier cette loi en calculant la chaleur dégagée par les 3 réactions suivantes :

NaOH(s) → NaOH(aq)

NaOH(aq) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H2O(l)

NaOH(s) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H2O(l)

Notre expérience a démontré une erreur relative de 2,17% entre la somme des énergies de réaction des 2 premières réactions et la 3e réaction. On peut donc dire que notre résultat est assez fiable. De plus, nous avons obtenu une erreur relative de 12% pour la réaction de neutralisation entre les solutions de NaOH et HCl (56 kJ vs 50 kJ en théorie).

Les sources d’erreurs liées à cette expérience sont les suivantes :

* Incertitude liée aux instruments (thermomètre ± 0,5 ºC; cylindre ± 0,5 ml);
* Perte de chaleur dans les calorimètres;
* Perte de chaleur pour ne pas avoir refermé le couvercle assez rapidement;
* Erreur de parallaxe dans la prise de mesures;
* Difficile de déterminer quand la réaction est complète;
* Etc.

**CONCLUSION**

Cette expérience nous a permis de déterminer la chaleur molaire de neutralisation d’une solution de NaOH avec une solution de HCl. Pour cette expérience, nous avons obtenu une incertitude relative de 12%.

Elle nous a également permis de vérifier la loi de Hess en obtenant la chaleur molaire de neutralisation du NaOH(s) avec une solution de HCl en mesurant les chaleurs molaires de 2 autres réactions, soit la dissolution du NaOH(s) dans l’eau et la neutralisation NaOH(aq) + HCl(aq) avec une incertitude de 2,17%.

On conclura donc que de prendre un antiacide sous forme solide dégagera davantage de chaleur qu’en solution.

**Feuille de suivi d’élève**

Laboratoire 5

**Dissolution du NaOH et Loi de Hess**



**Suite à ce laboratoire, est-ce que je suis capable de**

|  |  |
| --- | --- |
|  | Déterminer expérimentalement la chaleur molaire de dissolution du NaOH |
|  | Vérifier expérimentalement la loi de Hess |
|  | Appliquer le concept d’incertitude sur un appareil de mesure |
|  | Déterminer la variable indépendante, la variable dépendante et les paramètres constants |
|  | Compléter et rédiger un protocole expérimental |
|  | Préparer un tableau des résultats |



**J’ai répondu aux différentes sections**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | OUI | NON |
| * Travail préparatoire |  |  |
| * Tableau de résultats |  |  |
| * Analyse |  |  |
| * Discussion |  |  |



**Je consolide…**

Les chaleurs molaires trouvées pour les réactions :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Partie de l’expérience | Expérimental  (kJ/mol NaOH) | Théorique  (kJ/mol NaOH) | Erreur relative  (%) |
| Partie A |  |  |  |
| Partie B |  |  |  |
| Partie C |  |  |  |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Est-ce que ces valeurs confirment la loi de Hess ? | OUI |  | NON |  |

**ANNEXES CHIMIE**

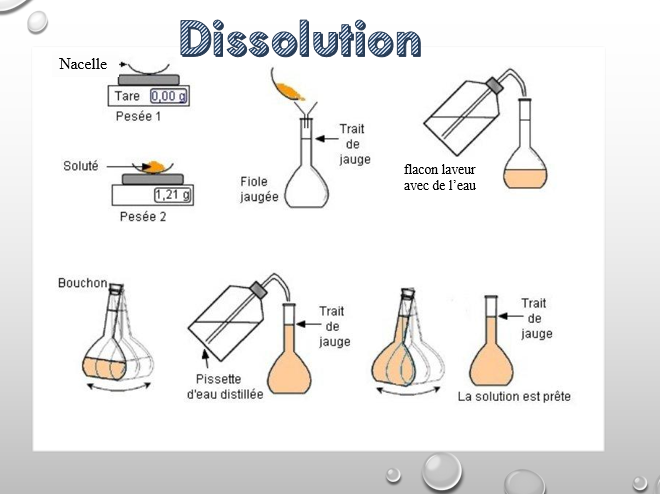
**LISTE DU MATÉRIEL DISPONIBLE POUR LES LABORATOIRES DE CHIMIE**

|  |  |
| --- | --- |
| **MATÉRIEL DANS LE TIROIR ‘’CHI’’** | **QUANTITÉ** |
| Bécher 50 ml | 1 |
| Bécher 100 ml | 2 |
| Bécher 250 ml | 2 |
| Bécher 600 ml | 1 |
| Pipette de transfert en plastique, pour l’**eau distillée** | 3 |
| Compte-gouttes gradué (en verre) | 1 |
| Cylindre gradué 10 ml | 1 |
| Cylindre gradué 25 ml | 1 |
| Cylindre gradué 50 ml | 1 |
| Cylindre gradué 100 ml | 1 |
| Entonnoir à filtration | 1 |
| Erlenmeyer (fiole conique) 250 ml | 1 |
| Fiole jaugée 25 ml | 1 |
| Fiole jaugée 50 ml | 1 |
| Fiole jaugée 100 ml | 1 |
| Pince de plastique | 1 |
| Pipette de transfert en plastique, pour l’**eau distillée** | 3 |
| Pipette graduée de 1 ml | 1 |
| Pipette graduée de 5 ml | 1 |
| Poire à pipette | 1 |
| Spatule | 1 |
| Thermomètre | 2 |
| Tige d’agitation de verre | 1 |
| Marqueur non permanent | 1 |

|  |  |
| --- | --- |
| **MATÉRIEL COMPLÉMENTAIRE** | **LOCALISATION** |
| Balance électronique | Commun |
| Chronomètre | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Flacon laveur d’eau distillée | Armoire commune |
| Pince à bécher | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Pince à éprouvettes | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Pinces universelles | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Plaque chauffante | Armoire commune |
| Règle | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Support à éprouvettes | Armoire commune |
| Support universel | Armoire commune |
| Lunettes de protection | Tiroir ‘’Commun’’ |
| Sarrau | A l’entrée |

|  |  |
| --- | --- |
| **MATÉRIEL SPÉCIFIQUE À CHAQUE LABORAOIRE** | **PANIER** |
| Bouchons | Les quantités fournies sont adaptées à chaque expérience |
| Bouteilles de 700 ml avec leur bouchon vissable |
| Éprouvettes |
| Nacelles de pesée pour chaque soluté |
| Pipette de transfert graduée pour chaque solution |
| Plaques (à godets/à titrage) |
| Solutés requis |
| Solvants requis |
| Solutions (certaines; spécifiées) |

**COMMENT EFFECTUER UNE DISSOLUTION**



Flacon laveur

homogénéisation

distillée

où **C**= concentration de la solution à préparer

**m** =masse de soluté requise

**V**= volume de la solution à préparer

**COMMENT EFFECTUER UNE DILUTION**

****

**Dilution**

Eau distillée (H2O)

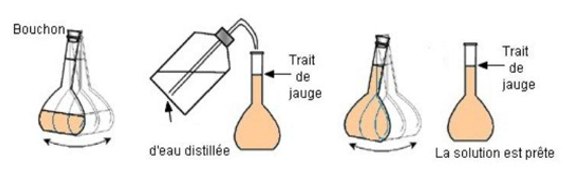
**Une image contenant objet

Description générée avec un niveau de confiance élevé**

****

V1

d’eau distillée



Flacon laveur

V2

C2

homogénéisation

**C1V1= C2V2**

où **C1** = concentration de la solution initiale

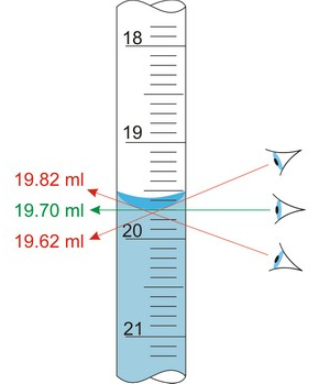
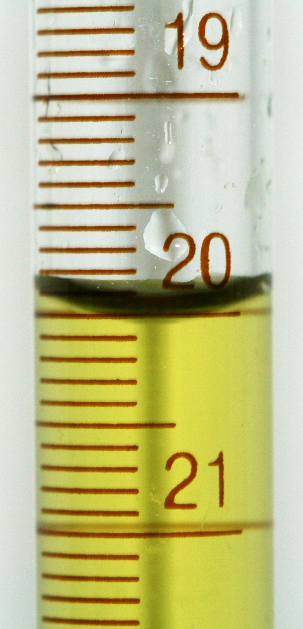
**V1** = volume de la solution initiale

**C2** = concentration de la solution à préparer

**V2** = volume de la solution à préparer

où = volume d’eau distillée nécessaire

## Comment lire un volume

Creux du ménisque

Erreur de parallaxe

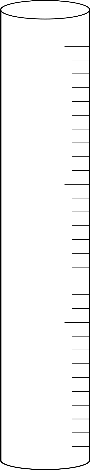
Erreur de parallaxe

**Bonne position**

## Incertitudes sur les mesures

**AU LABORATOIRE**

ml



5,0

10,0

15,0

Avant même de noter une mesure, il faut d’abord figurer la valeur d’une graduation

(division) de l’**instrument de mesure gradué** utilisé.

5 ml / 10 divisions = 0,5 ml/division

L’incertitude absolue sur une mesure équivaut à la **moitié de la plus petite division**

de l’instrument de mesure gradué. Elle est propre à chaque instrument, selon la façon

dont il est gradué.

0,5 ml / 2 = 0,25 ml

Cependant, l’incertitude ne peut comporter plus d’un chiffre significatif. Il sera donc parfois nécessaire d’arrondir la valeur de l’incertitude calculée, et ce, toujours à la hausse.

± 0,25 ml devient : ± 0,**3** ml.

Cas particulier :

Pour les instruments de mesure à **affichage numérique**, comme l’instrument ne comporte pas de divisions (graduations), l’incertitude correspond à la plus petite valeur que l’instrument affiche. Ainsi, pour une balance électronique qui lit aux 0,01 g, l’incertitude sera de ± 0,01 g.

Il ne reste plus qu’à lire la mesure sur l’instrument, et à présenter la valeur avec son incertitude. Il faudra possiblement faire un dernier ajustement des valeurs ici en ‘’accordant’’ la mesure avec l’incertitude. Pour ce faire, il suffit de s’assurer que le dernier chiffre significatif de la mesure corresponde au même rang que le chiffre significatif de l’incertitude.

10,75 ml ± 0,3 ml devient : 10,**8** ml ± 0,3 ml

En résumé :

**Détermination de l’incertitude sur une mesure:**

1- Figurer la valeur de la plus petite division de l’instrument de mesure utilisé.

2- Diviser cette valeur par 2.

3- Arrondir (à la hausse) cette valeur, à un seul chiffre significatif.

**Présentation d’une mesure:**

4- Lire la mesure sur l’instrument.

5- ’’Accorder’’ la mesure avec son incertitude et les inscrire au tableau des résultats.

**PROPAGATION DE L’INCERTITUDE**

Lorsque des mesures sont additionnées ou soustraites, leurs incertitudes s’additionnent. Les mêmes règles, quant à la présentation des incertitudes et des mesures (décrites plus haut), s’appliquent encore.

Exemple :

Lors d’une neutralisation de 25 ml d’acide inconnu, les volumes suivants de NaOH ont été lus sur la burette:

Vi = 16,35 ml ± 0,05 ml et Vf = 34,60 ml ± 0,05 ml,

Le volume de NaOH utilisé pour neutraliser l’acide est de :

Vf - Vi = (34,60 ml ± 0,05 ml) – (16,35 ml ± 0,05 ml)

= (34,60 ml – 16,35 ml) ± (0,05 ml **+** 0,05 ml)

= 18,25 ml ± 0,10 ml deviendra

= 18,**3** ml ± 0,**1** ml

## **COMMENT RÉDIGER UN RAPPORT DE LABORATOIRE**

Adaptation du site : http://sites.cssmi.qc.ca/pdm/IMG/pdf/modele\_rapport\_labo.pdf

Un rapport de laboratoire permet de répondre à un but à l’aide de preuves scientifiques. Il doit pouvoir être refait de la même façon par une autre personne et celle-ci doit arriver à la même conclusion. Pour ce faire, le rapport doit être bien détaillé, surtout le protocole, un peu comme une recette culinaire.

**But**

✔ L’action à faire, le problème à résoudre (cette phrase débute par un verbe d’action à l’infinitif comme trouver, déterminer, comparer, … ou encore par « je dois »).

**Hypothèse**

✔ Réponse provisoire qui tente de répondre au but (je crois que…).

✔ Suivi d’une justification logique (parce que…).

✔ Avec la méthode employée pour répondre au but, la tâche à exécuter (en faisant …).

**MATÉRIEL**

✔ Inscrire tout le matériel et les réactifs utilisés et les présenter en colonne (comme une liste d’épicerie) avec des tirets devant chaque item.

✔ Avec la nature et les quantités (ex : 2 cylindres).

✔ Avec le format s’il y a lieu (ex : 2 cylindres de 50 mL)

✔ Avec la formule chimique, la phase et la concentration des réactifs

(ex : NaOH(aq) 2 M).

**SCHÉMA DU MONTAGE**

✔ Identifier directement sur le schéma le matériel et les variables qui sont les quantités mesurées ou calculées à l'aide de lignes de renvoi. Ces lignes de renvoi doivent être idéalement placées à droite du schéma. Donner un titre et le placer sous le schéma.

**MANIPULATIONS (ou protocole)**

✔ Toutes les étapes à suivre pour réaliser l’expérience sont présentes avec les mesures de sécurité à prendre s'il y a lieu.

Faire comme si tout le matériel était devant toi, sur la table.

✔ Décrire les étapes en ordre chronologique et numérotées.

✔ Décrire par une phrase simple qui comporte une action (verbe à l’infinitif).

✔ L’observation à noter est précisée (noter une couleur, une masse, …). Ne pas inscrire « noter les résultats » car c'est trop vague.

✔ Tout le matériel inscrit dans la liste a été nommé, utilisé dans le protocole (ex : noter la masse à l’aide d’une balance). Il n'est pas cohérent d'avoir du matériel inutilisé.

✔ Exprimer les quantités des réactifs utilisés en tenant compte de l'incertitude des instruments.

✔ Préciser la concentration et la quantité des réactifs s'il y a lieu.

✔ Utiliser le verbe « mesurer » lorsqu'un instrument de mesure est utilisé. Ex : Mesurer 25,0 mL avec le cylindre gradué, plutôt que : ~~Verser~~ 25,0 mL dans le cylindre gradué ou trouver le pH avec le pH mètre ou la température avec le thermomètre.

✔ Une phrase qui débute par mesurer comporte 3 éléments : quoi, avec quoi et la capacité de l'instrument. Ex : Mesurer 20,0 mL de solution avec le cylindre gradué de 25,0 mL.

✔ S'il y a lieu, être le plus précis possible pour décrire la mesure faite et écrire sa variable. Ex : Mesurer la température initiale (Ti) avec le thermomètre. / Observer s'il y a effervescence au cours de la réaction chimique. /Agiter avec la tige de verre jusqu'à dissolution complète. / Observer la couleur prise par le papier tournesol bleu dans cette solution.

✔ Prévoir un témoin s'il y a lieu (ex: pH 7 lors d'une neutralisation).

✔ Les étapes sont simplifiées, sans répétition excessive. Indiquer les numéros des étapes qui doivent être refaites par d'autres substances (ex: refaire les étapes 1 à 10 avec de l'huile).

✔ À la fin, le matériel est rangé de façon sécuritaire et le poste de travail nettoyé.

✔ Ne pas écrire « faire un tableau des résultats » ou « faire les calculs » car ce ne sont pas des manipulations; ces étapes se font plus tard dans le rapport de laboratoire.

**Tableau des résultats**

✔ Titre explicatif contenant 2 variables (ex: La température en fonction du temps de chauffage). Utilise le nom des colonnes (ou rangées) pour t'aider à faire le titre.

✔ Tout est dans un cadre avec des colonnes et des rangées bien identifiées.

✔ Le tableau contient seulement des observations (ce que tu as vu lors de l’expérience), pas de calcul. Il doit inclure tous les chiffres qui serviront à faire un éventuel calcul.

✔ Les unités de mesure sont indiquées une fois dans le titre de la colonne et une légende est écrite sous le tableau s’il y a lieu. Les incertitudes des instruments sont indiquées également dans le titre de la colonne, à moins que celle-ci ne change d’une mesure à l’autre (voir : propagation d’incertitude).

✔ Une même expérience doit être refaite au moins 2 fois pour s'assurer d'avoir un résultat représentatif.

**Analyse (traitement de l’information)**

✔ Calculs détaillés (comme une moyenne, un taux de variation) avec la formule utilisée, les unités de mesure, … S'il y a plusieurs fois le même calcul, on le fait au complet une seule fois et on indique seulement les résultats pour les autres calculs.

✔ Donner un titre à chaque étape des calculs. Ex : Variation de température

✔ Écrire la formule utilisée.

✔ Construction d’un graphique si nécessaire

* + Doit être faits avec Excel (à moins d'avis contraire).
  + Donner un titre, identifier les axes, placer les unités entre parenthèses.
  + Utiliser la fonction « nuage de points » pour faire le graphique. Ne jamais couper les axes : le point (0,0) doit y être.
  + Utiliser la régression linéaire pour relier les points et afficher l'équation.

✔ Répondre aux questions présentées dans le document

**Discussion**

✔ Faire un retour avec le but

✔ Faire un lien avec vos hypothèses

✔ Faire référence aux lois ou principes scientifiques en cause

✔ Comparer les résultats avec les valeurs théoriques si possible

✔ Appuyer ses justifications avec les valeurs mesurées. Ex : Quelle substance a la plus grande capacité thermique massique ? La substance X s'est réchauffée plus rapidement que la substance Y, car sa température est passée de 20,0ºC à 34,0 ºC comparativement à 20,0 ºC à 28,0 ºC pour le même intervalle de temps... (par la suite, faire le lien entre la variation de température et la capacité thermique massique).

✔ S'il y a lieu, discuter du pourcentage d'écart entre les valeurs théoriques et expérimentales.

✔ Énumérer les sources d’erreurs (incertitude due aux instruments, erreurs de parallaxe dans la mesure des lectures ou toute autre cause ayant pu affecter les données)

Ex : Le matériel peut avoir contaminé la solution-mère. La concentration initiale est erronée, ce qui a un impact sur la solution diluée et sur la mesure du pH. Avoir un cylindre gradué pour chaque réaction.

✔ Des questions que l’on se pose suite au laboratoire

✔ Généraliser les résultats

✔ Évaluer si les résultats peuvent s’étendre à d’autres cas

**Conclusion**

✔ Faire un retour sur l’hypothèse (ex: J'avais raison ou tort car...).

✔ Proposer des améliorations sur cette expérience pour une prochaine fois (au niveau du matériel proposé ou de la méthode employée).

✔ Faire un lien avec la mise en situation