



## OLYMPIADE FRANCOPHONE DE CHIMIE 2012<sup>1</sup> 2<sup>ème</sup> épreuve -NIVEAU 2 (élèves de sixième année)

par

R. CAHAY, R. FRANCOIS, J. FURNEMONT, C. HOUSSIER, R. HULS,  
M. HUSQUINET-PETIT, G. KAISIN, C. MALHERBE, R. MOUTON-LEJEUNE †.

Les élèves devaient répondre à **4 problèmes** dont les matières portaient sur la chimie générale, la stœchiométrie, le pH, l'oxydoréduction, les équilibres de solubilité et la chimie organique.

Ils avaient deux heures pour répondre et avaient à leur disposition un tableau périodique, les valeurs de quelques constantes physico-chimiques et les formules simplifiées de pH.

89 élèves ont pris part à l'épreuve et les moyennes obtenues sont reprises ci-dessous :

N° problème	1	2	3	4	TOTAL
Matière	pH	Stœchiométrie oxydoréduction	Equilibres de solubilité	Chimie organique	
Maximum	25	25	25	25	100
Moyenne	8,98	10,96	10,78	11,51	42,22
Pourcentage	35,9	43,8	43,1	46,0	42,2

**La moyenne générale obtenue par les élèves a été de 42,2 nettement supérieure à celle de 2011 (32,0 %).**

Est-ce que le fait de fournir aux élèves des modules d'apprentissage en ligne qui reprennent les matières normalement couvertes par ces problèmes commencerait à porter ses fruits ?

Concernant le premier problème, beaucoup d'élèves éprouvent des difficultés pour passer d'un pourcentage massique à une concentration molaire. Aucun élève n'a donné de bonne réponse à la sous-question portant sur les proportions relatives des différentes espèces phosphatées. Il semble donc que la prépondérance des formes acide/base en fonction du pH soit une notion très difficile pour les élèves du secondaire (mais elle l'est aussi pour nos étudiants de 1<sup>er</sup> et 2<sup>ème</sup> bac!).

Dans le deuxième problème, la comptabilisation du nombre d'électrons échangés pose de gros problèmes ; beaucoup d'élèves confondent encore oxydation et réduction alors qu'un moyen mnémotechnique simple devrait les aider ; très peu d'élèves ont résolu la troisième partie du problème mais il fallait pour cela regrouper des données et avoir bien compris l'énoncé.

Dans le troisième problème, les élèves confondent encore souvent produit de solubilité (qui n'est pas toujours une constante pour les élèves) et solubilité (une grandeur qui doit varier en fonction de la composition du milieu). La relation entre la force d'un acide et son pK est encore souvent mal perçue ; pour certains élèves, un acide est d'autant plus fort et sa dissociation d'autant plus importante que son pK est élevé ; l'échelle de pH n'est pas toujours non plus bien maîtrisée.

<sup>1</sup> Organisée par l'Association des Chimistes de l'Université de Liège (ACLg), avec le soutien de la Politique Scientifique Fédérale ; la Communauté Française de Belgique ; la Communauté Germanophone de Belgique ; la Région de Bruxelles Capitale ; les Universités francophones (Bruxelles, Liège, Mons-Hainaut) ; les Associations des Chimistes et des Sciences des Universités (ACLg : Liège ; AScBr : Bruxelles ; ACL : Louvain-la Neuve ; Didactique des Sciences : Mons-Hainaut) ; le Fonds de Formation des Employés de l'Industrie Chimique ; essencia Wallonie ; essencia Bruxelles ; Prayon S.A.; Solvay ; UCB-Pharma ; les Éditions De Boeck ; Le Soir.

## Les 10 lauréats nationaux de 6<sup>e</sup> année, qui ont obtenu 62 % ou plus sont :

BLANJEAN	Quentin	AR Ardenne-Htes Fagnes, Malmédy	Roland MARTIN
GRAINDORGE	Nicolas	CS St Benoit St Servais Liège	Danièle GUILLAUME
VAUDOISEY	Louis	Ecole Européenne Bruxelles I	Isabelle QUERTON
HARDY	Baptiste	Coll St Joseph Chimay	Cristina ORFANU
ROYER	Anthony	AR Arlon	Michelle BAUDOUX
SALEMI	Léandro	Ste Marie Saint Ghislain	Christelle SUVEE
JUNQUE	Célestine	AR Arlon	Michelle BAUDOUX
JEANNE	Audric	AR Arlon	Michelle BAUDOUX
BONTEMPS	Martin	AR Arlon	Michelle BAUDOUX
DOUCHAMPS	Andrew	AR Bervoets Mons	Geneviève BASTIN

## L'Olympiade internationale de chimie

La sélection pour la grande aventure de l'Olympiade internationale comporte différentes étapes :

1. Première épreuve de qualification à l'Université de Liège le 21 mars 2012 ; 22 élèves se sont présentés à cette épreuve. 8 élèves ayant obtenu 45 % ou plus ont été retenus pour la suite de la formation ;
2. Deux journées de travaux pratiques à l'Université de Liège pendant les vacances de Pâques ;
3. Assistance à trois samedis de formation théorique avec résolution d'exercices à l'Université de Liège, en avril-mai 2011 ;
4. Examen théorique à l'Université de Liège, le mercredi 9 mai de 15 à 17h30, sur la matière des samedis de formation. Les résultats à cet examen constitueront le critère de sélection des deux élèves qui représenteront la Belgique francophone lors de la 44<sup>ème</sup> Olympiade internationale de Chimie qui se déroule cette année à Washington ((USA) du 21 au 30 juillet 2012.

L'épreuve de qualification internationale du 21 mars a permis de sélectionner les 8 élèves suivants qui ont tous participé aux cinq journées de formation : BLANJEAN Quentin, BONTEMPS Martin, FANNA Marie, GRAINDORGE Nicolas, JEANNE Audric, JUNQUE Célestine, PILATTE Nicolas et ROYER Anthony.

Toutes nos félicitations à JUNQUE Célestine et à ROYER Anthony qui ont été retenus sur base du stage de travaux pratiques et de l'épreuve finale du 9 mai. Pour ces deux étudiants, une préparation particulière est programmée à la fin du mois de juin et au début du mois de juillet avant qu'ils ne partent pour Washington.

En outre, Nicolas GRAINDORGE a reçu le prix Raymonde Mouton attribué à un jeune participant méritant, à la mémoire de Raymonde MOUTON-LEJEUNE décédée le 25 novembre 2011.

Félicitations à tous les participants et, en particulier, à nos représentants, ainsi qu'à l'ensemble des professeurs de l'Enseignement secondaire qui ont su motiver et révéler les aptitudes d'un public jeune pour notre discipline. Si vous voulez en savoir plus sur les olympiades de chimie, consultez les sites de l'ACLg, des olympiades nationales et de la 44<sup>ème</sup> Olympiade internationale de chimie:

<http://www.aclg.ulg.ac.be/Olympiades.htm> ; <http://www.olympiades.be> ; <http://www.icho2012.org>

**PROBLÈME 1 (25 points) - pH**  
**À propos de l'acide phosphorique<sup>2</sup>**

L'acide phosphorique,  $H_3PO_4$ , a une grande importance dans la production des engrais, le traitement des métaux, les industries des aliments, des détergents et des dentifrices. Les valeurs de  $pK_a$  pour les trois dissociations successives de l'acide phosphorique à 25 °C sont :

$$pK_{a1} = 2,12 \quad ; \quad pK_{a2} = 7,21 \quad ; \quad pK_{a3} = 12,32$$

- 1) Écrire les équations des trois équilibres de dissociation de l'acide phosphorique et les expressions des trois constantes d'acidité correspondant aux trois  $pK_a$ .
- 2) Écrire ci-dessous la formule de la base conjuguée de l'ion dihydrogénophosphate et calculer la valeur du  $pK_b$  correspondant.

De petites quantités d'acide phosphorique sont introduites dans des boissons du type coca-cola. Une boisson au cola ayant une masse volumique de  $1,00 \text{ g mL}^{-1}$  contient 0,050 % en masse d'acide phosphorique.

- 3) Calculer la concentration molaire en acide phosphorique de cette boisson
- 4) Déterminer son pH en admettant que son acidité n'est due qu'à l'acide phosphorique et en ignorant les deuxième et troisième dissociations.

L'acide phosphorique est utilisé comme engrais. Une suspension aqueuse de terre à laquelle on a ajouté de l'acide phosphorique présente un pH égal à 7.

- 5) Déterminer les proportions relatives (fractions molaires) des deux espèces phosphatées majoritaires présentes dans cette solution par rapport à la concentration totale en espèces phosphatées. On considère qu'il n'y a pas d'interaction entre les composants du sol et les ions et molécules issus de l'acide phosphorique.

**PROBLÈME 2 (25 points) Stœchiométrie – Oxydoréduction**  
**A propos de la pyrite<sup>3</sup>**

Beaucoup de rivières coulent dans des régions où l'on trouve des mines de charbon ou de minerais métalliques. Au passage, ces rivières s'acidifient et s'enrichissent en ions fer et en ions sulfate qui s'y trouvent dissous en forte concentration. Ceci résulte de l'action de l'air ou des eaux riches en oxygène sur les minerais contenant du soufre. Le plus commun de ces minerais est la pyrite,  $FeS_2$ , dans laquelle l'état d'oxydation du fer est +II. Quand les rivières riches en fer se jettent dans d'autres eaux, le fer dissous précipite sous forme de goethite,  $FeO(OH)$ , qui recouvre le lit des rivières, et l'eau est rendue acide.

- 1) Écrire et pondérer (équilibrer) l'équation chimique montrant comment des ions hydrogène ( $H^+$ ) sont produits dans une rivière, lors de l'oxydation de la pyrite avec formation d'ions sulfate dissous.

Pour vous aider, voici les deux demi-équations d'oxydation et de réduction (non pondérées) :  
Demi-équation d'oxydation/de réduction (*entourer le terme correct et ajouter les électrons du bon côté*)

<sup>2</sup> Problème 2 de l'épreuve théorique de la 33<sup>ème</sup> Olympiade Internationale de Chimie (Inde, 2001)

<sup>3</sup> Adapté du problème 2 de l'épreuve théorique de la 24<sup>ème</sup> Olympiade Internationale de Chimie (USA, 1992)



Demi-équation d'oxydation/de réduction (*entourer le terme correct et ajouter les électrons du bon côté*)



Équation ionique globale :

Équation globale avec  $\text{FeS}_2$  :

2) Écrire et pondérer une équation chimique montrant combien d'ions hydrogène ( $\text{H}^+$ ) supplémentaires sont produits quand les ions  $\text{Fe}^{2+}$  sont oxydés en goethite,  $\text{FeO}(\text{OH})$ , qui précipite :

Pour vous aider, voici les deux demi-équations d'oxydation et de réduction (non pondérées) :

Demi-équation d'oxydation/de réduction (*entourer le terme correct et ajouter les électrons du bon côté*)



Demi-équation d'oxydation/de réduction (*entourer le terme correct et ajouter les électrons du bon côté*)



Équation ionique globale :

N.B. Les états physiques (états d'agrégation) ne doivent pas être ajoutés dans les équations globales.

3) En supposant que la pyrite est complètement transformée en goethite,  $\text{FeO}(\text{OH})$ , quelle quantité de matière (nombre de moles) et quelle masse (en grammes) de pyrite faudrait-il pour que les ions hydrogène produits par cette réaction amènent un litre d'eau pure à un  $\text{pH} = 3$  ? Pour cela, considérer les nombres de moles d'ions hydrogène libérés par mole de pyrite transformée en goethite. On néglige la formation d'ions  $\text{HSO}_4^-$ .

### PROBLÈME 3 (25 points) Équilibres de solubilité<sup>4</sup>

Les calculs rénaux sont principalement constitués d'oxalate de calcium,  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  (masse molaire =  $128,1 \text{ g mol}^{-1}$ ). La solubilité dans l'eau de l'oxalate de calcium vaut  $6,0 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$  ( $\text{mol L}^{-1}$ ) à  $25^\circ\text{C}$ .

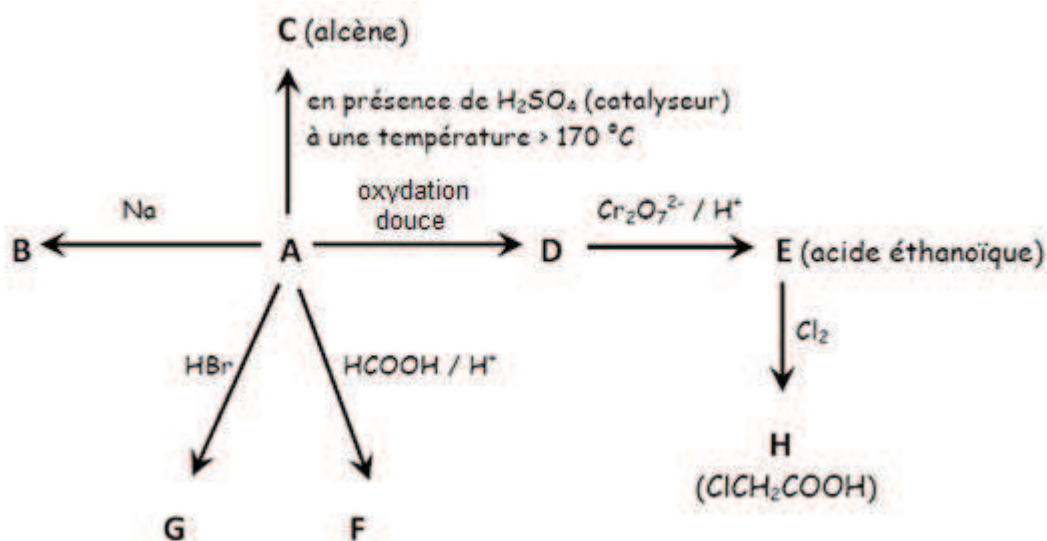
- Écrire l'équation correspondant à l'équilibre de solubilité de l'oxalate de calcium dans l'eau en spécifiant l'état physique des espèces chimiques intervenant.
- Que valent les concentrations des ions présents dans une solution saturée d'oxalate de calcium à  $25^\circ\text{C}$  ?
- Calculer le produit de solubilité (ou constante de produit de solubilité) de l'oxalate de calcium à  $25^\circ$ .
- Quel volume d'eau, à  $25^\circ\text{C}$ , faudrait-il au moins utiliser pour dissoudre complètement un calcul rénal contenant  $0,65 \text{ g}$  d'oxalate de calcium ?
- Calculer la solubilité en  $\text{g dm}^{-3}$  ( $\text{g L}^{-1}$ ) de l'oxalate de calcium dans une solution aqueuse d'oxalate de sodium de concentration égale à  $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$  ( $\text{mol L}^{-1}$ )
- Selon la règle de Le Châtelier, la solubilité de l'oxalate de calcium dans une solution aqueuse d'oxalate de sodium doit-elle être supérieure ou inférieure à sa solubilité dans l'eau pure à  $25^\circ\text{C}$ ? Justifier brièvement.

L'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  dont dérivent les ions oxalates est un acide faible.

- À  $25^\circ\text{C}$ , la solubilité de l'oxalate de calcium dans une solution de  $\text{pH} = 7$  est-elle supérieure ou inférieure à sa solubilité dans une solution de  $\text{pH} = 2$ ? Justifier brièvement.

### PROBLÈME 4 (25 points) - Chimie Organique<sup>5</sup>

a) Dans le schéma ci-dessous, le composé A est un composé organique oxygéné contenant, en masse,  $52,1 \%$  de carbone et  $13,2 \%$  d'hydrogène. Sa masse molaire vaut  $46,0 \text{ g mol}^{-1}$ . Le diagramme ci-dessous illustre différentes réactions auxquelles peut donner lieu ce composé A.



- Déterminer **par calcul** la formule empirique (formule brute) du composé A.
- Donner la formule de structure et le nom systématique du composé A.

<sup>4</sup> Collection DURUPTY, "Chimie 1S", Paris, Hachette Education, 2001

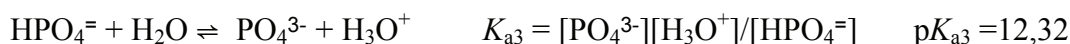
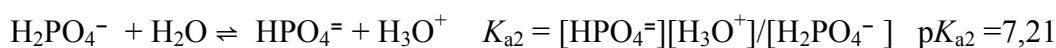
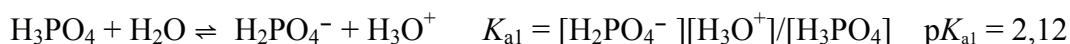
<sup>5</sup> Adapté de l'épreuve du Bac européen 2009

- iii. Donner la formule semi-développée des produits **C**, **D** et **E**.
- iv. Donner le nom systématique des produits organiques **B**, **F** et **G**.
- v. a) La formation du composé **C** à partir de **A** est une (*entourer la bonne réponse*)  
addition ; déshydratation ; substitution ; oxydation ; hydrolyse  
b) La formation du composé **G** à partir de **A** est une (*entourer la bonne réponse*)  
addition ; déshydratation ; substitution ; oxydation ; hydrolyse
- vi. Indiquer lequel, de **E** ou de **H**, possède le plus petit  $pK_a$ .  
Justifier la réponse.
- vii. La température d'ébullition du composé **A** est de 78 °C, celle du composé **C** est de  
- 103,7 °C et celle du composé **E** est de 118 °C.  
Justifier la différence entre ces valeurs.
- viii. Donner l'équation-bilan de la réaction d'une solution du composé **E** avec le carbonate de calcium,  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ .
- ix. Comparer la solubilité du composé **E** dans l'eau à celle de l'acide octadécanoïque,  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}(\text{s})$ .  
Justifier la réponse.

## RÉPONSES AUX PROBLÈMES

### PROBLÈME 1 (25 points) - pH

1) Les trois équilibres de dissociation de l'acide phosphorique sont (accepter l'écriture avec  $\text{H}^+$  au lieu de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) :



2) La formule de la base conjuguée de l'ion dihydrogénophosphate est  $\text{HPO}_4^{2-}$

Le  $pK_b$  de ce couple acide/base vaut

$$pK_{b2} = 14 - pK_{a2} = 14 - 7,21 = 6,79$$

3) Une masse d'acide phosphorique ( $M = 98 \text{ g/mol}$ ) de 0,050 % , soit 0,5 g/L correspond à une concentration de  $0,5/98 = 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ .

4) Si on ignore les deuxième et troisième dissociations, le pH se calcule comme suit.

a) Calcul correct :

$$K_{a1} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2/(c - [\text{H}_3\text{O}^+]) = 10^{-2,12}$$

La résolution de cette équation du second degré  $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_{a1} \times [\text{H}_3\text{O}^+] - K_{a1} \times c$

donne :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,49 \times 10^{-3}$  ;  $\text{pH} = 2,46$

b) Le calcul à partir de la formule simplifiée  $\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_{a1} - \log c) = \frac{1}{2} (2,12 - \log(5,1 \times 10^{-3})) = \frac{1}{2} (2,12 + 2,29) = 2,2$  n'est pas correct car, dans la relation de  $K_{a1}$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ne peut être négligé devant  $c$ .

5) A  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH}$  proche du  $pK_{a2}$ , les deux formes phosphatées prépondérantes sont

$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  et  $\text{HPO}_4^{2-}$ . Leurs proportions par rapport à la concentration de toutes les espèces présentes se calcule comme suit (la concentration en acide phosphorique n'est pas nécessaire pour ce calcul) :

$$\text{proportion de } \text{H}_2\text{PO}_4^- = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] / ([\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}]) =$$

$$1 / (1 + ([\text{HPO}_4^-]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-])) = 1 / (1 + 10^{\text{pH} - \text{pKa}_2}) = 1 / (1 + 10^{-0,21}) = 1 / (1 + 0,62) = 0,62 \text{ (62 \%)}.$$

- proportion de  $\text{HPO}_4^- = 1 - \text{proportion de } \text{H}_2\text{PO}_4^- = 0,38 \text{ (38 \%)}$

(Un calcul plus précis, tenant compte de toutes les espèces présentes, se ferait à partir de relation du type :

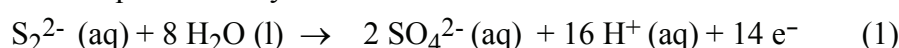
$$\text{proportion de } \text{H}_2\text{PO}_4^- = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] / ([\text{H}_3\text{PO}_4] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^-] + [\text{PO}_4^{3-}])$$

mais les termes  $[\text{H}_3\text{PO}_4]$  et  $[\text{PO}_4^{3-}]$  apparaîtront négligeables devant les deux autres.

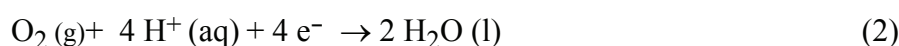
### PROBLÈME 2 (25 points) Stœchiométrie – Oxydoréduction

1) Oxydation de la pyrite avec formation d'ions  $\text{H}^+$  et sulfate dissous.

Demi-équation d'oxydation :



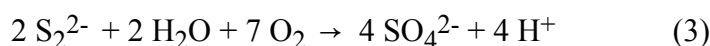
Demi-équation de réduction



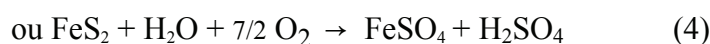
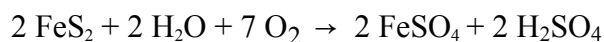
Equation ionique globale ( $2 \times (1) + 7 \times (2)$ ):



soit

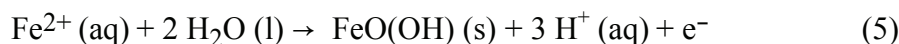


Equation globale avec  $\text{FeS}_2$  :

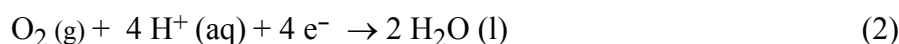


2) Oxydation des ions  $\text{Fe}^{2+}$  en goethite,  $\text{FeO}(\text{OH})$  :

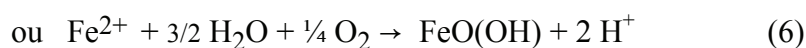
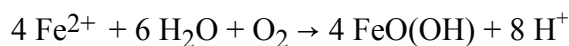
Demi-équation d'oxydation



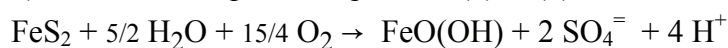
Demi-équation de réduction



Equation ionique globale ( $4 \times (5) + (2)$ ) :



3) En tenant compte des équations (4) et (6) :

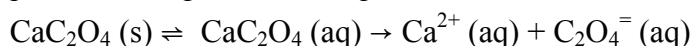


on voit qu'une mole de  $\text{FeS}_2$  génère 4  $\text{H}^+$ .

Pour obtenir un pH de 3, il faudra générer  $10^{-3}$  mole de  $\text{H}^+$ , donc utiliser 4 fois moins de  $\text{FeS}_2$ , soit  $2,5 \times 10^{-4}$  mole ou  $M_{\text{FeS}_2} \times 2,5 \times 10^{-4} = 120 \times 2,5 \times 10^{-4} \text{ g} = 3,0 \times 10^{-2} \text{ g}$ .

### PROBLÈME 3 (25 points) Equilibres de solubilité

a) L'équation correspondant à l'équilibre de solubilité de l'oxalate de calcium s'écrit :



- b) Les concentrations des ions présents dans une solution saturée d'oxalate de calcium à 25°C valent :  $6,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$
- c) Le produit de solubilité (ou constante de produit de solubilité) de l'oxalate de calcium s'écrit :

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = (6,0 \times 10^{-5})^2 = 3,6 \times 10^{-9} (\text{mol/L})^2$$

- d) 0,65 g d'oxalate de calcium correspond à  $0,65 / 128,1 \text{ mol}$ . Le volume d'eau nécessaire  $V_L$  pour dissoudre ce nombre de mole d'oxalate doit être tel que

$$0,65 / (V_L \times 128,1) = 6,0 \times 10^{-5}$$

d'où  $V_L = 0,65 / (6,0 \times 10^{-5} \times 128,1) = 84,6 \text{ L}$ .

- e) Dans une solution aqueuse d'oxalate de sodium à  $c = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$ , la solubilité (en  $\text{g L}^{-1}$ ) de l'oxalate de calcium doit être telle que :

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}](c + [\text{Ca}^{2+}]) \approx [\text{Ca}^{2+}] \times c = 3,6 \times 10^{-9} (\text{mol/L})^2$$

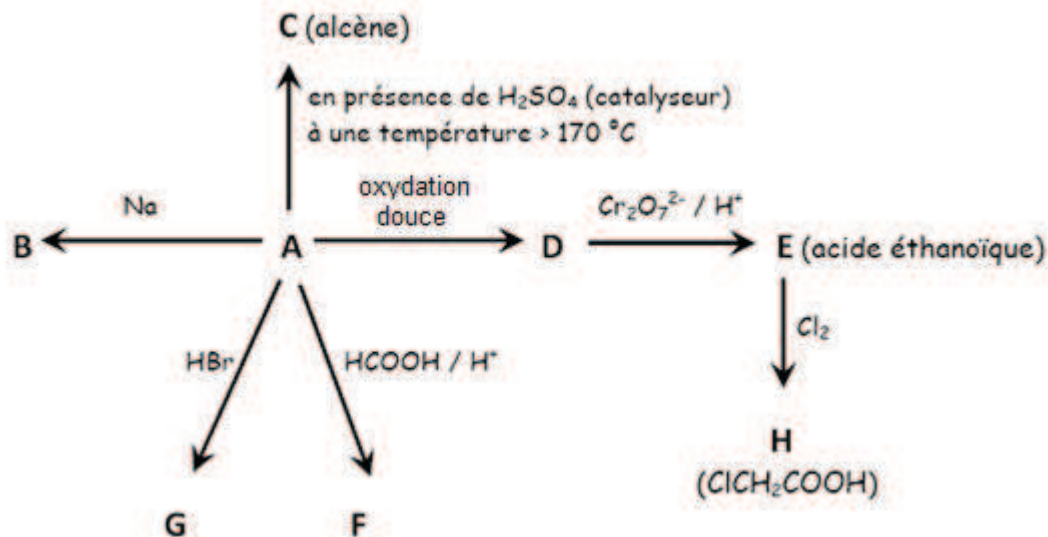
d'où solubilité  $[\text{Ca}^{2+}] = 3,6 \times 10^{-9} / c = 3,6 \times 10^{-9} / 0,10 = 3,6 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

$$= 3,6 \times 10^{-8} \times 128,1 = 4,6 \times 10^{-6} \text{ g/L}$$

soit beaucoup moins que la solution ne contenant que l'oxalate de calcium ( $6,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ )

- f) Selon la règle de Le Châtelier, la solubilité de l'oxalate de calcium dans une solution aqueuse d'oxalate de sodium doit être inférieure à sa solubilité dans l'eau pure à 25 °C. L'équilibre est déplacé vers la gauche par ajout de l'ion commun  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  venant de l'oxalate de sodium beaucoup plus soluble.
- g) A 25 °C, la solubilité de l'oxalate de calcium dans une solution de pH = 7 est inférieure à sa solubilité dans une solution de pH = 2 car, à pH 7, l'acide est plus dissocié donc la solution contient plus d'ions  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  ce qui déplace l'équilibre vers la gauche.

#### PROBLÈME 4 (25 points) - Chimie Organique

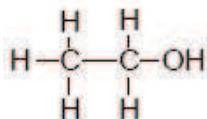


- i. Le composé A contient  $100 - 65,3 = 34,7 \%$  en masse d'oxygène. La molécule de la substance A, de masse molaire  $46,0 \text{ g/mol}$ , contient donc :
- $n_C = 52,1 \times 46 / (100 \times 12) = 2$  atomes de carbone,
- $n_H = 13,2 \times 46 / 100 = 6$  atomes d'hydrogène et 4
- $n_O = 34,7 \times 46 / (100 \times 16) = 1$  atome d'oxygène.



Sa formule empirique est donc :  $C_2H_6O$

ii. Puisque A donne un alcène par déshydratation, il s'agit d'un alcool dont la formule de structure est :  $CH_3-CH_2OH$



dont le nom systématique est éthanol.

iii. Les formules semi-développées des 3 composés organiques sont :

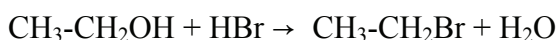
**C** :  $H_2C=CH_2$  ; **D** :  $CH_3-CHO$  ; **E** :  $CH_3-COOH$

iv. Les noms systématiques des 3 composés organiques sont :

**B** = éthanoate de sodium ; **F** : méthanoate (ou formiate) d'éthyle ; **G** = bromoéthane ou bromure d'éthyle

v. a) La formation du composé **C** à partir de **A** est une déshydratation

b) La formation du produit **G** à partir de **A** est une substitution



vi. Le composé **H** possède le plus petit  $pK_a$ , le départ du proton étant facilité par effet inductif (attraction des électrons par le halogène Cl)

vii. **C** est un hydrocarbure insaturé qui ne peut pas former de liaisons hydrogène ; il a donc la température d'ébullition la plus basse. **A** et **E** forment des liaisons hydrogène grâce aux paires non-liantes sur l'oxygène et à l'hydrogène porté par l'oxygène (polarité de la liaison O-H). **E** possédant 2 atomes d'oxygène, il formera des liaisons hydrogène plus importantes (plus fortes, en plus grand nombre) que **A** et aura donc une température d'ébullition beaucoup plus élevée. L'acide éthanoïque forme même un dimère stabilisé par liaison hydrogène, en milieu non polaire.

viii. L'équation-bilan de la réaction d'une solution du composé **E** avec le carbonate de calcium,  $CaCO_3(s)$  s'écrit :



ou  $2 CH_3-COOH (aq) + CaCO_3(s) \rightarrow 2 CH_3-COO^- (aq) + Ca^{2+} (aq) + H_2O (l) + CO_2 (g)$

ix. L'acide octadécanoïque,  $C_{17}H_{35}COOH (s)$ , a une solubilité dans l'eau beaucoup plus faible que celle du composé **E** en raison de la présence de la longue chaîne hydrocarbonée hydrophobe dans la molécule du premier.