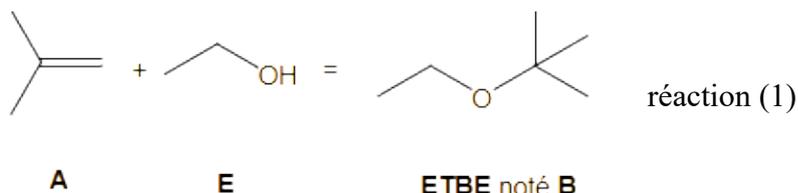


**DS n°3**  
**THERMOCHIMIE – CINÉTIQUE**

**Problème n°1 : Étude thermodynamique de la synthèse de l'ETBE (Agro-Véto A 2022)**

Cette partie s'intéresse à l'optimisation de la synthèse de l'ETBE. Pour dégager des comportements typiques, un système modèle simplifié mais proche de la réalité est introduit pour cette étude. Le schéma correspondant de la réaction équilibrée entre l'isobutène **A** et l'éthanol **E** est le suivant :



**Étude de la thermicité de la réaction (1)**

**Q1.** Préciser l'état physique des trois composés **A**, **E** et **B** dans les conditions standard à 298 K, puis à l'aide des données du *tableau 1*, calculer l'enthalpie standard  $\Delta_r H^\circ_{298}$  de la réaction (1) à 298 K. Conclure au sujet de la thermicité de la réaction (1) dans ces conditions.

Composé	<b>A</b>	<b>E</b>	<b>B</b>
$\Delta_f H^\circ$ (kJ·mol <sup>-1</sup> )	-18	-276	-351
T <sub>eb</sub> (°C)	-7	73	79

*Tableau 1 : enthalpies libres standards de formation à 298 K, et températures d'ébullition sous 1 bar des composés présents dans l'équilibre (1)*

Les conditions opératoires pour mener cette réaction (1) sont en réalité les suivantes :

- une température T<sub>1</sub> égale à 67 °C ;
- une pression P<sub>1</sub> égale à 15 bar.

**Q2.** Justifier simplement, sans calcul, en prenant appui sur les données des *tableaux 1* et 2, pourquoi ces conditions sont cohérentes avec une synthèse qui peut être conduite en phase liquide homogène.

T (°C)	-7	25	40	50	60	70	80
P <sub>sat</sub> (bar)	1,0	3,0	4,6	6,0	7,7	9,7	12,1

*Tableau 2 : pression de vapeur saturante de l'isobutène A en fonction de la température*

L'enthalpie standard de réaction dépend de la température selon la loi de Kirchhoff :

$$d\Delta_r H^\circ/dT = \sum (v_i \times c_{p,i}^\circ)$$

**Q3.** Évaluer par un calcul simplifié l'enthalpie standard de la réaction (1) à la température  $T_1$  en justifiant qu'on puisse négliger la contribution des capacités thermiques molaires d'après les données du *tableau 3*.

Composé	A	E	B
$c_p^\circ$ ( $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ )	121	112	218

*Tableau 3 : capacités thermiques molaires standards des liquides supposées indépendantes de la température*

**Q4.** Indiquer le sens d'évolution de la transformation du système fermé lors d'une augmentation isobare de la température. Prévoir une conséquence de cette évolution sur la synthèse de **B**.

**Q5.** À température et composition constantes, indiquer l'influence de la pression sur le sens d'évolution de la transformation étudiée. Commenter.

### Étude de la conversion de l'isobutène A

Afin de construire un modèle prévisionnel simple d'étude de l'équilibre obtenu par la réaction (1), plusieurs hypothèses sont formulées.

La première hypothèse est que la réaction (1) se déroule en phase liquide **homogène**, dans un réacteur où la température  $T_1$  et la pression  $P_1$  sont fixées. La constante d'équilibre de la réaction (1) est notée  $K_1$ . Les conditions d'étude sont précisées par les données :  $T_1 = 67^\circ C$ ,  $P_1 = 15$  bar,  $K_1 = 31,3$ .

La deuxième hypothèse est la prise en compte de la stœchiométrie du mélange, et en particulier ici d'un **excès d'éthanol**. Ainsi, si les quantités de matière  $n_0$  mole de **A** et  $\alpha \cdot n_0$  mole de **E** sont introduites à un instant initial dans un réacteur vide, l'excès d'éthanol se traduit par l'inégalité :  $\alpha > 1$ .

La troisième hypothèse est que **la phase liquide possède un comportement de mélange idéal**.

Comparé aux résultats expérimentaux, ce modèle donne des résultats satisfaisants.

**Q6.** On note  $\xi$  l'avancement en mole de la réaction (1) à un instant quelconque. Expliciter, en fonction des paramètres introduits, le quotient de réaction  $Q$  de la réaction (1). Il est conseillé d'écrire un tableau d'avancement.

**Q7.** Soit  $\theta$  le taux de conversion de **A** égal au rapport entre le nombre de moles de **A** qui a réagi et le nombre de moles de **A** initial. Écrire, sous forme d'une fraction et en fonction de  $\alpha$ , l'équation vérifiée par  $\theta$ . Calculer la valeur de  $\theta$  lorsque l'éthanol est introduit dans des proportions stœchiométriques.

**Q8.** On suppose que le système a atteint l'état d'équilibre. En analysant l'évolution du quotient de réaction  $Q$  avec  $\alpha$  en étudiant le signe de  $dQ/d\alpha$ , prévoir l'influence d'un ajout d'éthanol sur l'état d'équilibre à température et pression constantes.

**Q9.** Dans le cas où l'on se place en large excès d'éthanol, préciser quelle valeur maximale le taux  $\theta$  peut atteindre. Discuter l'intérêt éventuel pour la synthèse de travailler avec un large excès d'éthanol.

**Q10.** On donne sur la *figure 1* l'évolution du taux de conversion de l'isobutène en fonction de la température pour un système semblable à celui de l'étude précédente. Préciser quelle partie de ces courbes est en accord avec l'étude précédente, en justifiant cet accord, puis quelle partie est *a priori* incohérente. Proposer une explication à cet écart.

On pourra comparer à la fois les courbes entre elles et la position de leur optimum en se plaçant avant et après la température  $T_1$ .

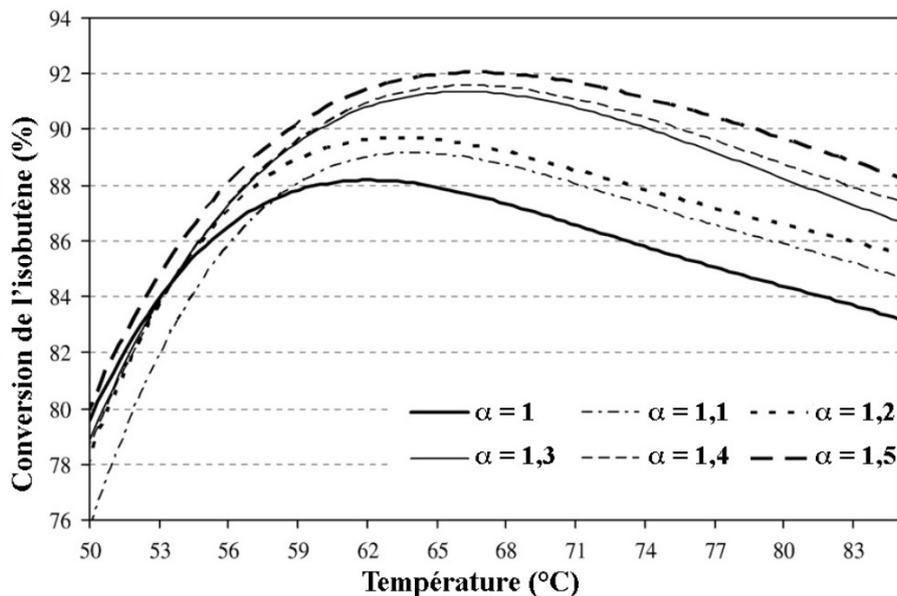


Figure 1 : évolution du taux de conversion de l'isobutène (en pourcent) en fonction de la température du réacteur et de l'excès initial en éthanol

### Purification du milieu réactionnel par distillation

La synthèse industrielle de l'ETBE donne en sortie de réacteur un mélange qui est purifié par distillation. Le distillat obtenu, qui est utilisé comme carburant, contient au mieux 80 % *en masse* d'ETBE, le reste étant constitué d'éthanol. Sous pression standard, les températures d'ébullition de **B** et de **E** valent respectivement 73 et 79 °C.

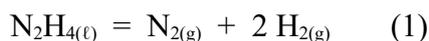
**Q11.** Le diagramme binaire ETBE **B** / éthanol **E** présente un minimum qui correspond à un point homoazéotrope. Tracer l'allure du diagramme binaire isobare (à  $P = 1$  bar) associé aux espèces ETBE **B** et éthanol **E** à l'appui de certaines données précédemment fournies, en portant sur l'axe des abscisses la fraction massique en éthanol  $w_E$ . Justifier alors que la fraction de distillation du mélange liquide obtenu en sortie de réacteur soit impure.

**Q12.** Le résidu de distillation (le liquide restant dans le réacteur) est constitué d'ETBE quasi pur, et peut donc être utilisé comme carburant. Préciser ce que cela impose sur la proportion initiale en réactifs, puis énoncer la contrainte supplémentaire qui en résulte pour la synthèse de l'ETBE.

**Problème n°2 : Décomposition de l'hydrazine (Agrégation externe de Physique-Chimie option Physique 2020)**

**A. L'hydrazine comme monergol dans l'aérospatial**

L'hydrazine  $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$  est utilisée généralement seule comme monergol dans les moteurs à faible poussée (mais grande précision) permettant le positionnement sur orbite des satellites et des sondes spatiales. Par exemple, les moteurs de fusée pour la descente de la sonde spatiale de la mission InSight sur la planète Mars en 2018 fonctionnaient avec l'hydrazine comme seul ergol. Dans ce cas, la poussée est assurée par décomposition catalytique de l'hydrazine modélisée par l'équation de réaction :



**A1.** Définir la réaction standard de formation d'un constituant physico-chimique.

**A2.** À l'aide des données disponibles, établir que la valeur de l'enthalpie standard  $\Delta_r H^\circ$  à 298 K de la réaction (1) de décomposition de l'hydrazine est égale à  $-50,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Commenter le signe de cette grandeur.

**A3.** Calculer l'entropie standard  $\Delta_r S^\circ$  de la réaction (1) à 298 K et commenter son signe.

**A4.** Calculer l'enthalpie libre standard  $\Delta_r G^\circ$  de la réaction (1) à 298 K.

**A5.** Discuter de la stabilité de l'hydrazine liquide.

**A6.** Calculer la constante d'équilibre de la réaction (1) à 298 K.

**A7.** Calculer le volume d'hydrazine pure utilisé lors de la phase propulsée de la descente de la sonde spatiale de la mission InSight sur la planète Mars en supposant que cette opération nécessite  $1,0 \times 10^8 \text{ J}$ .

**B. Étude cinétique de l'oxydation de la méthylhydrazine**

La méthylhydrazine  $(\text{H}_3\text{C})\text{HN}-\text{NH}_2$  est également utilisée comme biergol en association avec un oxydant fort tel que le tétraoxyde de diazote ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ).

On s'intéresse ici à l'oxydation de la méthylhydrazine, notée par la suite MH, par le dioxygène dissous en milieu strictement monophasique modélisée par l'équation de réaction :



Dans une première expérience réalisée à 298 K, l'évolution des concentrations des réactifs en fonction du temps est suivie. Les valeurs expérimentales sont reportées dans le tableau 1.

Temps (min)	0	40	130	445	1540
$[\text{MH}] \times 10^4 \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1})$	7,04	6,96	6,78	6,36	5,74
$[\text{O}_2] \times 10^4 \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1})$	3,25	3,08	2,71	1,93	0,61

Tableau 1 : Évolution des concentrations de la MH et du dioxygène en fonction du temps  
 $[\text{MH}]_0 = 7,04 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et  $[\text{O}_2]_0 = 3,25 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

**B1.** Donner deux expressions de la vitesse de la réaction, faisant intervenir  $\alpha$  ou  $\beta$ .

**B2.** En exploitant les données du tableau 1, déterminer la valeur des nombres stœchiométriques  $\alpha$  et  $\beta$  (valeurs entières les plus petites).

Quatre séries de mesures sont maintenant réalisées à 298 K en faisant varier la concentration initiale en  $O_2$ , la concentration initiale en MH étant fixée à  $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Dans le tableau 2, sont reportées les valeurs de la variation  $-d[O_2]/dt$  à  $t = 0$  et le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$ .

$[O_2]_0 \times 10^4 \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1})$	$[MH]_0 \times 10^3 \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1})$	$-d[O_2]/dt \times 10^6 \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1})$	$t_{1/2} \text{ (min)}$
0,25	5,00	0,29	60
1,07	5,00	1,11	65
1,78	5,00	2,27	62
3,02	5,00	3,32	63

Tableau 2 : Vitesse initiale et temps de demi-réaction en fonction de la concentration initiale en dioxygène pour  $[MH]_0 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

**B3.** La réaction est supposée admettre un ordre. La constante de vitesse est notée  $k$  et les ordres partiels par rapport à la méthylhydrazine et au dioxygène sont notés respectivement  $p$  et  $q$ . Exprimer la vitesse de réaction à l'aide de ces paramètres.

**B4.** Expliquer en quoi consiste la méthode de dégénérescence de l'ordre.

**B5.** Déterminer la valeur de l'ordre initial partiel par rapport au dioxygène.

**B6.** Dédire des valeurs expérimentales que la valeur de cet ordre initial n'est pas modifiée au cours du temps.

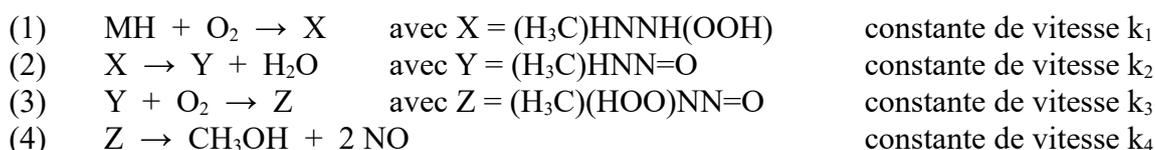
Des mesures complémentaires ont permis de mesurer un ordre partiel égal à 1 par rapport à la méthylhydrazine.

**B7.** Déterminer à l'aide des données du tableau 2, la valeur de la constante de vitesse à 298 K.

**B8.** À 313 K, la détermination expérimentale de la constante de vitesse conduit à une valeur de  $2,62 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$ . Calculer la valeur de l'énergie d'activation de la réaction d'oxydation de la méthylhydrazine par le dioxygène en supposant que cette grandeur est indépendante de la température.

**B9.** Justifier que la réaction  $\alpha \text{ (H}_3\text{C)HN-NH}_{2(\text{aq})} + \beta \text{ O}_{2(\text{aq})} \rightarrow \text{produits d'oxydation}$  n'est pas un acte élémentaire.

Le mécanisme réactionnel suivant en quatre étapes est proposé :



**B10.** On suppose que l'approximation des états quasi stationnaires s'applique aux espèces X, Y et Z. Établir l'expression de la vitesse de disparition de O<sub>2</sub>.

**B11.** Le mécanisme proposé est-il en accord avec l'étude cinétique expérimentale.

**Données :**

Constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Propriétés physiques de l'hydrazine

température de fusion : 275,0 K

température d'ébullition : 384,5 K sous 1013 hPa

densité à 298 K : 1,00

masse molaire : 32,0 g·mol<sup>-1</sup>

Entropie molaire standard à 298 K :

Espèce chimique	H <sub>2(g)</sub>	N <sub>2(g)</sub>	N <sub>2</sub> H <sub>4(l)</sub>
S <sub>m</sub> <sup>o</sup> (J·K <sup>-1</sup> ·mol <sup>-1</sup> )	130,7	191,6	121,5

Énergie de liaison à 298 K :

Liaison	H-H	N-H	N-N	N≡N
D (kJ·mol <sup>-1</sup> )	436	390	164	947

Enthalpie standard de vaporisation de l'hydrazine :  $\Delta_{\text{vap}}H^{\circ} = +44,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Numéro atomique :

Z(H) = 1 ; Z(N) = 7

### Problème n°3 : Solubilité du dioxygène dans l'eau de mer (Mines-Ponts PC 2024)

Le requin puise le dioxygène nécessaire à sa survie dans son milieu environnant. Il est donc important de connaître la concentration en dioxygène dissous dans l'eau de mer. Des observations ont montré qu'elle dépend d'un grand nombre de paramètres, comme les variations de température, les courants marins, la consommation du dioxygène par des bactéries aérobies, la photosynthèse, la salinité, la pluie, le vent..., mais aussi de la pression atmosphérique. Dans la suite du problème, par souci de simplification, l'eau de mer sera assimilée à de l'eau pure.

**Q1.** À l'aide des données fournies, déterminer la concentration en dioxygène dissous à la surface de la mer dont l'eau est à 25 °C et est soumise à une pression de 1 bar.

**Q2.** Comment varie la solubilité du dioxygène quand la température du milieu augmente ? Justifier en détaillant le déplacement d'équilibre. Estimer la variation relative (en pourcentage) de la solubilité du dioxygène si la température augmente de 6 °C.

En laboratoire, des études cinétiques montrent que le transfert moléculaire du dioxygène de l'air vers de l'eau pure (choisie comme modèle pour l'analyse) suit une loi du premier ordre de la forme suivante :

$$dn/dt = \pm k_t \cdot (c - c_\infty) \cdot S \quad (1)$$

où  $dn$  est la quantité de matière de dioxygène qui se dissout dans l'eau pendant le temps  $dt$ ,  $S$  représente la surface d'échange,  $c$  est la concentration en dioxygène dissous dans l'eau à un instant  $t$ ,  $c_\infty$  correspond à la solubilité du dioxygène à la température considérée et  $k_t$  est le coefficient de transfert de masse.

**Q3.** Préciser le signe de l'expression de  $dn/dt$  et l'unité du coefficient  $k_t$ .

Des mesures expérimentales du coefficient  $k_t$  ont donné les relevés suivants en fonction de la température  $T$  (Tableau 1).

Tableau 3. Coefficient  $k_t$  en fonction de la température  $T$

T (°C)	17	25	35	40	50
$k_t$ (S.I.)	$4,0 \cdot 10^{-4}$	$4,4 \cdot 10^{-4}$	$4,9 \cdot 10^{-4}$	$5,1 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-4}$

Si l'on trace la courbe  $\ln k_t = f(1/T)$  on obtient une droite de pente  $-950$  et d'ordonnée à l'origine  $-4,5$ .

**Q4.** En déduire une estimation de l'énergie d'activation  $E_a$  de la réaction de dissolution du dioxygène gazeux dans l'eau.

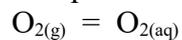
La saturation en dioxygène  $x$  est définie comme le rapport de la concentration en dioxygène sur sa solubilité.

**Q5.** Estimer la durée nécessaire à une eau à 17 °C à 90 % de saturation sur 10 centimètres de profondeur pour retrouver une saturation  $x$  de 99 % (la concentration en dioxygène sera supposée égale en tout point de la couche d'eau considérée).

**Données :**

Constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

La constante thermodynamique ( $K_H$ ) associée à l'équilibre de dissolution du dioxygène gazeux :

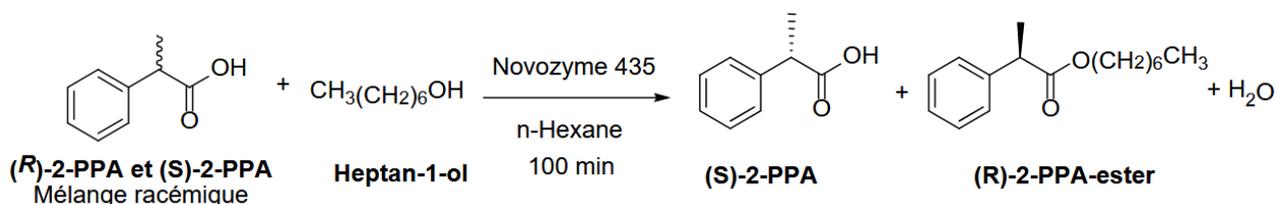


$K_H = 1,3 \cdot 10^{-3}$  et  $\Delta_r H^\circ = -12 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  à 298 K

On considère que l'air est composé, en fractions molaires, de 80 % de diazote et 20 % de dioxygène.

### Problème n°4 : Étude cinétique d'une catalyse asymétrique (G2E 2024)

On étudie l'action de l'enzyme Novozyme 435 lors de l'estérification énantiosélective de l'acide 2-phénylpropanoïque (2-PPA) (en mélange racémique) à l'aide de l'heptan-1-ol. À l'issue de cette transformation dans les conditions proposées, seul l'ester de configuration (R) ((R)-2-PPA-ester) a été identifié.



On étudie dans un premier temps l'influence de la température sur la conversion du mélange racémique en figure 1.

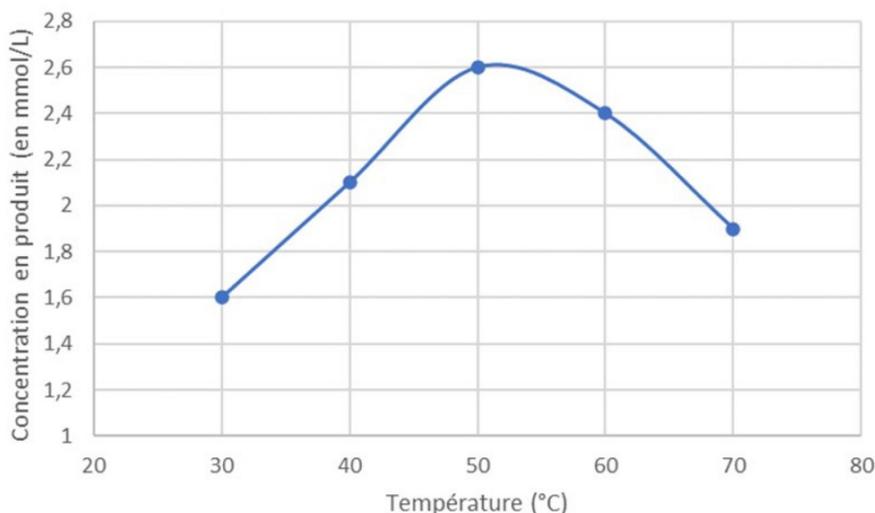


Figure 1 – Influence de la température sur la conversion du mélange racémique.

**Q1.** À l'aide de la figure 1, justifier l'existence d'une température optimale pour la catalyse enzymatique en interprétant le comportement de l'enzyme à basse température et à haute température.

On souhaite modéliser simplement l'action de l'enzyme sur l'un des énantiomères du mélange racémique à estérifier. D'après les auteurs, un temps de 100 min est optimal pour observer une conversion exclusive de l'acide (R)-2-PPA sans observer une réelle conversion pour l'acide (S)-2-PPA. Afin de modéliser et quantifier la cinétique de cette réaction, on étudiera le modèle de Michaelis-Menten. Pour cela, on fait une étude avec plusieurs concentrations en substrat tout en fixant la concentration en heptan-1-ol.

Dans ce modèle, le substrat organique G (soit le (R)-2-PPA ou le (S)-2-PPA) réagit avec l'enzyme E pour conduire à un intermédiaire appelé complexe enzyme-substrat EG de façon réversible dans un premier acte élémentaire, et on notera ensuite P le produit obtenu (l'ester associé) dans le second acte élémentaire. On supposera la concentration en alcool comme étant constante lors des différentes études.

On pourra noter  $v_1$ ,  $v_{-1}$  et  $v_2$  les vitesses volumiques des actes élémentaires (1), (-1) et (2) et  $k_1$ ,  $k_{-1}$  et  $k_2$  les constantes de vitesses associées.



La concentration en quantité de matière des différentes espèces X sera notée  $[X]$  à un temps quelconque et  $[X]_0$  à l'instant initial. On notera  $v$  la vitesse de l'estérification du substrat G.

**Q2.** Utiliser la conservation de la matière enzymatique pour donner une relation entre  $[E]_0$ ,  $[E]$  et  $[EG]$ .

**Q3.** Préciser les conditions d'application de l'approximation des états quasi-stationnaires (AEQS).

**Q4.** Appliquer l'AEQS au complexe enzyme-substrat pour démontrer la relation suivante :

$$v_0 = \left( \frac{d[P]}{dt} \right)_0 = \frac{v_{\max} \times [G]_0}{K_M + [G]_0}$$

Il est demandé de préciser l'expression des constantes  $v_{\max}$  et  $K_M$  en fonction des constantes  $k_1$ ,  $k_{-1}$ ,  $k_2$  et  $[E]_0$ .

**Q5.** Interpréter physiquement la signification de  $v_{\max}$  et  $K_M$ .

On effectue ensuite une linéarisation de Lineweaver-Burk. Cette linéarisation consiste à tracer :

$$\frac{1}{v_0} = f\left(\frac{1}{[G]_0}\right).$$

Les résultats sont présentés pour chaque énantiomère sur les graphiques des figures 2 et 3.

**Q6.** Déterminer les constantes  $v_{\max}$  et  $K_M$  afin de quantifier l'action de l'enzyme sur chaque énantiomère.

**Q7.** Commenter les résultats en précisant notamment si le modèle de Michaelis-Menten permet d'interpréter la stéréosélectivité de la réaction.

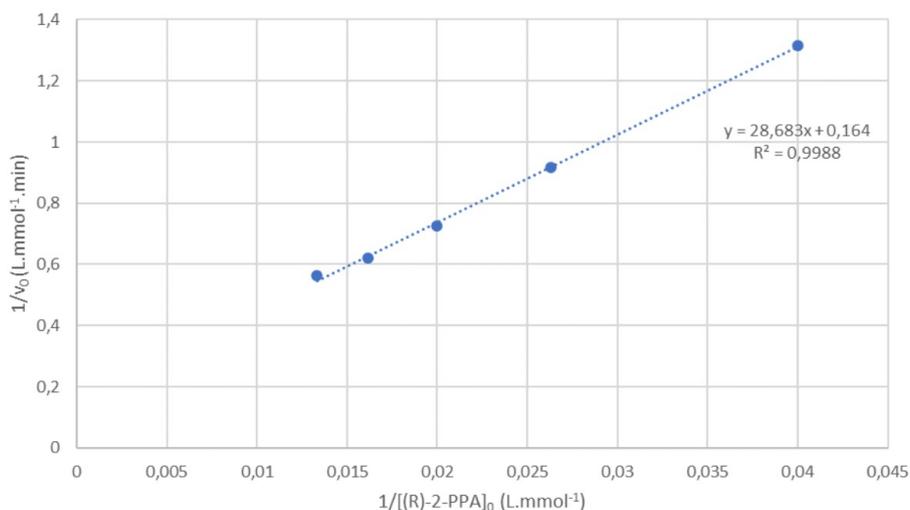


Figure 2 – Linéarisation de Lineweaver – Burk pour le substrat de configuration R

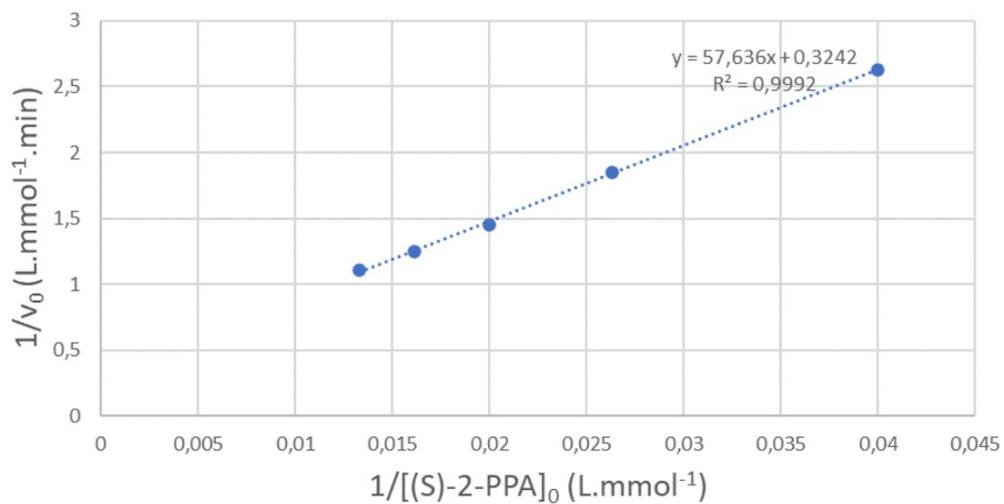


Figure 3 – Linéarisation de Lineweaver – Burk pour le substrat de configuration S.

**Problème n°5 : Stérilisation UHT et cinétique de dégradation des micro-organismes (Agro-Véto ATS Bio 2021)**

Afin d'assainir le lait et d'augmenter sa durée de conservation, celui-ci est soumis à des traitements thermiques visant à réduire voire détruire la flore microbienne et fongique susceptible de se développer.

De manière générale, les hautes températures appliquées pendant un temps très court ont un effet plus puissant sur la destruction des microorganismes et des enzymes que sur les modifications des constituants du lait, ce qui permet d'en préserver les qualités organoleptiques (goût, odeur, texture, etc.) et nutritionnelles et justifie l'intérêt des traitements UHT (ultra-hautes températures). On s'intéresse dans cette partie à la cinétique de destruction des micro-organismes et de dégradation des nutriments pour comprendre l'intérêt et l'efficacité du traitement UHT du lait.

Les spores sont parmi les micro-organismes présents naturellement dans le lait les plus résistants au traitement thermique mais qu'il est néanmoins souhaitable d'éliminer. La destruction des spores peut être modélisée par la réaction suivante d'ordre 1 :



constante de vitesse  $k_s$  ; énergie d'activation  $300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Q1.** Dans l'hypothèse d'une cinétique de destruction d'ordre 1, montrer que, à température constante, le nombre de spores  $N_s(t)$  encore présentes dans le lait à l'instant  $t$  s'exprime :

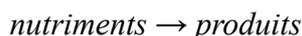
$N_s(t) = N_{s0} \times \exp(-k_s \cdot t)$  où  $N_{s0}$  désigne le nombre initial de spores dans le lait (on supposera le volume de lait constant).

Pour caractériser la cinétique de destruction d'une population d'une souche microbienne donnée, à une température donnée et dans un milieu défini, on utilise le « temps de réduction décimale »  $T_{1/10}$  qui correspond à la destruction de 90 % de la population microbienne, donc à la division par 10 de son effectif initial, d'où l'expression « réduction décimale ».

**Q2.** Exprimer le temps de réduction décimale  $T_{1/10}$  en fonction de la constante de vitesse  $k_s$ .

**Q3.** Si le temps de réduction décimale d'une population de spores est de 40 min à  $100 \text{ }^\circ\text{C}$ , évaluer la constante de vitesse  $k_s$  de destruction des spores à  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  en  $\text{min}^{-1}$  puis déterminer le temps nécessaire pour détruire 99,9 % de la population de spores.

Le lait contient également des nutriments, comme des vitamines, qui sont aussi dégradés par le traitement thermique. De même leur dégradation peut être modélisée par la réaction suivante :



ordre 1 ; constante de vitesse  $k_{\text{nut}}$  ; énergie d'activation  $120 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Q4.** Sachant que la constante de vitesse  $k_{\text{nut}}$  vaut environ  $2 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$  à  $100 \text{ }^\circ\text{C}$ , évaluer la proportion de nutriments non altérés après la durée de traitement permettant de détruire 99,9 % de la population de spores calculée en **Q3**.

Le traitement UHT consiste à stériliser le lait à une température supérieure à 100 °C (jusqu'à 140 °C) mais pendant un temps plus court, conventionnellement 135 °C pendant 4 s.

**Q5.** Énoncer la loi d'Arrhénius liant la constante de vitesse  $k$  d'une réaction à la température  $T$ . On précisera le nom et l'unité dans le système international des différentes grandeurs dans le cas d'une constante de vitesse d'ordre 1.

**Q6.** Évaluer les constantes de vitesse  $k_s$  et  $k_{nut}$  à 135 °C.

**Q7.** En déduire la durée de chauffage nécessaire à 135 °C pour permettre de détruire 99,9 % des spores, puis calculer la fraction de nutriments préservés pour cette même durée. Conclure sur l'intérêt du traitement UHT.

**Donnée :**

constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$