

«Toutes ces belles raisons qui sont l'ornement de votre conscience ne me font ni chaud
ni froid.»

Enthalpie de diverses réactions

CHM1711 2017

Démonstrateur: Dominique Lavoie

Le jeudi 5 octobre 2017
Département de chimie
Université d'Ottawa

Introduction:

Le but de ce laboratoire est de développer une canette de boisson ayant la capacité de descendre la température d'une solution de 100 ml d'eau potable de 5 degrés Celsius de façon expérimentale en 5 minutes ou moins en utilisant un sel, un calorimètre et nos connaissances sur l'enthalpie.

Avant de débiter l'expérience et les calculs à effectuer qui nous permettront d'arriver à son but, il y a cinq principaux concepts très importants à saisir. Le premier est la chaleur de formation d'une certaine substance ou encore l'enthalpie de liaison. Il s'agit du changement d'enthalpie qui se produit lorsqu'une mole d'une substance est formée par des éléments à l'état standard qui lui sont propres. Il est important de noter que tous les éléments à l'état standard ou encore sous leur forme la plus stable détiennent une enthalpie fixée à zéro, soit la valeur arbitraire.

Le deuxième concept à comprendre est la calorimétrie. Le calorimètre est un outil utilisé pour mesurer la quantité d'énergie thermique absorbée ou libérée lors d'une réaction chimique.¹ En d'autres mots, il permet de calculer le changement de température qui se produit. Pour ce laboratoire, un calorimètre fait style maison formée d'un contenant fait en mousse polystyrène muni d'un couvercle ayant un trou pour le thermomètre du Lab-Quest 2, un instrument utilisé pour mesurer la température durant le déroulement de l'expérience. Même si le calorimètre n'est pas complètement étanche, nous supposons qu'aucune chaleur n'est perdue puisque nous travaillerons à la pression atmosphérique. Pour le but de notre expérience soit développer une canette de boisson, une canette en aluminium sera utilisée pour contenir la solution d'eau potable à l'intérieur du calorimètre.

Le troisième concept pour la compréhension de ce laboratoire est la mesure de l'énergie thermique. Afin de déterminer cette énergie, il faut trouver une quantité appelée chaleur massique aussi connue comme chaleur spécifique. «La chaleur massique est la quantité d'énergie thermique requise pour chauffer de 1 degré un gramme de la substance²». La chaleur massique, d'une certaine substance, est une propriété intensive, cela veut dire qu'elle est une propriété indépendante de la quantité de substance présente. On peut utiliser la chaleur massique pour déterminer la capacité thermique (calorifique) d'un objet ou d'une substance en multipliant la masse par la chaleur massique ce qui donne une propriété extensive (dépendante de la quantité de la substance).

Un autre concept qu'il faut maîtriser afin d'effectuer ce lab est la loi de Hess. Cette loi permet de trouver l'enthalpie des réactions que nous ne pouvons pas mesurer. La loi indique que

¹«Tout autour la chimie nous entoure», manuel de laboratoire chimie général, Dr Rashmi Venkateswaran 2017 p.2

² «Berthelot, Pierre Eugène Marcellin». *Encyclopédie Microsoft Encarta 97* [CD-ROM]. © & ©1993-1996, Microsoft Corporation, 1996.

l'enthalpie recherchée est la somme totale des enthalpies d'équations qui contiennent les composés recherchés pour l'équation finale. De cette manière, il est possible de trouver théoriquement les valeurs d'enthalpie de la dissolution des sels offerts en laboratoire.

Pour trouver l'énergie libérée nous allons utiliser la formule suivante où l'énergie sera calculée en joules:

$$E = ms\Delta T \quad [1]$$

Où l'énergie est calculée en fonction de la masse (m) la chaleur massique (s) et de la variation de température (ΔT).

Ensuite, l'enthalpie de mise en solution est représentée de la façon suivante:

$$\Delta_s H = (-\text{perte de chaleur H}_2\text{O}) + (-\text{perte de chaleur du sel}) \quad [2]$$

L'équation nous permet de comprendre que l'enthalpie finale est égale à la chaleur dégagée de l'eau et du sel suite à la dissolution. L'enthalpie de mise en solution peut donc être calculée à l'aide de la formule suivante:

$$\Delta H_s = \frac{Q_s}{n_{sel}} = - \frac{m_{solution} \times s_{solution} \times \Delta T_{solution}}{n_{sel}} \quad [3]$$

Où E de la solution est retrouvé dans l'équation 1 sur le nombre de mol d'un sel.

Pour la réalisation de notre produit, deux options de sels nous sommes offerts soit le chlorure d'ammonium (NH₄Cl) (solubilité 37,2 g / 100 g d'eau, 62,40\$ par 500 g) et le nitrate d'ammonium (NH₄NO₃); (solubilité 192 g / 100 g d'eau, 64,62\$ par 500 g). Pour des raisons de sécurité il a été critique de choisir le chlorure d'ammonium. Premièrement, le nitrate d'ammonium est utilisé pour la fabrication de bombes. De sorte il est extrêmement réactif. Manipuler ce produit n'est donc pas sécuritaire et devrait être évité surtout si notre but ultime est d'avoir des clients manipuler la boisson. Finalement, nous atteindrons notre but en suivant nos calculs théoriques et notre de protocole.

Pour terminer l'extrapolation est le dernier concept auquel nous aurons recours lors de ce laboratoire. L'extrapolation est le calcul d'un point d'une courbe dont on ne connaît pas l'équation. Cette courbe ne passe pas par tous les points déjà connus et nous permet par conséquent d'ignorer certaines valeurs du graphique. On peut supposer que l'estimation de la variation de cette courbe ne présentera pas de variations inattendues puisque logger pro se base sur les données obtenues en laboratoire pour la tracer la courbe.³

³Auteur inconnu, « extrapolation»,

<http://www.businessdictionary.com/definition/extrapolation.html>

Protocole:

1. Remplir la canette de 100 ml d'eau.
2. Placer la canette à l'intérieur du calorimètre.
3. Prendre la température de l'eau initiale dans la canette.
4. Remplir l'espace entre le calorimètre et la canette de 130 ml d'eau distillée.
5. Peser 14,69 g de NH_4Cl à l'aide d'une balance électrique.
6. Mettre 14,69 g de NH_4Cl dans l'eau entre la canette et le calorimètre.
7. Prendre la température à des intervalles de 30 secondes jusqu'au moment où la température atteint 5°C de moins que la température initiale.
8. Ajouter 2 g de NH_4Cl à la solution entre la canette et le calorimètre
9. Répéter les étapes de 2 à 7.

Résultats:

Temps (s)	Température (°C)
0	21,1
30	20,1
60	19,2
90	18,6
120	18,1
150	17,8
180	17,6
210	17,5
240	17,4
270	17,2
300	17,3

Tableau de données 1 - Température en degrés Celcius d'une solution d'eau suite à la dissolution de 14,69 g du sel NH₄Cl selon le temps

Temps (s)	Température (°C)
0	20,5
30	19,1
60	18,3
90	17,7
120	17,3
150	16,8
180	16,8
210	16,7
240	16,7
270	16,5
300	16,7

Tableau de données 2 - Température en degrés Celcius d'une solution d'eau suite à la dissolution de 16,69 g du sel NH_4Cl selon le temps

Voir annexe 1 pour les tableaux de données brutes.

Observations

Caractéristiques	NH ₄ Cl avant la réaction	NH ₄ Cl pendant la réaction
Texture	Granuleux, poudre	liquide (dissous)
Couleur	Blanc	incolore
Odeur	Aucune	Aucune

Tableau 3 - Observations qualitatives du NH₄Cl avant et pendant la réaction de dissolution dans l'eau

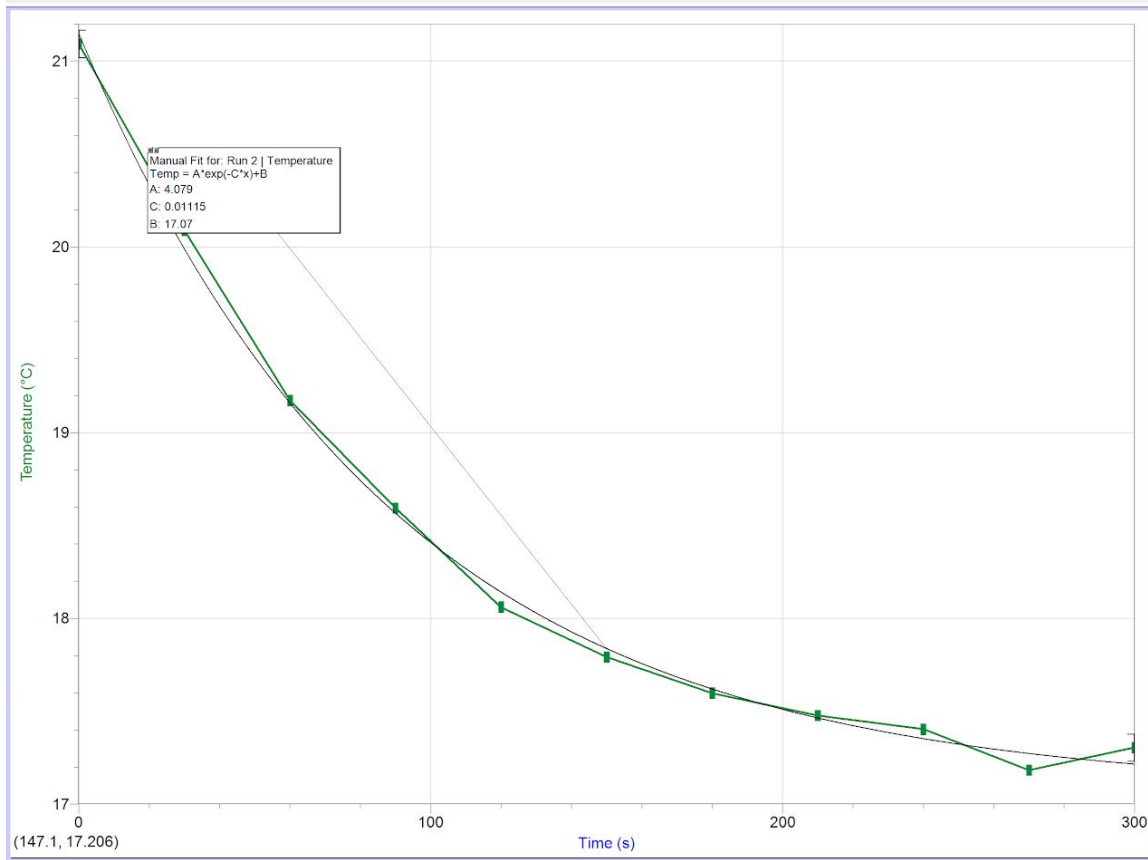
Temps (s)	Température moyenne (°C)
0	20,8
30	19,6
60	18,8
90	18,2
120	17,7
150	17,3
180	17,2
210	17,1
240	17,1
270	16,9

300	17,0
-----	------

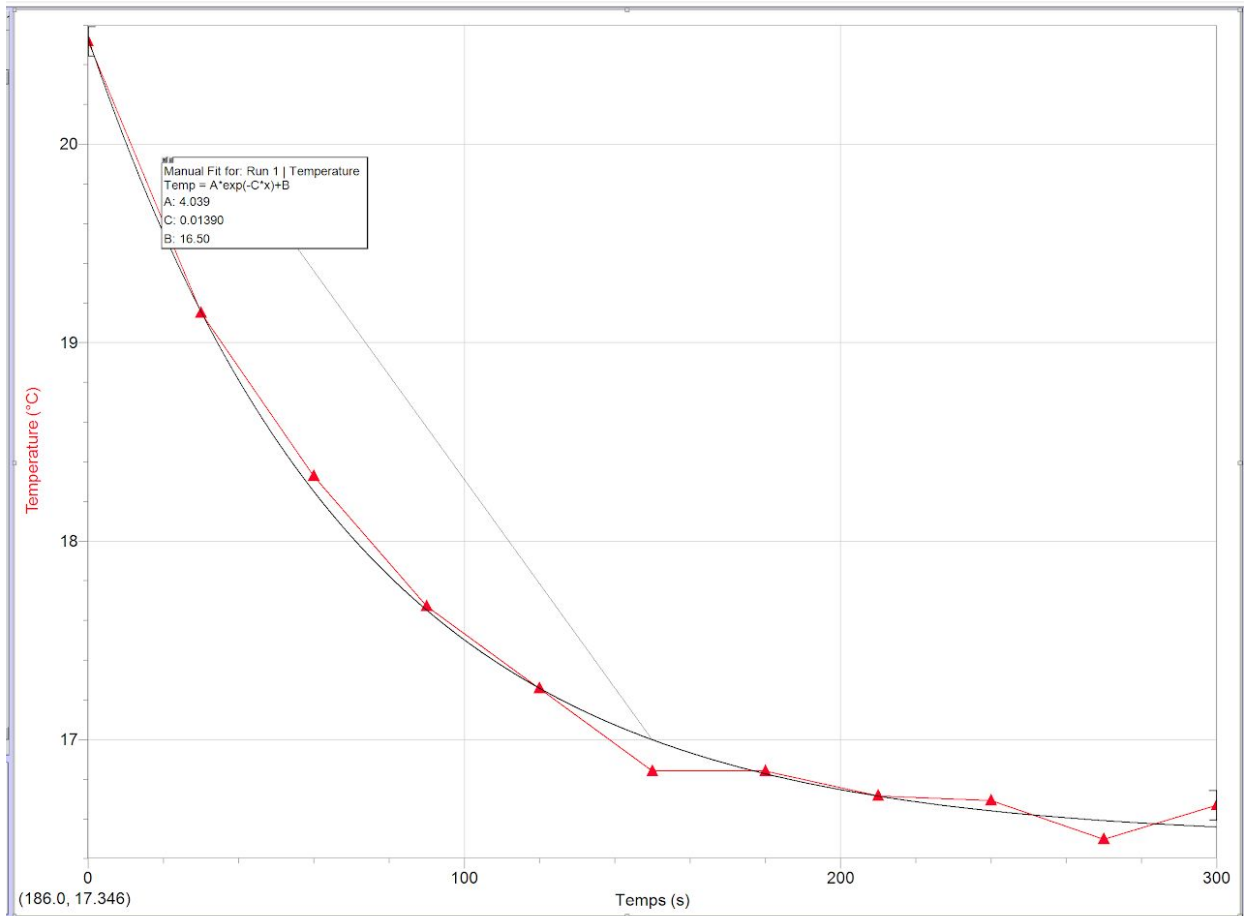
Tableau 4 - Résultats de la moyenne de températures en degrés Celsius des dissolutions de 14,69 g et 16,69 g du sel NH₄Cl dans l'eau selon le temps

Voir calcul 4 pour les calculs de la moyenne

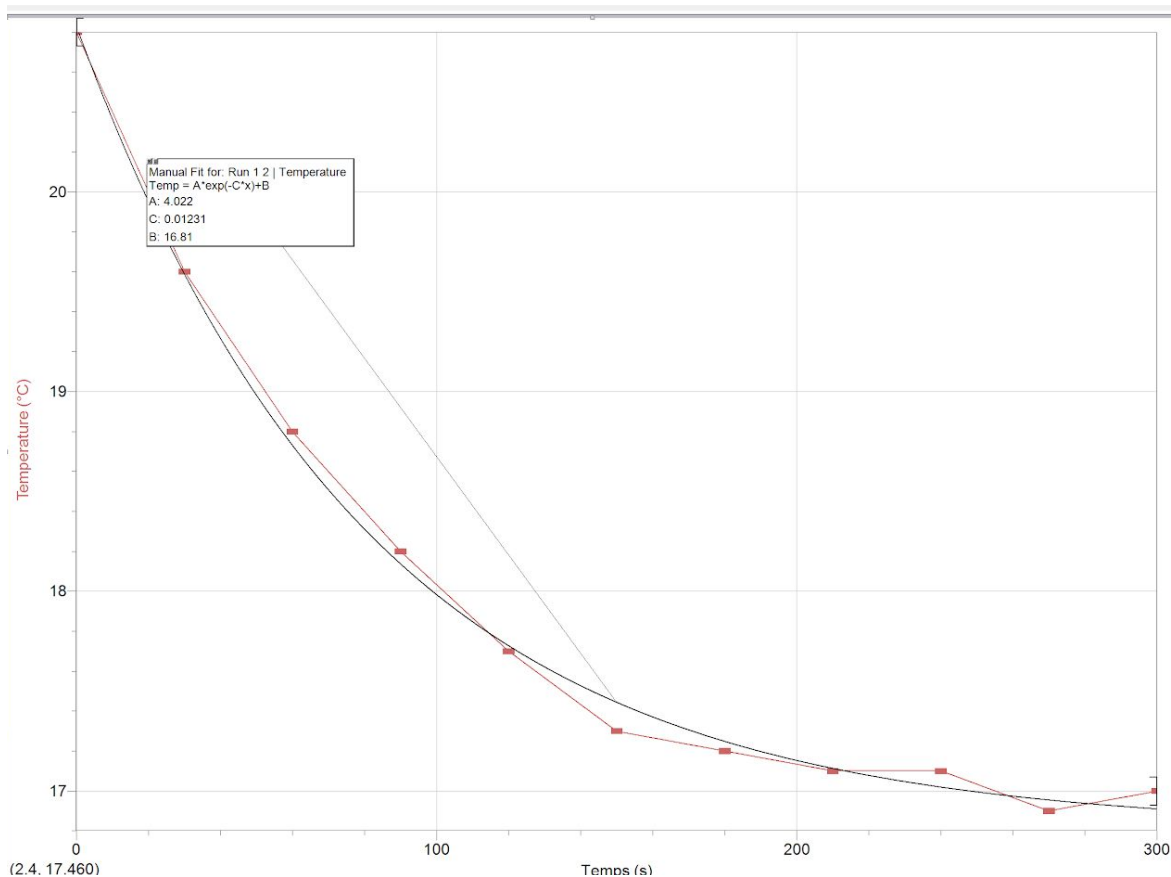
Graphiques:



Graphique 1 - Température dans un calorimètre d'une solution d'eau suite à la dissolution de 14,69 g de NH₄Cl en fonction du temps



Graphique 2 - Température dans un calorimètre d'une solution d'eau suite à la dissolution de 16,69 g de NH_4Cl en fonction du temps



Graphique 3 - Résultats de la moyenne de températures en degrés Celsius des dissolutions de 14,69 g et 16,69 g du sel NH_4Cl dans l'eau selon le temps

Calculs

1. Calculez l'énergie libérée afin que la variation de température soit -5 degrés Celsius et en supposant que la chaleur massique de la solution avec le sel et de la canette est la même que l'eau soit $4.1845 \text{ J/g}^\circ\text{C}$.

$$m_{\text{canne}} = 8,22 \text{ g}$$

$$m_{\text{eau}} = 100 \text{ ml} = 100 \text{ g}$$

$$m_{\text{solution}} = 130 \text{ ml} = 130 \text{ g}$$

$$m_{\text{totale}} = 8,22 \text{ g} + 100 \text{ g} + 130 \text{ g} = 238,22 \text{ g}$$

$$S_{\text{eau}} = 4,184 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

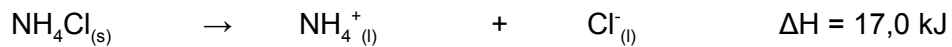
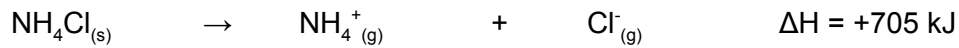
$$Q = ms\Delta T$$

$$Q = (238,22 \text{ g}) (4,1845 \text{ J/g}^\circ\text{C})(-5^\circ\text{C})$$

$$Q = -49883,56 \text{ J}$$

2. Trouver l'enthalpie du NH_4Cl .

$\Delta H = 17000 \text{ J/mol}$ de $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$ a été trouvé à l'aide de la loi de Hess



3. Calculez le nombre de mol de sel de NH_4Cl nécessaires.

À l'aide de l'enthalpie du NH_4Cl il est possible de trouver le nombre de mol du sel.

$$\Delta H_s = \frac{Q_s}{n_{sel}} = - \frac{m_{solution} \times c_{solution} \times \Delta T_{solution}}{n_{sel}}$$

$$n_{sel} = \frac{Q_s}{\Delta H_s}$$

$$n_{sel} = \frac{4984,16 \text{ J}}{17000 \text{ J/mol}}$$

$$n_{sel} = 0,293185762$$

3. Trouver la masse du NH_4Cl

$$m_{sel} = n_{sel} \times M_{sel}$$

$$m = 0,293185762 \text{ mol} \times (14,01 \text{ g/mol} + (1,01 \text{ g/mol} \times 4) + (35,45 \text{ g/mol}))$$

$$m = 15,69543825 \text{ g}$$

$$m = 15,7 \text{ g}$$

4. Trouver la moyenne des températures obtenue en laboratoire.

Puisque nous avons fait deux essais avec deux masses de sels différents étant les deux à un gramme de différence de la valeur expérimentale obtenue ci-haut, nous avons calculé la moyenne des températures des essais.

Point (30, 20,1) et (30, 19,1)

$$\text{Température moyenne} = \frac{19,1^{\circ}\text{C} + 20,1^{\circ}\text{C}}{2} = 19,6^{\circ}\text{C}$$

Voir tableau 3.

5. Trouver la variation de température de la moyennes des températures obtenue en laboratoire

$$\begin{aligned}\Delta T &= T_f - T_i \\ \Delta T &= 17,0^{\circ}\text{C} - 20,8^{\circ}\text{C} \\ \Delta T &= -3,8^{\circ}\text{C}\end{aligned}$$

6. Trouver le pourcentage d'erreur

$$\begin{aligned}\% \text{erreur} &= \frac{|\text{valeur expérimental} - \text{valeur théorique}|}{|\text{valeur théorique}|} \times 100 \\ \% \text{erreur} &= \frac{|5^{\circ}\text{C} - 3,8^{\circ}\text{C}|}{|5^{\circ}\text{C}|} \times 100\end{aligned}$$

$$\% \text{erreur} = 24\%$$

Discussion

Le but de ce laboratoire était de développer une canette de boisson ayant la capacité de descendre la température d'une solution de 100 ml d'eau potable de 5 degrés Celsius de façon expérimentale en 5 minutes ou moins en utilisant un sel, un calorimètre et nos connaissances sur l'enthalpie.

Comme mentionné dans l'introduction, le chlorure d'ammonium a été choisi pour de nombreuses raisons dont la plus importante, la sécurité.

Pour commencer, selon les résultats que nous avons obtenus, nous voyons que la température de l'eau à l'intérieur de la canette diminue peu à peu, à chaque intervalle de trente secondes. Nous avons pu diminuer la température de l'eau d'une variation moyenne de 3,8 degrés Celsius en 300 secondes comparativement à la valeur théorique qui est de 5 degrés Celsius. Cela représente un pourcentage d'erreur de 24%. En analysant nos graphiques, il est facile de remarquer qu'à travers toute l'expérience la température descend, mise à part le dernier intervalle de 30 secondes où la température monte pour la première fois. Cela peut être expliqué par le fait que plus le temps avançait moins la réaction de la dissolution du sel avait effet sur l'eau potable puisqu'elle devenait graduellement plus stable. De sorte, la température ambiante a pu réchauffer la solution d'eau potable puisque la réaction avait moins effet. En

général, la diminution ressemblait plutôt à une fonction exponentielle négatifs, comme démontré dans nos graphiques. Nos deux essais étaient semblables l'un l'autre en terme de fonction exponentielle négative. Par contre, nous aurions peut-être eues des différents résultats si nous aurions bien suivi le protocole, mais cela va être discuté dans la section sources d'erreurs.

Ensuite, le calorimètre que nous avons utilisé était moyennement bon. Ce n'était pas un calorimètre très sophistiqué qui avait un rendement de 100%. Par contre, nous l'avons assez bien manipulé, de façon que nos résultats étaient exacts.

En outre, le protocole final que nous avons écrit n'a pas été respecté entièrement. Le protocole disait de prendre 14,69 grammes de NH_4Cl , de l'insérer dans l'eau entre la canette et le calorimètre, et de prendre la température aux intervalles choisis. Ensuite, ajouter 2 grammes du sel dans la solution et recommencer le processus de récolte de données de température. Or, lorsqu'il était temps de peser le NH_4Cl , nous avons commencé par 16,69 grammes, et par conséquent, nous avons dû recommencer le processus au complet avec 14,69 grammes.

Puisque nous n'avons pas réussi notre but entièrement soit obtenir une variation de température de -5 degrés Celsius. Nous pouvons conclure que de nombreuses sources d'erreurs ont été commises et de sorte, un ajustement à la procédure serait nécessaire.

Finalement, si nous avons à refaire ce laboratoire, il y a plusieurs procédures et méthodes que nous adapterons pour améliorer, en termes de précision et d'exactitude, nos résultats. Un premier, serait de bien suivre les étapes du protocole pour éviter les erreurs et la confusion entre les membres de l'équipe. Un autre serait de trouver une façon de garder la canette en place dans le calorimètre afin d'éviter de toucher le couvercle transférer la chaleur de notre main et falsifier nos résultats. Aussi, une modification serait de prendre des intervalles de temps plus petits afin de préciser nos résultats. Enfin, utiliser la masse exacte de sel retrouvée dans nos calculs aurait rendu nos résultats plus précis et exacts. Ou encore, nous aurions pu ajouter plus de sel pour que la température de l'eau diminue davantage pour atteindre le but de diminution de 5 degrés Celsius, car 1 gramme de plus de la valeur voulue n'était toujours pas suffisant. Prenant cela en considération, le rendement, contrairement aux calculs théoriques, n'est pas de 100%.

Conclusion

Pour conclure, nous pouvons valider que le chlorure d'ammonium était le meilleur sel pour cette expérience, car c'était plus sécuritaire que le nitrate d'ammonium. Malgré le fait que nous n'avons pas réussi à complètement atteindre le but qui était de diminuer la température initiale de 5 degrés Celsius, due à de nombreuses sources d'erreurs, nous avons réussi à faire diminuer la température de l'eau par 3,8 degrés Celsius en moyenne.

Sources d'erreurs

Les sources d'erreurs dans ce laboratoire sont clairement présentes considérant que nous avons un pourcentage d'erreur de 24%, qui est énorme.

Premièrement, la source d'erreurs instrumentales la plus importante est le fait que le calorimètre utilisé n'était pas le meilleur. Il était fait en mousse polystyrène, ce qui est un matériel assez isolant, par contre, il ne se fermait pas complètement aussi, le trou pour le thermomètre générait un contact entre la température ambiante et les solutions dans le calorimètre. Cela cause que l'isolant n'est pas efficace.

De plus, lors de l'expérience, la canette flottait dans l'eau du calorimètre. Ce qu'il y a eu pour cause qu'il fallait tenir le couvercle en place lorsque la température se faisait enregistrer par LabQuest 2. Le fait que ce n'était pas toujours la même personne qui tenait le couvercle en place pourrait entraîner à des erreurs. Puisqu'en échangeant d'une personne à une autre, le couvercle bougeait et de sorte a pu causer un contact entre les solutions à l'intérieur du calorimètre et la température ambiante.

Deuxièmement, lorsque nous avons pesé la masse de sel voulu, la masse finale pesée ne suivait pas la procédure puisqu'elle n'était pas exactement 14,69 g, mais 14,70 g. De telle façon qu'elle a pu varier nos résultats. Autres petites sources d'erreurs pertinentes possibles sont que le calorimètre pourrait avoir des résidus d'expériences précédentes à l'intérieur, qui aurait pu affecter nos résultats en modifiant la réaction produite. Aussi, ne pas agiter le sel dans l'eau car ça réduit la vitesse de dissolution du sel.

Troisièmement, nous avons mesuré la température initiale du deuxième essai dans la même canette qui a été utilisée pour refroidir la solution potable de l'essai 1. La raison pour laquelle cela a biaisé grandement nos résultats est car la canette était toujours froide même après avoir attendu quelques secondes. Cela affecte directement nos résultats pour la variation de température puisque la température initiale est la donnée utilisée pour faire le calcul. De sorte, les données les plus importantes sont la température initiale et finale. Si la température fluctue de plus ou moins 1 degré Celsius cela représente 20% d'écart de la valeur théorique.

Finalement, nos résultats finaux sont des moyennes de nos deux essais. Faire des moyennes de données est imprécis et inexacte puisque ce n'est pas des données réelles. De cette manière, utiliser la vraie masse calculée théoriquement serait plus intelligent si nous voulons atteindre notre but final.

Bibliographie

«Berthelot, Pierre Eugène Marcellin». Encyclopédie Microsoft Encarta 97 [CD-ROM]. © & ®1993-1996, Microsoft Corporation, 1996.

«The dissolution of ammonium chloride» , 2016,
<https://chemistry.stackexchange.com/questions/58325/the-dissolution-of-ammonium-chloride>
[1er octobre]

«Tout autour la chimie nous entour», manuel de laboratoire chimie général, Dr Rashmi Venkateswaran 2017

Sophie Lefebvre - Expérience 2

Date 28 sept. 2011

Protocole

12- Nettoyer la station.

Protocole

- 1- Remplir la canette de 100 ml d'eau
- 2- Insérer la canette dans le calorimètre.
- 3- Remplir l'espace entre le calorimètre et la canette de 50 ml
- 4- peser 10g NH_4Cl à l'aide de la balance
- 5- Prendre la température initiale sans le produit.
- 6- Prendre la température à chaque 30 secondes jusqu'à temps que la température atteint 5°C . descend à 5°C .

Protocole

- 1- Remplir la cannette de 100 ml d'eau
- 2- Placer la cannette à l'intérieur du calorimètre
- 3- Remplir l'espace entre le calorimètre et la cannette de 130 ml
- 4- Prendre la température de l'eau initial dans la cannette
- 5- Peser 14,69 g de NH_4Cl à l'aide d'une balance électrique
- 6- Mettre 14,69 g de NH_4Cl dans l'eau entre la cannette et le calorimètre
- 7- Prendre la températures à des intervalles de 30 secondes jusqu'à temps que la température atteint 5°C de moins que la température initiale.
- 8- Ajouter 2g de NH_4Cl à la solution et répéter les étapes de 4 à 7.

Sophie Lerchire - Expérience 2

~~Tableau de données~~

Date 20 Septembre

Calcul

$$m_{\text{cane}} = 8.22 \text{ g}$$

$$m_{\text{eau}} = 100 \text{ g}$$

$$m_{\text{solution}} = 130 \text{ g}$$

$$S_{\text{eau}} = 4.1845$$

$$\Delta T = -5^\circ \text{C}$$

$$m_{\text{total}} = 8.22 + 130 + 100$$
$$= 238.22 \text{ g}$$

$$Q = m S \Delta T$$

$$= (238.22)(4.1845)(-5)$$

$$= -4984.15795$$

$$\Delta_s H = \frac{-Q}{n} (\Delta T)$$

$$\Delta_s H = 17000$$

$$17000 = \frac{-(-4984.15795)}{n}$$

$$17000$$

$$= 0.293186 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (0.293186)(53.489)$$

$$= 15.68 \text{ g}$$

Sophie Lefebvre - Experience 2

TEMPS

°C

Date 28 Septembre

0	20.5
30	19.1
60	18.3
90	17.7
120	17.3
150	16.8
180	16.8
210	16.7
240	16.7
270	16.5
300	16.7

TEMPS

°C

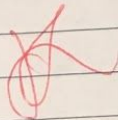
0	21.1
30	20.1
60	19.2
90	18.6
120	18.1
150	17.8
180	17.6
210	17.5
240	17.4
270	17.2
300	17.3

Sophie Lefebvre - expérience 2,

Date 28 septembre

Observations

- NH_4Cl s'est dissous \rightarrow incolore \rightarrow inodore
- cannette flottait



* A
(
R

Expérience 2 : Un bon verre d'eau froid

But : Refroidir la température de l'eau dans le calorimètre.

Matériaux :

- Deux goblets en mousse polystyrène
- couvercles
- thermomètre (sonde de température)
- eau (100 mL x 2)
- sel (NH_4Cl) (~~NH_4NO_3~~)
- minuterie
- cylindre gradué
- chlorure d'ammonium (NH_4Cl)
- nitrate d'ammonium (NH_4NO_3)

Procédure

1. Fabriquer le calorimètre
2. Verser 100 mL d'eau dans le calorimètre
3. Mesurer une quantité choisie de NH_4Cl dans l'eau
4. ~~Mettre une~~ Mélange
5. Mesurer la température de l'eau
6. Mesurer la température de l'eau
7. Mesurer la température en intervalles de
8. Refaire étapes 1 à 7 avec différent montant de NH_4Cl
9. ~~Refaire étapes 1 à 8 avec NH_4NO_3 .~~

Pascal Gascon
300013607
Lab 2

28 septembre 2017

Procédure finale:

1. Remplir la cannette de 100ml d'eau
2. Placer la cannette à l'intérieur du calorimètre
3. Remplir l'espace entre le calorimètre et la cannette jusqu'au rebord de la cannette (environ 130ml) ^{de l'eau}
4. ~~Prendre~~ Prendre la température de l'eau dans la cannette (initial)
5. Peser ~~14.19~~ ^{14.19} g de NH_4Cl à l'aide d'une balance ~~élu~~
6. Mettre ~~14.19~~ ^{14.19} g de NH_4Cl dans l'eau entre la cannette et le calorimètre. et mélange.
7. Prendre la température à des intervalles de 30 sec. jusqu'à temps que la température atteint 5°C de moins que la température initiale.
8. Ajouter 2g de NH_4Cl à la solution. 9. Répète 4 à 7

masse cannette = 8.22g

eau cannette

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = (100\text{g})(4.184\text{J})(-5^\circ\text{C})$$

$$Q = -2092$$

$$* \quad m = (100\text{g}) + (130\text{g}) + (8.22\text{g})$$

$$\Delta_s H = \frac{(238.22\text{g})(4.184\text{J})(-5^\circ\text{C})}{17000}$$

total

$$Q = (238.22\text{g})(4.184\text{J})(-5^\circ\text{C})$$

$$Q = -4983.5624$$

Pascal Gasion
300013607

Tableau de données: $14,7\text{ g}$ de NH_4Cl

Temps (s)	Température (°C)
0	21,81
30	20,1
60	19,2
90	18,6
120	18,1
150	17,8
180	17,6
210	17,5
240	17,4
270	17,2
300	17,3

16,69 g de NH_4Cl

Temps (s)	Température (°C)
0	20,85
30	19,1
60	18,3
90	17,7
120	17,3
150	16,8
180	16,8
210	16,7
240	16,7
270	16,5
300	16,7

Rubrique pour la correction du rapport de l'expérience 2

Description	Excellent (4)	Très bon (3)	Bon/ Acceptable (2)	mauvais/ inacceptable (1)
Page de présentation (1)				
Introduction (8) Critères: 1.Explication claire de la théorie; 2.Explication claire de la raison pour la selection du sel; 3.Explication claire de la raison pour la selection du design experimental et comment le but sera atteint; 4.Références spécifiques fournies pour toute l'information recherchée				
Procédure (4) Critères: 1.Des étapes claires 2.Une organisation évidente 3.Une procédure logique 4.Une procédure qui donne les résultats désirés				
Observations (2)				
Tableau (x) (4) Critères: Toutes les données présentées de façon organisée et claire et présentées dans un tableau.				
Graphiques (4) + 2 points de boni				
Calculs (2) 1.Montant approximatif 2.Montant exact				

<p>Discussion (8) Critères: 1.Explication claire des données obtenues. 2.Explication claire du succès du design experimental. 3.Explication claire de l'impact de vos résultats. 4.Suggestions claires pour l'amélioration du protocole expérimentale.</p>				
<p>Conclusion (2)</p>				
<p>Revue des paires (5)</p>				
<p>Aspect créatif 1.Nom créatif pour le produit. 2.Design d'une étiquette créative pour le produit. 3.Design créatif pour la cannette.</p>				
<p>Total</p>	<p>40 (jusqu'à 2 points de bonis)</p>			

COURS: CHM1711 Nom du TA: Dominique Lavoie
VOTRE NOM: Pascale Gascon SIGNATURE: _____



ÉVALUATION DES PAIRES (CONFIDENTIEL) POUR L'EXPÉRIENCE

Chaque membre de l'équipe doit soumettre une évaluation. Les équipes consisteront de 2 à 18 membres.

Vous pouvez modifier cette page.

Il ne faut partager ni discuter les contenus possibles ou actuels de cette évaluation avec d'autres personnes.

Quand vous faites l'évaluation du travail des autres membres de votre équipe, considérez les points suivants :

- Qualité du travail
- Contribution au travail final
- La capacité de travailler avec les autres membres de l'équipe
- La capacité de s'améliorer après avoir été demandé

Nom de membre de l'équipe	Évaluation	Note
Sophie Lefebvre	Sophie et moi avons très bien travaillé en équipe. Elle est organisée et efficace.	5

A – Excellent (5)

B: Great (4) C: Good (3)

D: Fair(2) F: Poor (1)

Important: Ne faites pas une auto-évaluation sur cette page