

Nom et Prénom :

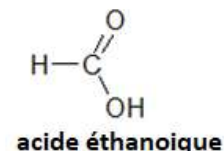
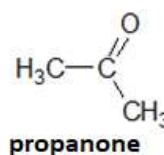
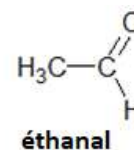
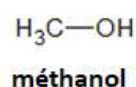
COMPÉTENCES ÉVALUÉES :	*	**	***	****
S'approprier une problématique, identifier les connaissances associées et rechercher l'information utile.				
Analyser des données, raisonner et proposer des stratégies de résolution.				
Conduire une démarche : exploiter des données, calculer, représenter.				
Valider des résultats obtenus, faire preuve d'esprit critique.				
Communiquer à l'écrit de manière structurée, raisonnée et argumentée en utilisant un langage rigoureux et des modes de représentation appropriés.				

RENDRE LE SUJET DANS LA COPIE. LES REPONSES DOIVENT ETRE REDIGÉES.
CHAQUE RESULTAT DOIT ETRE ACCOMPAGNÉ DE SON UNITÉ (SI LA GRANDEUR PHYSIQUE L'EXIGE).
LIRE LE SUJET EN ENTIER AVANT DE COMMENCER ET DEMARRER PAR L'EXERCICE QUI VOUS SEMBLE LE PLUS FACILE.

Note	Appréciation

Vous avez fourni des efforts pour utiliser le bon nombre de chiffres significatifs ? : 1 point

La fumée de cigarette est l'un des polluants atmosphériques les plus répandus dans l'environnement intérieur. Allumer une cigarette initie une série de processus chimiques impliquant la transformation ou la formation de plus de 4 000 espèces chimiques : des goudrons, des gaz toxiques, des composés irritants, etc. Les formules de quelques espèces chimiques présentes dans la fumée de cigarette sont représentées ou citées ci-contre.



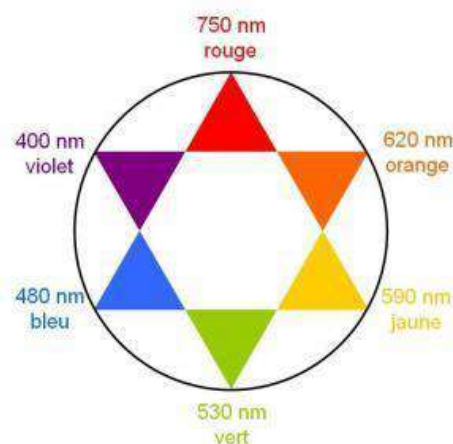
**cyanure d'hydrogène,
dioxyde de carbone,
monoxyde de carbone,
etc.**

D'après : <http://www.ipubli.inserm.fr/bitstream/handle/10608/149/?sequence=7>

Le tabagisme passif est défini comme l'inhalation involontaire de la fumée de tabac présente dans l'air. Dans cette partie on cherche à déterminer si une femme enceinte est victime d'un tabagisme passif.

Données :

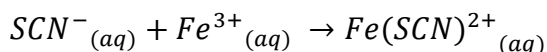
- Masse molaire de l'ion thiocyanate SCN^- : $58 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Cercle chromatique (ci-contre) :
- $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$



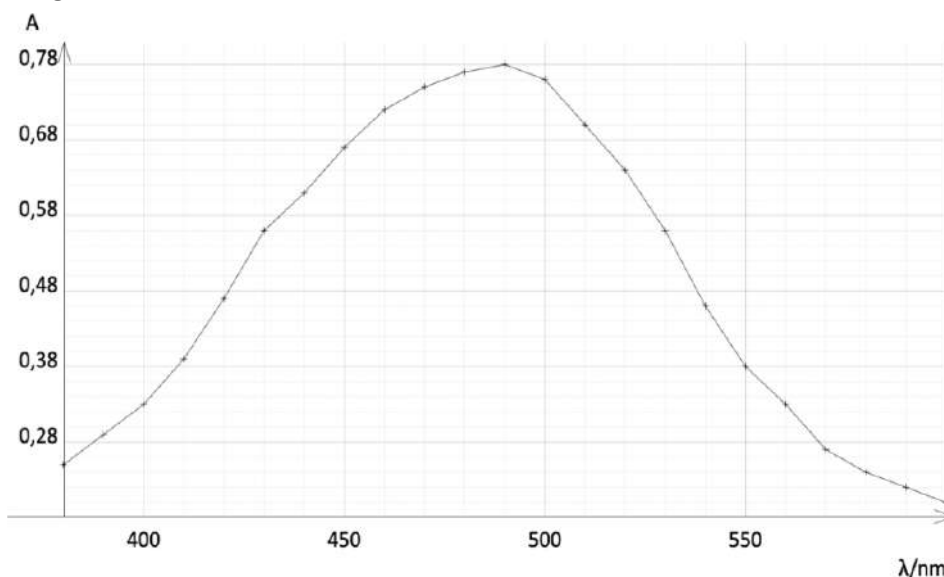
Le cyanure d'hydrogène est absorbé par le corps, puis en partie dégradé en ions thiocyanate SCN^- que l'on retrouve ensuite dans la salive ou dans l'urine. Dans la salive, par exemple, les concentrations en masse en ions thiocyanate sont en moyenne de $112 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ chez les non-fumeurs et de $349 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ chez les fumeurs. Les ions thiocyanate peuvent donc être considérés comme des marqueurs biologiques du tabagisme car leur concentration renseigne sur l'exposition d'une personne à la fumée du tabac.

Principe du dosage

Un échantillon noté **S** de $250 \mu\text{L}$ de salive d'une femme enceinte est prélevé. Les ions thiocyanate présents dans l'échantillon étant incolores et n'absorbant pas dans le proche ultraviolet, on les fait réagir avec un excès ions fer III, $Fe^{3+}_{(aq)}$. On obtient $10,0 \text{ mL}$ d'une solution **S'** dans laquelle s'est formée l'espèce ionique de formule $Fe(SCN)^{2+}$, soluble dans l'eau. La transformation chimique est modélisée par la réaction d'équation suivante :



La courbe ci-dessous représente l'absorbance d'une solution aqueuse contenant l'espèce ionique $Fe(SCN)^{2+}$ en fonction de la longueur d'onde.



- (2 pts) Expliquer pourquoi les ions thiocyanate ne peuvent pas être dosés directement par spectrophotométrie UV-visible. Indiquer l'intérêt de les faire réagir avec les ions Fe^{3+} .

Les ions thiocyanate étant incolores et n'absorbant pas dans le proche ultraviolet, il est impossible de les doser par spectrophotométrie UV-visible. En effet, ils n'absorbent ni les UV, ni le visible. Cependant, lorsqu'ils réagissent avec les ions Fe^{3+} , des ions $Fe(SCN)^{2+}$ qui sont colorés se forment et permettent la mesure de la concentration par spectrophotométrie.

Préparation de la gamme de solution étalon et tracé de la droite d'étalonnage

On cherche à doser l'espèce chimique $Fe(SCN)^{2+}$ présente dans la solution **S'**.

A partir d'une solution S_0 de concentration $C_0 = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions $Fe(SCN)^{2+}$, on prépare la gamme d'étalonnage composée des solutions S_0, S_1, S_2, S_3 et S_4 dont les concentrations sont données dans le tableau ci-dessous.

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4
$[Fe(SCN)^{2+}]$ en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$1,6 \cdot 10^{-4}$	$1,2 \cdot 10^{-4}$	$0,80 \cdot 10^{-4}$	$0,40 \cdot 10^{-4}$
Absorbance	0,79	0,63	0,46	0,29	0,13

Les mesures d'absorbance de chacune des solutions ont été effectuées et sont rassemblées dans le tableau ci-dessous.

- (4 pts) Tracer (sur la page annexe de ce sujet) le graphique donnant l'évolution de l'absorbance en fonction de la concentration en ions $Fe(SCN)^{2+}$.
- (3 pts) Après avoir rappelé l'expression de la loi de Beer-Lambert en indiquant les unités des grandeurs, déterminer si les résultats expérimentaux obtenus sont en accord avec cette loi.

La loi de Beer-Lambert stipule que l'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration : $A = k c$ avec A sans dimension, c en $mol L^{-1}$ et k le coefficient de proportionnalité qui dépend du coefficient d'extinction molaire E et de la largeur de la cuve l ($k = E \cdot l$)

On voit que la courbe du graphique $A = f(c)$ tracée est une droite passant par l'origine (fonction linéaire). On peut donc affirmer que A est proportionnelle à c ce qui est en accord avec la loi de Beer-Lambert.

- (2 pts) Déterminer graphiquement k .

$$k = \frac{A_1 - A_2}{c_1 - c_2} = \frac{0,46 - 0}{1,2 \cdot 10^{-4} - 0} = 3,8 \cdot 10^3 L \cdot mol^{-1}$$

Le coefficient de cette droite est $3,8 \cdot 10^3 L \cdot mol^{-1}$

Détermination de la concentration en ions thiocyanate dans la salive

Dans la solution S' tous les ions thiocyanate contenus dans la salive de la femme enceinte ont réagi avec les ions Fe^{3+} présents en large excès. L'absorbance de la solution S' a pour valeur $A = 0,65$.

- (3 pts) Déterminer la concentration en quantité de matière des ions $Fe(SCN)^{2+}$ dans la solution S' . En déduire leur quantité de matière dans la solution de volume $V = 10,0 mL$.

L'équation de droite est donc $A = 3,8 \cdot 10^3 c$

Pour $A = 0,65$, la concentration de la solution S' est donc de $c = \frac{A}{3,8 \cdot 10^3} = \frac{0,65}{3,8 \cdot 10^3} = 1,7 \cdot 10^{-4} mol L^{-1}$

Dans $10 mL$, il y a donc

$$n' = c' V = 1,7 \cdot 10^{-4} \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,7 \cdot 10^{-6} mol = 1,7 \mu mol$$

6. (3 pts) Compléter le tableau d'avancement ci-dessous. En déduire la relation entre la quantité de matière des ions $Fe(SCN)^{2+}$ à la fin de la transformation et la quantité de matière en ions SCN^- initialement présente dans la solution.

en μmol		$SCN^- (aq)$	+	$Fe^{3+} (aq)$	\rightarrow	$Fe(SCN)^{2+} (aq)$
E.I	$x = 0$	$n_i(SCN^-)$				0
en cours	x	$n_i(SCN^-) - x$		excès		x
E.F.	$x = x_{\text{max}}$	$n_i(SCN^-) - x_{\text{max}}$		0		$x_{\text{max}} = 1,7$

Fe^{3+} est en excès donc SCN^- est limitant

$$n_i(SCN^-) - x_{\text{max}} = 0$$

D'après la question 5, $n_f(Fe(SCN)^{2+}) = n' = 1,7 \mu\text{mol}$

D'après le tableau d'avancement, $n_f(Fe(SCN)^{2+}) = x_{\text{max}}$

On a donc $n_i(SCN^-) = x_{\text{max}} = n_f(Fe(SCN)^{2+}) = 1,7 \mu\text{mol}$

7. (3 pts) Déterminer la valeur de la concentration en masse des ions thiocyanate SCN^- dans l'échantillon de salive de la femme enceinte et conclure sur le potentiel tabagisme passif de cette femme.

L'élève est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti.

On a $n_i(SCN^-) = 1,7 \mu\text{mol}$

Cela correspond à la quantité de matière d'ions SCN^- dans $250 \mu\text{l}$ de salive

On peut donc calculer la concentration en SCN^- de la salive :

$$[SCN^-] = \frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{250 \cdot 10^{-6}} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On calcule maintenant la concentration massique :

$$\delta = [SCN^-] \times M(SCN^-) = 6,8 \cdot 10^{-3} \times 58 = 0,39 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 390 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cette valeur est supérieure à la concentration massique en SCN^- d'un fumeur. On peut donc en conclure que cette femme enceinte est clairement exposée au tabagisme passif.

