



NOM : _____

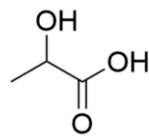
Prénom : _____

Lycée : _____

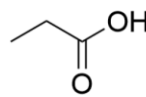
Problème I : Tout autour le fromage

| | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|----|----|------------------|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | Total Problème I |
| 2 | 1 | 1 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 4 | 6 | 6 | 30 |
| | | | | | | | | | | | |

Bien qu'il existe de nombreuses différences dans le processus de fabrication du fromage, la transformation du lactose en acide lactique au cours de la fermentation est un processus chimique clé, quelle que soit l'origine du fromage.



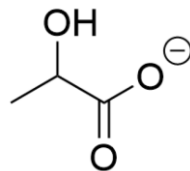
acide lactique



acide propanoïque

La constante de dissociation de l'acide lactique est $K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

1. Ecrire la formule et le nom systématique (IUPAC) de la base conjuguée de l'acide lactique.



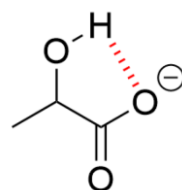
ion 2-hydroxypropanoate

2. Calculer le pKa de l'acide lactique.

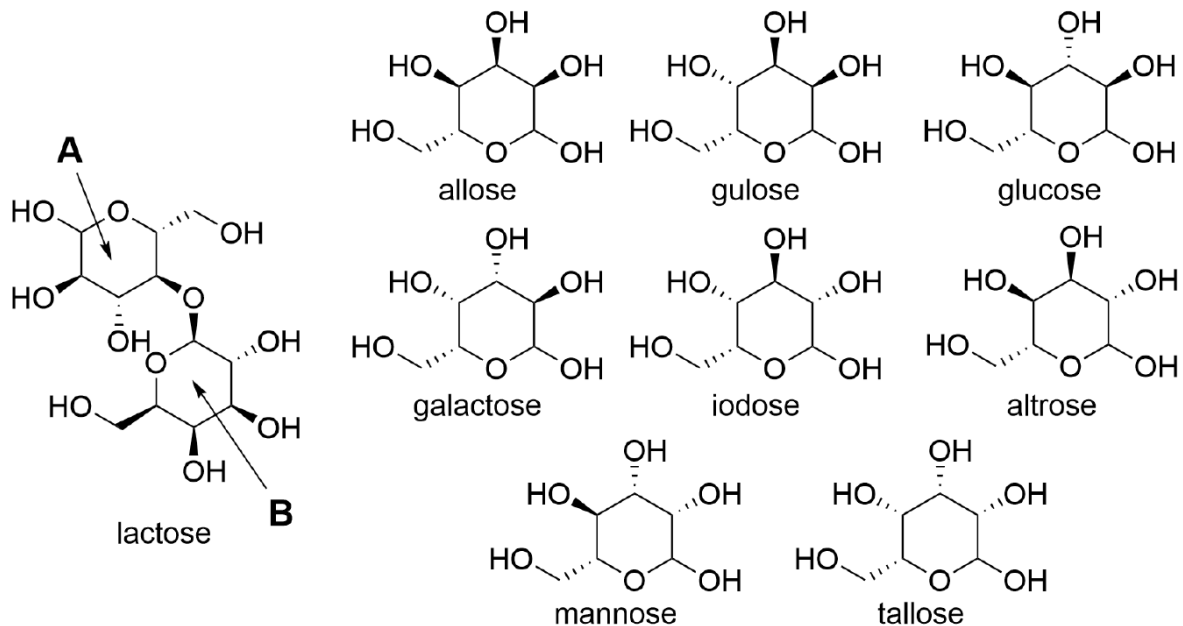
$$pK_a = -\log(K_a) = 3,86$$

L'acide lactique est un acide plus fort que l'acide propanoïque. Ceci est dû à un pont hydrogène qui stabilise sa base conjuguée.

3. Dessiner la structure de la base conjuguée de l'acide lactique montrant ce pont hydrogène.



Le lactose contenu au départ dans le lait est un disaccharide dont la formule est $C_{12}H_{22}O_{11}$. Lors de la première étape de la transformation en acide lactique, le lactose est converti en deux monosaccharides **A** et **B**.



4. Comment peut-on classer la réaction du lactose pour former les deux monosaccharides. Cocher la bonne réponse.

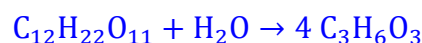
| | |
|---|---------------|
| | Oxydation |
| | Réduction |
| | Condensation |
| X | Hydrolyse |
| | Isomérisation |
| | Élimination |

5. Écrire le nom des monosaccharides (A et B) qui composent le lactose.

glucose & galactose

La conversion du lactose en acide lactique est réalisée par des bactéries dans le cadre d'un processus biochimique complexe, mais l'acide lactique est souvent le seul produit.

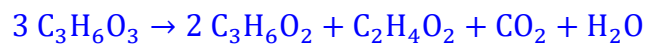
6. Proposer une équation (avec formules brutes) pour la conversion du lactose en acide lactique.



De nombreuses variétés de fromage suisse, comme l'Emmental, sont célèbres pour les trous ou "yeux" qui apparaissent dans le fromage. Pour produire ces trous, une autre espèce de bactérie, *Propionibacterium freudenreichii*, joue un rôle important. Cette bactérie transforme l'acide lactique en acide propanoïque, en acide éthanoïque, en dioxyde de carbone et en eau. La production de dioxyde de carbone provoque l'apparition des bulles.



7. Proposer une équation (avec formules brutes) pour la production de dioxyde de carbone effectuée par cette bactérie. Dans la réaction équilibrée, l'acide lactique est le seul réactif, et l'acide éthanoïque et le dioxyde de carbone sont produits en quantités égales.



Supposons qu'au cours de la fermentation à 21 °C, une bulle sphérique de 1,5 cm de diamètre apparaisse dans le fromage.

8. Calculer le volume de cette bulle en m³.

$$V = \frac{4 \cdot \pi \cdot (0,5 \cdot 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ m})^3}{3} = 1,77 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

9. En supposant que la bulle est constituée de CO₂ pur à la pression atmosphérique, $p_{atm} = 101\,325 \text{ Pa}$, calculer la masse d'acide lactique qui a été fermentée par les bactéries pour produire cette bulle. Pour le calcul, supposer que le CO₂ obéit à la loi des gaz parfaits.

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 1,77 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (21 + 273) \text{ K}} = 7,337 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

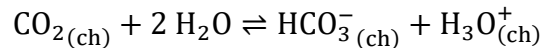
$$n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = 3 \cdot n_{\text{CO}_2} = 2,201 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$M_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = 90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = 1,98 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

Remarque : l'abréviation pour l'état « dissous dans le fromage » est (ch).

Le dioxyde de carbone dissous dans le fromage peut exister sous deux formes : le dioxyde de carbone gazeux dissous, $\text{CO}_{2(\text{ch})}$, ou l'hydrogénocarbonate dissous, $\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}$. L'équilibre suivant s'établit entre ces deux espèces chimiques :



avec
$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}][\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}]}{[\text{CO}_{2(\text{ch})}]} = 4,47 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

où [X] désigne la concentration de X à l'équilibre.

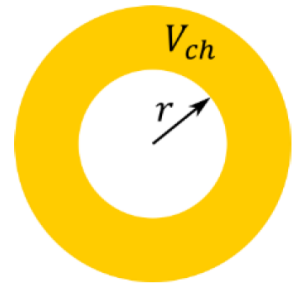
À la fin de la fermentation on constate que $[\text{CO}_{2(\text{ch})}] + [\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}] = 3,70 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ et $\text{pH} = 5,20$.

10. Calculer la concentration à l'équilibre du dioxyde de carbone dissous dans le fromage, $[\text{CO}_{2(\text{ch})}]$.

$$\begin{aligned} c_{\text{tot}} &= [\text{CO}_{2(\text{ch})}] + [\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}] \\ K &= \frac{[\text{H}^+_{(\text{ch})}] \cdot [\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}]}{[\text{CO}_{2(\text{ch})}]} \\ \Rightarrow [\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}] &= c_{\text{tot}} - [\text{CO}_{2(\text{ch})}] \\ \Leftrightarrow K &= \frac{[\text{H}^+_{(\text{ch})}] \cdot (c_{\text{tot}} - [\text{CO}_{2(\text{ch})}])}{[\text{CO}_{2(\text{ch})}]} \\ [\text{H}^+_{(\text{ch})}] &= 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,20} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \\ \Rightarrow [\text{CO}_{2(\text{ch})}] &= \frac{c_{\text{tot}}}{1 + \frac{K}{[\text{H}^+_{(\text{ch})}]}} = \frac{3,70 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{1 + \frac{4,47 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{10^{-5,20} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}} = 3,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \end{aligned}$$



Nous allons maintenant examiner comment les bulles de CO_2 ("yeux") d'une certaine taille se forment au cours des premières étapes de la fermentation. Supposons qu'une bulle de rayon r soit en contact avec un volume fixe de fromage V_{ch} à la température T . La pression du CO_2 à l'intérieur de la bulle, p_b , est liée à la concentration de CO_2 dissous par la loi de Henry,



$$[\text{CO}_{2(\text{ch})}] = k_H \cdot p_b$$

avec k_H = constante d'Henry pour le soluté CO_2 et le solvant « fromage ».

11. Dans le tableau ci-dessous, cocher l'expression qui permet de calculer la quantité de matière de $\text{CO}_{2(\text{g})}$, de $\text{CO}_{2(\text{ch})}$ et de $\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}$ en fonction de p_b , r , k_H , V_{ch} , T et du pH.

Le $\text{CO}_{2(\text{g})}$ obéit à la loi des gaz parfaits dans ces conditions.

| | $k_H \cdot V_{ch} \cdot p_b$ | $\frac{4\pi r^3 p_b}{3RT}$ | $\frac{4\pi r^3 p_b}{3RT} \cdot K \cdot 10^{\text{pH}}$ | $K \cdot 10^{\text{pH}} \cdot k_H \cdot V_{ch} \cdot p_b$ | $\frac{V_{ch} p_b}{3RT}$ | $K \cdot 10^{-\text{pH}} \cdot k_H \cdot V_{ch} \cdot p_b$ |
|------------------------------------|------------------------------|----------------------------|---------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------|--------------------------|------------------------------------------------------------|
| $n_{\text{CO}_{2(\text{g})}}$ | | X | | | | |
| $n_{\text{CO}_{2(\text{ch})}}$ | X | | | | | |
| $n_{\text{HCO}_3^-_{(\text{ch})}}$ | | | | X | | |



NOM : _____

Prénom : _____

Lycée : _____

Problème II : La chimie de l'atmosphère

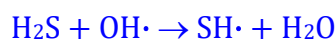
| | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|-------|--------|---------|-------------------|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 (i) | 7 (ii) | 7 (iii) | Total Problème II |
| 2 | 2 | 3 | 2 | 3 | 3 | 2 | 2 | 2 | 21 |
| | | | | | | | | | |

Un radical est une espèce avec un électron libre (non apparié) sur la couche externe. Il est obtenu par un rayonnement ou un chauffage. Ceci induit une rupture d'une liaison de manière homolytique : un électron se retrouve dans chacune des deux nouvelles espèces, créant ainsi deux radicaux libres.

L'étude des réactions qui ont lieu dans l'atmosphère est cruciale pour mieux comprendre le climat mondial et ainsi minimiser l'impact de l'activité humaine sur l'environnement. Le sulfure d'hydrogène H_2S est une molécule qui présente une chimie intéressante dans l'atmosphère. Le H_2S est présent dans le gaz naturel et également particulièrement présent à proximité des volcans.

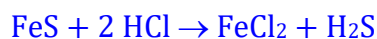
Le principal processus par lequel le H_2S est naturellement éliminé de l'air est sa réaction avec le radical $\text{OH}\cdot$ (principal agent oxydant de l'atmosphère). La réaction se produit dans un choc unique entre H_2S et le radical $\text{OH}\cdot$.

1. Donner une équation de la réaction de H_2S avec le radical $\text{OH}\cdot$ pour former de l'eau et un autre radical.



Afin de déterminer la constante de vitesse de la réaction, du H_2S a été généré dans le laboratoire en faisant réagir du sulfure de fer (II) avec de l'acide chlorhydrique.

2. Donner une équation pour la génération de H_2S en laboratoire.



La vitesse d'émission moyenne de H_2S dans l'air d'une région volcanique peut être estimée à $7,65 \cdot 10^5$ molécules $\text{cm}^{-3} \text{s}^{-1}$.

Cependant la concentration de H_2S a été mesurée comme étant constante dans le temps, ce qui signifie que la vitesse à laquelle le H_2S est produit est la même que la vitesse à laquelle le H_2S est consommé dans cette région volcanique.



Pour une réaction qui se produit entre deux espèces A et B, la vitesse de la réaction est donnée par:

$$\text{vitesse} = k \cdot [A] \cdot [B]$$

où k est la constante de vitesse correspondante, et $[A]$ et $[B]$ désignent respectivement les concentrations de A et B.

3. Calculer la concentration de H_2S dans l'atmosphère dans l'unité molécules· cm^{-3} . Supposer que le seul processus d'élimination du H_2S de l'atmosphère est sa réaction avec le radical $\text{OH}\cdot$, et que la concentration moyenne du radical $\text{OH}\cdot$ est $1,1 \cdot 10^6$ molécules cm^{-3} . La constante de vitesse de la réaction de consommation du H_2S (question 1) a été mesurée comme étant $k = 4,7 \cdot 10^{-12} \text{ cm}^3 \cdot \text{molécules}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Vitesse (taux) de production de H_2S = vitesse de consommation de H_2S

$$7.65 \cdot 10^5 \text{ molécules cm}^{-3} \text{ s}^{-1} = k \cdot [\text{OH}] \cdot [\text{H}_2\text{S}]$$

$$7.65 \cdot 10^5 \text{ molécules cm}^{-3} \text{ s}^{-1} = 4.7 \cdot 10^{-12} \text{ cm}^3 \text{ s}^{-1} \cdot 1.1 \cdot 10^6 \text{ cm}^{-3} \cdot [\text{H}_2\text{S}]$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = 1.48 \cdot 10^{11} \text{ molecules cm}^{-3}$$

4. La concentration moyenne de H_2S est généralement exprimée en $\mu\text{g m}^{-3}$. Exprimer la concentration de H_2S trouvée dans la partie (3) en $\mu\text{g m}^{-3}$.

$$[\text{H}_2\text{S}] = 1.48 \cdot 10^{11} \text{ molecules cm}^{-3}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = 1.48 \cdot 10^{17} \text{ molecules m}^{-3}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = 2.46 \cdot 10^{-7} \text{ mol m}^{-3}$$

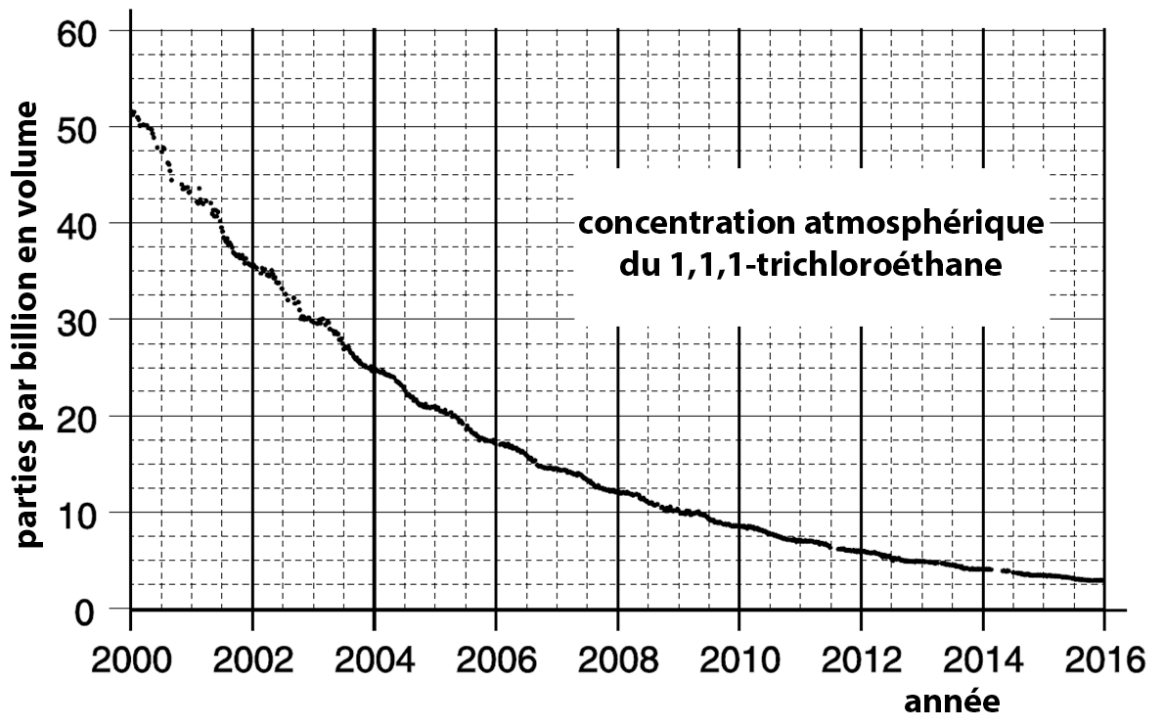
$$[\text{H}_2\text{S}] = 8.38 \cdot 10^{-6} \text{ g m}^{-3}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = 8.38 \mu\text{g m}^{-3}$$

Il est très difficile de mesurer directement la concentration de radicaux $\text{OH}\cdot$, nous devons donc souvent recourir à aux méthodes indirectes. En plus du H_2S , le radical $\text{OH}\cdot$ est capable d'oxyder d'autres composés dans l'atmosphère, comme le 1,1,1-trichloroéthane. Depuis l'arrêt des émissions atmosphériques de 1,1,1-trichloroéthane dans les années 1990, son changement de concentration peut être utilisé indirectement pour estimer la concentration globale moyenne du radical $\text{OH}\cdot$. Le profil de concentration du 1,1,1-trichloroéthane au fil du temps montre une simple décroissance exponentielle, typique des réactions suivant une cinétique de premier ordre.



5. À l'aide du graphique ci-dessous, estimer la demi-vie ($t_{1/2}$) du 1,1,1-trichloroéthane. Donner votre réponse en secondes, en admettant que 1 an = 365,25 jours.



Si 3.7 ans, alors $1.168 \cdot 10^8$ s

Si 3.8 ans, alors $1.199 \cdot 10^8$ s

Si 3.9 ans, alors $1.231 \cdot 10^8$ s

En supposant que la concentration des radicaux $\text{OH}\cdot$ est constante dans le temps et que le seul processus d'élimination du 1,1,1-trichloroéthane de l'atmosphère est sa réaction avec $\text{OH}\cdot$, on peut trouver la constante de vitesse apparente (k_{app}) de la réaction en utilisant l'expression suivante :

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_{\text{app}}}$$

La constante de vitesse apparente, k_{app} , est un produit de la constante de vitesse du second ordre ($k_{2\text{nd}} = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ cm}^3 \cdot \text{molécule}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$) et la concentration des radicaux $\text{OH}\cdot$.

Explication : Dans le cas où la concentration d'une espèce chimique est maintenue constante, elle peut être regroupée avec le coefficient de vitesse et la loi de vitesse peut se simplifier (réaction de pseudo-premier ordre).



6. En utilisant votre valeur pour la demi-vie du 1,1,1-trichloroéthane, calculer la moyenne de la concentration atmosphérique totale de radicaux OH· dans l'unité molécules cm⁻³.

(Remarque : vous n'obtiendrez peut-être pas exactement le même résultat que la concentration donnée dans la première partie du problème.)

$$[\text{OH}\cdot] = \ln 2 / (k_{2\text{nd}} \cdot t_{1/2})$$

$$[\text{OH}\cdot] = 0.693 / (1.0 \cdot 10^{-14} \cdot t_{1/2})$$

$$[\text{OH}\cdot] = 6.93 \cdot 10^{13} / t_{1/2}$$

Si $t_{1/2} = 3.7$ ans, alors

$$[\text{OH}\cdot] = 5.93 \cdot 10^5 \text{ molécules cm}^{-3}$$

Si $t_{1/2} = 3.8$ ans donc

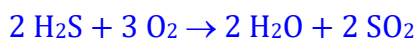
$$[\text{OH}\cdot] = 5.78 \cdot 10^5 \text{ molécules cm}^{-3}$$

Si $t_{1/2} = 3.9$ ans donc

$$[\text{OH}\cdot] = 5.63 \cdot 10^5 \text{ molécules cm}^{-3}$$

Le gaz naturel contient souvent du soufre sous forme de H₂S. Pour minimiser les émissions de soufre provenant de la désulfuration du gaz naturel, le H₂S est partiellement brûlé pour former du SO₂ qui réagit ensuite avec le H₂S restant pour former du soufre élémentaire.

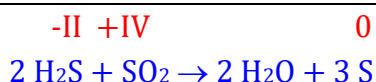
7. (i) Donner une équation de la combustion du H₂S.



- (ii) Donner une équation de réaction entre H₂S et SO₂.



- (iii) Montrer que la réaction (ii) est une réaction de médiamutation.





NOM : _____

Prénom : _____

Lycée : _____

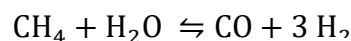
Problème III : Les carburants renouvelables

| | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|--------------------|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | Total Problème III |
| 1 | 3 | 3 | 4 | 3 | 1 | 2 | 4 | 8 | 29 |
| | | | | | | | | | |

Dû à la présence limitée de carburants fossiles, les scientifiques sont constamment à la recherche d'alternatives renouvelables et, si possible, plus écologiques. Pour cette raison, l'intérêt pour le dihydrogène comme vecteur énergétique ou pour l'utilisation de biocarburants a commencé à grandir. Le dihydrogène jouera probablement un rôle majeur dans la décarbonisation de notre société, comme sa réaction avec de l'oxygène 'libère' facilement des grandes quantités d'énergie, tout en formant comme seul produit de l'eau.

Passer au dihydrogène comme vecteur énergétique permettrait aussi de régler en partie le problème du changement climatique, comme l'électrolyse de l'eau actionnée par des panneaux photovoltaïques permettrait de produire de l'hydrogène sans émission de CO₂ et sans utilisation de ressources fossiles. Malheureusement on n'y est pas encore.

Actuellement, presque tout le dihydrogène disponible au monde ne provient pas de l'électrolyse de l'eau, mais reste d'origine fossile. Contrairement au dihydrogène provenant de la séparation d'eau (appelé hydrogène vert), ce dihydrogène (appelé hydrogène gris) nécessite non seulement du méthane, actuellement principalement d'origine fossile, mais lors de sa synthèse, il génère aussi du monoxyde de carbone comme produit secondaire. Le procédé de cette synthèse d'hydrogène gris s'appelle vaporeformage et la réaction chimique qui y est associée est la suivante :



Cette réaction d'équilibre est caractérisée par une constante d'équilibre K_p . Lorsque tous les composants de la réaction d'équilibre sont gazeux, on préfère utiliser la constante d'équilibre K_p à la constante d'équilibre K_c . Les deux constantes peuvent être calculées de la même façon à partir de la loi d'action de masse. La seule différence est que pour calculer la valeur de K_p on utilise les pressions partielles $p(i)$ des différents composants au lieu de leurs concentrations $c(i)$.

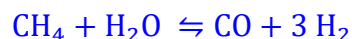
| T [K] | K_p [atm ²] |
|-------|---------------------------|
| 780 | 0,0132 |
| 820 | 0,0702 |
| 860 | 0,3218 |
| 900 | 1,2946 |
| 940 | 4,4618 |
| 980 | 15,0374 |
| 1020 | 44,5253 |
| 1060 | 121,6893 |
| 1100 | 309,5796 |
| 1140 | 738,4565 |



1. Pour cette réaction de vaporeformage, écrire l'expression de la constante d'équilibre K_p .

$$K_p = \frac{p_{CO} \cdot p_{H_2}^3}{p_{CH_4} \cdot p_{H_2O}}$$

2. Lors d'un test de synthèse dans le contexte d'un projet pilote, on fait réagir 3 kg de méthane avec 3 kg d'eau. Combien kilogramme de dihydrogène peut-on former au maximum (en considérant que la réaction n'est pas limitée à un équilibre) ?



$$n(CH_4) = \frac{m(CH_4)}{M(CH_4)} = \frac{3000 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 187,5 \text{ mol}$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{3000 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 166,67 \text{ mol}$$

$n(H_2O) < n(CH_4)$, ainsi l'eau est le réactif limitant.

$$\frac{n(H_2)}{n(H_2O)} = \frac{3}{1} \Leftrightarrow n(H_2) = 3 \cdot n(H_2O) = 3 \cdot 166,67 \text{ mol} = 500 \text{ mol}$$

$$m(H_2) = n(H_2) \cdot M(H_2) = 500 \text{ mol} \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1000 \text{ g}$$

3. Soit une cuve de synthèse de 50 L chauffé à une température de 1140 K. Pour les 3 kg de chaque réactif injecté, déterminer leur pression partielle (en atm) en faisant l'hypothèse que le méthane et l'eau peuvent être considérés comme des gaz parfaits.

$$p(CH_4) = \frac{n(CH_4) R T}{V} = \frac{187,5 \text{ mol} \cdot 0,082058 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \cdot 1140 \text{ K}}{50 \text{ L}} = 350,80 \text{ atm}$$

$$p(H_2O) = \frac{n(H_2O) R T}{V} = \frac{166,67 \cdot \text{mol} \cdot 0,082058 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \cdot 1140 \text{ K}}{50 \text{ L}} = 311,83 \text{ atm}$$



4. A partir de 3 kg de chaque réactif, à un moment t , la pression partielle de CO vaut 40 atm à 1140 K. Selon les constantes d'équilibres K_p de la réaction de vaporeformage rapportées dans le tableau en haut, est-ce que la réaction est à l'équilibre en ce moment t ? Justifier votre réponse!

| | | | | | | | |
|-----------------|-----------------|---|------------------|---|-------------------|---|------------------|
| | CH ₄ | + | H ₂ O | ⇌ | CO | + | 3 H ₂ |
| t_0 | 350,80 atm | | 311,83 atm | | 0 | | 0 |
| t | -x | | -x | | +x | | +3x |
| $t_{\text{éq}}$ | 350,80 - x | | 311,83 - x | | x = 40 atm | | 3x |

Pressions partielles à « l'équilibre » :

$$p_{\text{CH}_4} = (350,80 - x)\text{atm} = (350,80 - 40)\text{atm} = 310,80\text{atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = (311,83 - x)\text{atm} = (311,83 - 40)\text{atm} = 271,83\text{atm}$$

$$p_{\text{CO}} = 40\text{atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = 3x\text{atm} = 3 \cdot 40\text{atm} = 120\text{atm}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{H}_2}^3}{p_{\text{CH}_4} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{40\text{atm} \cdot (120\text{atm})^3}{310,80\text{atm} \cdot 271,83\text{atm}} = 818,16\text{atm}^2$$

Comme $818,16 \neq 738,47$, la réaction n'est pas encore à l'équilibre au moment t .

5. Comme la quantité de dihydrogène qui peut être produit par le vaporeformage est nettement inférieure à la quantité de dihydrogène qui pourrait théoriquement être produit à partir des quantités de réactifs utilisés en absence de l'équilibre, on est constamment à la recherche de moyens pour rendre cette réaction plus économique. Indiquer deux méthodes qui permettent d'augmenter le rendement de cette réaction. Est-ce qu'une des méthodes proposées est plus économique ?

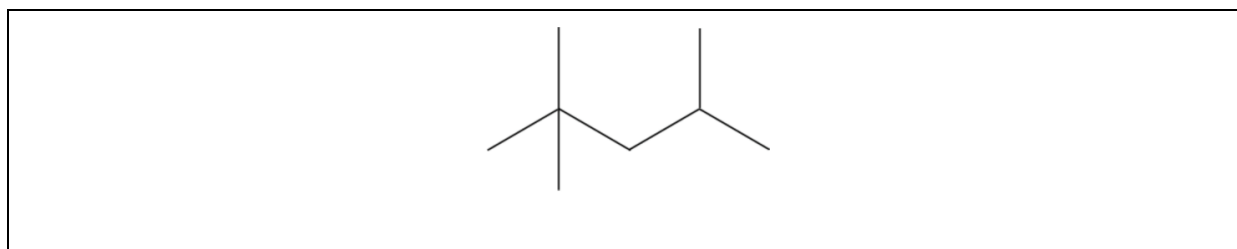
On peut augmenter d'avantage la température ou on peut éliminer un des produits formés afin de déplacer l'équilibre du côté du dihydrogène. La deuxième méthode semble plus économique, car en augmentant d'avantage la température on augmente les coûts liés à la consommation d'énergie.



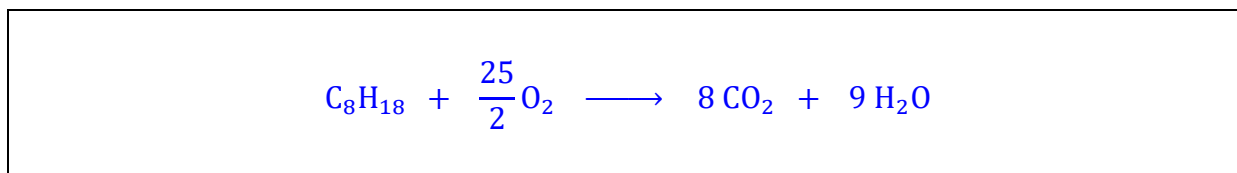
L'une des caractéristiques d'un combustible efficace est la quantité d'énergie qu'il libère lors d'une combustion, c'est-à-dire son enthalpie de combustion. Ainsi le dihydrogène présente par exemple une enthalpie de combustion d'environ $-286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Une méthode pour déterminer l'enthalpie de combustion est d'utiliser les enthalpies de liaison moyennes. Quelques enthalpies de liaisons moyennes sont données ci-dessous.

| liaison | Enthalpie de liaison moyenne ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) |
|---------|--------------------------------------------------------------------|
| C – C | 347 |
| C – H | 413 |
| O = O | 498 |
| C – O | 358 |
| C = O | 805 |
| O – H | 464 |

6. Dresser la formule en bâtonnets du 2,2,4-triméthylpentane, l'un des principaux isomères qu'on peut trouver dans l'essence.



7. Dresser l'équation de la combustion complète du 2,2,4-triméthylpentane, en utilisant des formules brutes.



8. Calculer l'enthalpie de combustion du 2,2,4-triméthylpentane à l'aide des enthalpies de liaison moyennes fournies dans le tableau ci-dessus.

$$\begin{aligned} \Delta_{\text{C}}H^{\circ} &= \sum \Delta H^{\circ}(\text{liaisons détruites}) - \sum \Delta H^{\circ}(\text{liaisons formées}) \\ \Delta_{\text{C}}H^{\circ} &= 12,5 \Delta H^{\circ}(\text{O} = \text{O}) + 18 \Delta H^{\circ}(\text{C} - \text{H}) + 7 \Delta H^{\circ}(\text{C} - \text{C}) - 16 \Delta H^{\circ}(\text{C} = \text{O}) - \\ & 18 \Delta H^{\circ}(\text{O} - \text{H}) \\ \Delta_{\text{C}}H^{\circ} &= 12,5 \cdot 498 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 18 \cdot 413 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 7 \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 16 \cdot 805 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 18 \cdot 464 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \\ \Delta_{\text{C}}H^{\circ} &= -5144 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

Afin de réduire la consommation des ressources non-renouvelables, on a commencé à ajouter aux carburants 5, respectivement 10 pourcents d'éthanol produit à partir de ressources renouvelables. Ceci est indiqué par les valeurs E5, respectivement E10, sur les pompes à essences. Supposons qu'un litre de carburant E5 contient 50 mL d'éthanol et 950 mL de 2,2,4-triméthylpentane. La masse volumique de l'éthanol pur est de $0,789 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ et la masse volumique de l'isomère de l'octane est de $0,703 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Supposons en plus qu'il n'y a pas de changement de volume lors du mélange.

9. Des différentes compositions de carburants renfermant uniquement de l'éthanol et du 2,2,4-triméthylpentane ont été analysés au niveau de la quantité d'énergie qu'ils émettent. Déterminer la composition du mélange qui émet 30,05 MJ lors de la combustion d'un litre de ce mélange. Les compositions ne se limitent pas aux deux mélanges E5 et E10 qui sont actuellement en vente aux stations-services.

L'enthalpie de combustion de l'éthanol en utilisant les enthalpies de liaison moyennes est de $-1276 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Si vous n'avez pas trouvé la valeur pour l'enthalpie de combustion du 2,2,4-triméthylpentane sous (8), utiliser $-4800 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$\begin{aligned}
 Q &= n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) + n(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \\
 &= \frac{m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) + \frac{m(\text{C}_8\text{H}_{18})}{M(\text{C}_8\text{H}_{18})} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \\
 &= \frac{\rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot V(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) + \frac{\rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot V(\text{C}_8\text{H}_{18})}{M(\text{C}_8\text{H}_{18})} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \\
 &= \frac{\rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot (x \cdot 1000 \text{ mL})}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) + \frac{(\rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot (1-x) \cdot 1000 \text{ mL})}{M(\text{C}_8\text{H}_{18})} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \\
 \Leftrightarrow Q \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) &= \rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot x \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) + \\
 &\quad \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot (1-x) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \\
 \Leftrightarrow Q \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) &= \rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot x \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) + \\
 &\quad \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) - \\
 &\quad x \cdot \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \\
 \Leftrightarrow Q \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) - \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) &= \\
 &\quad \rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot x \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) - x \cdot \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \\
 &\quad \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \\
 \Leftrightarrow Q \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) - \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) &= x \cdot \\
 &\quad (\rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) - \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \\
 &\quad \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})) \\
 \Leftrightarrow x &= \frac{Q \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) - \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}{(\rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) - \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot 1000 \text{ mL} \cdot \Delta_C H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}))} \\
 \Leftrightarrow x &= \frac{-30050 \text{ kJ} \cdot 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 114 \frac{\text{g}}{\text{mol}} - 0,703 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} \cdot (-5144 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) \cdot 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{(0,789 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} \cdot (-1276 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) \cdot 114 \frac{\text{g}}{\text{mol}} - 0,703 \cdot 1000 \text{ mL} \cdot (-5144 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) \cdot 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}})} = 0,17
 \end{aligned}$$



NOM : _____

Prénom : _____

Lycée : _____

Problème IV : Des sels inconnus

| A | B | Total Problème IV |
|----|----|-------------------|
| 10 | 10 | 20 |
| | | |

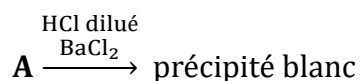
Partie A

L'analyse élémentaire d'un sel **A** du métal **X** que l'on peut acheter fournit les données suivantes :

| élément | Pourcentage en masse |
|-----------|----------------------|
| carbone | 0,00 |
| hydrogène | 3,62 |
| oxygène | 57,38 |
| azote | 0,00 |
| chlore | 0,00 |
| soufre | 14,38 |

Une unité de formule de **A** ne contient qu'un atome **X** et aucun autre élément que ceux indiqués lors de l'analyse élémentaire. Si **A** est analysé par thermogravimétrie (analyse physico-chimique qui permet d'étudier le gain ou la perte de masse d'une substance chauffée ou refroidie d'une manière continue en fonction de la température ou du temps), une perte de masse totale d'environ 32% de la masse initiale est détectable jusqu'à la décomposition complète.

La solution aqueuse de **A** présente, entre autres, la réaction suivante:



Déterminer le métal **X**, indiquer la formule brute du composé et identifier le sel **A**.

$$n(\text{H}) : n(\text{O}) : n(\text{S}) = 3,621,008 : 57,3816,00 : 14,3832,07 = 3,59 : 3,59 : 0,448$$

$$n(\text{H}) : n(\text{O}) : n(\text{S}) = 8 : 8 : 1 \text{ ce qui donne la formule } (\text{H}_8\text{O}_8\text{S})_n$$

$$\text{fraction massique de X} = 100 \% - (3,62 + 57,38 + 14,38) \% = 24,62 \%$$

$$n=1 : M(\text{X}) = 24,62/0,448 \text{ g/mol} = 54,96 \text{ g/mol X} = \text{manganèse}$$

Formule brute du composé **A** : $\text{MnH}_8\text{O}_8\text{S}$



Selon la réaction représentée sur le schéma, le composé **A** doit donc contenir du sulfate : $\text{MnH}_8\text{O}_4\text{SO}_4$.

Il faut encore attribuer H_8O_4 . Ici, la thermogravimétrie montre une perte de masse d'environ 32 % de la masse initiale ($M(\text{A}) = 223,074 \text{ g/mol}$), ce qui correspond à peu près à la masse de quatre molécules d'eau.

Le composé est le sulfate de manganèse (II) tétrahydraté $\text{MnSO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$.



Partie B

Un échantillon de 2,000 g d'un sel **B** double hydraté, contenant deux ions métalliques différents, de formule $M_Y(M_Z)_2(SO_4)_4 \cdot 22 H_2O$, est chauffé fortement pour chasser toute l'eau, laissant un résidu de 1,1103 g. Identifier le sel **B**, sachant que pour M_Y , il s'agit d'un ion des éléments suivants : Ca, Ti, Fe ou Ba.

$$m(H_2O) = 0,8897 \text{ g}$$

$$n(H_2O) = 0,0494 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow M(B) = 890,19 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_Y + 2 \cdot M_Z = 109,79 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Pour } M_Y = \text{Fe: } M(M_Z) = 26,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow M_Z = \text{Al}$$

$$\Rightarrow \text{B: } \text{Fe}(\text{Al})_2(\text{SO}_4)_4 \cdot 22 \text{ H}_2\text{O}$$



Brouillon

