|  |
| --- |
| **ÉPREUVES COMMUNES DE CONTRÔLE CONTINU 2020 Correction ©** [**http://labolycee.org**](http://labolycee.org) |
| **CLASSE :** Première **E3C :** ☐ E3C1 ☒ E3C2 ☐ E3C3**VOIE :** ☒ Générale **ENSEIGNEMENT : physique-chimie****DURÉE DE L’ÉPREUVE :** 2 h **CALCULATRICE AUTORISÉE :** ☒Oui ☐ Non |

**La détection du tabagisme passif (10 points)**

**1. Après avoir recopié la formule semi-développée de chacune des quatre molécules représentées ci-dessus, identifier le groupe caractéristique présent et l’associer à une famille de composés.**

|  |  |
| --- | --- |
| Groupe : |  |
| Formule semi-développée : |
| Famille : |

**2. Justifier le nom donné à la propanone**

→ La chaîne carbonée de cette molécule compte 3 atomes de carbone ⇒ préfixe "propan-"

→ Le groupe carbonyle est lié à 2 atomes de carbone, c’est donc une cétone ⇒ suffixe "-one"

→ le carbone central est le seul sur lequel il est possible d’y avoir une fonction cétone, il n’est donc pas utile de préciser qu’il s’agit de propan-2-one

**3. Établir le schéma de Lewis de la molécule de cyanure d’hydrogène de formule HCN et proposer une géométrie pour cette molécule**

On commence par réaliser la représentation de Lewis de chaque atome :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Hydrogène :  | Carbone : | Azote : |
| Z=1 → 1s1  | Z=6 → 1s2 2s2 2p2  | Z=7 → 1s2 2s2 2p3 |
|  |  |  |

La seule façon de relier tous les électrons célibataires entre eux est le schéma suivant :

La molécule d’HCN a donc une géométrie linéaire

**4. 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 Fe3+.**

Le document indique *"Les ions thiocyanate présents dans l’échantillon étant incolores et n’absorbant pas dans le proche ultraviolet"*. Il n’est donc pas possible de les détecter par spectrophotométrie puisqu’ils n’absorbent ni la lumière visible, ni le proche ultraviolet.

En revanche en les faisant réagir avec des ions Fe3+, on forme l’ion Fe(SCN)2+ qui lui est coloré, ce qui permet de mesurer sa concentration en solution par spectrophotométrie.

**5. Indiquer la verrerie nécessaire pour préparer 50,0 mL de solution S2 à partir de la solution S0 en justifiant votre raisonnement.**

Au cours d’une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve n(mère) = n(fille)

soit C(mère).V(mère) = C(fille).V(fille) avec C = concentration en quantité de matière (mol/L) et V = volume en L

Ainsi V(mère) = C(fille) . V(fille) / C(mère)

 V(mère) = 1,0×10-4 x 50.10-3 / 2,0×10-4 = 0,025 L soit 25 mL

On utilise une pipette jaugée de 25,0 mL.

|  |  |
| --- | --- |
| Matériel :→ bécher 50 mL→ pipette jaugée 25mL + propipette→ fiole jaugée 50mL + bouchon | Protocole : → Verser environ 30mL de solution S0 dans un bécher de 50mL→ prélever à l’aide d’une pipette jaugée 25mL de solution S0, puis la verser dans une fiole jaugée de 50mL→ Compléter en eau distillée jusqu’au trait de jauge→ boucher et agiter |

**6. 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 indique que l’absorbance d’une solution est proportionnelle à la concentration de l’espèce colorée dosée. Le graphique précédent montre que les points de mesure (correspondant à l’absorbance des solutions en fonction de leur concentration) sont correctement alignés sur une droite qui passe par l’origine du repère. On peut donc considérer qu’il y a une relation de proportionnalité entre concentration en ion Fe(SCN)2+ et absorbance, par conséquent que la loi de Beer-Lambert est respectée.

On a la relation $A=k×C=3,89×10^{3}×C$ avec A sans unité, C en en µmol.L-1  et k en L.µmol-1.

**7. 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.**

La solution a une absorbance A=0,65. Comme $A=3,89×10^{3}×C$

alors $C'=\frac{A'}{3,89×10^{3}}=\frac{0,65}{3,89×10^{3}}=1,67×10^{-4}µmol.L^{-1}$.

On détermine ensuite la quantité de matière correspondante pour un volume de 10mL :

$$n’=C’×V=1,67×10^{-4}×10×10^{-3}=1,67×10^{-6}mol=1,67µmol$$

**8. Recopier et 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.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  $ SCN\_{(aq)}^{-} + Fe\_{(aq)}^{3+} \rightarrow Fe(SCN)\_{(aq)}^{2+}$ |
| État du système | Avancement (en mol) | *n* ($SCN^{-}$) | *n* ($Fe^{3+}$) | *n* ($Fe(SCN)^{2+}$) |
| État initial | x = 0 | 1,67×10-6 | excès | 0 |
| État final | xmax | 1,67×10-6 - xmax = 0 | excès | xmax = 1,67×10-6 |

Le tableau d’avancement nous indique que la quantité finale en ions Fe(SCN)2+ correspond à la quantité initiale en ions SCN-.

**9. 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.**

La quantité n’ d’ions Fe(SCN)2+ trouvée à la question 7. correspond à la quantité d’ions SCN- présents dans les 250 µL de salive prélevée. Cela nous permet de calculer la concentration en quantité de matière d’ions SCN- dans l’échantillon de salive :

$$C=\frac{n}{V}=\frac{1,67×10^{-6}}{250×10^{-6}}=6,68×10^{-3}mol.L^{-1}$$

On en déduit maintenant la concentration en masse d’ions SCN- : $C\_{m}=C.M\_{SCN^{-}}$

$c$m$=6,68×10^{-3}×58=3,87×10^{-1}g.L^{-1}=387mg.L^{-1}$. Cette concentration en masse étant supérieure à la valeur de 349 mg.L-1 d’un fumeur on peut donc conclure que cette femme enceinte est en situation de tabagisme passif.