


**CONCOURS GÉNÉRAL SÉNÉGALAIS** 1/09

09 T CGS 05 01

**SESSION 2024****CLASSES DE PREMIERES/****TOUTES SERIES REUNIES****EPREUVE DE PHYSIQUE-CHIMIE****THEME : LES COMPOSES ORGANIQUES****Texte introductif**

En raison de leur structure particulière, les atomes de carbone peuvent se lier les uns aux autres en longues chaînes ouvertes ou fermées. Cette souplesse conduit à l'existence, pour le carbone, d'un nombre de composés supérieur à tous les autres éléments réunis. Aussi depuis toujours, l'étude des composés du carbone a fait l'objet d'une division de la chimie, appelée chimie organique, parce que le nombre (élevé) de corps qu'elle étudie est constitué de molécules qui sont issues dans une forte proportion du monde vivant.

L'autre partie de la chimie constitue la chimie minérale ; l'étude des composés les plus simples du carbone (oxydes et leurs dérivés relèvent également de la chimie minérale.

On peut citer entre autres, la chimie physique qui relève de l'application des théories de la physique : thermodynamique chimique, la cinétique chimique, la chimie analytique qui repose sur la recherche qualitative ou quantitative des espèces chimiques d'un milieu, ...

L'étude des propriétés physiques et chimiques des éléments montre qu'elles se modifient progressivement avec la structure électronique des atomes liés, modification que l'on peut mettre en évidence en utilisant la classification périodique des éléments.

Un facteur conditionnant les propriétés chimiques est le nombre d'électrons de valence.

**L'atome de carbone et ses liaisons avec d'autres atomes**

L'atome de carbone possède sur sa couche périphérique quatre électrons qui lui permettent de former des liaisons chimiques. L'atome de carbone donne uniquement lieu à des liaisons de covalence : simples, doubles ou triples avec d'autres atomes. Lewis a admis que la mise en commun des électrons (liaison de covalence) s'effectue de telle façon que l'enveloppe électronique extérieure de chacun des atomes entrant en liaison prenne une configuration de gaz rare et comporte donc huit électrons (octet) ou, exceptionnellement, deux électrons seulement quand on aboutit à la configuration de l'hélium, ce dernier cas étant notamment celui de l'hydrogène.

**Géométrie des molécules**

La représentation de Lewis permet de visualiser la manière dont les atomes sont liés entre eux dans les édifices polyatomiques. Cependant, elle ne donne aucun renseignement sur la façon dont les atomes se situent dans l'espace. Or la géométrie d'une molécule est importante en chimie.

**Longueur des liaisons**

On peut obtenir de nombreux renseignements relatifs aux liaisons en mesurant aux rayons X la distance entre les noyaux de deux atomes liés. C'est cette distance qu'on appelle longueur de liaison. Les longueurs des liaisons sont données en angström(Å).

**Isomérisation**

Plusieurs composés peuvent avoir la même composition chimique mais présenter des structures différentes : on dit qu'il y a isomérisation. Les composés ayant alors dans ce cas la même formule brute mais qui se distinguent par une ou plusieurs propriétés physiques ou chimiques constituent des isomères ou des formes isomères. On en distingue :

**1- Isomérisation de structure** : on en distingue deux groupes.

**a)- isomérisation de constitution** : les isomères possèdent la même formule brute mais des radicaux fonctionnels différents

**b)- isomérisation de position** : les radicaux fonctionnels sont les mêmes, mais leurs positions sont différentes sur la chaîne carbonée ou sur le cycle.

## 2- Isomérisation stéréochimiques

On en distingue l'isomérisation géométrique et l'isomérisation optique

a- l'isomérisation géométrique ou isomérisation Cis- Trans ou isomérisation éthylénique

b- l'isomérisation optique, cette forme d'isomérisation a été découverte par Pasteur.

Deux molécules ou groupements sont isomères optiques si leurs structures diffèrent seulement par leur géométrie qui induit une différenciation optique. Ici la molécule n'est pas superposable à son image par rapport à un miroir. Cette condition est réalisée quand la molécule fait apparaître un carbone asymétrique (le carbone est lié à quatre atomes ou quatre radicaux monovalents différents)

## Systématique des composés organiques

Les composés organiques sont très nombreux et l'industrie ou la recherche continuent à en créer chaque jour de nouveaux corps. Ils sont souvent complexes. Les problèmes de nomenclature systématique sont, en ces domaines, particulièrement importants mais aussi délicats.

On peut les classer suivant leur composition en éléments constitutifs et chaque classe pouvant contenir différentes familles et différentes fonctions

Bien que les composés organiques naturels ou artificiels soient en nombre très élevé on les classe en famille.

## Classement des composés organiques en famille ou fonction

1- **Les hydrocarbures** : sont les composés organiques les plus simples ; ils ne contiennent que les éléments hydrogène et carbone ; on en distingue les alcanes qui sont des **hydrocarbures saturés** ( formule générale  $C_n H_{2n+2}$ ), **les hydrocarbures insaturés** les alcènes ( $C_n H_{2n}$ ) et les alcynes ( $C_n H_{2n-2}$ ), **les cyclanes** : hydrocarbures saturés à chaîne carbonée fermée, des **hydrocarbures aromatiques** qui possèdent un ou plusieurs de six atomes de carbone généralement liés entre eux par des doubles liaisons conjuguées.

2- **Les dérivés halogénés** : le remplacement d'un atome d'hydrogène dans un hydrocarbure aliphatique par un atome d'halogène conduit à un dérivé halogéné.

3- **Les composés oxygénés**

- **Les alcools** : le groupement fonctionnel est OH et on en distingue trois classes (alcool primaire ( $R-CH_2OH$ ), alcool secondaire ( $R-CH(R)OH$ ), et alcool tertiaire ( $R-C(R_2)OH$ ),)
- **Les phénols** : ils ont même groupement fonctionnel OH que les alcools mais ce groupement est fixé directement à l'un des atomes de carbone appartenant à un cycle aromatique.
- **Les éthers oxydes** : ils sont composés de deux radicaux d'hydrocarbures identiques ou non, unis à un atome d'oxygène ; formule générale :  $R-O-R'$  : les radicaux R et R' pouvant être identiques ou différents.
- **les aldéhydes** ( $R-CHO$ )
- **les cétones** ( $R-C(R')O$ )
- **Les acides carboxyliques** ( $R-CO(OH)$ )



- **Les esters** : les esters sont des composés obtenus par élimination d'eau entre un alcool et un acide organique. Les corps gras sont essentiellement des esters des acides gras et du glycérol qui est un trialcool.
- **Les glucides ou hydrates de carbone** : les sucres et tous les corps qui en sont constitués appartiennent au groupe des glucides. Les glucides contiennent tous du carbone de l'hydrogène et de l'oxygène. Le nom hydraté de carbone vient du fait que beaucoup d'entre eux contiennent de l'oxygène et de l'hydrogène dans les mêmes proportions sous lesquelles ces deux éléments figurent dans l'eau. La formule générale des glucides est alors  $C_m(H_2O)_n$

#### 4- Composés azotés

- **Les amines** : ce sont des composés organiques qui présentent de fortes analogies avec l'ammoniac  $NH_3$  ; on distingue trois classes. Amine primaire  $R-NH_2$ , Amine secondaire  $(R-NH-R')$ , et Amine tertiaire  $(R-N(R')R'')$ ,
- **Composés diazoïques et azoïques** : les premiers nommés contiennent deux atomes d'azote liés à un seul radical carboné, ils ne sont stables qu'en série aromatique, le second composé existe surtout en série aromatique, les atomes d'azotes sont liés chacun à un radical carboné (aromatique).

**5- les acides alpha-aminés** : les acides  $\alpha$ -aminés sont des espèces polyfonctionnelles. Ils possèdent un groupe carboxylique  $COOH$  et un groupe aminé  $NH_2$ . Ce sont des éléments constitutifs des protéines.

**6-Les composés soufrés** : les dérivés organiques soufrés contiennent l'élément soufre (thiols, sulfures ....)

### PARTIE A : Questions sur le texte

Lire attentivement le texte introductif et répondre aux questions suivantes :

**A.1-** Rappeler les types de liaison que peut former l'atome de carbone dans les composés organiques.

**A.2-** Donner les formes d'isomère qu'on distingue en chimie organique

**A.3-** Citer les trois classes d'alcool et donner dans chaque cas la formule générale correspondante.

**A.4-** Donner le nombre d'atomes d'oxygène par molécule que contient chacun des composés oxygénés que sont les aldéhydes et les acides carboxyliques.

**A.5-** D'où vient le nom hydraté de carbone donné aux glucides ?

### PARTIE B : Géométrie, Isomérisation et combustion des alcanes

**B.1-** Soit la formule brute  $C_3H_6O$  d'un composé organique.

**B.1.1-** Ecrire les formules semi-développées de tous les corps lui correspondant (on ne considérera pas les formules présentant un cycle faisant intervenir l'atome d'oxygène ni celles où le groupe OH est porté par un atome trigonal) et donner la formule de l'alcane dont ce composé dérive.

**B.1.2-** Donner les fonctions des composés oxygénés obtenus.

**B.2-** On donne le numéro atomique Z des différents éléments : Cl (Z=17) ; C (Z=6) et H (Z=1)

**B.2.1** – Rappeler ce qu'on entend par la représentation de Lewis des atomes, donner la formule électronique des différents atomes des éléments cités ci-dessus et en déduire leur représentation de Lewis.

**B.2.2-** Etablir la représentation de Lewis du dichlorométhane :  $CH_2Cl_2$

**B.2.3-** Montrer que si la molécule était plane il existerait deux isomères.

### **B.3- : Etude d'un alcène**

Données : C =  $12 \text{ g.mol}^{-1}$  et H =  $1 \text{ g.mol}^{-1}$



Un hydrocarbure possède une composition en masse de 85,7 % de carbone et 14,3 % d'hydrogène. Sa densité de vapeur par rapport à l'air est de 2,41.

**B.3.1-** Déterminer sa formule brute. Puis donner les formules semi-développées possibles, et leurs noms sachant que cet hydrocarbure est un alcène.

**B.3.2-** Cet alcène ne possède pas de chaîne alkyle ramifiée et son hydratation conduit à un alcool secondaire de formule brute  $C_5H_{12}O$  possédant un atome de carbone asymétrique (c'est-à-dire un carbone qui a quatre substituants différents) selon la réaction dont l'équation-bilan est :



-Etablir la formule développée de cet alcool

- Donner son nom

**B.3.3-** Au cours de l'hydratation de l'alcène, il peut se former également un autre alcool, le pentan-3-ol. Montrer que cette remarque permet de déterminer la formule de l'alcène dont il dérive. Donner le nom de l'alcène.

**B.3.4-** Représenter les deux configurations géométriques du pent-2-ène

#### **B.4- Etude d'un alcyne**

**B.4.1-** Un échantillon de carbure de calcium  $CaC_2$ , de masse 50 g est traité par un excès d'eau ( $H_2O$ ). Il se forme de l'acétylène ( $C_2H_2$ ) et de l'hydroxyde de calcium ( $Ca(OH)_2$ ). Le volume de l'acétylène formé est  $V = 18,5$  L, mesuré à  $20^\circ C$  sous une pression de 74 cm de mercure (Hg). On donne  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  ;  $1 \text{ atm} = 76 \text{ cm(Hg)} = 101\,325 \text{ Pa}$

**B.4.1.1-** Ecrire l'équation de la réaction entre le carbure de calcium et l'eau.

**B.4.1.2** En utilisant l'équation d'état des gaz parfaits, déterminer la quantité de matière de l'acétylène formé dans les conditions de l'expérience.

**B.4.1.3-** Déterminer la masse de carbure de calcium pur contenu dans l'échantillon.

On donne en g/mol :  $M(Ca) = 40$  ;  $M(C) = 12$

**B.4.1.4-** En déduire le degré de pureté de cet échantillon.

**B.4.2-** en présence de dioxygène, l'acétylène donne une réaction de combustion.

**B.4.2.1-** Ecrire l'équation de la réaction de combustion

**B.4.2.2-** Quel volume de dioxygène, mesuré dans les mêmes conditions, assurerait la combustion complète de cet acétylène ?

**B.4.3-** l'acétylène peut donner une réaction d'addition du dichlore

**B.4.3.1-** Ecrire l'équation de la réaction

**B.4.3.2-** Quel est le volume de dichlore nécessaire qui réagirait avec tout l'acétylène formé dans les conditions de l'expérience ?

**B.4.3.3-** Déterminer le volume de dichlore dans les conditions normales  $P = 76 \text{ cm (Hg)}$  et  $t = 0^\circ C$ .

**B.4.4-** Chauffé dans une cloche courbe, sur un bain de mercure, l'acétylène fournit 18 g de benzène.

**B.4.4.1-** Ecrire l'équation de la réaction

**B.4.4.1** Déterminer le rendement de la transformation.

**B.4.5-** le mononitrobenzène s'obtient en faisant tomber goutte à goutte du benzène dans un mélange d'acide nitrique fumant et d'acide sulfurique concentré, contenu dans un ballon refroidi extérieurement.

**B.4.5.1-** Ecrire l'équation de la réaction

**B.4.5.2-** Déterminer la masse de mononitrobenzène qu'on pourrait obtenir par un traitement du benzène par l'acide nitrique ?



On donne en g/mol :  $M(C) = 12$  ;  $M(O) = 16$  ;  $M(N) = 14$  ;  $M(H) = 1$

### **B.5 : CHALEUR DE REACTION**

On peut se demander d'où provient l'énergie libérée par la combustion des alcanes et des alcools. Il s'agit en fait de l'énergie solaire "stockée" par les plantes lors de la photosynthèse et qui est restituée lors de la combustion. Les alcanes (et plus généralement les hydrocarbures) et les alcools constituent des stocks d'énergie chimique.

Lors des combustions, l'énergie chimique stockée est transformée en d'autres formes d'énergie. L'énergie thermique dégagée peut ensuite être transformée en d'autres formes d'énergie comme de l'énergie mécanique (ou de mouvement) dans un moteur à explosion par exemple. Le tableau ci-dessous renseigne sur l'énergie de combustion de quelques combustibles.

Combustible	Famille	Formule	Etat Physique	Energie de combustion ( $10^3$ kJ/kg)	Energie de combustion (kJ/L)	Energie de combustion (kJ/mol)
Méthanol	Alcool	$CH_4O$	Liquide	19,9	15800	636
Méthane	Alcane	$CH_4$	Gaz	50	33,3	800
Ethanol	Alcool	$C_2H_6O$	Liquide	28,8	22000	1326
Ethane	Alcane	$C_2H_6$	Gaz	47,7	59,9	1438
Butane	Alcane	$C_4H_{10}$	Gaz	46,4	112	2691
Butan-1-ol	Alcool	$C_4H_{10}O$	Liquide	33,1	26000	2447

**B.5.1-** Dans toute réaction chimique, l'état énergétique des produits est différent de celui des réactifs : il y aura donc absorption ou dégagement d'énergie lors de la transformation des réactifs en produits. Lorsqu'il s'agit d'énergie thermique, on dit que la **réaction** est soit **exothermique**, soit **endothermique**. Que signifie réaction exothermique et réaction endothermique ? Laquelle est favorable à une transformation de l'énergie thermique en énergie mécanique dans les moteurs thermiques ?

**B.5.2-** Donner les formules semi-développées des différents alcools cités dans le tableau.

**B.5.3-** Ecrire les réactions de combustion du butan-2-ol et du butane dans le dioxygène.

**B.5.4-** Pour chacune de ces deux réactions déterminer la quantité d'énergie thermique récupérable au plus par unité de mole de dioxyde de carbone dégagée.

## **PARTIE C : composés organiques présents dans des substances courantes**

### **C.1- : Détermination de l'acidité du lait**

- *L'acidité d'un lait s'exprime conventionnellement en degré Dormic. Un degré Dormic °D correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait, même si l'acide lactique n'est pas le seul présent dans le lait. Le degré Dormic du lait exposé à l'air augmente au cours du temps.*

- *Lors du dosage d'une substance A de concentration  $C_A$  et de volume  $V_A$  par une substance B de nature opposée, de concentration  $C_B$  et de volume  $V_B$ , à l'équivalence on a la relation  $n_A = n_B$ . Ainsi on a  $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$ .*

**C.1.1-** L'acide lactique a pour formule :  $CH_3-CH(OH)-COOH$   
Déterminer sa masse molaire.

**C.1.2-** L'acide lactique se forme au cours de la fermentation malolactique au cours de laquelle s'opère la monodécarboxylation (élimination d'une molécule de dioxyde de carbone), de l'acide malique  $HOOC-CH_2-CH(OH)-COOH$ .

Ecrire l'équation bilan de cette réaction



**C.1.3-** On dose  $V_a = 20$  mL de lait additionné de 100 mL d'eau distillée par la soude (NaOH) de concentration  $C_b = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  en présence de phénolphthaléine. Le virage au rose persistant de la solution est obtenu après addition d'un volume  $V_{eq} = 6,4$  mL

**C.1.3.1-** Pour effectuer ce dosage avec quelle verrerie mesure-t-on

- les 20 mL de lait ?
- les 100 mL d'eau distillée ?

**C.1.3.2-** Ecrire l'équation du dosage du lait avec  $(\text{Na}^+ + \text{OH}^-)$  en supposant que l'acide lactique  $(\text{CH}_3\text{-CH}(\text{OH})\text{-COO}^- \text{H}^+)$  est le seul présent dans le lait

**C.1.3.3-** Détermination du degré Dormic

**C.1.3.3.1-** Calculer la concentration molaire du lait.

**C.1.3.3.2-** Déterminer la masse de l'acide lactique dans un litre de lait.

En déduire l'acidité de ce lait en degré Dormic ( $^{\circ}\text{D}$ )

**C.1.4-** Ce lait est laissé à l'air libre, puis dosé trois jours plus tard par trois élèves, qui dosent 20 mL de lait en présence de la phénolphthaléine. Ils expriment différemment leurs résultats.

Elève A :  $V_{eq} = 5,9$  mL, Elève B : concentration en acide lactique  $C_a = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et Elève C : acidité du lait  $13^{\circ}\text{D}$ .

Un seul des résultats proposés est acceptable, lequel ? Justifier.

## **C.2- Détermination de la masse d'acide ascorbique dans une orange**

L'acide ascorbique de formule brute  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  possède plusieurs isomères dont l'un est la vitamine C. L'acide ascorbique est présent dans de nombreux fruits (goyave, orange, citron, tomate, légumes frais fraise, ...)

La vitamine C intervient dans la formation des tissus, dans la formation des vaisseaux, des cartilages et dans l'osséine des os. Elle stimule la maturation des globules rouges.

Les besoins journaliers de la vitamine C, de l'ordre 75 mg, sont augmentés durant les périodes de surmenage, de fatigue, de maladies infectieuses, ...

La vitamine C est le réducteur du couple :  $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 / \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

On donne les potentiels redox des couples suivants :  $E^{\circ}(\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,62 \text{ V}$ ,

$$E^{\circ}(\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,08 \text{ V}, E^{\circ}(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V} \text{ et } E^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 / \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 0,13 \text{ V}$$

Une orange de masse 170 g contient 105 g de pulpe renfermant  $V = 182$  mL de jus. On détermine la quantité d'acide ascorbique  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  contenu dans le jus d'orange par un dosage iodométrique. L'acide ascorbique est oxydé par du diiode en excès, cet excès est ensuite dosé par réaction avec une solution de thiosulfate de sodium en présence de thiodène comme indicateur coloré.

**C.2.1-** A partir de l'introduction de l'exercice, citer les avantages que l'homme gagnerait à consommer des fruits et légumes. Pouvez-vous encore citer d'autres ?

**C.2.2-** A partir des potentiels standards ci-dessus justifier le principe de ce dosage.

**C.2.3-** Ecrire l'équation de l'oxydation de l'acide ascorbique par le diiode.

**C.2.4-** Le thiosulfate de sodium pentahydraté a pour formule  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Déterminer la masse de thiosulfate de sodium pentahydraté qu'il faut peser pour préparer un litre (1,00 L) de solution de thiosulfate de concentration  $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

**C.2.5-** Un volume  $V_0 = 10,0$  mL de solution de diiode de concentration  $C_0$  est dosé par une solution de thiosulfate de concentration  $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  en présence de thiodène, qui joue le rôle d'indicateur coloré. L'équivalence est obtenue pour un volume  $V_{eq} = 21,0$  mL.

**C.2.5.1-** Ecrire l'équation de la réaction entre le diiode et le thiosulfate

**C.2.5.2-** Déterminer la concentration molaire  $C_0$  du diiode

**C.2.6-** Dans un erlenmeyer, on introduit un volume  $V_1 = 10,0$  mL de jus d'orange, un volume  $V_2 = 10,0$  mL de solution de diiode de concentration  $C_0$  et une pointe de spatule de thiodène.



L'excès de  $I_2$  qui n'a pas réagi avec le jus d'orange est dosé par la solution de thiosulfate. Le volume de solution de thiosulfate de sodium de concentration  $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  versé à l'équivalence est  $V'_{eq} = 8,7 \text{ mL}$ .

**C.2.6.1-** Déterminer la quantité de matière d'acide ascorbique contenue dans 10,0 mL de jus d'orange, sachant que  $n(I_2) = n(C_6H_8O_6) + n(S_2O_3^{2-})$

**C.2.6.2-** En déduire la masse d'acide ascorbique dans le jus d'orange obtenue par pressurage de l'orange analysée.

**C.2.6.3** Les besoins journaliers en vitamine C, sont-ils atteints en consommant une seule orange ?

On donne en  $g \cdot mol^{-1}$  les masses atomiques des éléments : Na = 23 ; H = 1 ; O = 16 ; S = 32 ; C = 12

### C.3 – Enzymes et bombardiers

Les bombardiers, *Brachynus explodens* ou *Brachynus crépitans*, sont de petits coléoptères dotés d'un extraordinaire mécanisme de défense contre les prédateurs. Lorsqu'ils se croient menacés, ils expulsent, par l'extrémité de l'abdomen, un jet de liquide brûlant avec un bruit de tonnerre. Ce liquide est une solution aqueuse contenant de l'eau oxygénée ( $H_2O_2$ ) et de la méthylparabenzoinone schéma (a).

**C.3.1-** La méthylparabenzoinone (a) résulte de l'oxydation du méthylparadiphénol schéma (b) par l'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène).

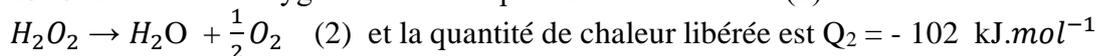
La méthylparabenzoinone (a)	Méthylparadiphénol (b)
<p>(a)</p>	
$C_7H_6O_2$	$C_7H_8O_2$

Ecrire les équations des demi-réactions électroniques des couples méthylparabenzoinone/méthylparadiphénol [ $C_7H_6O_2/C_7H_8O_2$ ] et eau oxygénée /eau [ $H_2O_2/H_2O$ ], puis en déduire l'équation-bilan de la réaction entre  $H_2O_2$  par le méthylparadiphénol réaction (1)

**C.3.2-** Dans l'abdomen de l'insecte (voir figure), se trouve un réservoir R qui contient du méthylparadiphénol et une solution de peroxyde d'hydrogène ( $H_2O_2$ ) à 25 % en masse. Ce réactif est en excès par rapport à la méthylparabenzoinone (a).

Quelle est la concentration en peroxyde d'hydrogène (exprimée en  $mol \cdot L^{-1}$ ) de cette solution ? On confondra la masse volumique de la solution avec celle de l'eau. On donne  $\mu_{eau} = 1 \text{ Kg/L}$

**C.3.3-** Soit un volume V d'une solution d'eau oxygénée de concentration C, initialement à 25°C. Toute l'eau oxygénée se décompose selon la réaction (2)



**C.3.3.1-** En supposant que toute la chaleur libérée par la réaction (2) soit captée par la solution, exprimer la température  $\theta_f$  de la solution en fonction de la concentration molaire C de la solution. On confondra la capacité thermique de la solution avec celle de l'eau  $C_e$ .

**C.3.3.2-** Calculer la valeur de la concentration minimale  $C_{min}$ , permettant à la solution d'atteindre la température d'ébullition c'est-à-dire 100°C.





**D.1.4- Conversion de la biomasse**

Ecrire l'équation inverse de la réaction précédente et l'interpréter

**D.2-Transformation de l'énergie chimique en énergie mécanique : énergétique de l'effort**

Les sucres sont des produits naturels. Ils sont appelés glucides ou hydrates de carbone car leur formule brute peut être mise sous la forme  $C_m(H_2O)_n$ . Ils sont synthétisés par les plantes vertes à partir du dioxyde de carbone et de l'eau, en présence de la chlorophylle et de la lumière : c'est la photosynthèse. Les sucres constituent l'infrastructure des végétaux. Ils sont consommés par les animaux qui les utilisent comme réserve d'énergie (sous forme de glycogène).

**D.2.1** Le glucose est un glucide simple de formule semi développée  $CH_2 OH-(CHOH)_4-CHO$  qui constitue une source principale d'énergie pour l'Homme ; montrer que la formule du glucose peut être écrite sous la forme  $C_m(H_2O)_n$ . Déterminer m et n.

**D.2.2** La métabolisation ou métabolisme du glucose dans l'organisme correspond à une combustion totale du glucose.

Ecrire l'équation-bilan de la combustion totale du glucose.

Sachant que cette combustion fournit 3 000 kJ par mole de glucose « brûlé », calculer l'énergie produite par la consommation d'un gramme de glucose.

On donne la masse molaire du glucide  $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

**D.2.3** Un sportif dépense par seconde une énergie égale à 400 J lors d'une course à pied. Quelle masse de sucre devra-t-il consommer pour assurer cette dépense énergétique pendant 15 min? On précise que 25 % seulement de l'énergie produite par la combustion est effectivement utilisée par les muscles.

**D.2.4** Un coureur participe à un marathon de 42 km dans l'espoir d'améliorer son record. Il veut réaliser un temps de 2h30 min. Ce record correspond à une dépense d'énergie moyenne de 4 000 kJ par heure.

Cette énergie provient principalement de l'oxydation du glucose dont le bilan peut se résumer en sa combustion dégageant 3 000 kJ par mole.

L'athlète est bien entraîné et possède un foie de 1,8 kg qui renferme 10% de glycogène. De plus, 2 heures avant l'effort, il a pris au cours d'un repas, l'équivalent de 180 g de glucose. Pendant 1h30 min, il est en forme et court sur la base de son record ( $16,8 \text{ km.h}^{-1}$ ). Au bout de 1h30 min, sa foulée se raccourcit ; il a un « coup de pompe » (c'est dire qu'il se sent brusquement épuisé). Expliquer ce fait par le calcul.

On donne les masses molaires atomiques :  $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$

**Fin de sujet**

