

GROUPE D

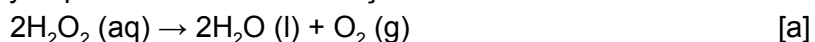
EXPÉRIENCE 5 - LA CATALASE

Travail soumis aux
démonstrateurs Dominique Lavoie et Laurie Nadon Sabourin
dans le cadre du cours Laboratoire
de chimie générale (CHM1701/1711 A et B)

Université d'Ottawa
Le 30 novembre 2017

INTRODUCTION

La catalase, comme enzyme, sert à faciliter certaines réactions. En fait, si l'on prend par exemple le corps humain, celui-ci aide dans la décomposition du peroxyde d'hydrogène lors du métabolisme des glucides et des matières grasses¹. Puisque le peroxyde d'hydrogène est dangereux à cause des dommages qu'il peut faire à l'ADN et aux membranes cellulaires, ainsi que les tissus dans les organes², il est essentiel d'avoir la présence de l'enzyme qu'est la catalase dans nos cellules afin de le décomposer et, ainsi, l'empêcher de produire ces effets nocifs. La décomposition du peroxyde peut être écrite de la façon suivante:



Chez le corps humain, cette activité est plus présente dans le foie, les reins et les globules rouges, et est nécessaire pour la survie humaine. Le peroxyde d'hydrogène est aussi corrosif sur la peau, et donc il est important de porter un sarrau et des lunettes de sécurité quand on l'utilise². Malgré cela, le mécanisme de cette réaction n'est pas complètement connu: il y a plusieurs hypothèses portant sur les réactions intermédiaires³, mais très peu de certitude. Néanmoins, on peut décrire la relation entre la concentration du peroxyde et la vitesse de concentration comme étant:

$$\text{Vitesse} = k[\text{H}_2\text{O}_2]^x[\text{catalyseur}]^y \quad [\text{i}]$$

Où k est la constante de vitesse, et x est l'ordre partiel par rapport au peroxyde. Il est connu que l'ordre global de la décomposition de H_2O_2 est 1.

Lors d'une réaction de premier ordre à une température constante, la loi de vitesse intégrée offre une formule pour déterminer la valeur de la constante de vitesse à partir du temps et le changement de concentration (qui est un multiple scalar de la pression, grâce à la loi des gaz parfaits):

$$\ln [A] = -kt + \ln[A]_0 \quad [\text{ii}]$$

Ceci étant dit, pour un graphique du log naturel de l'état de A par rapport au temps, la pente sera le négatif de la constante de vitesse⁴. À partir de deux constantes de vitesse, il est aussi possible de déterminer l'énergie d'activation (E_a) d'une réaction, grâce à l'équation d'Arrhenius:

$$E_a = -R \cdot \ln(k_2/k_1) / (1/T_2 - 1/T_1) \quad [\text{iii}]$$

De la même façon, un graphique du log naturel de k en fonction de la température offrira $-E_a/R$ comme pente.

En utilisant la combinaison des équations [ii] et [iii], il est donc possible de trouver l'énergie d'activation d'une réaction. C'est pour cette raison que la variable de la température a été choisie à manipuler pour les parties 3 et 4 de l'expérience, où le but est de déterminer cette énergie pour des catalyseurs différents.

¹ *Tout Autour, La Chimie Nous Entoure: manuel de laboratoire pour la chimie générale*, Dr. Rashmi Venkateswaran, 2017, Exp. 5, p.44-47.

² Watt, B.H.; Proudfoot, A.T.; and Vale, J.A. Hydrogen peroxide poisoning. *Toxicol Rev.* 2004, 23(1), 51-57.

³ Tao, Z.; Raffel, R.A.; Souid, A.; and Goodisman, J. Kinetic Studies on Enzyme-Catalyzed Reactions: Oxidation of Glucose, Decomposition of Hydrogen Peroxide and Their Combination. *Biophys J.* 2009, 96(7), 2977-2988.

⁴ St. Amant, A. *CHM1711 Notes de cours*. Université d'Ottawa; Ottawa, ON. 2017.

Il a été important de garder les concentrations des réactifs et du catalyseur constantes pendant l'expérience au complet. Elles peuvent toutes deux avoir un effet sur la vitesse de réaction⁵. De même, la température de l'environnement affecte le fonctionnement d'un enzyme tel que la catalase. Tout enzyme a une température cible à laquelle il catalyse le mieux: pour les enzymes dans le corps humain, cette température est de 37°C. Quand la température est trop haute, alors les enzymes, constitués de protéines, "dénaturent" c'est-à-dire qu'ils arrêtent de fonctionner. Lors de cette expérience, six températures cibles entre 10°C et 40°C ont été choisies pour mesurer l'efficacité de la catalase ainsi que six températures entre 30°C et 60°C ont été choisies pour le KI.

L'énergie d'activation est l'énergie minimale requise pour déclencher une réaction chimique⁶: c'est une barrière énergétique par dessus laquelle les molécules doivent pouvoir sauter pour commencer la réaction, peu importe si c'est une réaction endothermique ou exothermique. L'énergie des molécules peut être augmentée en augmentant la température. Aussi, l'énergie d'activation peut être diminuée grâce à un catalyseur qui offre une suite d'étapes moins coûteuses pour que la réaction a lieu plus vite. Le plus efficace le catalyseur, la plus basse l'énergie d'activation.

But

Le but de ce laboratoire sera de trouver, à l'aide de calculs et d'observations, l'ordre partielle par rapport au peroxyde d'hydrogène lors de sa décomposition, et le catalyseur le plus efficace pour la décomposition de peroxyde d'hydrogène entre la catalase et l'iodure de potassium (KI). Ceci est divisé en quatre parties:

1. Extraire la catalase à partir de la salade
2. Déterminer l'ordre partiel de la réaction (utilisation de la catalase comme catalyseur).
3. Déterminer l'énergie d'activation pour la décomposition du peroxyde d'hydrogène catalysée par la catalase.
4. Déterminer l'énergie d'activation pour la décomposition du peroxyde d'hydrogène catalysée par l'iodure.

PROTOCOLE

- Toujours prêter attention en interagissant avec le peroxyde et le KI, qui tous les deux peuvent nuire à la santé.
- Porter un sarrau et des lunettes de sécurité en tout temps.

Partie 1

1. Mettre des petits morceaux de laitue dans le mixeur et remplir d'eau distillée jusqu'au milieu du mixeur. S'il n'y a pas assez de liquide, ajouter plus d'eau et le mélanger encore.

⁵ Northrop, J.H. The Kinetics of the Decomposition of Peroxide By Catalase. *J Gen Physiol.* 1925, 7(3), 373-387.

⁶ Raymond Chang. *Chimie des solutions: Chapitre 3.* Chenelière Éducation inc, 2009, p.132.

2. Récupérer le liquide en le versant dans le tissu, par dessus le bécher qui est à l'intérieur d'un bac de glace et presser. Il faut ramasser un minimum de 100 mL pour les 10 essais.
3. Mettre une coupelle de verre par dessus le bécher pour éviter que le gaz s'échappe.

Partie 2

4. Assembler LabQuest.
5. Verser 10 mL de solution de catalase dans l'erenmeyer de 125 mL.
6. Mettre 2 mL de la première concentration (0,75%) de peroxyde d'hydrogène dans la capsule de verre.
7. Mettre la capsule de verre droit dans l'erenmeyer de 125 mL avec des pinces.
8. Mettre le bouchon relié à la sonde à pression dans l'erenmeyer de 125 mL.
9. Commencer le LabQuest.
10. Faire tomber la capsule avec le peroxyde d'hydrogène en secouant délicatement l'erenmeyer de 125 mL pour commencer la réaction.
11. Secouer délicatement l'erenmeyer de manière continue jusqu'à temps que la pression atteigne un plateau.
12. Répéter les étapes 5 à 11.
13. Répéter les étapes 5 à 12 de nouveau avec une nouvelle concentration de peroxyde d'hydrogène obtenue en mélangeant 2 mL de peroxyde d'hydrogène avec 2 mL d'eau distillée.

Partie 3

14. Expérience à six températures différentes: 10°C, 15°C, 20°C, 25°C, 30°C, et 35°C.
15. Pour les températures froides (10°C à 20°C), préparer un bain froid avec de la glace.
16. Placer l'erenmeyer dans le bain.
17. Verser 10mL de catalase dans l'erenmeyer de 125 mL.
18. Mettre 2 mL de peroxyde d'hydrogène (0,75%) dans la capsule de verre.
19. Mettre la capsule droit dans l'erenmeyer avec des pinces.
20. Mettre la coupelle par dessus l'erenmeyer.
21. Attendre 15 minutes pour que les températures des solutions soient uniformes (à la température choisie).
22. Commencer le LabQuest.
23. Faire tomber la capsule avec le peroxyde pour commencer la réaction.
24. Faire deux essais à chaque température.
25. Pour les températures de 25°C et plus, faire un bain marie avec de l'eau chaude (en réchauffant l'eau avec une plaque chauffante)
26. Répéter les étapes 3 à 11 avec les bains chauds et les températures correspondantes.

Partie 4

27. Expérience à six température différentes (30°C, 35°C, 40°C, 45°C, 50°C, 55°C)
28. Préparer un bain marie.
29. Placer l'erenmeyer dans le bain marie.

30. Attendre 15 minutes pour que l'erenmeyer prend la température du bain.
31. Verser 10 ml d'iodure de potassium dans l'erenmeyer.
32. Mettre 5 ml de peroxyde (0,75%) dans la capsule de verre.
33. Mettre la capsule droite dans l'erenmeyer avec des pinces.
34. Boucher l'erenmeyer avec la sonde à pression.
35. Commencer le LabQuest.
36. Agiter l'erenmeyer pour faire tomber la capsule avec le peroxyde pour commencer la réaction.
37. Attendre jusqu'à ce que la pression se stabilise (plateau).

TABLEAUX DE DONNÉES ET OBSERVATIONS

Partie 2:

Tableau 1. Volumes (mL) et concentration (%) utilisés lors des essais avec la concentration 1

	Essai 1	Essai 2
Concentration initiale de peroxyde d'hydrogène (%)	0,75 (C ₁)	0,75 (C ₂)
Volume de peroxyde d'hydrogène à la concentration initiale (mL)	2,00 (V ₁)	2,00 (V ₂)
Volume de catalase utilisé (mL)	10,00 (V ₃)	10,00 (V ₄)

Observations: La catalase est vert pâle et trouble. Le peroxyde d'hydrogène est clair et transparent. Il y a des bulles/mousses qui se forment lorsque le mélange de peroxyde d'hydrogène se mélange avec le catalase. La pression augmente rapidement en atteint un plateau à la fin de la réaction.

Tableau 2. Volumes (mL) et concentration (%) utilisés lors des essais avec la concentration 2

	Essai 1	Essai 2
Concentration initiale de peroxyde d'hydrogène (%)	0,75	0,75
Volume de peroxyde d'hydrogène à la concentration initiale (mL)	2,00	2,00
Volume d'eau distillée (mL)	2,00	2,00
Volume de catalase utilisé (mL)	10,00	10,00

Observations : La catalase est verte et trouble. La pression augmente plus la réaction avance et atteint un plateau. Lorsqu'on mélange, il y a formation de mousse/bulles.

Partie 3:

Tableau 3. Le volume (mL) de catalase et de peroxyde d'hydrogène utilisé à chaque température atteinte (°C)

Température (°C)	Volume de catalase (mL)	Volume de H ₂ O ₂ (mL)
10,0	10,0	2,0
15,0	10,0	2,0
20,5	10,0	2,0
25,0	10,0	2,0
30,0	10,0	2,0
35,0	10,0	2,0

Observations : Le catalase à une couleur verte. Des bulles résultent du mélanges de la catalase et le peroxyde d'hydrogène.

Partie 4:

Tableau 4. Le volume (mL) d'iodure de potassium et de peroxyde d'hydrogène pour chaque température atteinte (°C)

Température (°C)	Volume de KI (mL)	Volume de H ₂ O ₂ (mL)
30,0	10,0	5,0
35,0	10,0	5,0
40,0	10,0	5,0
45,0	10,0	5,0
50,0	10,0	5,0
55,0	10,0	5,0

Observations : La couleur initiale du KI est blanche presque transparente. À 40°C, la couleur de la solution du KI devient jaune et après 45 °C la couleur devient jaune-vert.

GRAPHIQUES

Partie 2

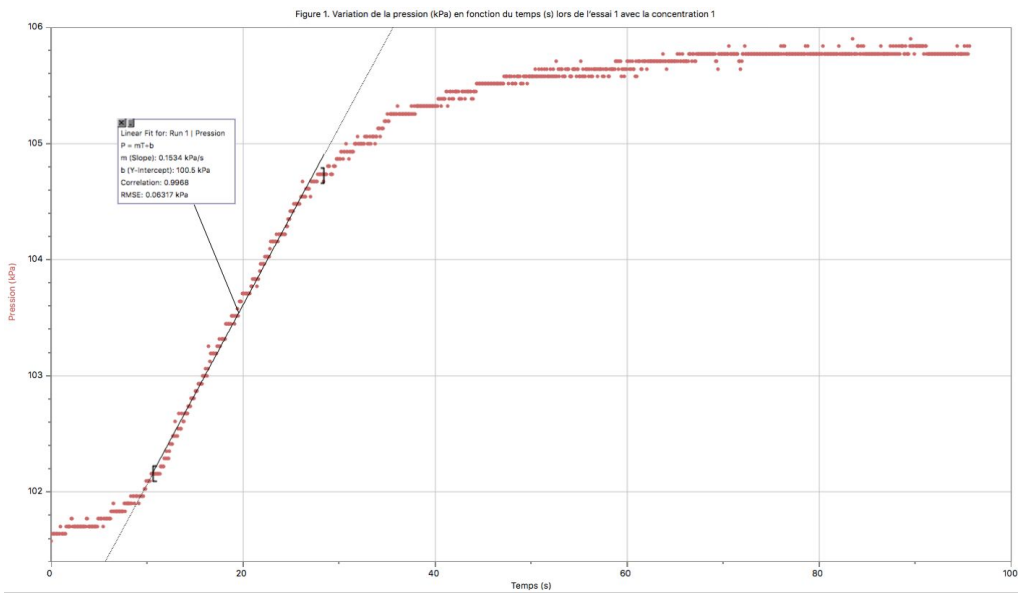


Figure 1. Variation de la pression d'O₂ (kPa) en fonction du temps (s) à l'essai 1 de la concentration 1

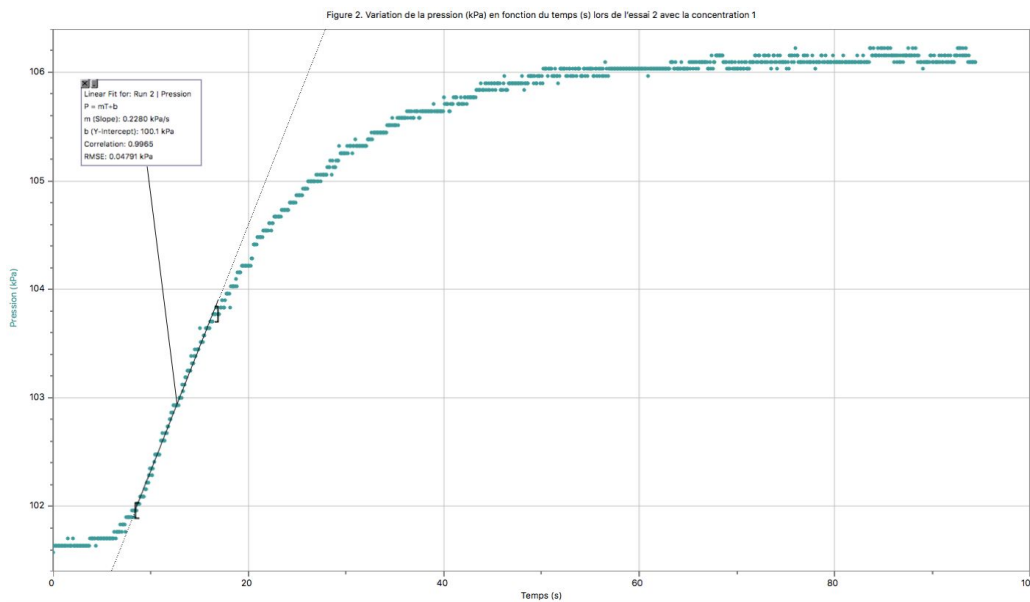


Figure 2. Variation de la pression d'O₂ (kPa) en fonction du temps (s) à l'essai 2 de la concentration 1

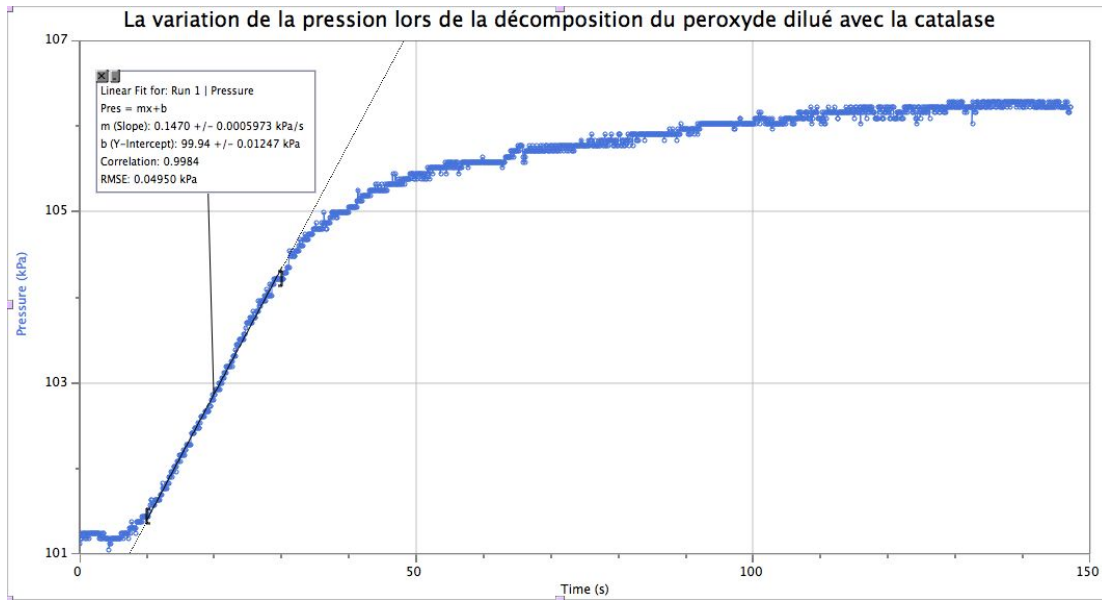


Figure 3. Variation de la pression d'O₂ (kPa) en fonction du temps (s) à l'essai 1 de la concentration 2 (peroxyde dilué)

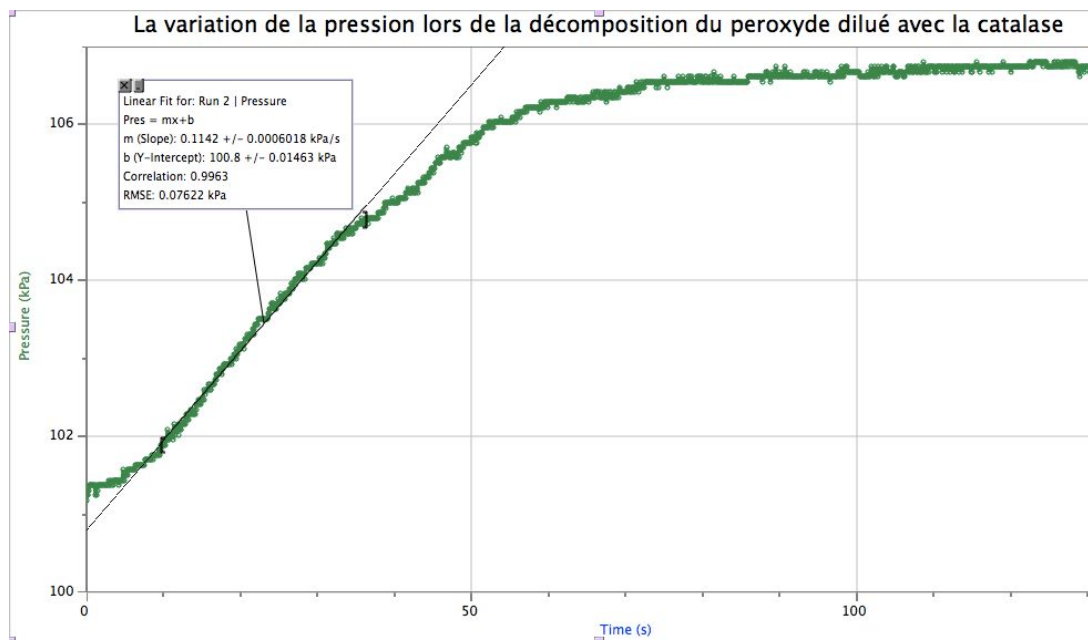


Figure 4. Variation de la pression d'O₂ (kPa) en fonction du temps (s) à l'essai 2 de la concentration 2 (peroxyde dilué)

Partie 3

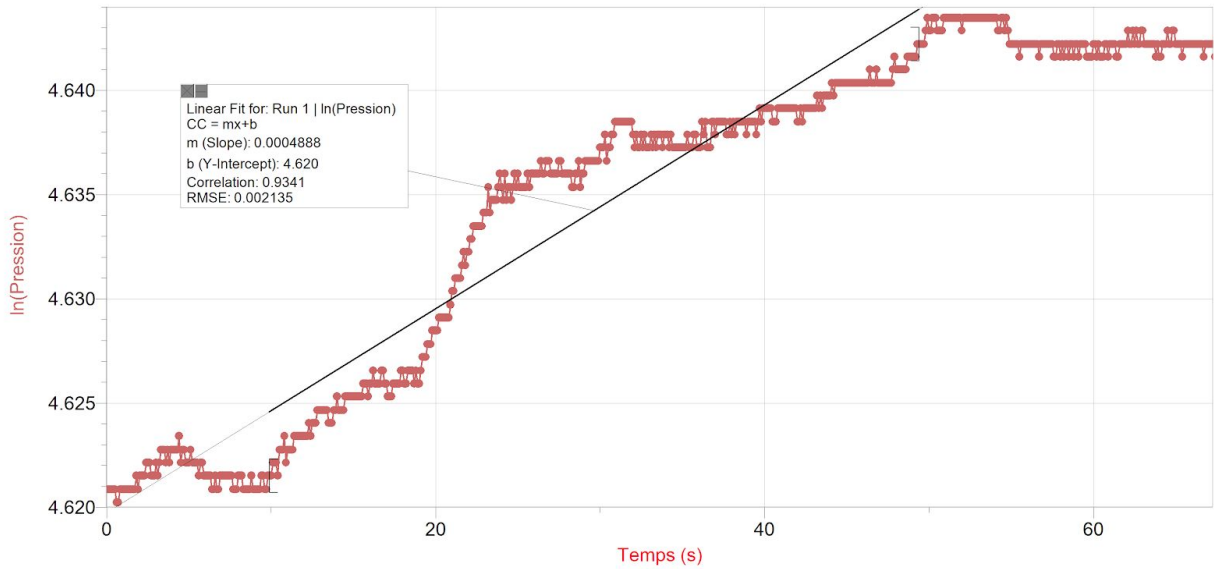


Figure 5. Log naturel de la pression de O_2 par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par la catalase à $10^\circ C$

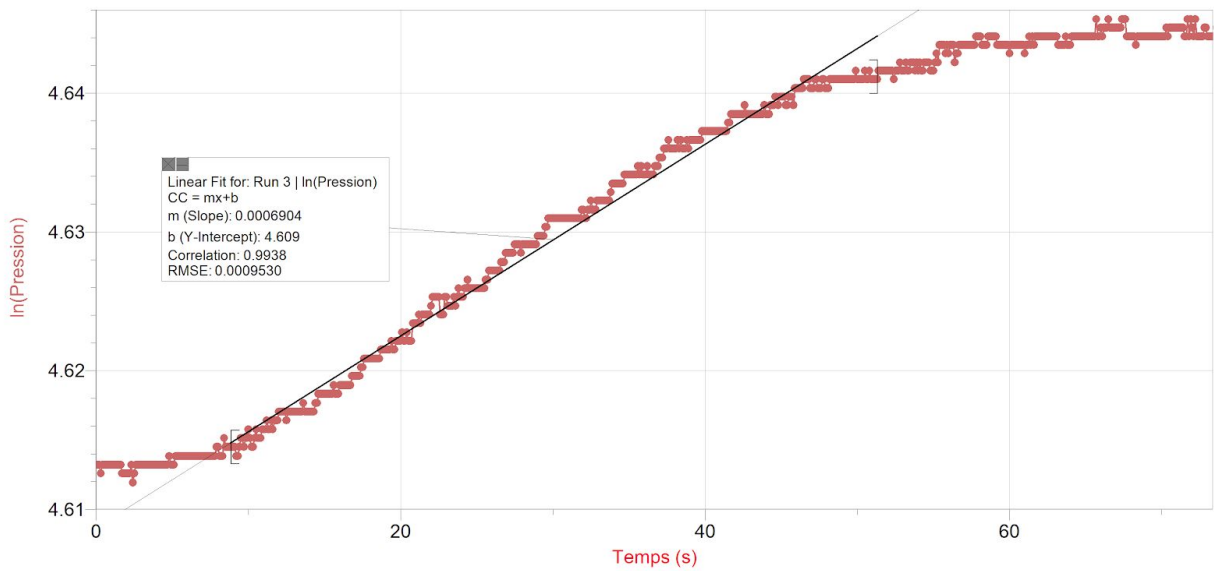


Figure 6. Log naturel de la pression de O_2 par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par la catalase à $15^\circ C$

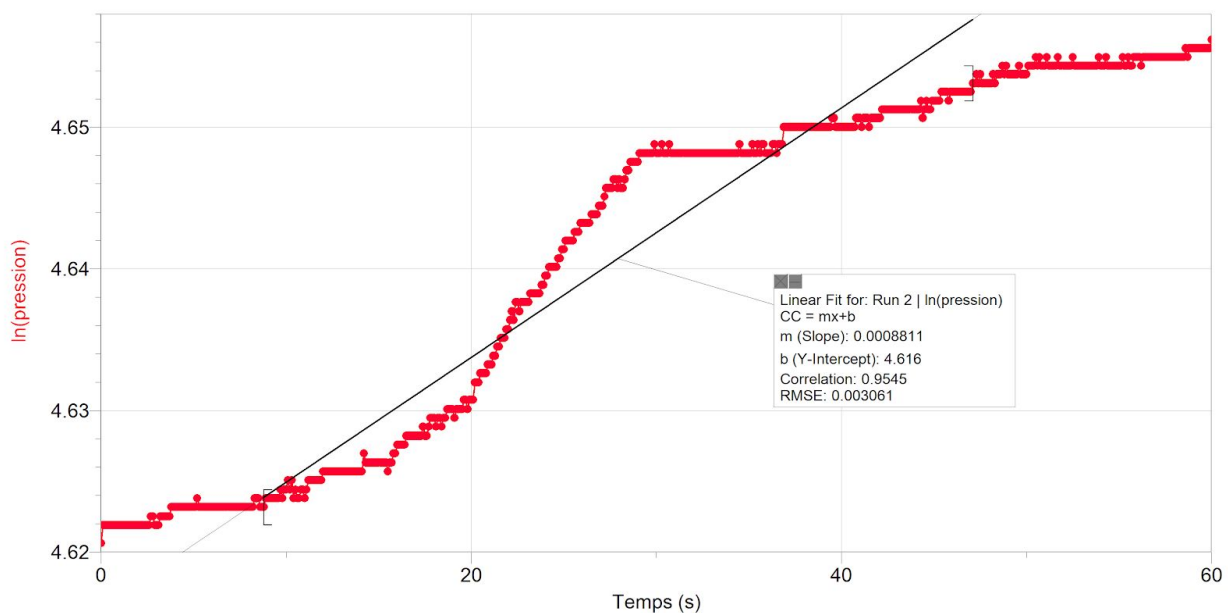


Figure 7. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par la catalase à $20^\circ C$

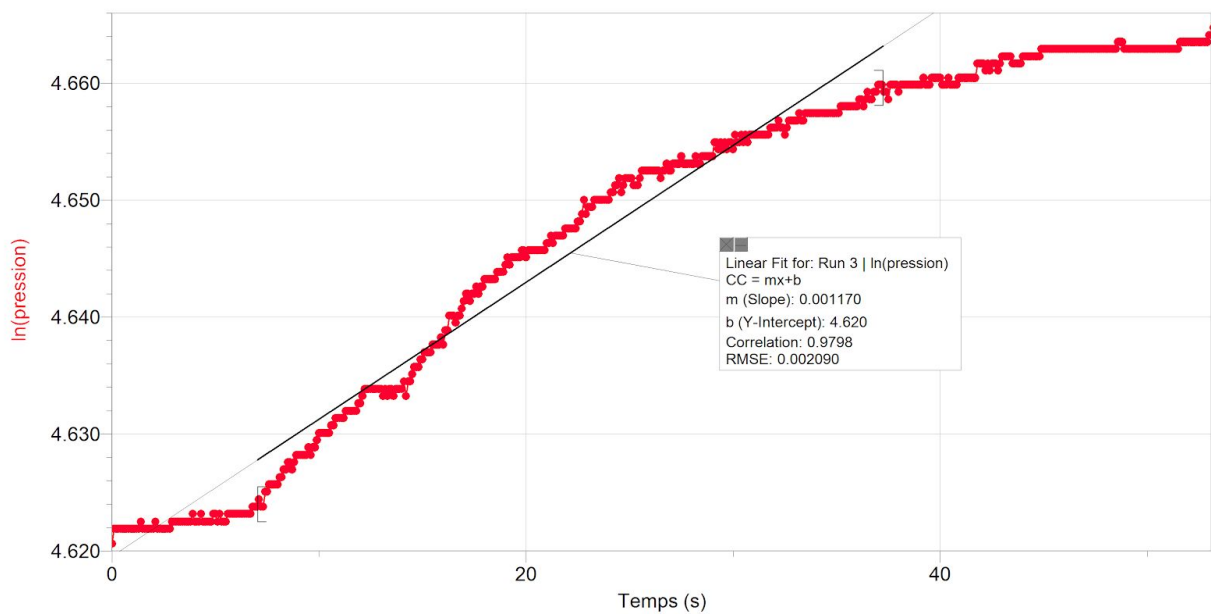


Figure 8. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par la catalase à $25^\circ C$

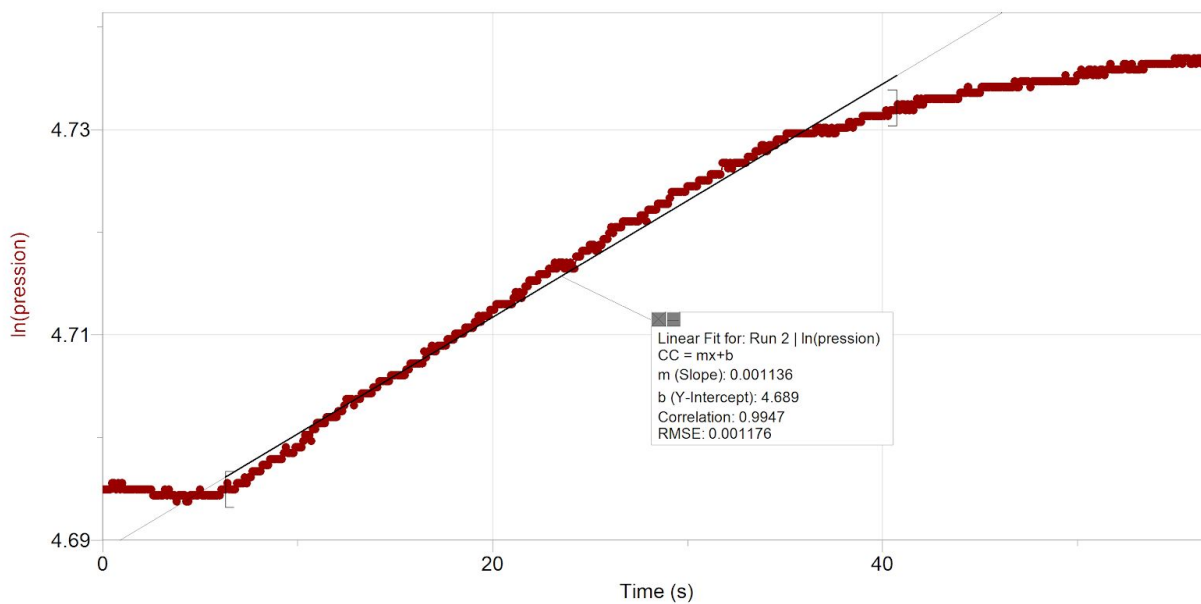


Figure 9. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par la catalase à $30^\circ C$

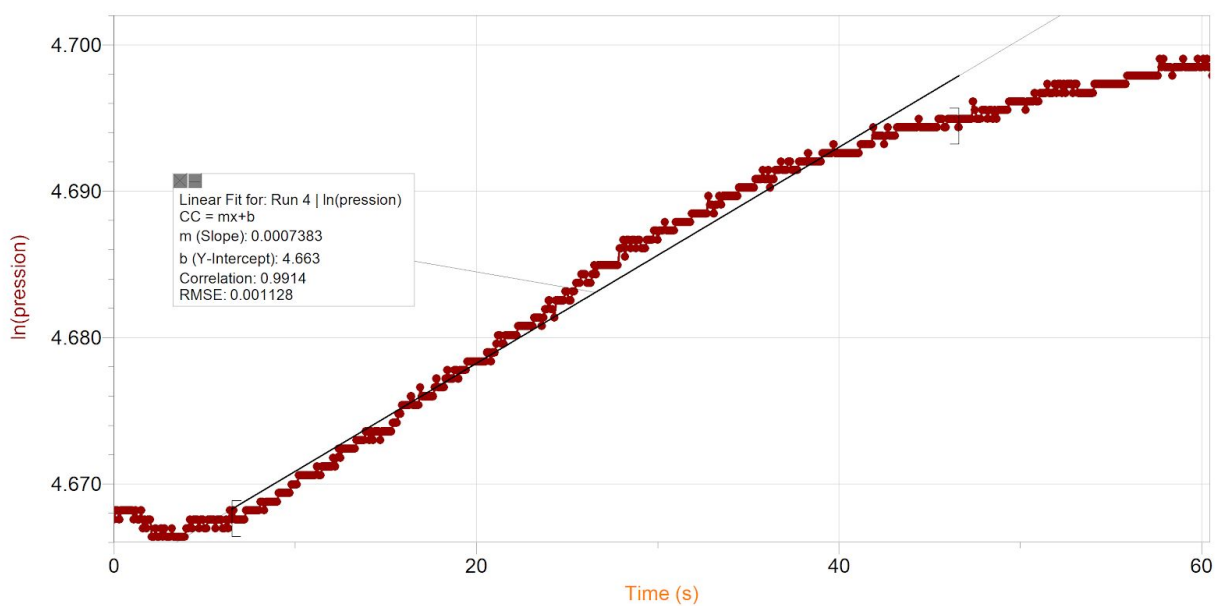


Figure 10. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par la catalase à $35^\circ C$

Partie 4

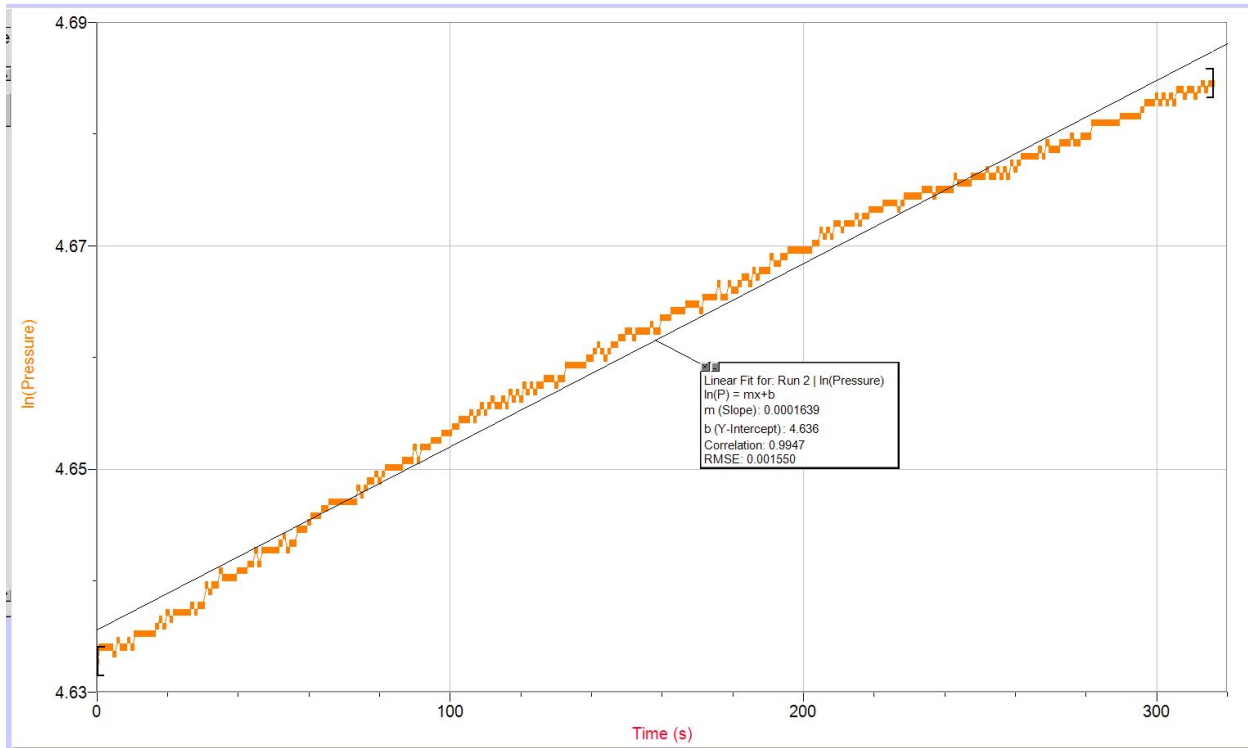


Figure 11. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par le KI à 30°C

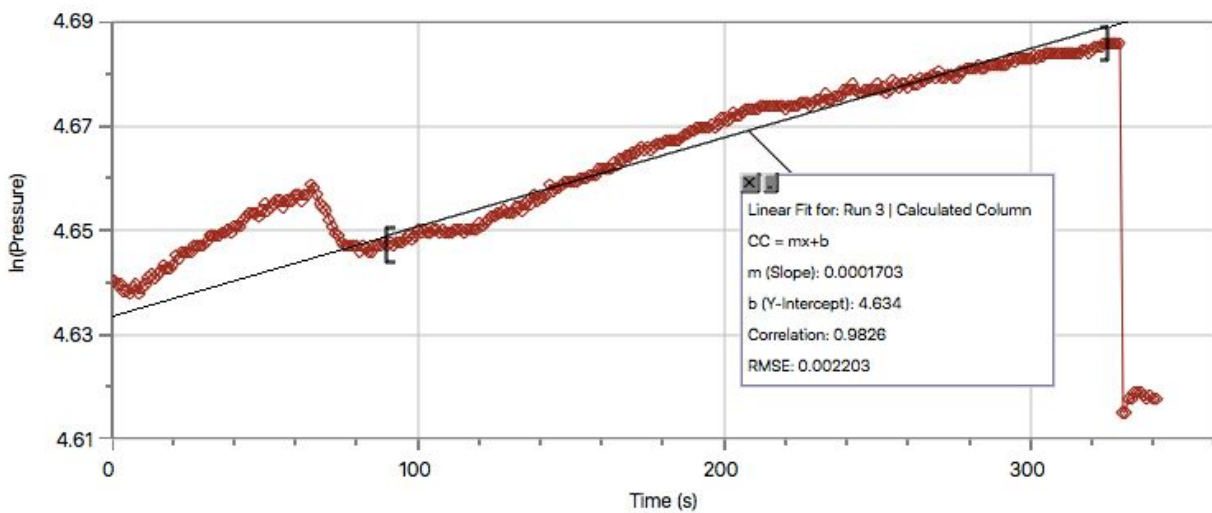


Figure 12. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par le KI à 35°C

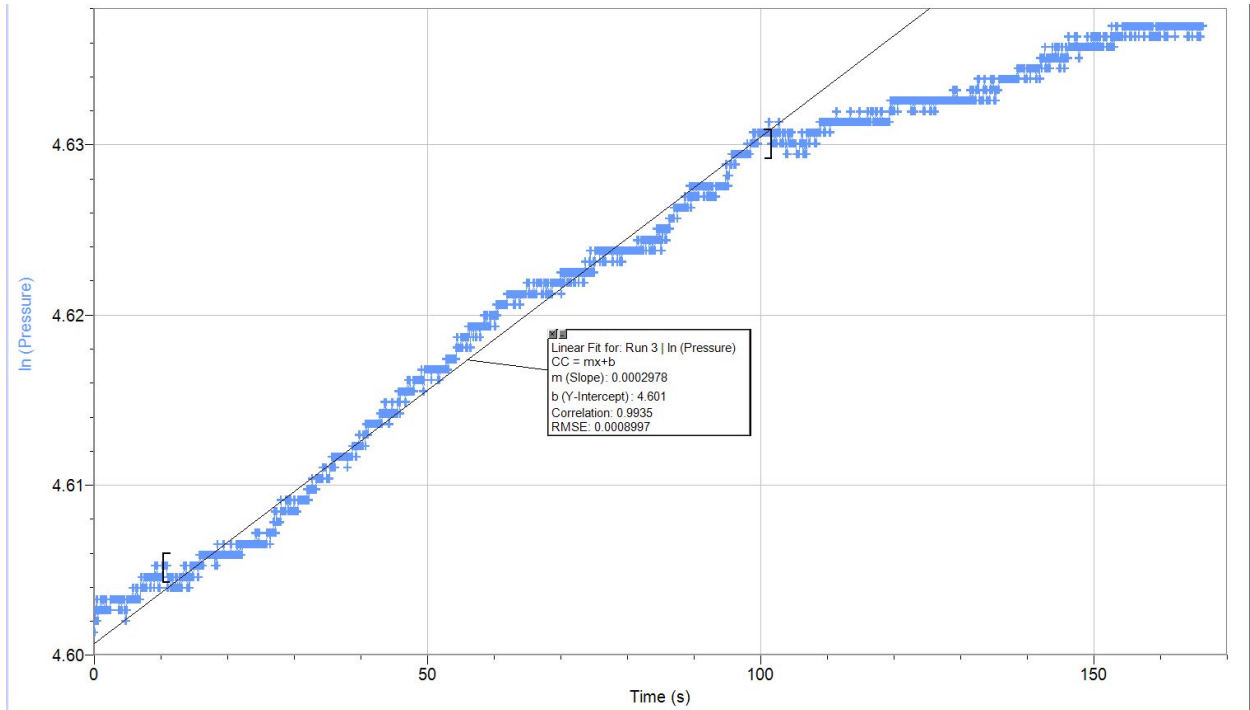


Figure 13. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H₂O₂ catalysé par le KI à 40°C

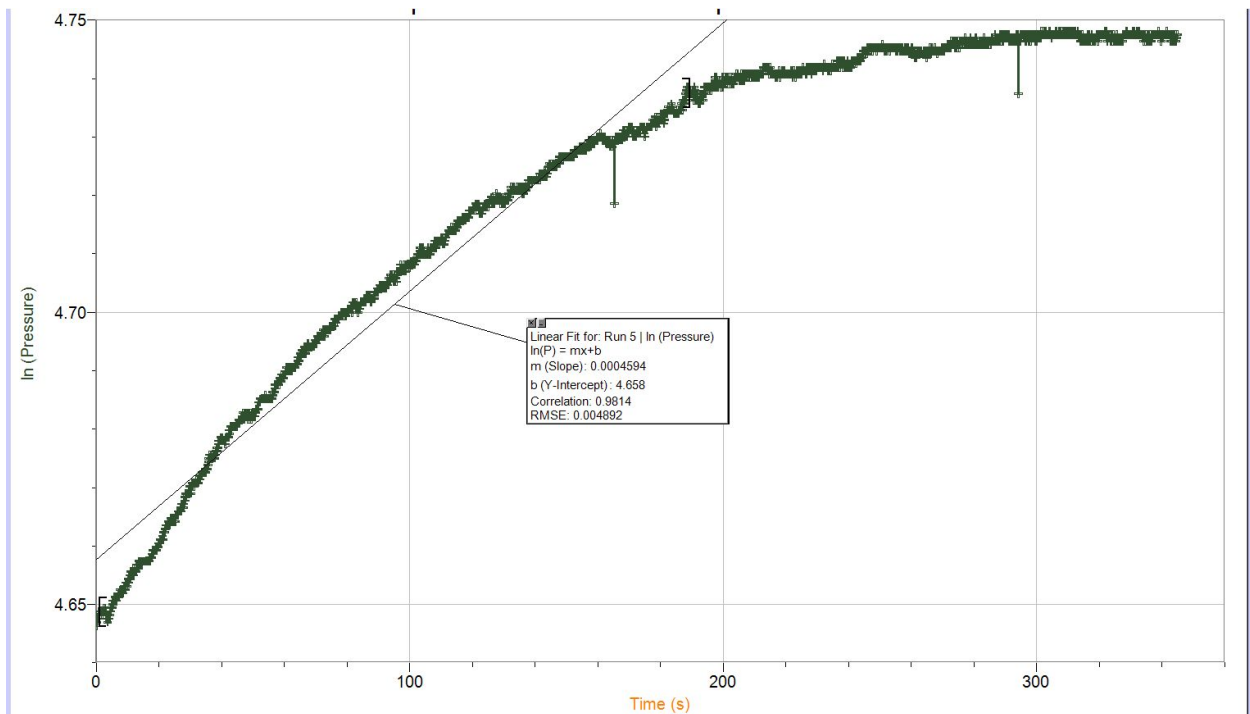


Figure 14. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H₂O₂ catalysé par le KI à 45°C

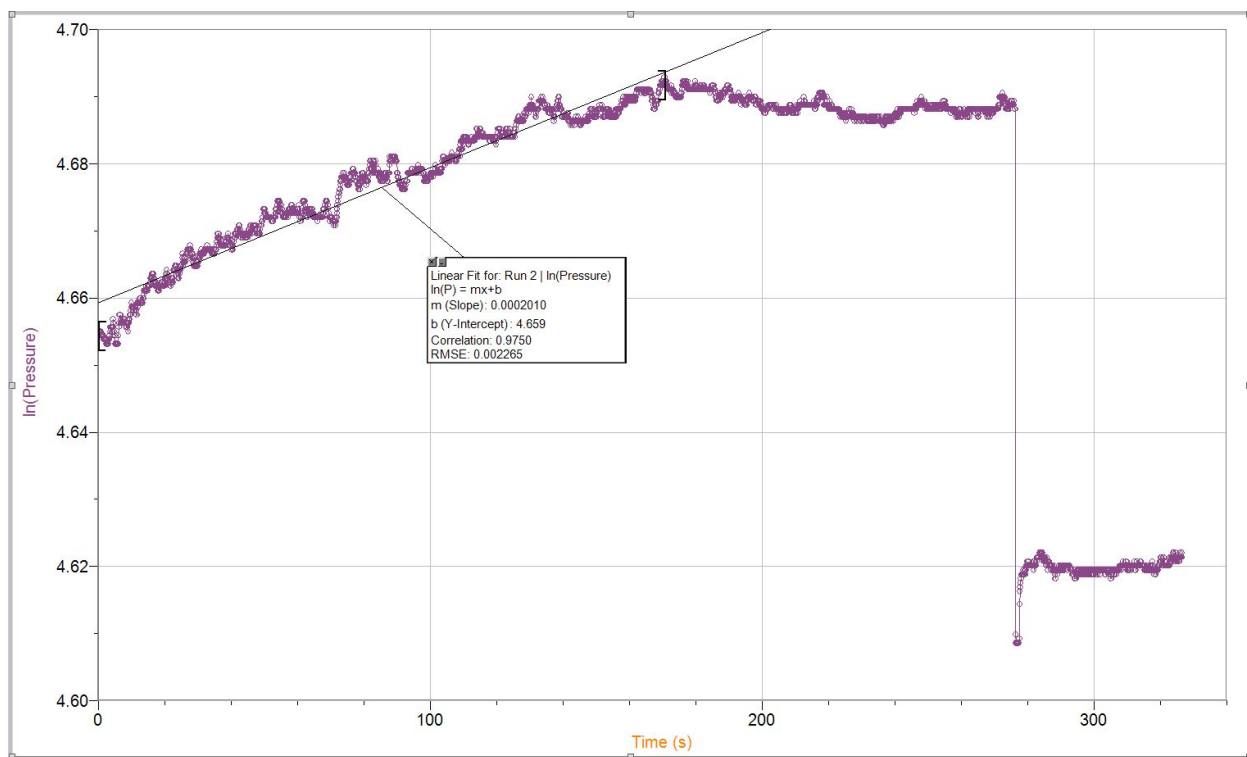


Figure 15. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par le KI à $50^\circ C$

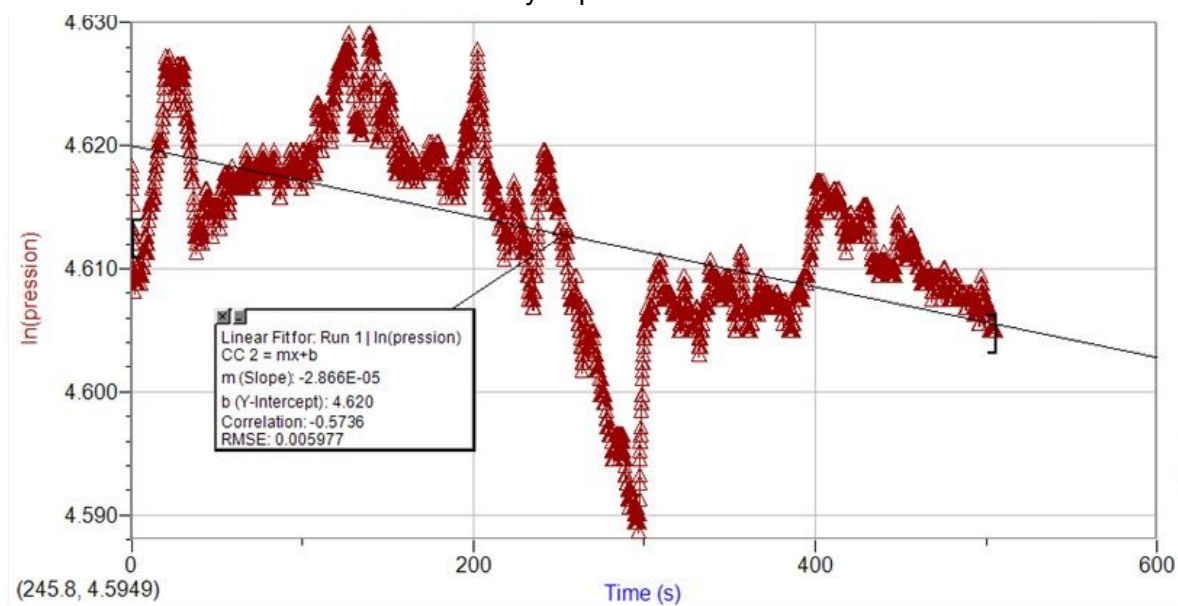


Figure 16. Log naturel de la pression par rapport au temps (s) pour la décomposition de H_2O_2 catalysé par le KI à $55^\circ C$

CALCULS

Partie 2

Concentration 1:

1) Calcul de la vitesse moyenne

$$v_1 = 0.1534$$

$$v_2 = 0.2280$$

$$v_m = v_1 + v_2 / 2$$

$$v_m = 0,1534 \text{ kPa/s} + 0,2280 \text{ kPa/s} / 2$$

$$v_m = 0,191 \text{ kPa/s}$$

Concentration 2:

1) Calcul de la concentration de H₂O₂ dilué

$$C_i = 0,75\%$$

$$V_i = 2 \text{ mL}$$

$$V_f = 4 \text{ mL}$$

$$C_f = ?$$

$$C_i V_i = C_f V_f$$

$$C_f = C_i V_i / V_f$$

$$C_f = 0,75\% \times 2 \text{ mL} / 4 \text{ mL}$$

$$C_f = 0,375\%$$

Pour les deux concentrations:

1) Calcul de l'ordre de réaction

$$x = \log (v_1/v_2) / \log (C_1/C_2)$$

$$x = \log (0.191/0.131) / \log (0.750\%/0.375\%)$$

$$x = 0.544$$

Tableau 5. Vitesse moyenne (kPa/s) et ordre de réaction selon la concentration correspondante

	Concentration de peroxyde d'hydrogène (%)	Vitesse moyenne de la réaction entre la catalase et le peroxyde d'hydrogène (kPa/s)	Ordre de réaction calculée
Concentration 1	0,750 %	0,191	0,544
Concentration 2	0,375%	0,131	0,544

Partie 3

Tableau 6. Constante de vitesse selon les graphiques pour la décomposition du peroxyde catalysé par la catalase de la partie 3

Température (°C)	Constante de vitesse, k
10,0	0.0004888
15,0	0.0006904
20,0	0.0008811
25,0	0.001170
30,0	0.001136
35,0	0.0007383

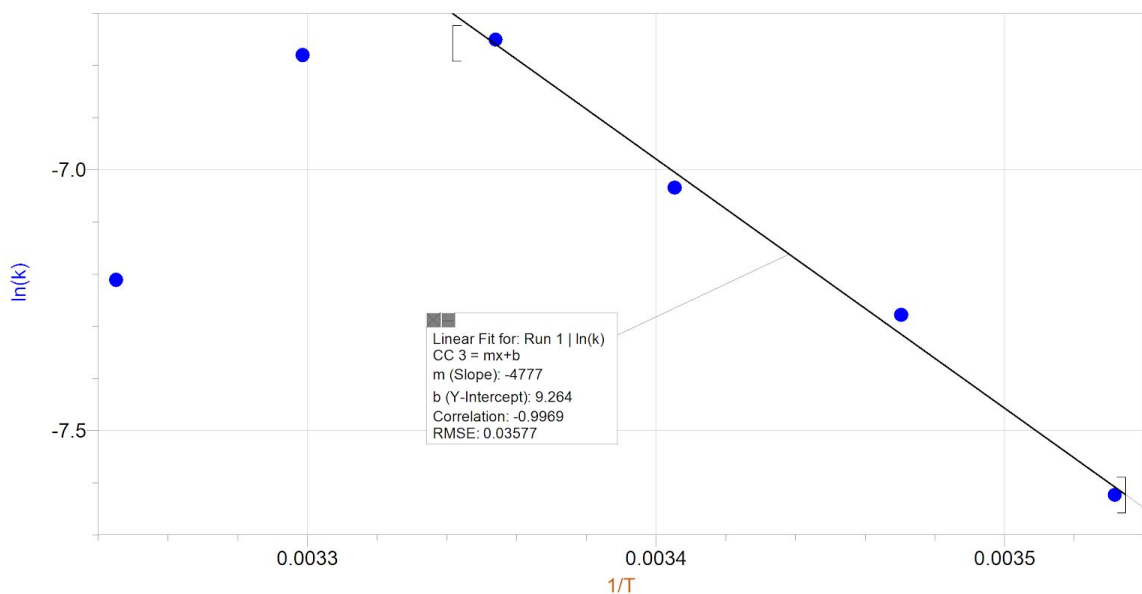


Figure 17. Log naturel de la constante de vitesse par rapport à l'inverse de la température pour la décomposition de H_2O_2 avec la catalase; droite tracée en utilisant les points les plus linéaires

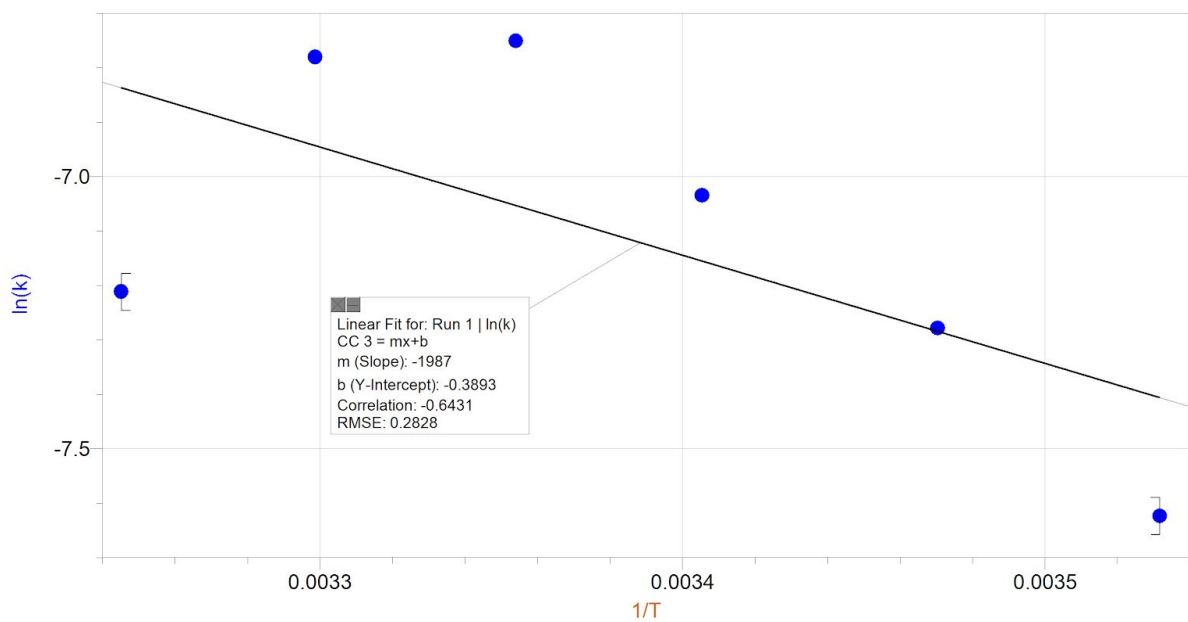


Figure 18. Log naturel de la constante de vitesse par rapport à l'inverse de la température pour la décomposition de H_2O_2 avec la catalase; droite tracée en utilisant toutes les points

Tableau 7. Calcul de l'énergie d'activation pour la décomposition du peroxyde catalysé par la catalase selon la pente des graphiques

Figure	Pente	Energie d'activation (J)*
--------	-------	---------------------------

17	-4777	39700
18	-1987	16500

* $m = -E_a/R$; $E_a = -mR = -(-4777)(8.3145) = 39\,718\text{ J}$ ou 39.7 kJ

Partie 4

Tableau 8. Constante de vitesse selon les graphiques pour la décomposition du peroxyde catalysé par le KI

Température (°C)	Constant de vitesse, k
30,0	0.0001639
35,0	0.0001703
40,0	0.0002978
45,0	0.0004594
50,0	0.0002010
55,0	-0.00002866

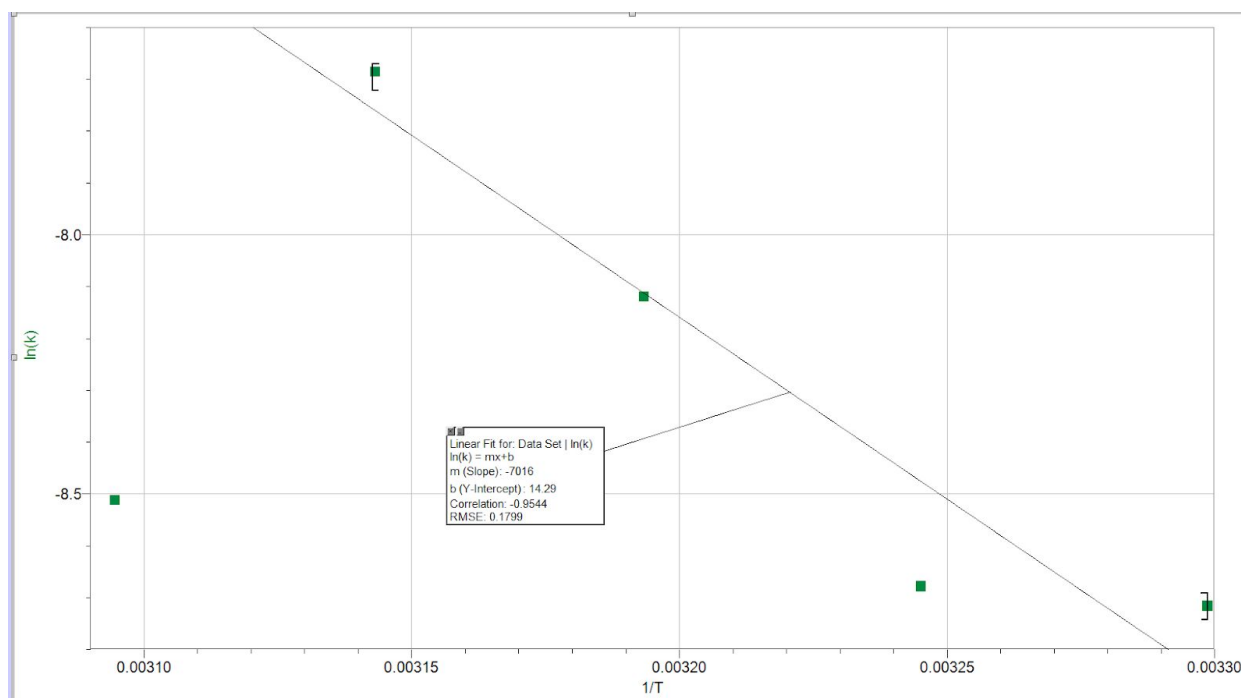


Figure 19. Log naturel de la constante de vitesse par rapport à l'inverse de la température pour la décomposition de H_2O_2 avec le KI; droite tracée en utilisant les points les plus linéaires

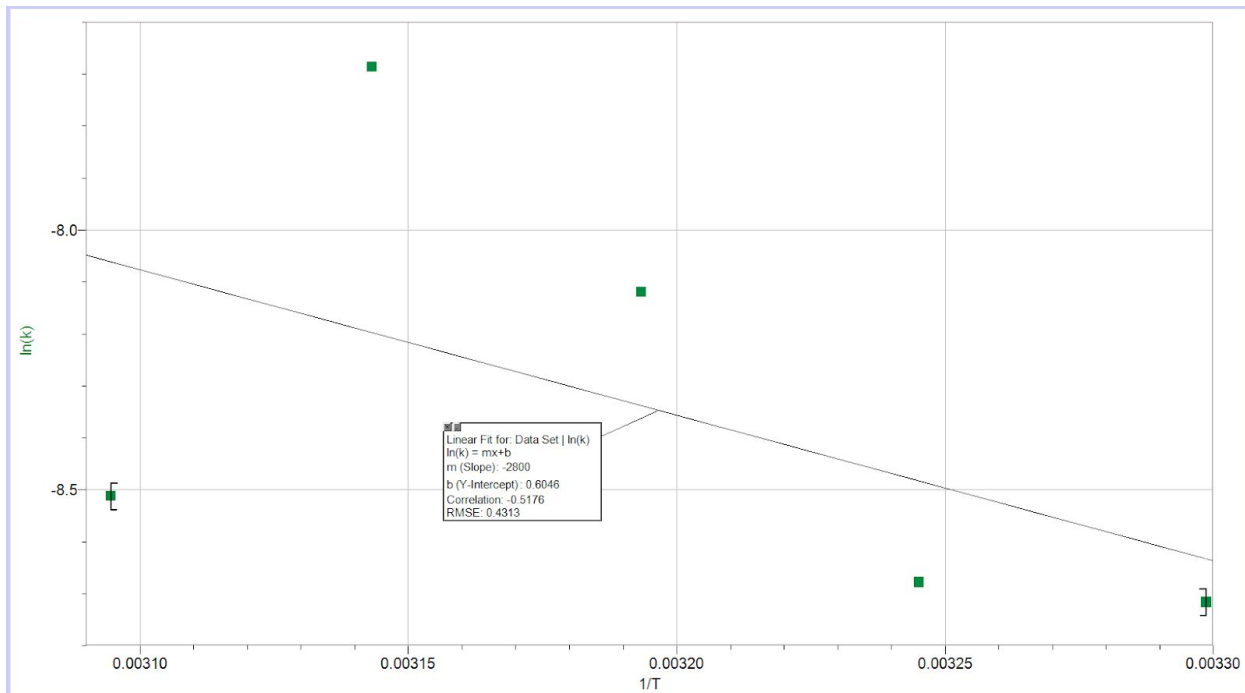


Figure 20. Log naturel de la constante de vitesse par rapport à l'inverse de la température pour la décomposition de H_2O_2 avec le KI; droite tracée en utilisant tous les points

Tableau 9. Calcul de l'énergie d'activation pour la décomposition du peroxyde catalysé par le KI selon la pente des graphiques

Figure	Pente	Energie d'activation (J)*
19	-7016	58330
20	-2800	23280

$$* m = -E_a/R$$

$$E_a = -m \times R$$

$$E_a = -(-7016) \times (8,3145)$$

$$E_a = 58334,532 \text{ J ou } 58.334532 \text{ kJ}$$

DISCUSSION

Partie 2

Une fois la capsule remplie de H_2O_2 concentrée à 0.75% versée dans la catalase contenue dans l'erenmeyer de 125 mL, la pression augmente rapidement avant d'atteindre un plateau. Lors du premier essai, la pression se stabilise à 105.84 kPa après 95.6 secondes. Cela peut être observé dans le graphique (Figure 1) et lors du deuxième essai la pression se stabilise à 106.09 kPa après 94.4 secondes (Figure 2).

Suite à la dilution de 2 mL de H_2O_2 avec 2 mL d'eau, la concentration de peroxyde correspond à 0,375%, soit la moitié de la concentration initiale. Après avoir renversé la capsule contenant le peroxyde dilué dans l'erlenmeyer contenant 10 mL de la catalase préparée, la réaction s'est entamée. On a pu observer une augmentation drastique de la pression dès le début, pour que cette pression atteigne éventuellement un plateau. Lors du premier essai, la pression s'est stabilisée à environ 106,23 kPa après 147,0 secondes comme on peut l'observer dans la figure 3 (graphique). Lors du deuxième essai, la pression s'est stabilisée à environ 106,67 kPa après 131,0 secondes, comme on peut l'observer dans la figure 4.

En effet, il est logique de dire que la pression monte avec le temps puisque les produits résultant de la décomposition du peroxyde d'hydrogène sont l' H_2 et le O_2 qui sont à l'état gazeux. Par conséquent, plus le temps s'écoule, plus il y a de gaz produit, plus la pression augmente dans l'erlenmeyer. On observe aussi un plateau dans le graphique, c'est-à-dire un moment où la pression n'augmente plus. Ceci peut s'expliquer par le fait qu'il ne reste plus de peroxyde pouvant se décomposer en produits gazeux.

Pour calculer la vitesse moyenne, à l'aide des graphiques de Logger Pro, il faut calculer la pente de la partie ascendante du graphique, soit l'augmentation drastique du début. La pente obtenue pour l'essai #1 de la réaction avec le peroxyde d'hydrogène non-dilué ("m" dans la petite boîte du graphique, voir Figures 1 à 4) est de 0,1535 kPa/s, alors que celle obtenue pour le deuxième essai est de 0,2280 kPa/s. La pente obtenue pour l'essai #1 de la réaction avec le peroxyde dilué est de 0,1470 kPa/s, alors que celle obtenue pour le deuxième essai est de 0,1142 kPa/s. En fait, en calculant la pente de ce graphique, la variation de la pression sur le temps est obtenue, ce qui donne la vitesse. Cette équation peut s'écrire comme ci: $v = \Delta P_{\text{H}_2\text{O}_2} / \Delta t$. Ainsi, pour obtenir la vitesse moyenne, la moyenne des vitesses des deux essais a été calculée. Pour le peroxyde d'hydrogène non-dilué, la vitesse obtenue est de 0,191 kPa/s, alors que pour le peroxyde d'hydrogène dilué, elle est de 0,131 kPa/s.

Conséquemment, lorsqu'on compare la vitesse de réaction des deux expériences avec des concentrations différentes, on note que la réaction ayant une plus grande concentration de peroxyde est plus rapide que celle avec une plus petite concentration. En effet, la différence de temps pour les premiers essai de chaque concentration est de 51,4 seconde et pour les deuxièmes essais respectifs la différence est de 38,6. Cette différence est sans doute explicable par les multiples sources d'incertitudes.

Partie 3

Quand le capsule de H_2O_2 a été versée et que la solution a été mélangée avec la catalase, la décomposition du peroxyde d'hydrogène a rapidement eu lieu. Ceci a monté la pression dans l'erlenmeyer, avec la production d'oxygène gazeux: une augmentation dans le nombre de moles de gaz (grâce à une chute dans le nombre de moles de H_2O_2) dans un volume fixe, correspond à une augmentation de pression. Cette augmentation de pression est proportionnelle à la décomposition de peroxyde d'hydrogène.

Dans la partie 3, un graphique montrant le logarithme naturel de la pression de O₂ gazeux par rapport au temps a été choisi (voir Figures 5 à 10). Ceci a permis de trouver la pente du graphique pendant que la réaction a eu lieu, ce qui est le négatif de la constante de vitesse "k" à cette température (à partir de l'équation [ii]). Car ceci est la constante de vitesse de l'apparition de l'O₂, la réaction inverse (la décomposition de H₂O₂) aura le négatif de cette valeur comme "k". En utilisant un graphique de ln(k) en fonction de 1/T, on a pu trouver l'énergie d'activation de la décomposition du peroxyde d'hydrogène avec la catalase.

En ce qui a trait à la valeur d'énergie d'activation calculée, elle est dans les environs des valeurs littéraires pour le déroulement de cette réaction. Lors de l'expérience, la valeur de l'énergie d'activation de la réaction a été calculée à 16,5 kJ/mol. Cependant, d'autres expériences et la recherche suggèrent que la réaction devrait avoir une énergie d'activation entre 8 kJ et 16 kJ^{7,8}, ou plus bas jusqu'à un facteur d'un demi. Il est probable que la valeur actuelle est le plus bas possible, à cause de la nature importante de cette réaction dans le corps. Ceci peut être expliqué par plusieurs facteurs, comme la nature imprécise d'un calcul trouvé avec des graphiques expérimentaux, qui ne se font pas tracer par une droite linéaire (même si le log de la fonction devrait avoir une fonction linéaire comme résultat).

Sur le graphique pour le calcul de l'énergie d'activation, les points sont très dispersés en terme de leurs positions, et une droite linéaire ne semble pas bien les expliquer. Cependant, sans beaucoup plus d'essais, il est difficile d'établir quels sont les points les "plus" faux, et donc lesquels il faudrait éliminer. Il faut aussi noter qu'un calcul fait à partir des données semblant être sur une droite tracée (Figure 17) peut donner des résultats inexacts. En effet, ceci a plus que doublé l'énergie d'activation calculée (35,7kJ).

Partie 4 :

Afin de répondre à notre objectif et connaître le meilleur catalyseur, la catalase ou de l'iodure de potassium, nous avons calculé l'énergie d'activation pour la décomposition du peroxyde d'hydrogène catalysé par l'iodure avec le même protocole utilisé dans partie 3. Nous avons fait la réaction à 30,0°C, 35,0°C, 40,0°C, 45,0°C, 50,0°C et 55°C. Car la valeur de k obtenue à 55°C est négative, seulement cinq valeurs de ln(k) étaient inclus sur Figures 19 et 20.

La décomposition du peroxyde d'hydrogène se fait en produisant de l'oxygène et de l'eau. Lors de cette décomposition, la concentration de l'oxygène (à l'état gazeux) augmente et donc, la pression augmente aussi comme nous pouvons le voir dans le graphique de la figure 13 et 14. Plus la température augmente, par exemple lorsqu'elle passe de 40°C à 45°C, plus la pression augmente en raison d'une augmentation du nombre de moles de gaz (oxygène) ainsi qu'une diminution du nombre de moles de peroxyde d'hydrogène. Par contre, il y a une limite.

⁷ Sizer, I.W. Temperature Activation and Inactivation of the Crystalline Catalase-Hydrogen Peroxide System. J Biol Chem. 1944, 154(2), 461-473.

⁸ Fidaleo, M.; Lavecchia, R. Kinetic study of hydrogen peroxide decomposition by catalase in a flow-mix microcalorimetric system. Thermochimica Acta. 2003, 402(1), 19-26.

Lorsqu'on atteint 55°C, on voit que la température est trop élevée pour la réaction et il y a une dénaturation (démontré par la figure 16). À ce point, il y a une petite réaction mais pas assez pour voir une différence. Dans le graphique, on voit des changements basés sur le déplacement de l'ermeneyer, dans l'eau il y avait une plus haute pression puisque le gaz qui était déjà enfermée à l'intérieur a eu plus d'énergie de la température chaude et les particules ont pris plus de place avec leur déplacement qui a augmenté la pression. Les points plus basses démontrent quand on enlève le contenant de l'eau chaude et perd l'énergie qui a causée le changement.

Tout de même, plus la température augmente, plus l'équilibre de la réaction se déplace. Le catalyseur n'affecte pas l'équilibre de la réaction, il ne fait que accélérer la réaction. Nous nous attendions à ces résultats d'augmentation de la pression en fonction du temps, car l'oxygène étant un gaz augmente plus la pression monte.

Les graphiques pour les températures de 30 et 35 degrés celsius ont été légèrement faussés dû à la défaillance du matériel soit la sonde à pression qui s'est ouverte maintes fois lors de l'expérience, ce qui a causé de nombreuses chutes de pression visibles sur le graphique.

CONCLUSION

Premièrement, l'ordre partielle de réaction par rapport au peroxyde d'hydrogène obtenue est de 0.544. Deuxièmement, les énergies d'activation trouvées pour la décomposition du peroxyde d'hydrogène par la catalase sont de 39700 J et 16500 J et par l'iodure sont de 58330 J et 23280 J, selon la façon d'interpréter les graphiques. À partir de ces résultats, il est apparent que la catalase est probablement le meilleur catalyseur pour la décomposition du peroxyde d'hydrogène dans le corps humain. Le protocole permet d'atteindre le but de l'expérience de façon plus ou moins efficace. Certaines modifications peuvent être faites pour éviter les erreurs suivantes qui se sont produites lors de l'expérience.

SOURCES D'ERREUR

Des gouttes non-transférées des cylindres gradués ont eu un impact sur les résultats, car il n'y avait que 2 mL de peroxyde au début, donc chaque perte de goutte est déterminante sur le volume utilisé lors de l'expérience. Un volume plus bas de H₂O₂ modifie la quantité de réactif, ce qui a un impact sur les produits, et donc la quantité d'oxygène pouvant être produite. Ceci change aussi la vitesse à laquelle la réaction se produit. Ainsi nos mesure de constante de vitesse sont moins précises que voulu. Cela cause des désavantages lors de la production des calculs pour l'énergie d'activation. Puisqu'on a un rapport entre deux constantes de vitesse si les valeurs sont fausses ou peu exactes on peut obtenir des valeurs d'énergie d'activation soit plus basses ou plus hautes que prévu.

Le contrôle de la température peut constituer une source d'erreur. En effet, la température n'a pas pu rester entièrement constante pendant les 15 minutes. Par exemple, avec la catalase à 20°C et 25°C, les membres du groupe on pu garantir que la température est

restée entre 20°C et 21°C, et entre 24°C et 25°C, mais sans avoir des mesures exactes pendant l'attente entière, on assume que la température dans l'erenmeyer est alors entre ces deux bornes. De plus, la température était difficile à garder constante en conséquence de toute la circulation dans la salle et l'utilisation des plaques chauffantes. Cette chaleur supplémentaire a complexifié les bains froids, car l'ajout constant de glace était nécessaire pour assurer la température voulue. Cette erreur a affecté la vitesse de la réaction puisque nous savons que les catalyseurs fonctionnent mieux à une certaine température donnée. Ainsi, si la température n'est pas juste, le catalyseur fonctionnera différemment, et, du coup, la vitesse de réaction ne sera pas celle prévue. Puis, encore une fois, cette erreur modifiera les valeurs d'énergie d'activation calculées. De ce fait, on obtient des valeurs imprécises.

Dans la partie 1 du protocole, lors du prélèvement du liquide de la laitue, celle-ci aurait pu être contaminée par le comptoir sur lequel elle a été placée. Ceci aurait pu entraîner le contact avec des produits chimiques sur le comptoir, par exemple, ainsi ayant pu changer l'efficacité de la catalase.

Dans la partie 2, il faut considérer les incertitudes des instruments, le cylindre gradué utilisé a une incertitude de $\pm 0,05$ mL, la sonde de pression utilisée a une incertitude de $\pm 0,01$ kPa. De plus, la capsule de verre utilisée pour introduire le peroxyde d'hydrogène dans l'erenmeyer a entravé le mélange optimal du peroxyde d'hydrogène et de la catalase. En effet, une partie de solution se retrouvait dans la capsule l'empêchant le tout de bien se mélanger avec le reste de la solution.

Dans la partie 3, plusieurs éléments ont pu contribuer à des sources d'erreurs. Pendant le premier essai, nous n'avons pas refroidi la capsule de catalase dans le bain marie à l'intérieur du erlenmeyer. De plus, tout au long des expériences, nous avons gardé la catalase à la température ambiante. Aussi, puisque le peroxyde d'hydrogène n'est pas stable en solution, et se décompose en oxygène gazeux et en eau, si une solution de H_2O_2 a été laissée sans couvercle pendant un temps indéterminé, alors une certaine quantité de O_2 aurait pu s'échapper, même avant le commencement de l'expérience.

Dans la partie 4, les sources d'erreurs possibles sont le matériel, et tout simplement, l'ouverture de la sonde à pression qui mène à des graphiques erronées. De plus, la dénaturation du KI est supposé d'arriver à 60°C, mais dans nos essais à 55°C nous pouvons voir que c'est dénaturé. Cela peut être le résultat d'une faute de température car la plaque chauffante est difficile à contrôler précisément. Par ailleurs, le thermomètre manque de précision. En fait, il a une source d'incertitude de $\pm 0,01$ kPa.

AMÉLIORATIONS

Pour améliorer la partie 1, il serait nécessaire d'utiliser un couvercle qui recouvre plus la catalase afin de pouvoir mieux isoler les échanges gazeux. De plus, il serait mieux d'assurer que la laitue soit placée à un endroit propre afin d'éviter la contamination de la catalase.

Pour améliorer la partie 2, il serait possible d'utiliser un bouchon plus isolant afin d'éviter des échappements de O_2 provenant de la dégradation du peroxyde d'hydrogène par la catalase puisqu'une fuite causerait une diminution de la pression et donc pourrait fausser les données. De plus, l'utilisation d'un instrument plus précis que le cylindre gradué de 10 mL, tels la pipette jaugée ou la burette, ayant une plus petite incertitude, permettrait d'avoir des mesures plus exactes.

Pour améliorer la partie 3, l'utilisation d'une burette serait nécessaire pour mesurer un volume de peroxyde et de catalase plus précis au lieu de cylindre gradué, qui est moins précis. Aussi il faudrait avoir un thermomètre dans l'erlenmeyer qui mesure la température de la catalase puis un dans la capsule de verre qui mesure la température du peroxyde. Ceci aiderait à savoir quand la catalase et le peroxyde atteignent la même température. En plus, puisque les températures de la catalase et du peroxyde seraient constamment observées il serait possible de prendre les mesures nécessaires afin de garder la température constante. De plus, il serait important de trouver une façon stable de tenir l'erlenmeyer au fond des bains marie puisque ça flottait, et les capsules contenant la catalase pouvait tomber facilement.

Pour la partie 4, ce qui est à améliorer est le matériel, c'est-à-dire la sonde à pression. Plus précisément il faudrait trouver un moyen pour que celle ci ne se débouche pas lors de l'expérience, ainsi empêchant les fuites d'air. De plus, un thermomètre électronique pourrait être utilisé pour avoir une plus grande précision au niveau de la mesure de la température qui était un élément central de cette partie du laboratoire.

Critères d'évaluation pour *La Catalase*

Nom du TA: Laurie Nadon Sabourin et Dominique Lavoie		Noms des étudiants dans l'équipe:	Groupe D
		Date:	30 novembre 2017
Critères	Points	Évaluation	
		étudiants	TA
1. Identifier le problème et le résumer clairement d'une manière vérifiable par expérience.	1	1	
2. Utilise les bons appareils, techniques et précautions sécuritaires	1	1	
3. Matériels sont facilement disponible	1	1	
4. Variation d'une seule variable à la fois.	1	1	
5. Conditions pour les autres variables sont clairement constatées.	1	1	
6. Des erreurs expérimentales minimisées par le bon choix de méthode ou appareil	1	1	
7. Méthode assez claire que d'autres étudiants peuvent le suivre.	1	0	
8. Aucune supposition invalide	1	1	
9. Identification des réactifs qui ont besoin d'être mesuré avec la précision.	1	1	
10. Procédure indiqué	1	1	
11. Essais multiples indiqués	1	1	
12. Terminologie chimique correcte	1	1	
13. Limitations du dessin expérimental inclus	1	1	
TOTAL	13	12	

DONNÉES BRUTES:

	Run 2		Run 1	
	Time (s)	Pressure (kPa)	Time (s)	Pressure (kPa)
1	0.0	101.19	0.0	101.12
2	0.1	101.25	0.1	101.19
3	0.2	101.25	0.2	101.25
4	0.3	101.32	0.3	101.19
5	0.4	101.38	0.4	101.19
6	0.5	101.38	0.5	101.25
7	0.6	101.38	0.6	101.25
8	0.7	101.38	0.7	101.25
9	0.8	101.38	0.8	101.19
10	0.9	101.38	0.9	101.25
11	1.0	101.38	1.0	101.25
12	1.1	101.38	1.1	101.19
13	1.2	101.25	1.2	101.25
14	1.3	101.25	1.3	101.25
15	1.4	101.32	1.4	101.19
16	1.5	101.38	1.5	101.25
17	1.6	101.38	1.6	101.25
18	1.7	101.38	1.7	101.25
19	1.8	101.38	1.8	101.25
20	1.9	101.38	1.9	101.25
21	2.0	101.38	2.0	101.25
22	2.1	101.38	2.1	101.25
23	2.2	101.38	2.2	101.25
24	2.3	101.38	2.3	101.25
25	2.4	101.38	2.4	101.25
26	2.5	101.38	2.5	101.25
27	2.6	101.38	2.6	101.25

Laboratoire 5 - Partie 2 Alexie Morneau
 - 10 samples / s
 - études cinétique: garder toutes les variables constantes sauf une.
 Observations:
 1 - la catalase est verte et trouble 2 ml peroxyde
 - la pression augmente
 - Pression finale 101.38 kPa 5 ml eau distillé
 2 - Pression finale 101.25 kPa 10 ml H₂O₂ en concentration.
 - mousse/bulles lors de la réaction.
 Laboratoire 5 (laboratoire Maxikon 4000/2000)
 10 samples/seconde
 Observations:
 - le peroxyde est clair et transparent.
 - la catalase est verte et transparente (trouble)
 - la solution va dans la capsule lorsqu'on mélange.
 - la pression augmente (solution diluée).
 - la pression a stabilisé à 101.38 kPa.
 - pour le 2^e essai, la pression s'est arrêtée à 101.25 kPa.
 - le mélange fait une mousse pendant la réaction. 10 ml H₂O₂

Laboratoire #5 Leonie Chénier
 Partie 3
 5 ml à 40°C
 10 et 20 min
 Partie 3
 concentration #1 du peroxyde 0,75% avec 10ml de catalase dans bain de 10°C pour 5min
 concentration #1 du H₂O₂ 0,75% avec 10 ml de catalase dans bain de 15°C pour 5min

	Run #1		Run #2	
	Time (s)	Pressure (kPa)	Time (s)	Pressure (kPa)
1	0.0	101.58	0.0	101.58
2	0.1	101.64	0.1	101.64
3	0.2	101.64	0.2	101.64
4	0.3	101.64	0.3	101.64
5	0.4	101.64	0.4	101.64
6	0.5	101.64	0.5	101.64
7	0.6	101.64	0.6	101.64
8	0.7	101.64	0.7	101.64
9	0.8	101.64	0.8	101.64
10	0.9	101.64	0.9	101.64
11	1.0	101.70	1.0	101.64
12	1.1	101.64	1.1	101.64
13	1.2	101.64	1.2	101.64
14	1.3	101.64	1.3	101.64
15	1.4	101.64	1.4	101.64
16	1.5	101.64	1.5	101.70
17	1.6	101.70	1.6	101.64
18	1.7	101.70	1.7	101.64
19	1.8	101.70	1.8	101.64
20	1.9	101.70	1.9	101.64
21	2.0	101.70	2.0	101.70
22	2.1	101.77	2.1	101.64
23	2.2	101.77	2.2	101.64
24	2.3	101.70	2.3	101.64
25	2.4	101.70	2.4	101.64
26	2.5	101.70	2.5	101.64
27	2.6	101.70	2.6	101.64
28	2.7	101.70	2.7	101.64
29	2.8	101.70	2.8	101.64
30	2.9	101.70	2.9	101.64
31	3.0	101.70	3.0	101.64
32	3.1	101.70	3.1	101.64
33	3.2	101.70	3.2	101.64

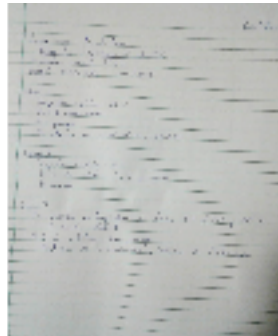
	Run 2	
	Time (s)	Pressure (kPa)
1	0.0	101.58
2	0.1	101.64
3	0.2	101.64
4	0.3	101.64
5	0.4	101.64
6	0.5	101.64
7	0.6	101.64
8	0.7	101.64
9	0.8	101.64
10	0.9	101.64
11	1.0	101.70
12	1.1	101.64
13	1.2	101.64
14	1.3	101.64
15	1.4	101.64
16	1.5	101.64
17	1.6	101.70
18	1.7	101.70
19	1.8	101.70
20	1.9	101.70
21	2.0	101.70
22	2.1	101.77
23	2.2	101.77
24	2.3	101.70
25	2.4	101.70
26	2.5	101.70
27	2.6	101.70
28	2.7	101.70
29	2.8	101.70
30	2.9	101.70
31	3.0	101.70
32	3.1	101.70
33	3.2	101.70

Laboratoire 5: Pascal Gauthier 2001/2007
 Matériel:
 Permanganate d'hydrogène - H₂O₂
 Iodate de potassium - KI
 catalase
 * Pour extraire la catalase d'une patate, il faut la boucher par un mousseline. Le cuivre en petit morceau et le mettre dans un verre. Mettre assez de H₂O₂ pour que ça soit saturé. Ensuite catalase va être dans le mousseline.
 Catalase agit comme catalyseur dans la décomposition du peroxyde d'hydrogène.
 1^{er} essai: $X = \log\left(\frac{V_1}{V_2}\right) / \log\left(\frac{[H_2O_2]_1}{[H_2O_2]_2}\right)$
 Filtrage de la patate entre 15-20 min dans un bain.

23 novembre 2019 Sarah-Claude Lévesque
 Observations partie 2 Concentration 1
 - le peroxyde est clair et transparent
 - la catalase est verte et transparente
 - bulle/mousse lorsque catalase et peroxyde mélangés
 - il reste de H₂O₂ dans la capsule de verre
 Potassium iodate 0.1M
 peroxyde d'hydrogène 0.75%
 - pression augmente et se stabilise

	Run 3		Run 1	
	Time (s)	Pressure (kPa)	Time (s)	Pressure (kPa)
1	0.0	101.58	0.0	101.58
2	0.1	101.64	0.1	101.64
3	0.2	101.64	0.2	101.64
4	0.3	101.64	0.3	101.64
5	0.4	101.64	0.4	101.64
6	0.5	101.64	0.5	101.64
7	0.6	101.64	0.6	101.64
8	0.7	101.64	0.7	101.64
9	0.8	101.64	0.8	101.64
10	0.9	101.64	0.9	101.64
11	1.0	101.64	1.0	101.64
12	1.1	101.64	1.1	101.64
13	1.2	101.64	1.2	101.64
14	1.3	101.64	1.3	101.64
15	1.4	101.64	1.4	101.64
16	1.5	101.70	1.5	101.64
17	1.6	101.70	1.6	101.64
18	1.7	101.64	1.7	101.64
19	1.8	101.64	1.8	101.64
20	1.9	101.64	1.9	101.64
21	2.0	101.70	2.0	101.64
22	2.1	101.64	2.1	101.64
23	2.2	101.64	2.2	101.64
24	2.3	101.64	2.3	101.64
25	2.4	101.64	2.4	101.64
26	2.5	101.64	2.5	101.64
27	2.6	101.64	2.6	101.64
28	2.7	101.64	2.7	101.64

Pascal Gauthier 2001/2007
 23^e ambiant
 Dans protocole, entre temp 10 à Partie 3
 Partie 3 temp → 20, 25°
 1^{er} essai: Peroxyde 2ml → 0.75%
 2ml à 20°C
 - 10ml de catalase
 - attendre 15 min pour mettre solution à 20°C (20°C)
 - réaction labouard → 60 sec
 2^e essai: 2ml Peroxyde → 0.75%
 à 20°C
 - 10ml de catalase
 - attendre 15 min pour mettre solution à 20°C
 - réaction L9 → 60 sec
 3^e essai: 2ml Peroxyde → 0.75%
 à 25°C
 - 10ml catalase



	Run 1		Run 2	
	Pressure (kPa)	Time (s)	Pressure (kPa)	Time (s)
21	101.38	2.0	101.70	
22	101.38	2.1	101.77	
23	101.38	2.2	101.77	
24	101.38	2.3	101.70	
25	101.38	2.4	101.70	
26	101.38	2.5	101.70	
27	101.38	2.6	101.70	
28	101.38	2.7	101.70	
29	101.38	2.8	101.70	
30	101.38	2.9	101.70	
31	101.38	3.0	101.70	
32	101.38	3.1	101.70	
33	101.38	3.2	101.70	
34	101.38	3.3	101.70	
35	101.38	3.4	101.70	
36	101.38	3.5	101.70	
37	101.38	3.6	101.70	
38	101.38	3.7	101.77	
39	101.38	3.8	101.77	
40	101.38	3.9	101.70	
41	101.38	4.0	101.70	
42	101.38	4.1	101.70	
43	101.38	4.2	101.70	
44	101.38	4.3	101.70	
45	101.38	4.4	101.70	
46	101.45	4.5	101.70	
47	101.38	4.6	101.70	
48	101.38	4.7	101.70	

Expérience 5
 Date: Elizabeth Devours #20009127

observations:
 avant l'expérience: le peroxyde a des bulles
 catalase: verte, mais laisse passer la lumière
 • Il y a de la mousse, plus d'eau

Expérience 5

Matériels
 - Blender
 - Cylindre
 - Perçoir
 - Thermomètre
 - Burette
 - Lab. lés +
 - Sente de pression
 - Bécher
 Procédure:
 - mettre un peu d'eau dans le blender pour avoir un liquide plus dilué mais avec une bonne concentration
 - Couper les bulles en petit morceaux avant de rentrer dans le blender pour maximiser le catalyseur
 - Gaz doit rester dans un espace fermé pour que le gaz s'accumule plus
 - [Orde de réaction est 1]
 - Trouver le meilleur concentration pour [H₂O]
 en diluant avec l'eau
 $X = (log \frac{V_2}{V_1})$

Run 2			
Time (s)	Pressure (kPa)	In(P)	
1738	173.7	108.90	4.690
1739	173.8	108.90	4.690
1740	173.9	108.90	4.690
1741	174.0	108.90	4.690
1742	174.1	108.84	4.690
1743	174.2	108.84	4.690
1744	174.3	108.84	4.690
1745	174.4	108.84	4.690
1746	174.5	108.84	4.690
1747	174.6	108.84	4.690
1748	174.7	108.84	4.690
1749	174.8	108.84	4.690
1750	174.9	108.84	4.690
1751	175.0	108.84	4.690
1752	175.1	108.84	4.690
1753	175.2	108.84	4.690
1754	175.3	108.84	4.690
1755	175.4	108.84	4.690
1756	175.5	108.84	4.690
1757	175.6	108.84	4.690
1758	175.7	108.84	4.690
1759	175.8	108.90	4.690
1760	175.9	108.90	4.690
1761	176.0	108.97	4.691
1762	176.1	109.03	4.692
1763	176.2	109.10	4.692
1764	176.3	109.10	4.692

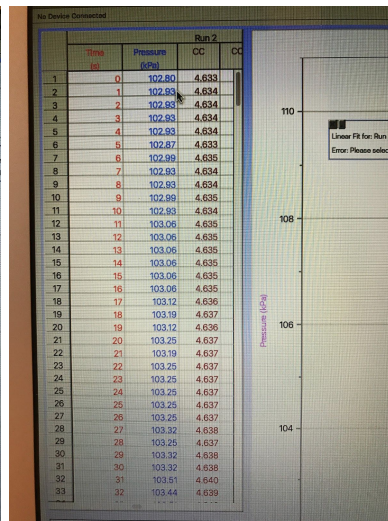
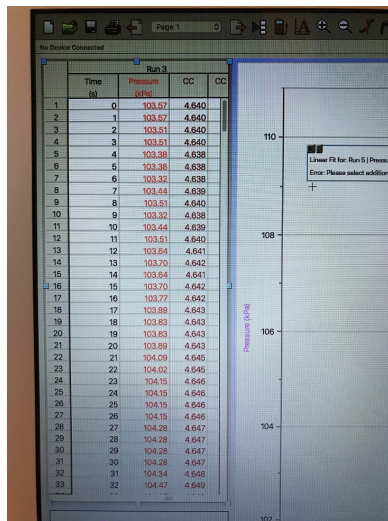
Run 2			
Time (s)	Pressure (kPa)	In(P)	
1	0	102.80	4.633
2	1	102.93	4.634
3	2	102.93	4.634
4	3	102.93	4.634
5	4	102.93	4.634
6	5	102.87	4.633
7	6	102.99	4.635
8	7	102.93	4.634
9	8	102.93	4.634
10	9	102.99	4.635
11	10	102.93	4.634
12	11	103.06	4.635
13	12	103.06	4.635
14	13	103.06	4.635
15	14	103.06	4.635
16	15	103.06	4.635
17	16	103.06	4.635
18	17	103.12	4.636
19	18	103.19	4.637
20	19	103.12	4.636
21	20	103.25	4.637
22	21	103.19	4.637
23	22	103.25	4.637
24	23	103.25	4.637
25	24	103.25	4.637
26	25	103.25	4.637
27	26	103.25	4.637

Run 2			
Time (s)	Pressure (kPa)	In(P)	
1703	170.2	109.03	4.692
1704	170.3	109.03	4.692
1705	170.4	109.10	4.692
1706	170.5	109.03	4.692
1707	170.6	109.03	4.692
1708	170.7	109.16	4.693
1709	170.8	109.10	4.692
1710	170.9	109.03	4.692
1711	171.0	109.03	4.692
1712	171.1	109.10	4.692
1713	171.2	109.10	4.692
1714	171.3	109.03	4.692
1715	171.4	109.10	4.692
1716	171.5	109.03	4.692
1717	171.6	109.03	4.692
1718	171.7	108.97	4.691
1719	171.8	108.97	4.691
1720	171.9	108.97	4.691
1721	172.0	108.97	4.691
1722	172.1	108.97	4.691
1723	172.2	108.97	4.691
1724	172.3	108.97	4.691
1725	172.4	108.97	4.691
1726	172.5	108.97	4.691
1727	172.6	108.97	4.691
1728	172.7	109.03	4.692
1729	172.8	108.97	4.691

Run 5			
Time (s)	Pressure (kPa)	In(P)	
1	0.0	104.20	4.648
2	0.1	104.27	4.647
3	0.2	104.33	4.648
4	0.3	104.40	4.648
5	0.4	104.40	4.648
6	0.5	104.33	4.648
7	0.6	104.33	4.648
8	0.7	104.40	4.648
9	0.8	104.46	4.649
10	0.9	104.46	4.649
11	1.0	104.46	4.649
12	1.1	104.46	4.649
13	1.2	104.46	4.649
14	1.3	104.46	4.649
15	1.4	104.46	4.649
16	1.5	104.46	4.649
17	1.6	104.46	4.649
18	1.7	104.46	4.649
19	1.8	104.46	4.649
20	1.9	104.40	4.648
21	2.0	104.46	4.649
22	2.1	104.46	4.649
23	2.2	104.46	4.649
24	2.3	104.46	4.649
25	2.4	104.46	4.649
26	2.5	104.52	4.649
27	2.6	104.46	4.649
28	2.7	104.46	4.649
29	2.8	104.52	4.649
30	2.9	104.46	4.649
31	3.0	104.46	4.649

Run 3			
Time (s)	Pressure (kPa)	In(P)	
0.0	99.62	4.601	
0.1	99.75	4.603	
0.2	99.69	4.602	
0.3	99.75	4.603	
0.4	99.81	4.603	
0.5	99.89	4.602	
0.6	99.75	4.603	
0.7	99.75	4.603	
0.8	99.75	4.603	
0.9	99.75	4.603	
1.0	99.81	4.603	
1.1	99.75	4.603	
1.2	99.75	4.603	
1.3	99.81	4.603	
1.4	99.81	4.603	
1.5	99.75	4.603	
1.6	99.75	4.603	
1.7	99.75	4.603	
1.8	99.81	4.603	
1.9	99.75	4.603	
2.0	99.75	4.603	
2.1	99.75	4.603	
2.2	99.75	4.603	
2.3	99.75	4.603	
2.4	99.75	4.603	
2.5	99.81	4.603	
2.6	99.81	4.603	
2.7	99.81	4.603	
2.8	99.81	4.603	
2.9	99.81	4.603	
3.0	99.81	4.603	

Essai 3:
 température cible: 35°C } cou leur restes
 température du bain: 38°C } jaune
 Essai 2:
 température cible: 30°C } cou leur restes
 température du bain: 29°C } jaune



Expérience 5
 40°C $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 \rightarrow 10.000 \text{ ml}$ Run 5 $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$
 $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 5.000 \text{ ml}$
 $\rightarrow 0.75\% \text{ w/w}$ dans H_2O
 $\rightarrow 0.1 \text{ M}$
 45°C $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 \rightarrow 10.0 \text{ ml}$ Run 5
 $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 5.0 \text{ ml}$
 \rightarrow source d'erreur \Rightarrow fuite

Protocole Partie 4
 1 - Préparer le bain marie
 2 - Placer l'enceinte dans le bain marie
 3 - Attendre 30 à 45 min
 4 - Préparer un bain marie
 5 - Placer l'enceinte dans le bain marie
 6 - Attendre 15 min pour que l'enceinte prenne la température du bain
 7 - Verser 10 ml d'acide dans l'enceinte
 8 - Mettre 5 ml de peroxyde (H_2O_2) dans la capsule de verre.
 9 - Mettre la capsule droit dans l'enceinte avec des pinces
 10 - Placer l'enceinte avec la sonde à pression
 11 - Commencer le logiciel
 12 - Agiter l'enceinte pour faire tomber la capsule avec le peroxyde pour commencer la réaction.
 13 - Attendre jusqu'à ce que la pression se stabilise (plateau).
 14 - Source d'erreur \Rightarrow problème matériel = fuite

Lab 5
 Run 1 - le post
 Run 2 - le post
 10 ml d'acide de potassium 0.1 M
 peroxyde d'hydrogène 0.75% (0.1 M)
 2.19.1 108.00 (calculé) temp 45.0
 Run 1 - le post
 Run 2 - le post
 10 ml d'acide de potassium
 2 ml peroxyde
 Run 2 à 55°
 temp 55.00 pression 101.50
 Run 1 à 55°
 temp 55.00 pression 101.50
 Run 1 à 55°
 temp 55.00 pression 101.50
 Run 2 à 55°
 temp 55.00 pression 101.50
 Run 1 à 55°
 temp 55.00 pression 101.50
 Run 2 à 55°
 temp 55.00 pression 101.50

Data Set				
	T (K)	k	1/T	ln(k)
1	303.15	0.0001639	0.003	-8.716
2	308.15	0.0001703	0.003	-8.678
3	313.15	0.0002978	0.003	-8.119
4	318.15	0.0004594	0.003	-7.686
5	323.15	0.000201	0.003	-8.512
6	328.15	0.0002866	0.003	
7				

Run 1		Run 2	
Pressure (kPa)	CC	Time (s)	CC
100.73	4.612	0.0	105.04
100.79	4.613	0.1	105.10
101.18	4.617	0.2	105.10
101.31	4.618	0.3	105.10
101.24	4.618	0.4	105.10
101.12	4.616	0.5	105.10
100.99	4.615	0.6	105.10
100.79	4.613	0.7	105.10
100.73	4.612	0.8	105.10
100.67	4.612	0.9	105.04
100.54	4.611	1.0	105.04
100.47	4.610	1.1	105.04
100.41	4.609	1.2	105.04
100.41	4.609	1.3	105.04
100.34	4.609	1.4	105.04
100.28	4.608	1.5	105.04
100.41	4.609	1.6	104.98
100.28	4.608	1.7	105.04
100.41	4.609	1.8	104.98
100.34	4.609	1.9	104.98
100.41	4.608	2.0	104.98
100.28	4.608	2.1	104.98
100.21	4.600	2.2	104.98