

# BACCALAURÉAT TECHNOLOGIQUE

## SCIENCES ET TECHNOLOGIES DE LA SANTÉ ET DU SOCIAL

SESSION 2015

### SCIENCES PHYSIQUES ET CHIMIQUES

**Durée : 2 heures**

**Coefficient : 3**

Le sujet comporte 8 pages numérotées de 1/8 à 8/8.

*L'usage de la calculatrice est autorisé.*

*La clarté des raisonnements et la qualité de la rédaction interviendront pour une part importante dans l'appréciation des copies.*

**Remarque : les trois exercices du sujet sont indépendants.**

Les jeunes de 18 à 24 ans forment une catégorie à risque pour les accidents de la route : en 2013, alors qu'ils constituent 9% de la population, ils représentent 19,5% des tués et 32,3% des blessés hospitalisés.

Plus de la moitié des décès de jeunes dans un accident de la route se produisent la nuit. Et les accidents ont souvent lieu le week-end, en rase campagne, sans implication d'un autre véhicule.

**Exercice 1 : Deux facteurs accidentogènes lors de la conduite d'un véhicule (8 points)**

Les documents suivants sont tirés d'une brochure éditée par l'association « Prévention Routière ».

**Document 1 : Conséquences de l'alcool au volant**

A  $0,5 \text{ g L}^{-1}$ , le risque d'être impliqué dans un accident mortel est multiplié par 2, par 10 à  $0,8 \text{ g L}^{-1}$  et par 35 à  $1,2 \text{ g L}^{-1}$ . L'alcool est un « faux ami » : parce qu'il rend euphorique, l'alcool procure une confiance en soi excessive (donc dangereuse) et modifie la perception des risques.

D'autres effets présentent un danger pour la conduite : allongement des temps de réaction, difficulté à prendre des décisions et à adapter la conduite aux circonstances, troubles de la vision, défaut de coordination et de synchronisation des gestes...

**Document 2 : Propos de jeunes conducteurs**

« Circuler en ville la nuit à  $90 \text{ km h}^{-1}$  au lieu de  $50 \text{ km h}^{-1}$ , ce n'est pas dangereux ».

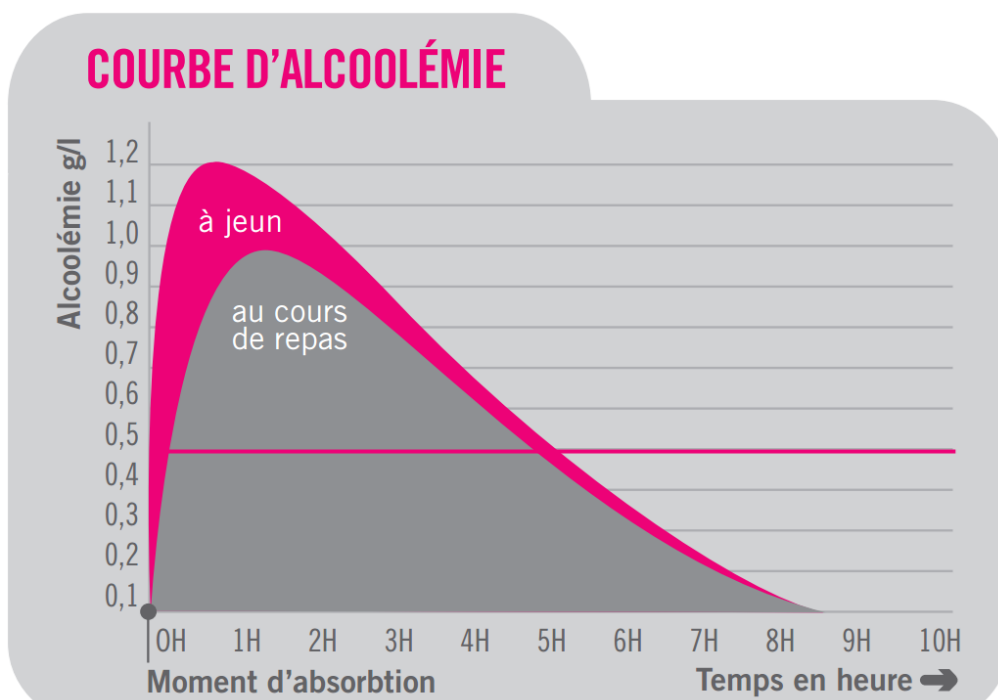
« J'ai l'habitude de boire et quelques verres ne me font pas d'effet ».

« En diluant l'alcool, mon alcoolémie sera moins élevée ».

« Une nuit de sommeil me permet de reprendre le volant ».

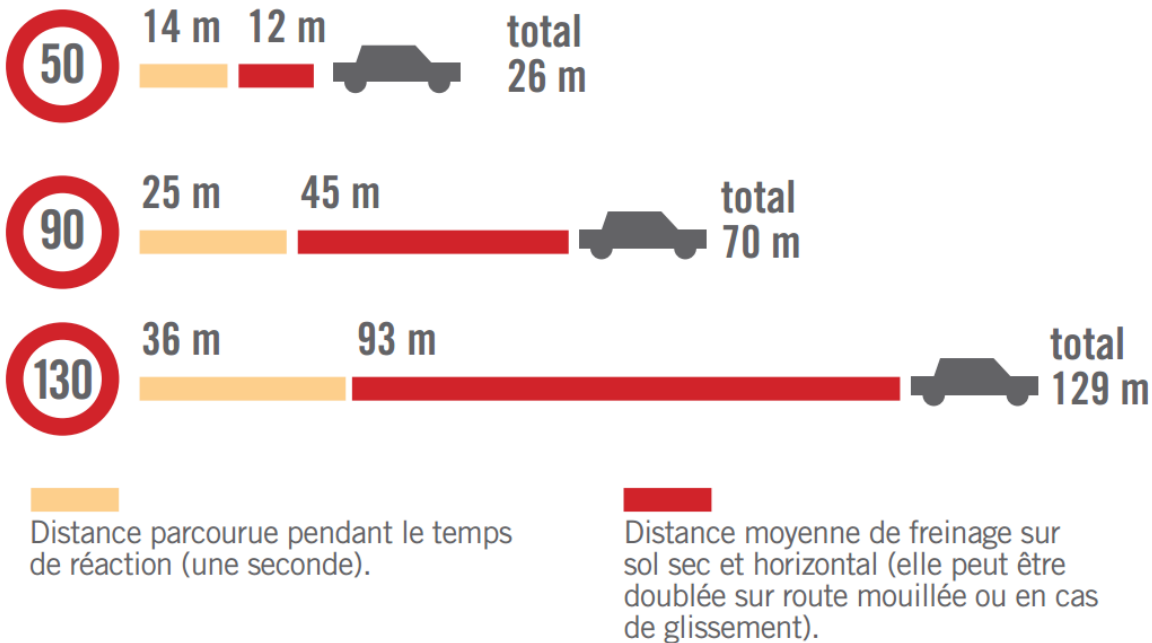
**Document 3 : Exemple de courbe d'alcoolémie**

Remarque : Alcoolémie g/l peut se lire g/L et encore  $\text{g L}^{-1}$ .



Document 4 : Distances d'arrêt

## DISTANCES D'ARRÊT EN FONCTION DE LA VITESSE



### 1. Facteurs accidentogènes.

1.1. Définir l'expression « Facteurs accidentogènes ».

1.2. Citer le facteur accidentogène évoqué dans les documents.

1.3. Donner deux autres facteurs accidentogènes lors de la conduite d'un véhicule.

1.4. Une personne a bu de l'alcool au cours d'un repas, son alcoolémie est celle du document 3. Indiquer à partir de quelle durée on peut considérer que son alcoolémie est nulle.

1.5 Donner la durée pendant laquelle le risque que cette personne ait un accident mortel est supérieur à deux fois celui d'un individu non alcoolisé. Justifier la réponse.

### 2. Vérification de quelques données du document 4.

On se place dans le cas d'un véhicule de masse 800 kg roulant à une vitesse de  $90 \text{ km h}^{-1}$ .

2.1. On considère que le temps de réaction d'un conducteur est égal à une seconde.

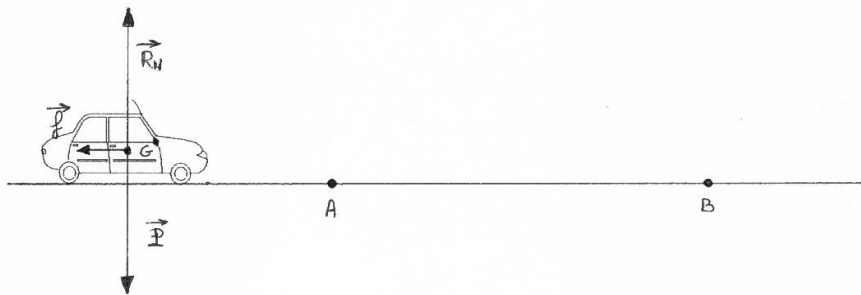
2.1.1. Montrer que  $90 \text{ km h}^{-1}$  est équivalent à  $25 \text{ m s}^{-1}$ .

2.1.2. Calculer la distance parcourue par le véhicule pendant le temps de réaction.

2.1.3. Préciser si la valeur trouvée est-elle en accord avec la valeur indiquée sur la plaquette de l'association. Justifier la réponse.

## 2.2. Le véhicule se déplace sur une route horizontale.

Le véhicule est soumis à trois forces :



- la force de freinage supposée constante et de valeur  $f = 5600 \text{ N}$ ,
- le poids  $\vec{P}$ ,
- la force verticale exercée par la route, appelée réaction de la route  $\vec{R}_N$ .

Au point A, la vitesse du véhicule est de  $90 \text{ km h}^{-1}$ .

Au point B, il s'est immobilisé.

2.2.1. Donner l'expression du travail de la force de freinage  $W_{AB}(\vec{f})$  sur le trajet AB.

2.2.2. Justifier que le travail des deux autres forces est nul.

2.2.3. Montrer que l'énergie cinétique du véhicule au point A est égale à :  $E_c(A) = 2,5 \cdot 10^5 \text{ J}$ .

2.2.4. Justifier que l'énergie cinétique du véhicule au point B,  $E_c(B)$ , est nulle.

2.3. Le théorème de l'énergie cinétique appliqué à la situation étudiée, conduit à l'expression :

$$E_c(B) - E_c(A) = W_{AB}(\vec{f})$$

2.3.1. Calculer la distance de freinage.

2.3.2. Montrer qu'elle est en accord avec la plaquette de l'association.

2.3.3. On considère l'affirmation du document 2 : « Circuler en ville la nuit à  $90 \text{ km h}^{-1}$  au lieu de  $50 \text{ km h}^{-1}$ , ce n'est pas dangereux ».

En s'appuyant sur le document 4, prendre position à propos de cette affirmation et justifier le point de vue adopté.

## Exercice 2 : Utilisation d'un antiseptique (6 points)

Lors d'un accident de la circulation, l'eau oxygénée peut être utilisée comme désinfectant pour un traitement local. Le nettoyage des plaies par l'eau oxygénée doit être rapide car celle-ci endommage les nouvelles cellules. Elle est cependant réputée efficace contre le tétanos.

### Document 1 : L'eau oxygénée

L'eau oxygénée, dont le nom scientifique est peroxyde d'hydrogène, est un composé chimique de formule  $H_2O_2$ . C'est un liquide incolore, légèrement plus visqueux que l'eau, aux puissantes propriétés désinfectantes.

En pharmacie, on vend plusieurs solutions d'eau oxygénée différenciées par leur titre, noté  $t$ , exprimé en « volume »,  $t$  variant de 10 à 30 volumes. Pour définir l'unité « volume » du titre, on retient que un litre de solution d'eau oxygénée à  $t = 10$  volumes peut libérer par décomposition 10 litres de dioxygène gazeux.

Pour limiter la destruction de nouvelles cellules, l'eau oxygénée doit être au maximum à  $t = 10$  volumes. La relation entre la concentration molaire (en  $\text{mol L}^{-1}$ )  $C$  et  $t$  le titre (en volume) est :

$$t = 11,2 \times C.$$

### Document 2 : Dosage de l'eau oxygénée

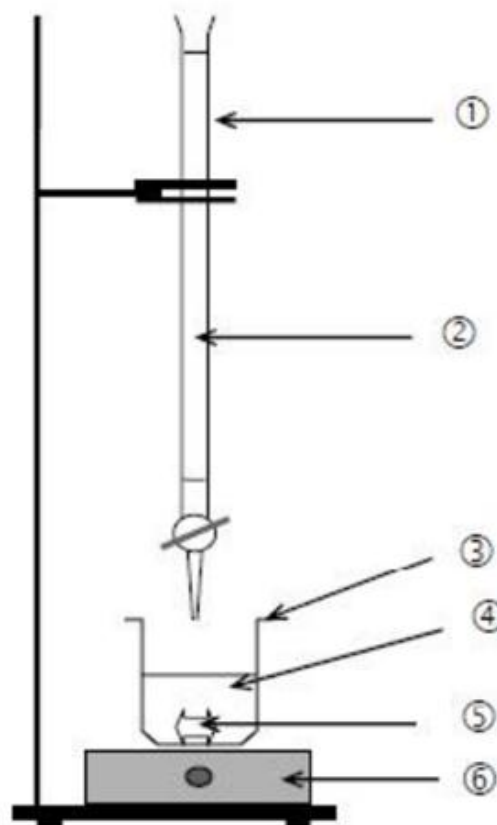
On prélève un volume  $V_1 = 20,0$  mL d'eau oxygénée utilisée pour la désinfection des plaies à l'aide d'une pipette jaugée de 20 mL. On la place dans le bécher du montage suivant.

On réalise un contrôle qualité en dosant cette solution par une solution contenant des ions permanganate  $MnO_4^-$  de concentration  $C_2 = 6,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ .

A l'équivalence du dosage, on a versé un volume  $V_{eq} = 10,1$  mL de cette solution (notée 2 sur le document 3)

Dans le dosage, seul les ions permanganate sont de couleur violette, toutes les autres espèces chimiques présentes sont incolores.

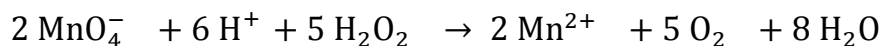
### Document 3 : Dispositif expérimental



## 1. A propos du montage expérimental :

- 1.1. Donner la définition d'un oxydant.
- 1.2. Associer aux numéros, 1 à 6 du document 3, le nom de l'objet ou de la solution qui lui correspond.
- 1.3. Nommer le matériel nécessaire utilisé pour prélever un volume d'eau oxygénée de 20 mL.

## 2. L'équation de la réaction du dosage étudié est :



Les deux couples redox mis en jeu lors de ce dosage sont :



- 2.1. Lors de ce dosage, nommer le réactif oxydant et le réactif réducteur.
- 2.2. Définir l'équivalence d'un dosage.
- 2.3. Préciser quelle observation permet de repérer l'équivalence lors du dosage réalisé.
- 2.4. On se place à l'équivalence du dosage.  
Donner la relation entre les quantités de matière  $n_1$  d'eau oxygénée et  $n_2$  d'ions permanganate.
- 2.5. En déduire la relation donnant la concentration de l'eau oxygénée dosée  $C_1$  :

$$C_1 = \frac{5 \cdot C_2 \cdot V_{\text{eq}}}{2 \cdot V_1}$$

- 2.6. Calculer  $C_1$ , concentration de la solution d'eau oxygénée.

## 3. Conclusion

- 3.1. Calculer le titre  $t$  de l'eau oxygénée dosée.
- 3.2. Expliquer en quoi l'analyse permet de déterminer si cette solution est adaptée pour être utilisée comme désinfectant.

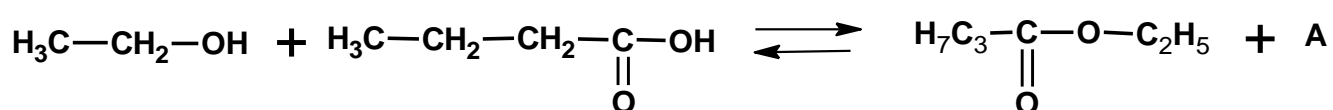
### Exercice 3 : Boissons non alcoolisées (6 points)

Les esters sont des dérivés des acides carboxyliques, ils résultent très généralement de l'action d'un alcool sur ces acides avec élimination d'eau. Les fonctions esters se retrouvent dans de nombreuses molécules biologiques, notamment les triglycérides. Les esters ont souvent une odeur agréable et sont à l'origine des arômes naturels.

Ils sont aussi utilisés comme arômes synthétiques pour fabriquer des boissons qui peuvent se substituer à l'alcool.

#### 1. Etude du butanoate d'éthyle, arôme artificiel de banane.

On donne l'équation de la réaction de synthèse du butanoate d'éthyle.



1.1. Après avoir recopié sur votre copie cette équation, entourer et nommer les groupements fonctionnels présents.

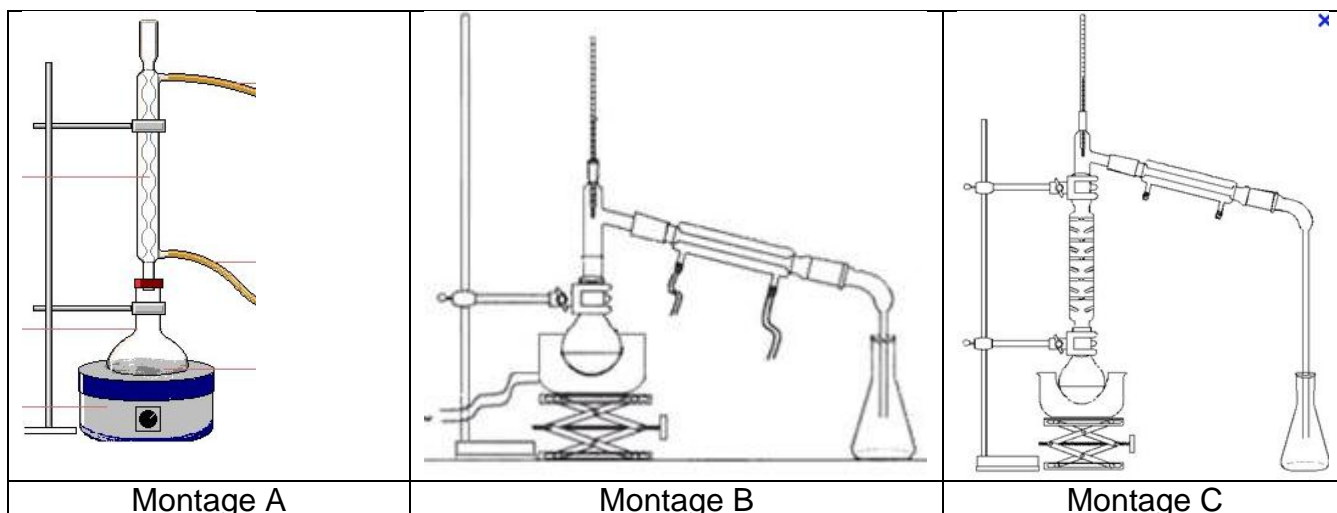
1.2. Ecrire la formule semi-développée du butanoate d'éthyle.

1.3. Nommer la molécule A.

1.4. Donner deux caractéristiques de cette réaction.

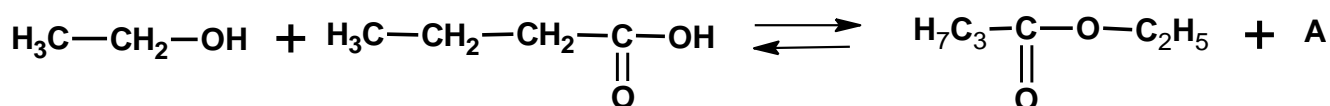
#### 2. Synthèse du butanoate d'éthyle.

2.1. Choisir parmi les trois montages suivants celui correspondant à un montage de chauffage à reflux.



2.2. Justifier l'intérêt d'un montage de chauffage à reflux.

### 3. Rendement de la réaction d'estérification



3.1. Parmi les propositions suivantes choisir celle qui est exacte :

#### Proposition 1

L'équation ci-dessus montre que pour un gramme d'alcool qui a réagi, il se forme un gramme d'ester (butanoate d'éthyle).

#### Proposition 2

L'équation ci-dessus montre que pour une mole d'alcool qui a réagi, il se forme une mole d'ester (butanoate d'éthyle).

#### Proposition 3

L'équation ci-dessus montre que pour une mole d'alcool qui a réagi, il se forme trois moles d'ester (butanoate d'éthyle).

Données :

Molécule	Masse molaire moléculaire
Ethanol	$M = 46 \text{ g.mol}^{-1}$
butanoate d'éthyle	$M = 116 \text{ g.mol}^{-1}$

On utilise 0,92 g d'alcool (éthanol).

- 3.2. Calculer le nombre de mole d'alcool introduit initialement.
- 3.3. En déduire le nombre de mole maximale de butanoate d'éthyle que l'on pourrait obtenir si la réaction était totale.
- 3.4. Montrer que l'on pourrait alors obtenir 2,3 g d'ester lors de cette réaction.
- 3.5. La masse d'ester réellement formée au cours de cette réaction est de 1,54 g. Calculer le rendement de cette réaction.

#### Document 1 : le rendement d'une réaction chimique

Le rendement d'une réaction chimique est donné par la relation suivante :

$$r = \frac{\text{Masse obtenue expérimentalement}}{\text{Masse obtenue dans le cas d'une réaction totale}}$$