

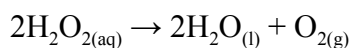
UNE ÉTUDE CINÉTIQUE: LA CATALASE

CHM1711, section Z03

11/29/18
Département de chimie

Introduction

Un enzyme est une protéine pourvue de capacités catalytiques; il peut soit accélérer, soit décélérer, le taux d'une réaction chimique. Il fournit à la réaction les conditions qui lui sont nécessaires pour assurer le déroulement de la réaction. Une caractéristique importante des enzymes est leur spécificité; d'ailleurs, certains types d'enzymes ne peuvent se lier qu'à certains substrats, et peuvent conséquemment activer certaines réactions. Dans cette expérience, l'enzyme catalase est utilisée pour décomposer le peroxyde d'hydrogène. Chez l'humain, le peroxyde d'hydrogène est un produit métabolique doté de capacités nocives. Nommément, ce composé peut former des radicaux hydroxyles, qui endommagent certaines de nos protéines, nos membranes cellulaires, et notre ADN¹, entraînant un vieillissement. Heureusement, il existe dans nos cellules la catalase, qui accélère la décomposition de H₂O₂ en H₂O inoffensif et en O₂².



La relation entre la vitesse de réaction et la concentration de H₂O₂ peut être représentée comme suit:

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

Où k est la constante de vitesse, l'exposant, x, est l'ordre partiel de la réaction par rapport à H₂O₂ et l'exposant, y, est l'ordre partiel de la réaction par rapport au catalyseur.

La vitesse à laquelle une réaction chimique se produit dépend de plusieurs facteurs, notamment la nature et la concentration des réactifs, la température à laquelle se déroule l'expérience, la présence d'un catalyseur, et plus³. L'étude de la cinétique chimique inclut la recherche pour déterminer quels facteurs entraînent l'accélération ou le ralentissement d'une vitesse de réaction. Un facteur connu de ceci est la concentration des réactifs. Cette expérience permettra d'explorer les effets de la concentration de réactifs sur la vitesse de la réaction. Si la concentration du réactif diminue au fur et à mesure que la réaction se produit, alors nous mettons un signe négatif autour de l'équation du taux pour nous assurer qu'elle soit positive. Pour la vitesse d'une réaction entière avec plusieurs réactifs, la vitesse peut être exprimée comme:

$$\text{Vitesse} = k[\text{A}]^n[\text{B}]^m$$

¹ Shwarcz, J. (2017, 11 mai). Hydrogen Peroxide: The body's best defence system. Repéré de <https://www.mcgill.ca/oss/article/general-science-you-asked/hydrogen-peroxide-bodys-best-defence-system>

² VENKATESWARAN, Rashmi. *De l'information en contexte pour une étude cinétique: la catalase, expérience N°5*, Université d'Ottawa, 2018, p.1-6. Repéré le 24 novembre 2018.

³ Théorie des vitesses de réactions. (2015, 4 février). Repéré le 26 novembre 2018, de http://www.uqac.ca/chimie_ens/Cinetique_chimique/CHAP_2.html.

Où $A + B \rightarrow \text{Produit}$

C'est ce que l'on appelle la loi de vitesse, qui exprime la vitesse en fonction des concentrations de réactifs (ou de produit). K est une constante de proportionnalité appelée la constante de vitesse et elle est spécifique à une réaction donnée et à une température donnée. Les exposants m et n sont les ordres de réaction et, en fonction de la valeur de l'exposant, ils déterminent l'influence du débit sur la concentration en réactif. Les ordres de réaction doivent être trouvés expérimentalement et ne sont pas liés aux coefficients d'équilibre de l'équation chimique.

Les taux de réactions chimiques les plus simples augmentent à mesure que la température augmente. Ce changement de vitesse est le résultat d'une augmentation de la température qui augmente, à son tour, la fraction de molécules ayant une énergie cinétique élevée; ces molécules très énergétiques sont alors les plus probables de réagir en cas de collision. L'équation exprimant la dépendance de la constante de vitesse d'une réaction à la température s'appelle l'équation d'Arrhenius, et a la forme suivante:

$$K = Ae^{-E_a/RT}$$

Où E_a est l'énergie d'activation de la réaction avec des unités de kJ mol^{-1} , R est la constante de gaz ayant une valeur de $8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, T est la température en Kelvin, e est la base en logarithmes naturels, et A est le facteur pré-exponentiel. L'équation d'Arrhenius peut être exprimée sous une forme plus commode en prenant le logarithme naturel des deux côtés, ce qui donne:

$$\ln k = \ln A - E_a/RT$$

Bien plus, l'équation pour k peut être combinée avec l'équation de vitesse à l'aide de la méthode des vitesses initiales, où les concentrations initiales sont assumées comme étant constantes afin d'exprimer l'énergie d'activation. Cette dernière, E_a , est la quantité minimale d'énergie requise pour que la réaction se produise. Les molécules qui n'atteignent pas ce seuil d'énergie cinétique ne réagiront pas. Bref, l'énergie d'activation représente une barrière d'énergie qui doit être surmontée pour que les produits se forment.

L'énergie d'activation d'une réaction peut être déterminée en laboratoire en effectuant la réaction à différentes températures et en mesurant la constante de vitesse à chaque température. Une courbe de $\ln K$ en fonction de T^{-1} a une pente de $-E_a/R$; à partir de cette relation, E_a peut être calculé.

Procédure

Partie 1: Extraction de la catalase

1. Assemblez tout le matériel nécessaire.
2. Coupez la laitue en petits morceaux à l'aide de vos mains et placez-les dans un bécher d'au moins 400 mL.
3. Ajoutez 100 mL d'eau distillée dans le bécher contenant la laitue.
4. Placer le mélange de laitue et eau au mélangeur
5. Brancher le mélangeur puis mélanger le tout afin d'obtenir une solution homogène
6. Filtrez la solution, à l'aide d'un papier filtre, afin d'en retirer les fibres de la laitue et mettre le produit dans un bécher de 400 mL.
7. Immerger le bécher dans un bain de glace pour empêcher la dégradation de la catalase.

Partie 2: Déterminer l'ordre partiel de la réaction par rapport au peroxyde d'hydrogène en utilisant la catalase comme catalyseur

1. Préparez le LabQuest 2.
2. Connectez le tube de plastique ayant un bouchon à la sonde de pression du LabQuest 2, ouvrir un nouveau fichier et changez les variables pour une mesure de la pression en fonction du temps.
3. Préparez deux solutions de peroxyde d'hydrogène diluées.
4. Déterminer les concentrations que nous allons utiliser dépendamment de la concentration initiale de la bouteille de peroxyde. (Pour calculer les concentrations, il faut utiliser l'équation : $C_1V_1 = C_2V_2$. La première solution de peroxyde sera de 3 mL peroxyde d'hydrogène pour 2 mL d'eau distillée. Le rapport de concentration dans la solution serait 0,0075 mL de peroxyde d'hydrogène pour 1 mL de solution. De plus, la deuxième solution du sera de 2 mL de H_2O_2 pour 3 mL d'eau distillé. Le rapport de concentration dans la solution de catalase serait 0,00050 mL de peroxyde d'hydrogène pour 1 mL de solution.
5. Appuyez sur le bouton "run" sur le Labquest 2 quand l'expérience commence.
6. Ajoutez la première solution non-diluée de peroxyde d'hydrogène (2 ml) à 10 mL de catalase dans un erlenmeyer et couvrez-le rapidement (donc un rapport de 0,0075 mL de peroxyde d'hydrogène pour 1 mL de solution). Le rapport concentration du peroxyde d'hydrogène dans la solution de catalase est de 0,00125. Notez la pression lorsqu'elle se stabilise (lorsqu'il y a un plateau sur le graphique) sur le Labquest 2.
7. Répétez les étapes 3 et 4 avec la seconde et la troisième solution (solution diluée de peroxyde d'hydrogène) que nous avons préparée de peroxyde d'hydrogène de différente concentration.
8. Enregistrez vos données sur une clé USB.

9. Utiliser l'équation $x = \frac{\ln(\frac{V_1}{V_2})}{\ln(\frac{[H_2O_2]_1}{[H_2O_2]_2})}$ pour déterminer l'ordre partiel. La vitesse peut être déterminée en calculant la variation de la pression divisé par le temps (ces données seront déterminés par le LabQuest 2, on va trouver la première dérivée du graphique pour finalement trouver le taux de variation instantanée qui va nous donner le point maximal pour le volume initiale):

$$V = \frac{\Delta P}{\Delta t}$$

Partie 3: L'énergie d'activation pour la décomposition du peroxyde d'hydrogène catalysée par la catalase

1. Préparez le LabQuest 2 et attachez la sonde de pression sur le tuyau du bouchon de l'erlenmeyer.
2. Laisser l'erlenmeyer vide dans le bain-marie pendant un moment après avoir ajouté les solutions
3. Placez 10 mL de la solution de catalase dans un différent erlenmeyer.
4. Placez 2 mL de peroxyde d'hydrogène qui n'est pas diluée à l'intérieur de l'Erlenmeyer. Donc, un rapport de 0,0075 mL de peroxyde d'hydrogène pour 1 mL de solution.
5. Recouvrir rapidement l'erlenmeyer avec le bouchon. Notez la pression initiale.
6. Placer l'erlenmeyer de la solution dans un bain chaud de 22°C (température de la pièce). Gardez-le dans le bain pendant 10 minutes. Agitez la solution en tout temps. Utilisez le LabQuest 2 pour récupérer les données de pression. Après 10 minutes, utilisez le LabQuest 2 pour mesurer la pression final.
7. Enregistrez vos données sur une clé USB.
8. Répéter les étapes 1 à 5 avec des températures différentes (31°C et 35°C). Il faut s'assurer de ne pas trop chauffer la catalase, puisqu'à haute température, elle est très instable et se dégrade.

au début de la page y'a écrit que la température optimale pour le catalase est 37 degré so dans la partie 3 s'est écrit 35 degré , on prend compte de quelle limite ?

Partie 4: Énergie d'activation pour la décomposition du peroxyde d'hydrogène catalysée par l'iodure de potassium

1. Préparez LabQuest et attachez la sonde de pression sur le tuyau du bouchon de l'erlenmeyer.
2. Laisser l'erlenmeyer vide dans le bain-marie pendant un moment après ajouter les solutions
3. Mettre 2 ml de peroxyde d'hydrogène avec 20 ml d'iodure de potassium.
4. Placez la solution d'iodure dans un différent béccher erlenmeyer.
5. Placez le peroxyde d'hydrogène sans la diluer à l'intérieur de l'Erlenmeyer.

6. Recouvrir rapidement l'erenmeyer avec le bouchon. Notez la pression initiale.
7. Placer l'erenmeyer de la solution dans un bain chaud de 20 degrés. Gardez-le dans le bain pendant 10 minutes avec un thermomètre.
8. Agitez la solution en tout temps. Utilisez le LabQuest 2 pour récupérer les données de pression.
9. Prenez-en note la température après les 10 minute sont écoulés ensuite, utilisez LabQuest 2 pour mesurer la pression final.
10. Enregistrez vos données sur une clé USB.
11. Prenez en note la pente du graphique, ceci est la vitesse de la réaction.
12. Répéter les étapes 1 à 7 avec des températures différentes, à 10 degrés celsius et à 35 degrés celsius. Il faut s'assurer de ne pas trop chauffer la catalase, puisqu'à haute température, elle est très instable et se dégenère.

Si le temps le permet, refaire l'expérience une autre fois.

1. À la fin de l'expérience, s'assurer d'enregistrer une copie de vos données complètes sur une clé USB et nettoyer l'espace de travail et ranger tous les matériaux et équipement utilisés.
2. Il faut aussi remettre une copie de nos valeurs à Justin avant de partir pour l'ensemble de l'expérience.

Observations et résultats

Partie 2

Essai	Pression initiale, en kPa	Pression finale, en kPa
1	104,07	110,52
2	103,75	110,33
3	103,43	110,59

Tableau 1. *Tableau d'observations quantitatives pour la partie 2; la solution de 3 mL de peroxyde d'hydrogène pour 2 mL d'eau.*

Essai	Pression initiale, en kPa	Pression finale, en kPa
1	103,11	106,21
2	103,11	106,79

3	102,92	107,11
---	--------	--------

Tableau 2. *Tableau d'observations quantitatives pour la partie 2; la solution de 2 mL de peroxyde d'hydrogène pour 3 mL d'eau.*

Essai	Pression initiale, en kPa	Pression finale, en kPa
1	103.23	107.9
2	103.8	108.2
3	103.9	107.9

Tableau 3. *Tableau d'observations quantitatives pour la solution non diluée de H₂O₂.*

Partie 3

Essai	Température, en °C	ΔT , en secondes	Pression initiale, en kPa	Pression finale, en kPa
1	22	600	102,3	104,16
2	22	600	102,74	106,93
3	22	600	102,74	106,61
4	31	600	102,30	108,90
5	31	600	103,10	110,38
6	31	600	102,51	110,38
7	35	600	102,40	112,44
8	35	600	102,45	110,90
9	35	600	104,16	113,51

Tableau 4. *Tableau d'observations quantitatives de la pression, en kPa, en fonction de la température.*

Partie 4

Peroxyde d'hydrogène (H₂O₂)	Clair, liquide, transparent, faible viscosité, sans odeur, sans couleur
Iodure de potassium (KI)	Clair, liquide, transparent, faible viscosité, sans odeur, sans couleur
Catalase	Liquide, odeur de laitue, couleur vert kaki, foncé, translucide

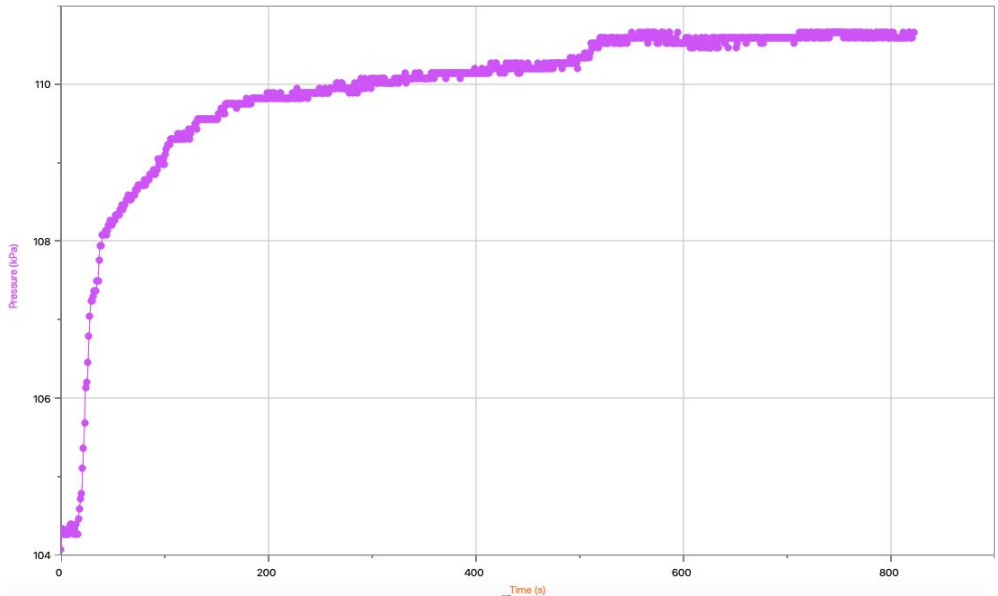
Tableau 5. *Tableau d'observations qualitatives.*

Température approximative (°C)	Essai	Pression initiale (kPa)	Presion finale (kPa)
10	1	103.48	100.06
	2	104.77	102.77
	3	102.50	99.02
20	1	104.00	106.38
	2	104.26	107.03
	3	103.45	108.49
35	1	103.48	107.55
	2	103.87	110.90
	3	103.55	103.87

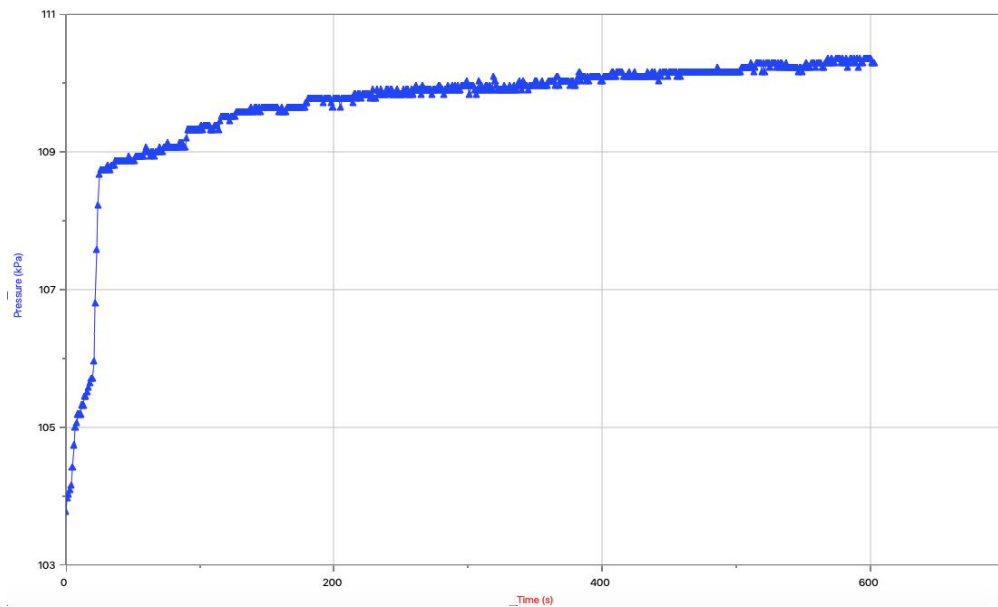
Tableau 6. *Tableau d'observations de données quantitatives des 9 essais.*

Graphiques

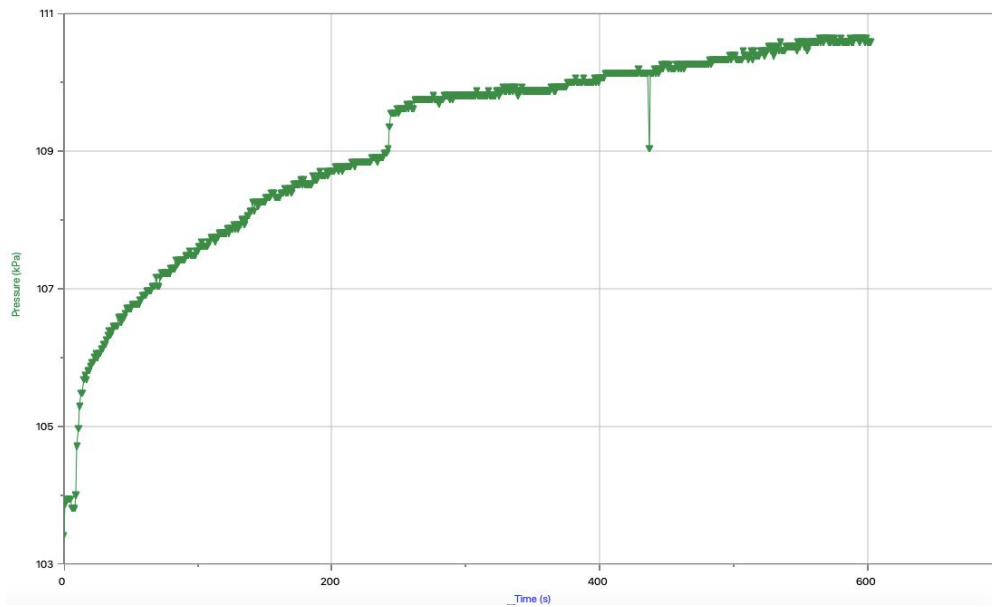
Partie 2



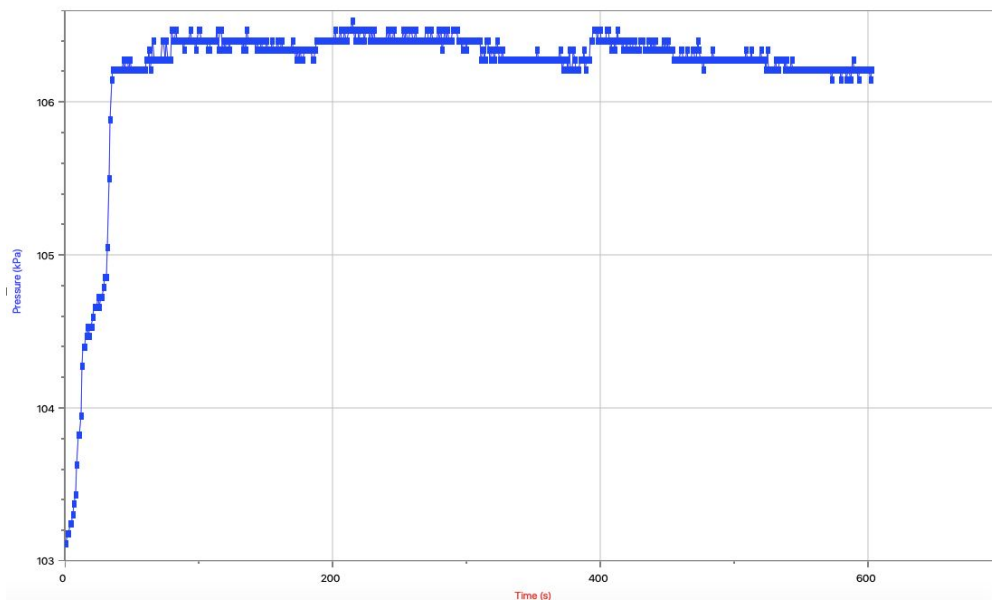
Graphique 1. La pression d'O₂ (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de 3 mL de peroxyde d'hydrogène pour 2 mL d'eau lors du premier essai.



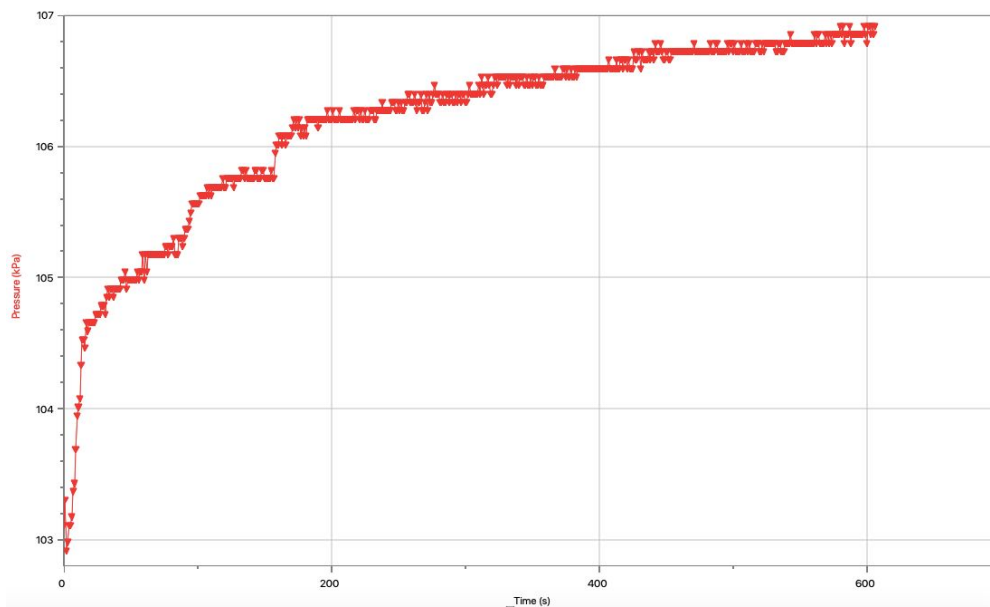
Graphique 2. La pression d'O₂ (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de 3 mL de peroxyde d'hydrogène pour 2 mL d'eau lors du deuxième essai.



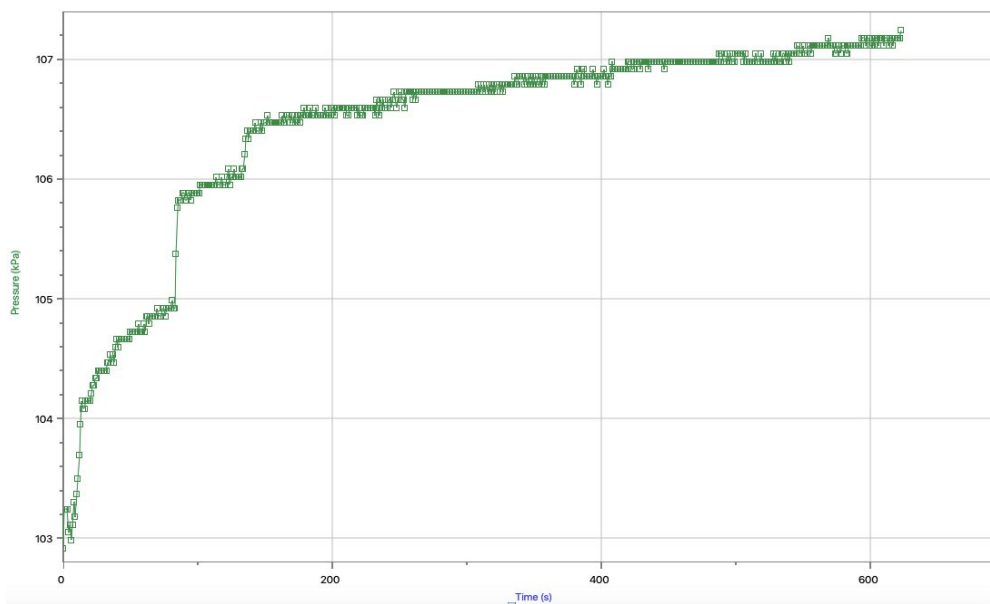
Graphique 3. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de 3 mL de peroxyde d'hydrogène pour 2 mL d'eau lors du troisième essai.



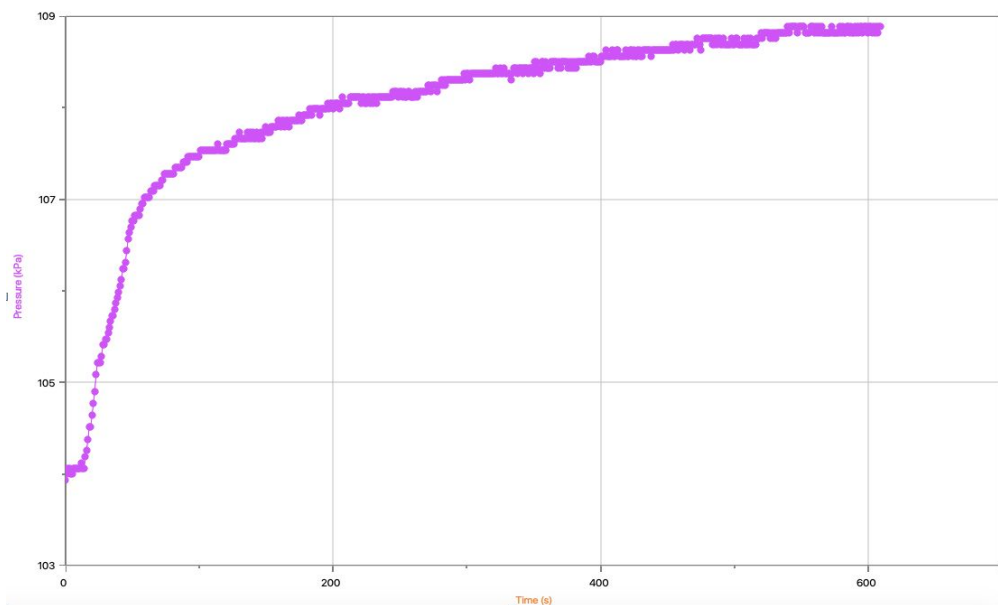
Graphique 4. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de 2 mL de peroxyde d'hydrogène pour 3 mL d'eau lors du premier essai.



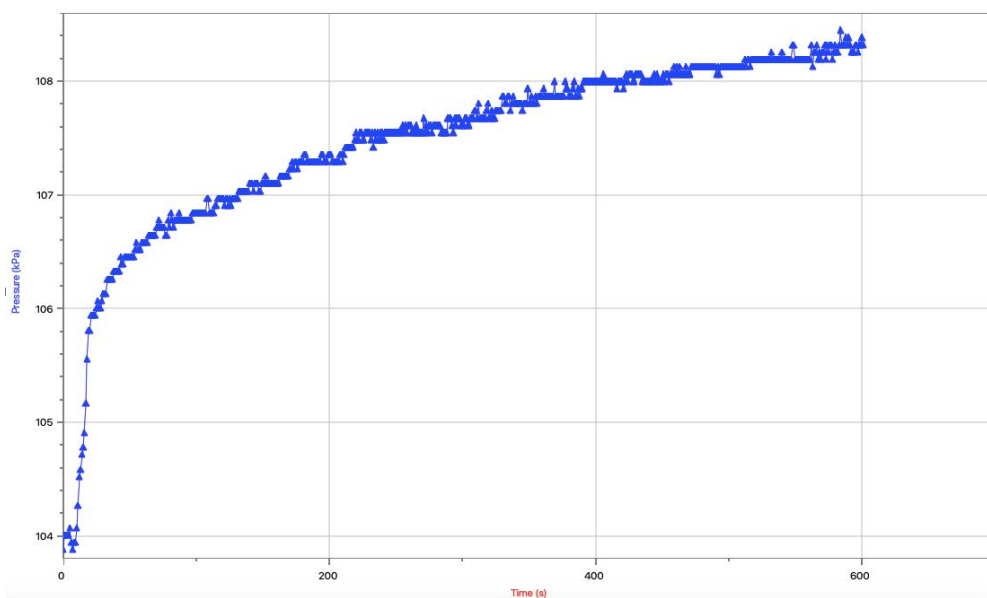
Graphique 5. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de 2 mL de peroxyde d'hydrogène pour 3 mL d'eau lors du deuxième essai.



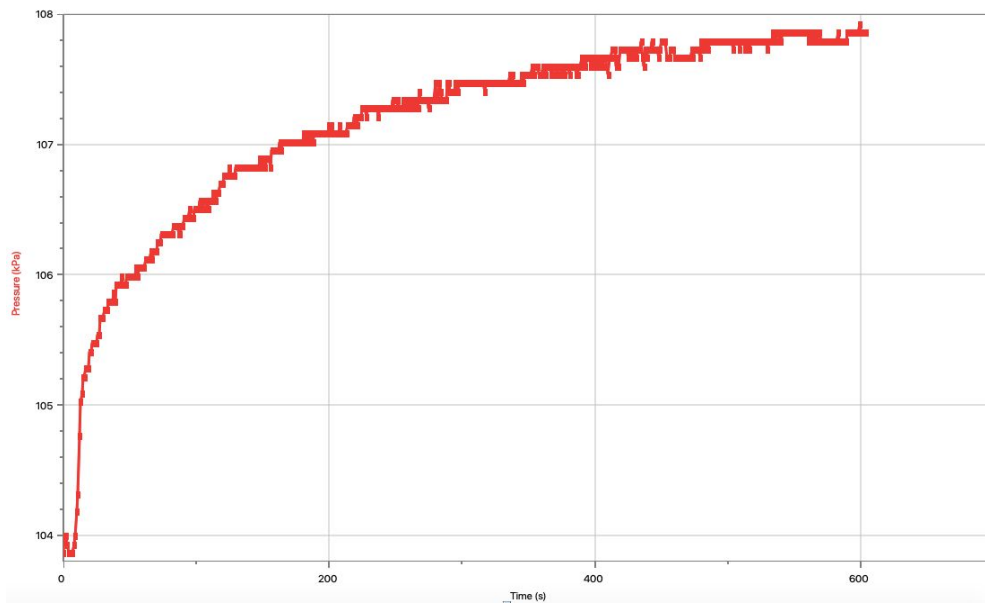
Graphique 6. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de 2 mL de peroxyde d'hydrogène pour 3 mL d'eau lors du troisième essai.



Graphique 7. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution non-diluée de peroxyde d'hydrogène lors du premier essai.

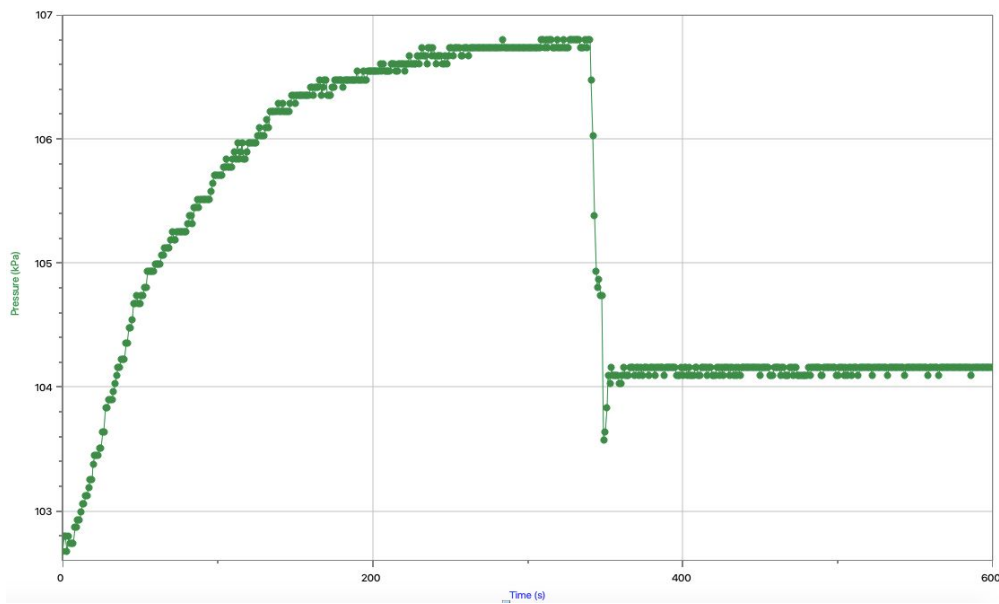


Graphique 8. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution non-diluée de peroxyde d'hydrogène lors du deuxième essai.

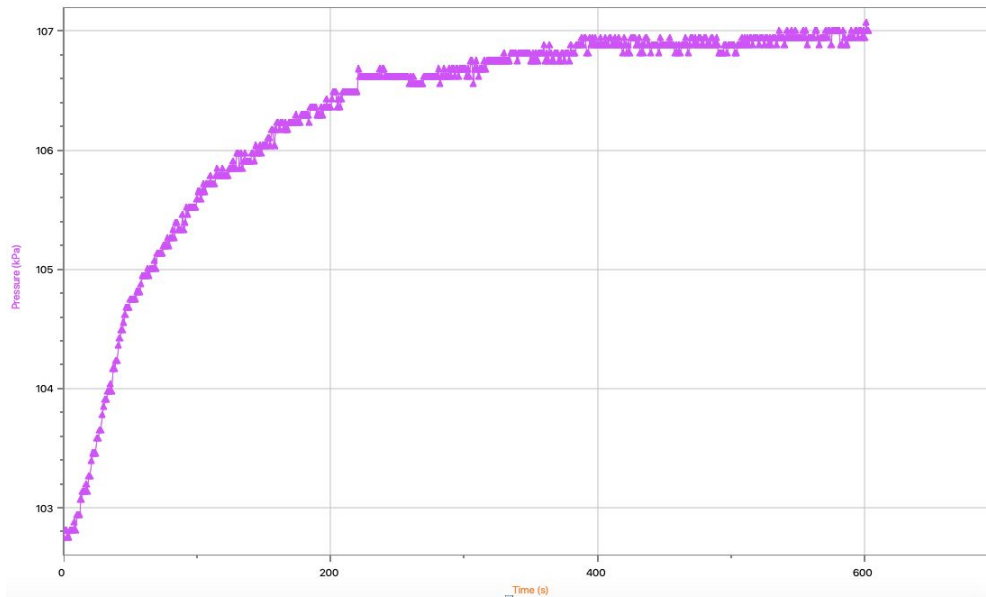


Graphique 9. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution non-diluée de peroxyde d'hydrogène lors du troisième essai.

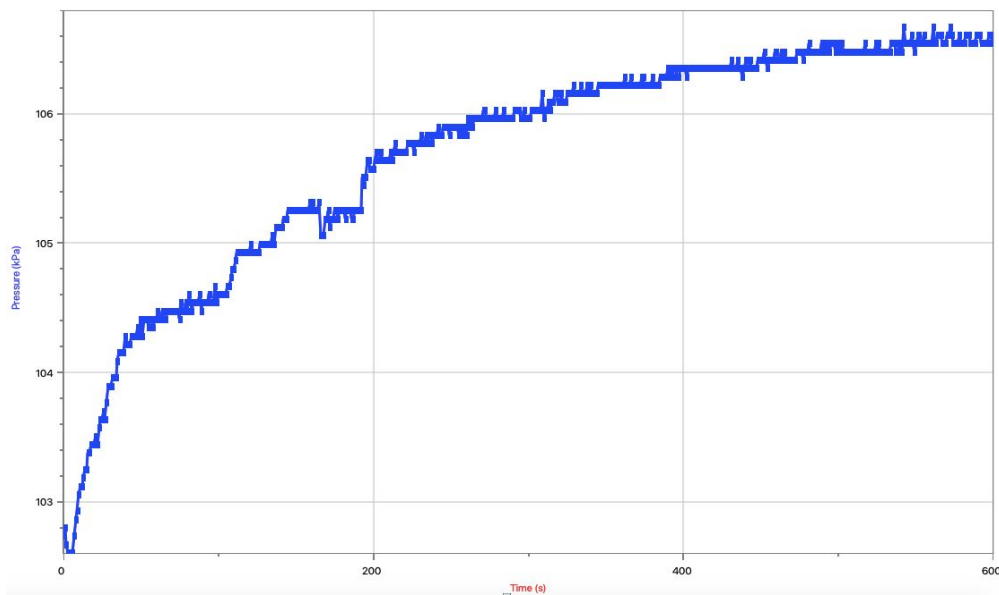
Partie 3



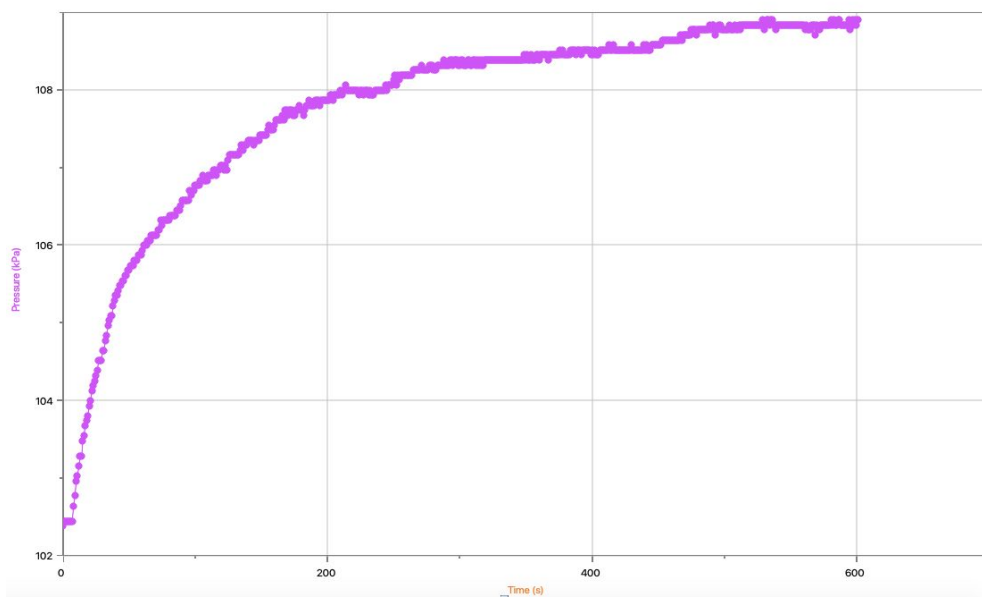
Graphique 10. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 22°C , lors du premier essai.



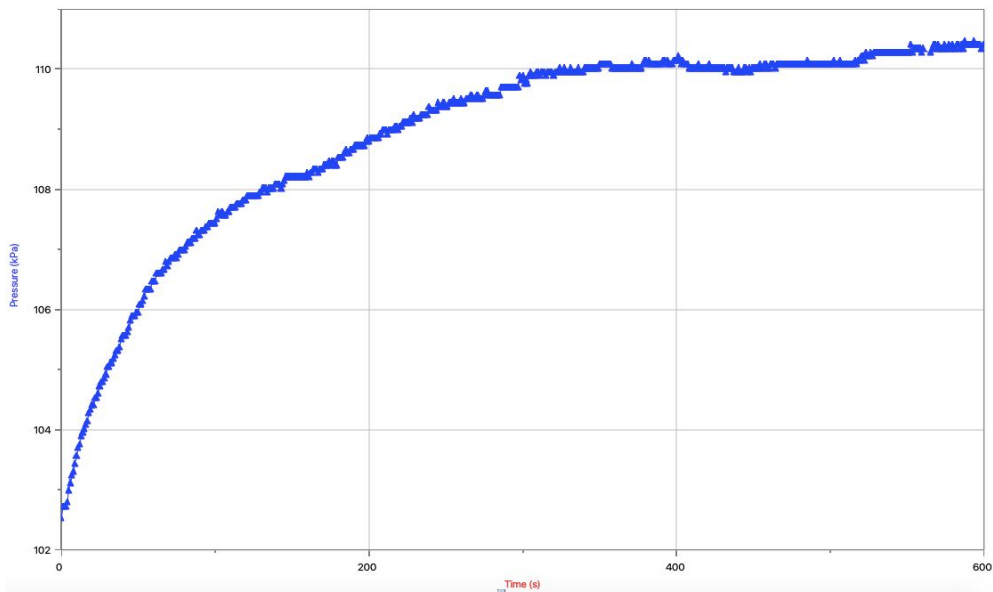
Graphique 11. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 22°C , lors du deuxième essai.



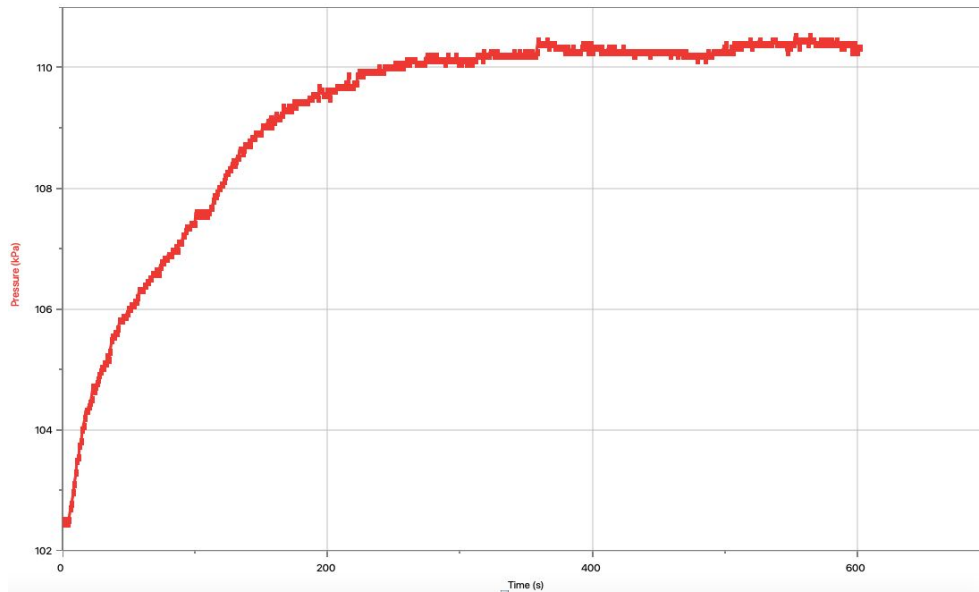
Graphique 12. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 22°C , lors du troisième essai.



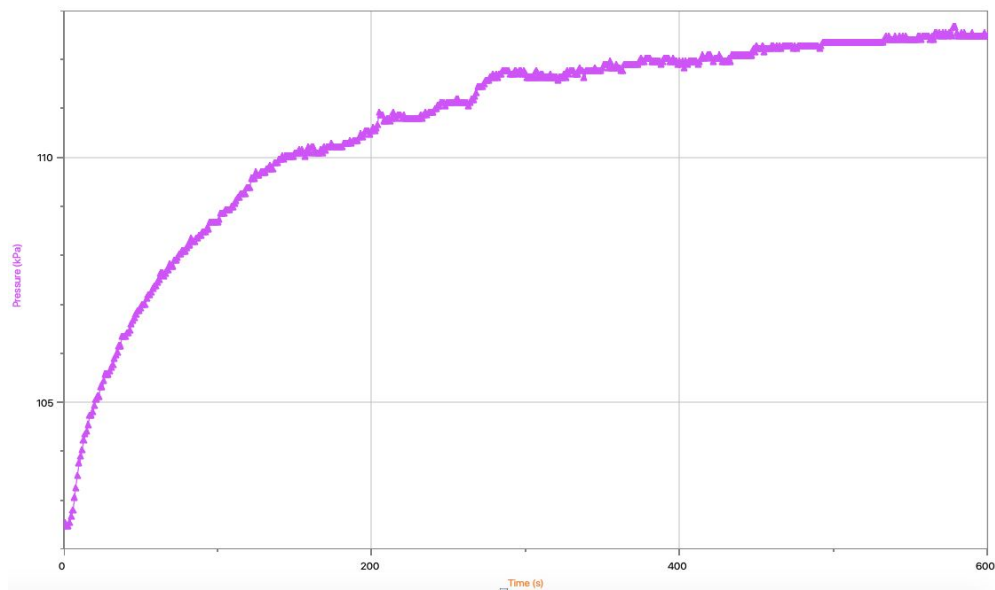
Graphique 13. La pression d'O₂ (en kPA), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 10°C, lors du premier essai.



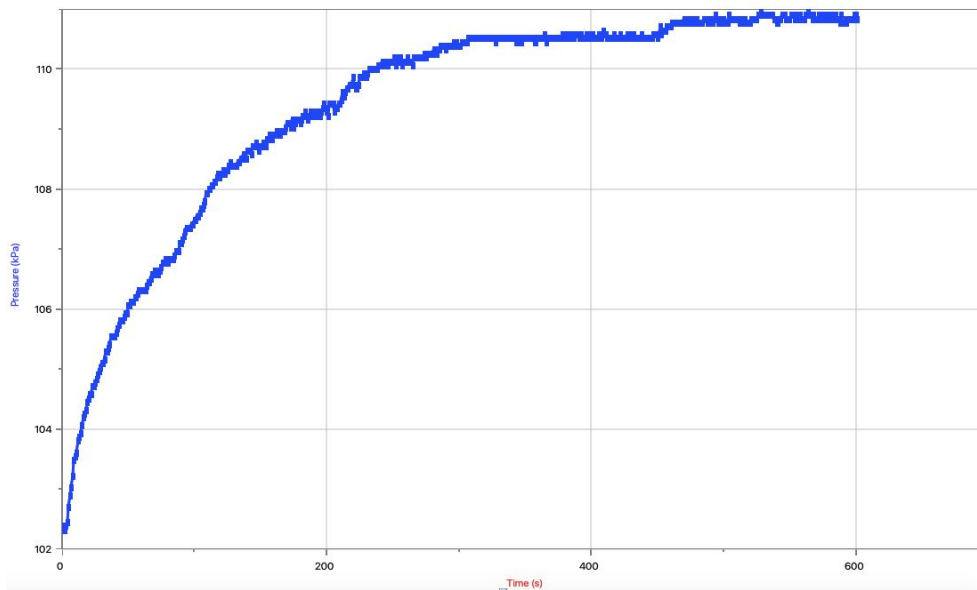
Graphique 14. La pression d'O₂ (en kPA), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 10°C, lors du deuxième essai.



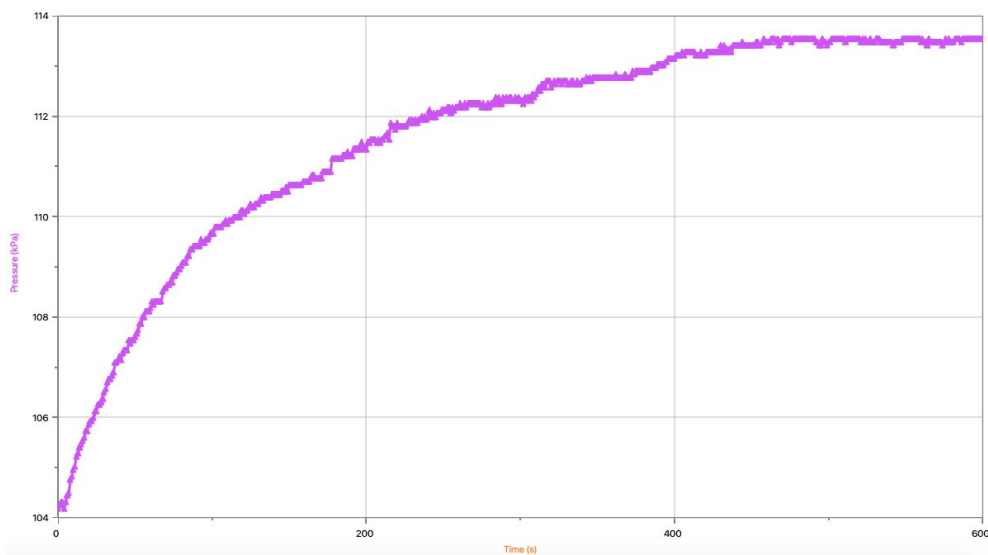
Graphique 15. La pression d'O₂ (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 10°C, lors du troisième essai.



Graphique 16. La pression d'O₂ (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 35°C, lors du premier essai.

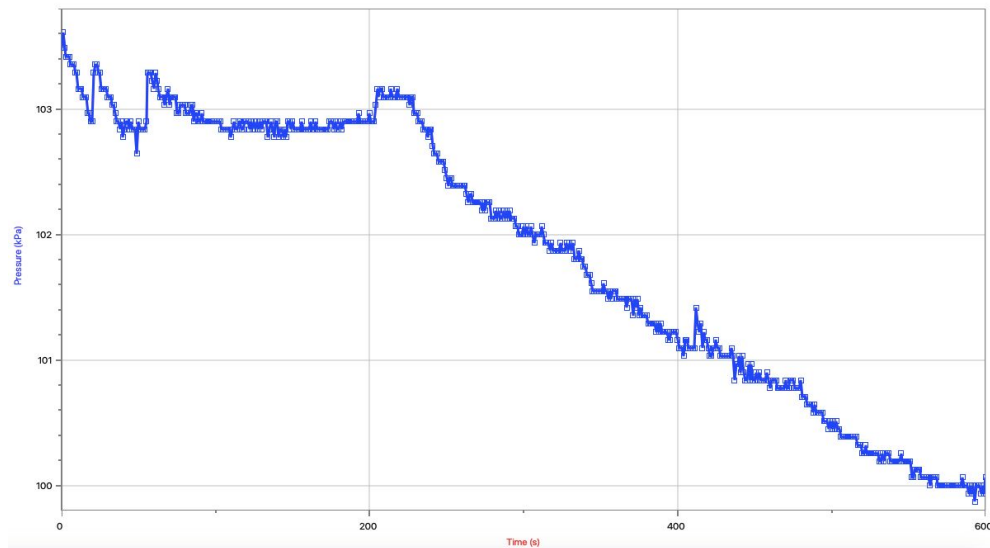


Graphique 17. La pression d'O₂ (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 35°C, lors du deuxième essai.

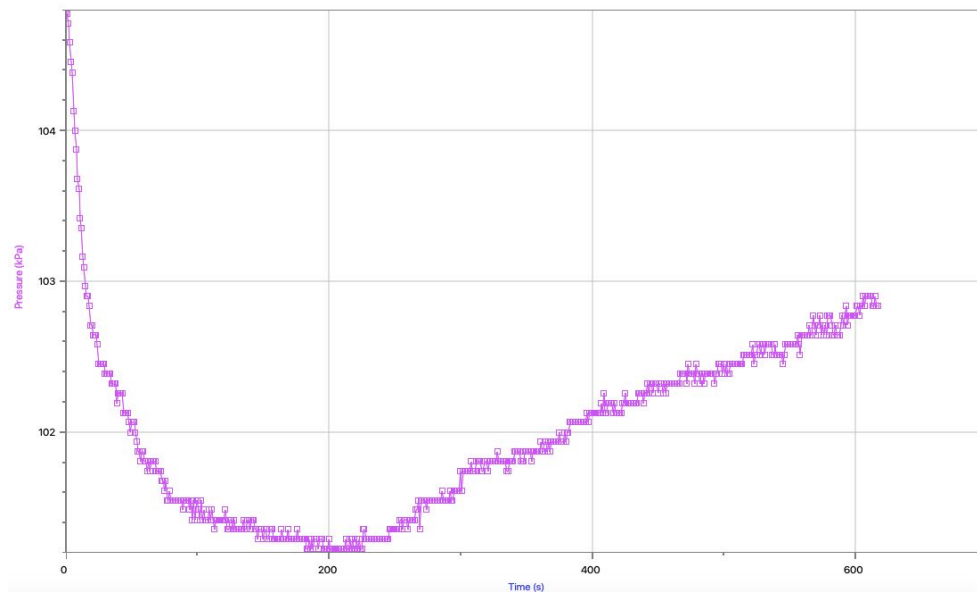


Graphique 18. La pression d'O₂ (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution de catalase dans un bain de 35°C, lors du troisième essai.

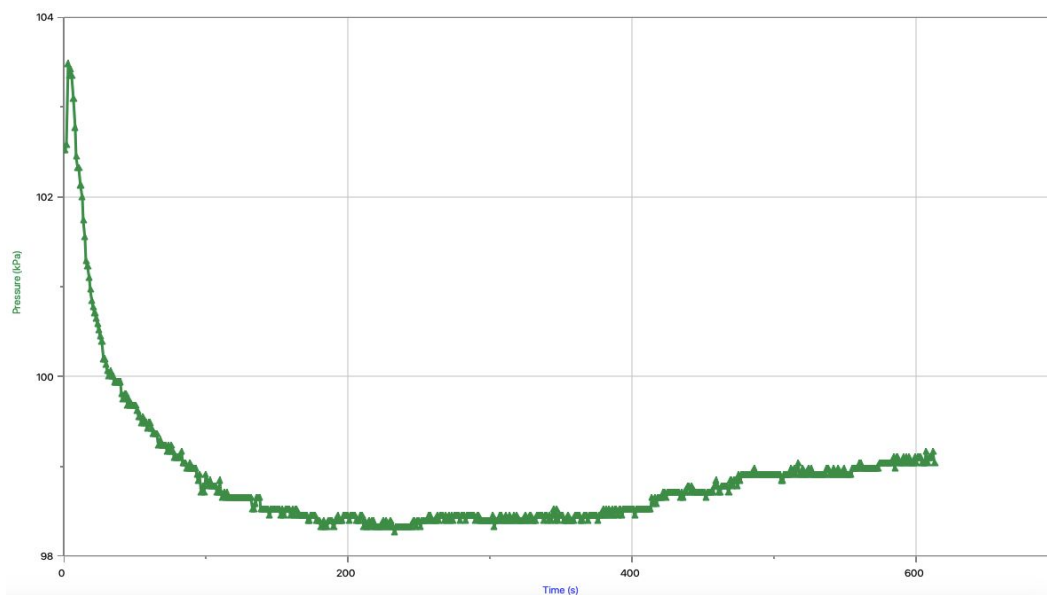
Partie 4:



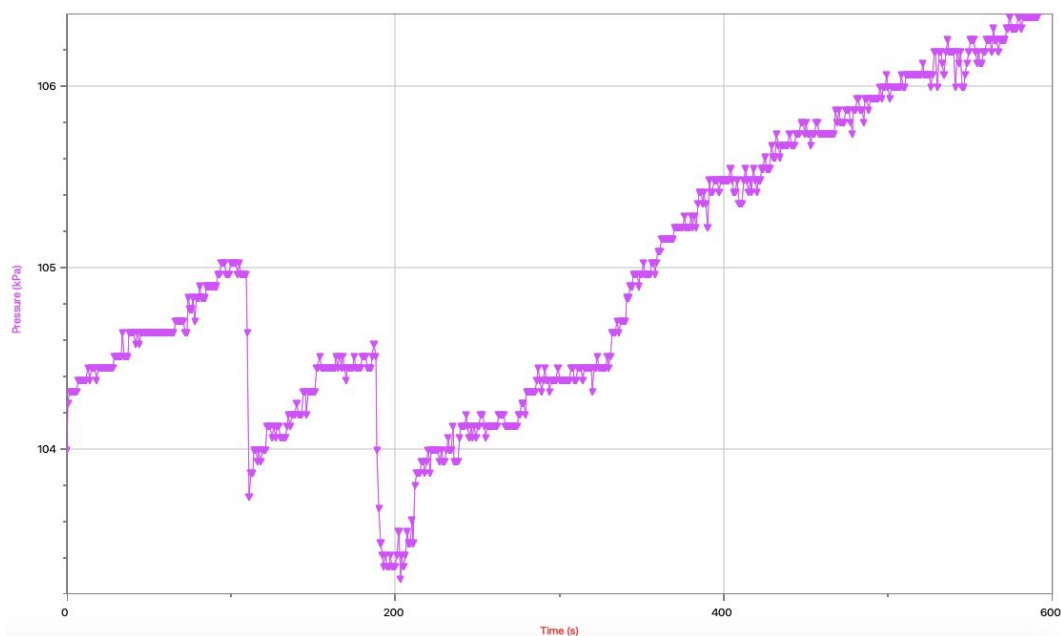
Graphique 19. La pression d'O₂ (en kPA), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 10 °C, lors du premier essai.



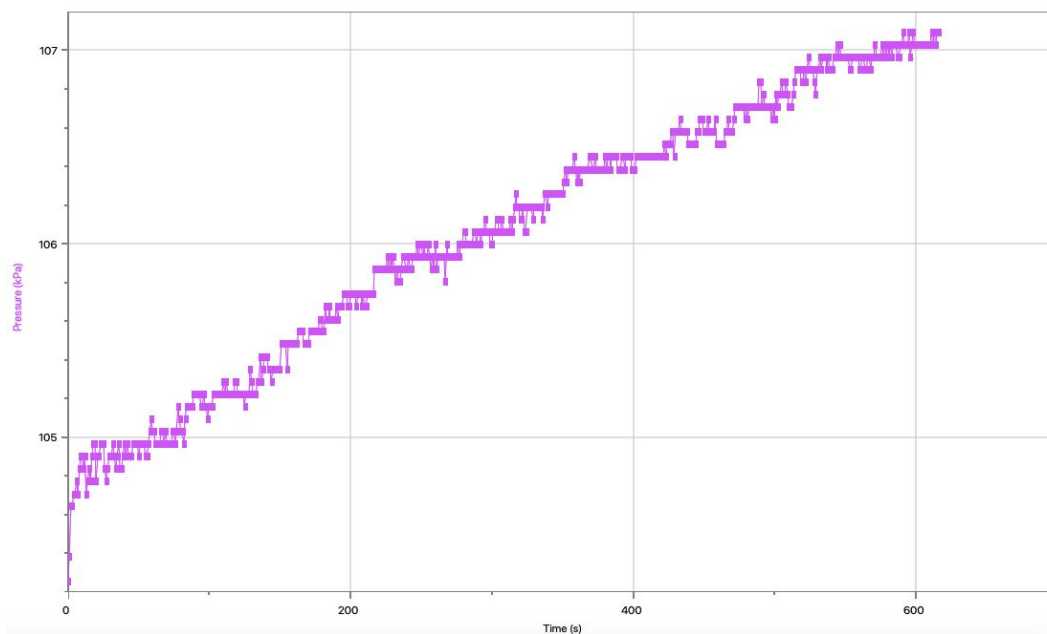
Graphique 20. La pression d'O₂ (en kPA), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 10 °C, lors du deuxième essai.



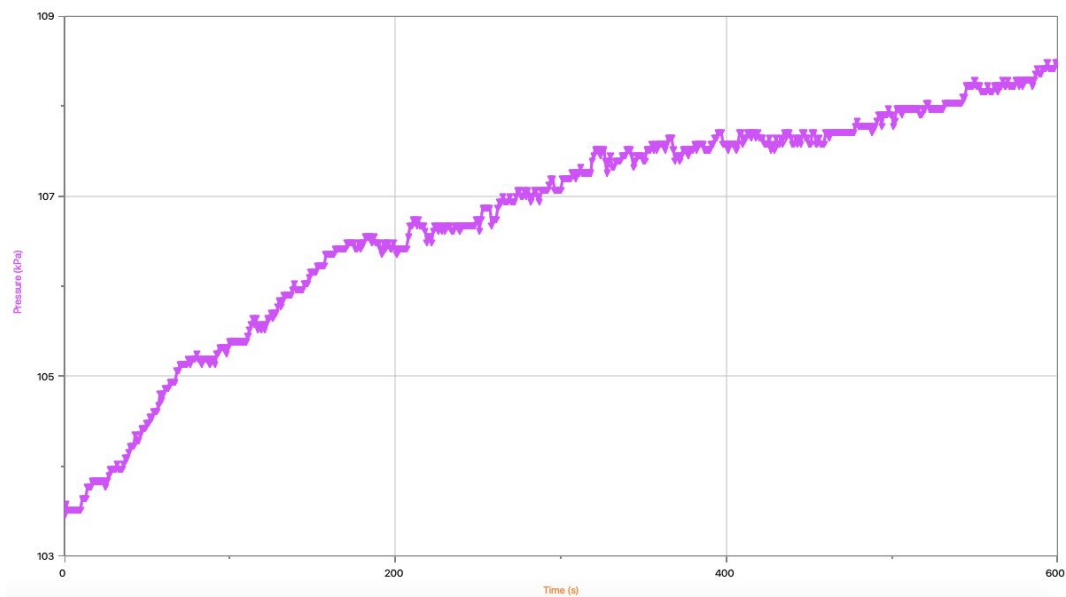
Graphique 21. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 10°C , lors du troisième essai.



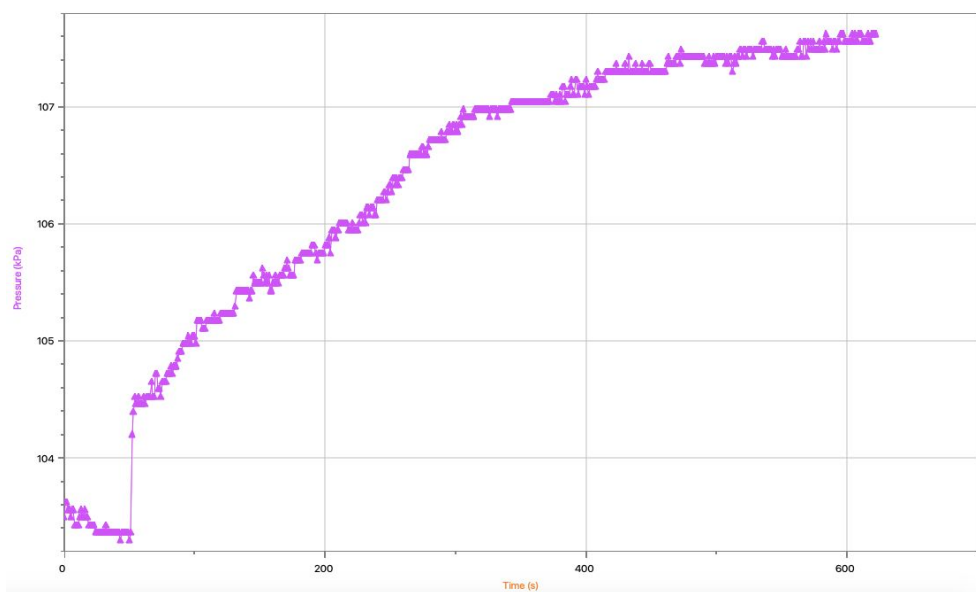
Graphique 22. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 20°C , lors du premier essai.



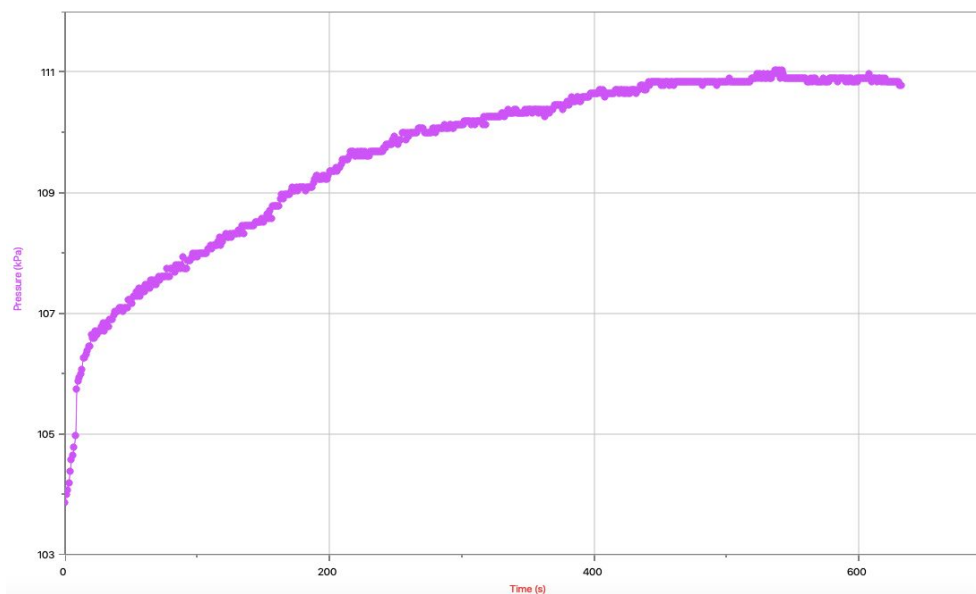
Graphique 23. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 20°C , lors du deuxième essai.



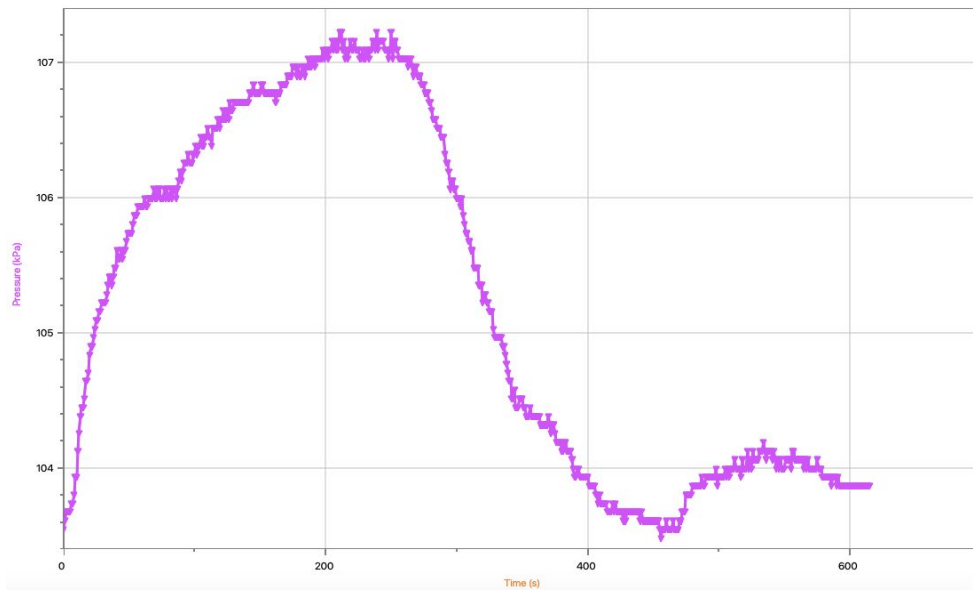
Graphique 24. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 20°C , lors du troisième essai.



Graphique 25. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 35°C , lors du premier essai.



Graphique 26. La pression d' O_2 (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 35°C , lors du deuxième essai.



Graphique 27. La pression d'O₂ (en kPa), en fonction du temps (s), pour la solution d'iodure de potassium dans un bain de 35°C, lors du troisième essai.

Calculs

Partie 2

1. Première solution (3.00 mL de peroxyde d'hydrogène pour 2.00 mL d'eau)

a. Déterminer la concentration

- 3.00 mL de H_2O_2 à 0.75% = 0.0225 mL de H_2O_2 pure

- Concentration = $\frac{0.0225 \text{ mL}}{15.0 \text{ mL}} = 0.00150 \text{ M}$

b. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.3313 \text{ kPa/s}$$

$$V_2 = 0.6956 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.4118 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (1)}} = 0.4796 \text{ kPa/s}$$

2. Deuxième solution (2.00 mL de peroxyde d'hydrogène pour 3.00 mL d'eau)

a. Déterminer la concentration

- 2.00 mL de H_2O_2 à 0.75% = 0.0150 mL de H_2O_2 pure

- Concentration = $\frac{0.0150 \text{ mL}}{15.0 \text{ mL}} = 0.00100 \text{ M}$

b. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.3542 \text{ kPa/s}$$

$$V_2 = 0.2079 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.3086 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (2)}} = 0.2902 \text{ kPa/s}$$

3. Troisième solution (peroxyde d'hydrogène non-diluée)

a. Déterminer la concentration

- 2.00 mL de H_2O_2 à 0.75% = 0.0150 mL de H_2O_2 pure

- Concentration = $\frac{0.0150 \text{ mL}}{12.0 \text{ mL}} = 0.00125 \text{ M}$

b. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.1485 \text{ kPa/s}$$

$$V_2 = 0.2769 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.2867 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (3)}} = 0.2374 \text{ kPa/s}$$

4. Déterminer l'ordre partiel (avec la vitesse moyenne 1 et la vitesse moyenne 2)

$$x = \frac{\ln\left(\frac{V_{\text{moy1}}}{V_{\text{moy2}}}\right)}{\ln\left(\frac{(\text{H}_2\text{O}_2)_1}{(\text{H}_2\text{O}_2)_2}\right)}$$

$$x = \frac{\ln\left(\frac{0.4796 \text{ kPa/s}}{0.2902 \text{ kPa/s}}\right)}{\ln\left(\frac{0.00150 \text{ M}}{0.00100 \text{ M}}\right)}$$

$$x = 1.2 \approx 1$$

Donc, l'ordre partiel est de 1.

Partie 3

1. Solution de catalase dans un bain de 22°C

a. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.08603 \text{ kPa/s}$$

$$V_2 = 0.07868 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.1047 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (1)}} = 0.08980 \text{ kPa/s}$$

2. Solution de catalase dans un bain de 31°C

a. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.1493 \text{ kPa/s}$$

$$V_2 = 0.1401 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.1718 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (2)}} = 0.1537 \text{ kPa/s}$$

3. Solution de catalase dans un bain de 35°C

a. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.2320 \text{ kPa/s}$$

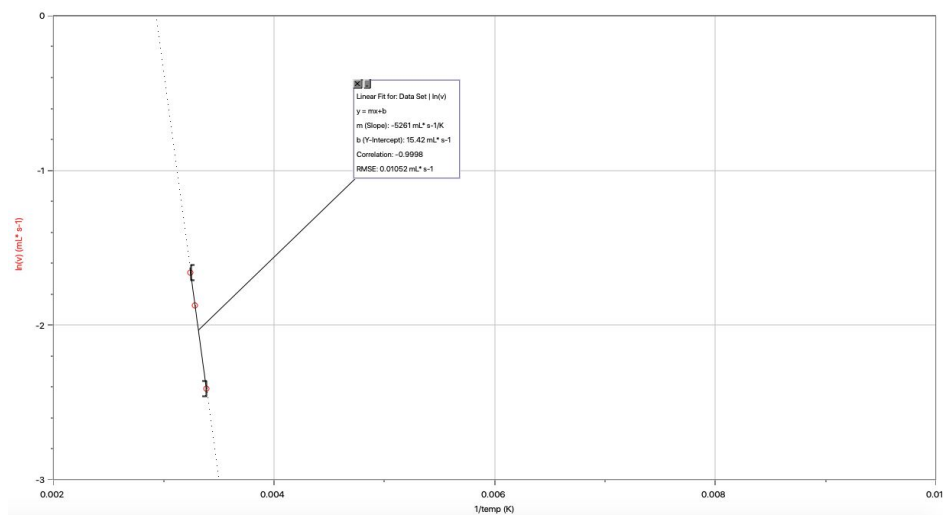
$$V_2 = 0.1924 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.1454 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (3)}} = 0.1899 \text{ kPa/s}$$

4. Déterminer la pente

Essais	1/T (K)	ln(V) (mL* s ⁻¹)
1	0.003388	-2.410
2	0.003288	-1.873
3	0.003245	-1.661



Donc, la pente est de -5261.

5. Déterminer l'énergie d'activation

$$m = \frac{-Ea}{R}$$

$$-5261 = \frac{-Ea}{8.3145}$$

$$Ea = 4.374 \times 10^4 \text{ J/mol}$$

Donc, l'énergie d'activation est 4.374×10^4 J.

Partie 4

1. Solution d'iodure de potassium dans un bain de 10°C

a. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.1624 \text{ kPa/s}$$

$$V_2 = 0.02729 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.3413 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (1)}} = 0.1770 \text{ kPa/s}$$

2. Solution d'iodure de potassium dans un bain de 20°C

a. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.2021 \text{ kPa/s}$$

$$V_2 = 0.1584 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.07912 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (2)}} = 0.1465 \text{ kPa/s}$$

3. Solution d'iodure de potassium dans un bain de 35°C

a. Déterminer la vitesse moyenne

$$V_1 = 0.3901 \text{ kPa/s}$$

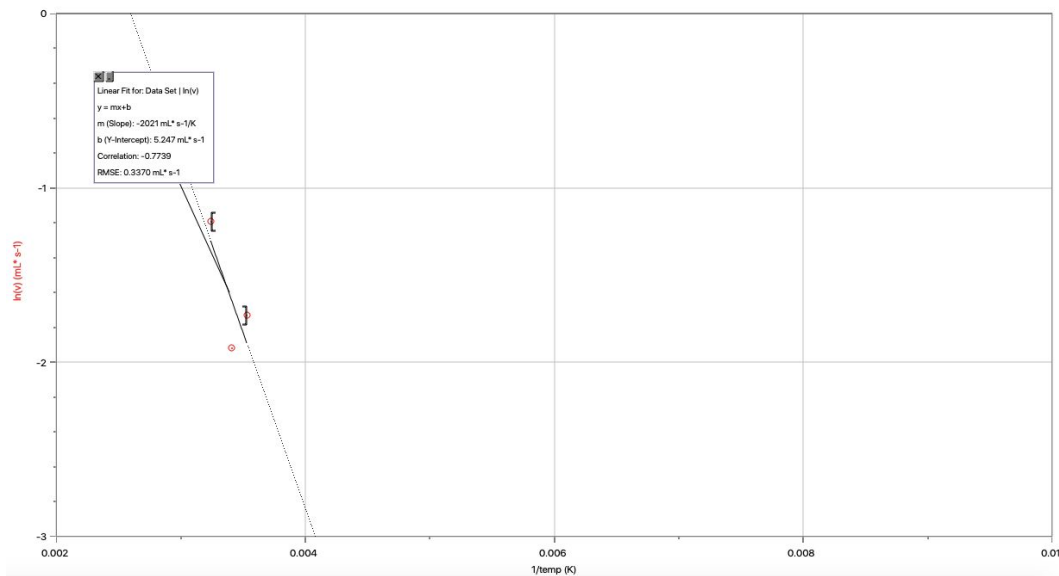
$$V_2 = 0.3815 \text{ kPa/s}$$

$$V_3 = 0.1363 \text{ kPa/s}$$

$$V_{\text{moy (3)}} = 0.3026 \text{ kPa/s}$$

4. Déterminer la pente

Essais	1/T (K)	ln(V) (mL* s ⁻¹)
1	0.003532	-1.732
2	0.003411	-1.920
3	0.003245	-1.195



Donc, la pente est de -2021.

5. Déterminer l'énergie d'activation

$$m = \frac{-Ea}{R}$$

$$-2021 = \frac{-Ea}{8.3145}$$

$$E_a = 1.680 \times 10^4 \text{ J/mol}$$

Donc, l'énergie d'activation est $1.680 \times 10^4 \text{ J}$.

Discussion:

Cette expérience nous a obligé de tester les capacités de deux différents catalyseurs: la catalase et le KI, les deux à diverses températures afin de déterminer quelle température offrait les conditions optimales pour chacun des catalyseurs. Ces deux substances avaient comme but la décomposition de peroxyde d'hydrogène, un composé doté de capacité nocives, en deux produits inoffensifs: l'eau et l'oxygène. À mesure que le H_2O_2 se décompose, la pression d' O_2 formée augmente de façon analogue. Ergo, les graphiques représentent la pression d'oxygène (kPa) en fonction du temps (secondes). L'ordre partiel d'un réactif correspond à l'influence qu'a ce réactif dans la cinétique de la réaction. Afin de déterminer cet ordre partiel, nous nous sommes servi de l'équation ci-dessous, tel exprimé dans la partie 2 de l'expérience:

$$x = \frac{\ln\left(\frac{V_{\text{moy}1}}{V_{\text{moy}2}}\right)}{\ln\left(\frac{(\text{H}_2\text{O}_2)_1}{(\text{H}_2\text{O}_2)_2}\right)}$$

L'expérience a été réalisée pour déterminer l'efficacité du KI et de la catalase à différentes températures, ainsi que de déterminer les conditions qui optimisent leur efficacité sans dénaturer leurs protéines. Nous avons pu déterminer que la catalase fonctionne dans des températures entre 22 et 35°C . Les graphiques de température ambiante, soit 22°C , montrent que la catalase réagit efficacement, mais on peut voir à travers les graphiques que la catalase 35 a réagi plus rapidement car la pente était la plus forte pour ces essais. Le KI a réagi à 10°C , 20 et 35 . Les essais de chauffage de KI à 10°C se sont établis inefficaces car la pression n'a pas subi de changements importants au cours de la période mesurée. Cela s'est produit pour les deux essais; on a donc pu conclure que la température était trop basse que la réaction puisse s'effectuer. En d'autres mots, les particules n'étaient pas assez actives pour permettre à une énergie cinétique suffisamment haute pour atteindre le seuil de l'énergie d'activation.

Lorsque la quantité de gaz supplémentaire est créée, la pression globale est affectée. Ceci peut également être attribué à la pression initiale car cet effet est démontré à la fois dans les données et les graphiques correspondants. Avec certains des essais, la pression initiale est nettement plus élevée que le reste des données tracées. Cela pose problème car la tendance graphique attendue est une ligne d'ajustement linéaire et que la pression excessive annule l'essai. Pour éviter que cela se produise, il suffit de laisser la valve en T sur le bouchon en caoutchouc ouverte pendant que le ballon est dans le bain d'eau chaude, histoire de permettre à la substance évaporée de s'échapper. Une autre possibilité de source d'erreur était la méthode d'extraction de la catalase. En filtrant la substance, on pense que la catalase a perdu une partie de son efficacité.

Lors du calcul des énergies d'activation, nous avons obtenu une valeur de 43.7 kJ/mol pour la catalase et une valeur de 16.8 kJ/mol pour KI. Cette conclusion n'est pas en accord avec notre recherche théorique, qui constate que la catalase a une énergie d'activation inférieure à celle de l'iodure de potassium. L'Ea pour la catalase devrait avoir une valeur plus petite car les températures à laquelle la réaction peut se produire sont plus basses. Cela signifie que le seuil d'énergie nécessaire est moins important; il faudra donc moins d'énergie pour démarrer la réaction que ce qu'on a déterminé pendant l'expérience. Le KI devrait avoir une valeur plus importante pour l'Ea, puisqu'il a été conclu que la réaction doit être effectuée à des températures plus élevées afin d'atteindre ce seuil.

Une autre possibilité de source d'erreur est dans la partie 4 de l'expérience; tel démontré dans les graphiques de la partie 4, les résultats vont à l'encontre des nos prédictions — plutôt qu'avoir une pression qui augmente constamment, elle commence à diminuer dans certains cas. Cette contradiction peut être expliquée par une simple erreur humaine; lors de l'expérience, le bouchon n'était pas bien sécurisé sur le Erlenmeyer, et a perdu un certain montant de gaz. Pour empêcher ceci, on n'a qu'à s'assurer que le bouchon soit bien sécurisé sur le flacon afin d'éviter une telle erreur. Dans la partie 2 des calculs, nous avons choisi d'omettre les données du troisième essai étant donné que son volume n'était pas le même que le volume dans les deux autres essais. Dans les essais 1 et 2, le volume était de 15 mL, mais dans l'essai #3, il était de 12 mL. Cette différence peut mener à des différences importantes dans nos résultats, égarant nos conclusions. En ignorant cet essai, nous avons des résultats pour constants, et plus précis ainsi. Une dernière source d'erreur dans cette expérience est le manque de temps; avec plus de temps, on aurait pu mener l'expérience plusieurs autres fois. Considérant la nature de cette expérience, plusieurs erreurs aléatoires peuvent poser un effet sur nos résultats finaux. Ces erreurs auraient beaucoup d'influence sur nos conclusions finales; mais, en augmentant le montant d'essais, on peut atténuer l'effet qu'ont ces erreurs sur nos données finales en éliminant les valeurs anormales.

Conclusion:

En conclusion, le but de cette expérience était d'observer les effets qu'ont la catalase, un enzyme retrouvé dans la laitue, lorsqu'elle décompose le peroxyde d'hydrogène. De plus, on a pu dresser une comparaison entre l'efficacité de l'iodure de potassium et la catalase, afin de déterminer lequel avait des meilleures capacités catalytiques dans les conditions données. Pour nous mener à notre conclusion, nous avons comparé l'énergie d'activation de l'iodure de potassium à celle de la catalase. On a déterminé que l'ordre partiel de du peroxyde d'hydrogène était de 1, et que son énergie d'activation était approximativement 43.7 kJ/mol; parallèlement, l'énergie d'activation de l'iodure de potassium était de 16.8 kJ/mol. Étant donné que l'énergie d'activation de l'iodure est inférieure que celle de la catalase, on peut conclure que l'iodure est donc plus efficace comme catalyseur que la catalase. Nos résultats empiriques ne sont pas en accord avec notre recherche théorique; nous pouvons attribuer cette contradiction à de nombreuses sources d'erreur, notamment l'incertitude des graphiques dans la partie 4 de l'expérience.

Annexes

PARTIE 2

Lab N°5: Catalase

Solution 1: 2 mL H₂O₂ pour 2 mL d'eau

Essai #1: P_i: 104,07 kPa
P_f: 110,52 kPa

Essai #2: P_i: 103,75 kPa
P_f: 110,33 kPa

Essai #3: P_i: 103,43 kPa
P_f: 110,59 kPa

temps initial: 0 sec
temps final: 600 sec

Solution 2: 2 mL H₂O₂ pour 3 mL d'eau

Essai #1: P_i: 103,1
P_f: 106,21

Essai #2: P_i: 103,11
P_f: ~~107,9~~ 106,79

Essai #3: P_i: 102,92
P_f: 107,11

PARTIE 3

Essai	Temp (°C)	dt (s)	P _i	P _f
1	22	600	102,3	104,16
2	22	600	102,74	106,93
3	22	600	102,74	106,61
4	31	600	102,3	108,90
5	31	600	103,1	110,38
6	31	600	102,51	110,38
7	35	600	102,40	112,44
8	35	600	102,45	110,90
9	35	600	104,16	113,51

PARTIE 1

V_{d'eau} = 300 mL
V_{fin} = 600 mL
1/2 Iceberg lecture

Laboratoire 5: Partie 2

Données

$T=0s$	1	2	3
Pression initiale	104.07	103.75	103.43
$T=600s$			
Pression finale	110.52	110.33	110.59

p en kpa

1/2

ensuite m...
homogène.
2. Filtrer la mélange homogène à l'aide d'un
filtre, à l'intérieur d'un erlenmeyer

Étape 2
1. brancher la sonde de pression à laquelle
ajouter 5 ml de ~~éther~~ H_2O_2 de
éthermeyer

La 5: Partie 4

1/2

Essai #1

$T_I = 20^\circ\text{C}$

pression initiale à $10^\circ\text{C} = 99.81 \text{ Kpa}$

temperature finale : 5°C

Essai #2

$T_I = 21^\circ\text{C}$

pression initial : 103.48 Kpa

Essai #3: temperature initiale 38°C

Essai #4

$$T_i = 10^\circ\text{C}$$

Pression Initial: 104.77

Essai #5: $T_i = 21^\circ\text{C}$

$$P_i = 104.38$$

Essai #6:

$$T_i = 33$$

$$P_i = 103.87$$

Essai #7

$$T_i = 10^\circ\text{C}$$

$$P_i = 102.50$$

Essai #8

$$T_i = 21^\circ\text{C}$$

$$P_i = 103.45$$

Essai #9

$$T_i = 35^\circ\text{C}$$

$$P_i = 103.55$$

2/2