



OLYMPIADE FRANCOPHONE DE CHIMIE 2015¹

2^{ème} épreuve -NIVEAU 1 (élèves de 5^{ème} année)

par D. GRANATOROWICZ, G. DINTILHAC, J.C. DUPONT, S. LENOIR, V. LONNAY,
L. MERCINY, M. PETIT, C. STEGEN, R. CAHAY, J. FURNEMONT, C. HOUSSIER

Cette deuxième épreuve de l'Olympiade notée sur **100 points** comprenait **4 problèmes principaux** et **un problème subsidiaire**. La note du problème supplémentaire aurait pu être prise en compte s'il avait fallu départager les ex-aequo en vue de l'EUSO (European Union Science Olympiad). Cela n'a pas été nécessaire cette année. 89 élèves ont pris part à cette épreuve. Ils avaient **2 heures** pour répondre et pouvaient utiliser une machine à calculer non programmable. Ils disposaient aussi d'un tableau des masses atomiques relatives et des valeurs de quelques constantes.

Les moyennes obtenues aux différents problèmes ont été les suivantes :

N° problème	1	2	3	4	TOTAL	5
Matière	Stœchiométrie, quantité de matière	Formules d'une substance organique	Masse molaire de l'euporium	Titrage, concentration, Pourcentage massique		Formules d'une substance organique
Maximum	25	25	25	25	100	25
Moyenne	17,30	11,79	17,31	7,66	54,07	3,66
%	69,2	47,2	69,2	30,6	54,1	14,6

La moyenne générale obtenue par les élèves ayant participé à l'épreuve a été de **54,1 % nettement inférieure à celle obtenue en 2014 (68,3%)**. Cela s'explique vraisemblablement par le fait que les rédacteurs ont accru le niveau de difficulté de l'épreuve 2015 ce, afin de répondre à l'exigence de sélection pour l'EUSO. En effet, les lauréats de 2014 avaient obtenu plus de 99 % ; il avait fallu les départager, ce qui n'a pas été le cas cette année.

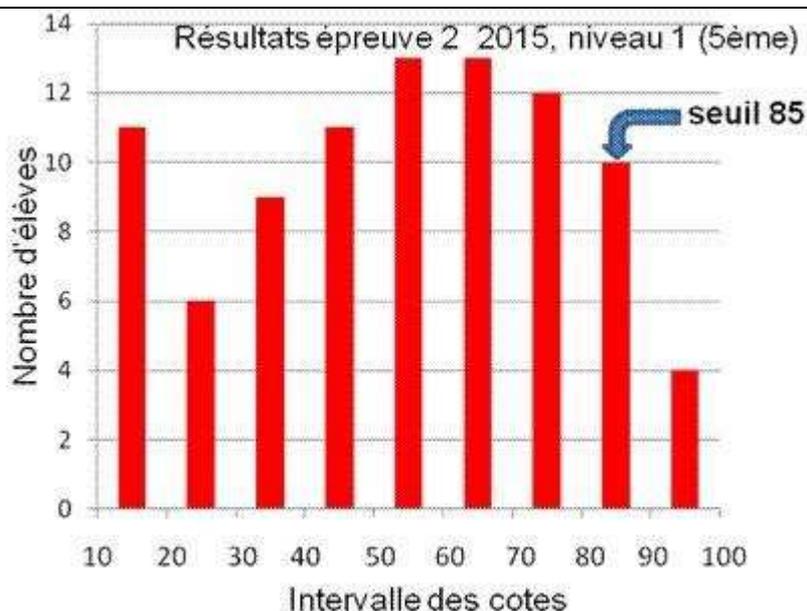
Selon les correcteurs, les élèves amélioreraient probablement leurs résultats en utilisant un formalisme scientifique (expressions mathématiques intégrant aussi les unités) ainsi que les trois formules, $n = m/M$; $c = n / V$ et $n = V / V_m$.

Par exemple, dans le problème 2, on doit déterminer la formule moléculaire d'un composé organique. Les données nous informent que la combustion de 1,00 g de composé fournit 1,91 g de dioxyde de carbone. Plutôt qu'utiliser un raisonnement avec règle de trois, on peut directement écrire :

$$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2) / M(\text{CO}_2) = 1,91 \text{ g} / 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,434 \text{ mol}$$

¹ Avec le soutien de la Politique scientifique fédérale ; la Communauté Française de Belgique ; la Communauté Germanophone de Belgique ; Solvay ; Le Soir ; Prayon sa ; les Editions De Boeck ; Larcier ; Tondeur ; essencia Wallonie; essencia Bruxelles ; Co-valent ; la Société Royale de Chimie ; la Région Bruxelloise ; les Universités Francophones.

L'histogramme des résultats ci-contre montre que les pics principaux se situent aux alentours de 55 à 75 % des points. Sur les 89 qui ont participé à l'épreuve, il y en a 50 qui ont obtenu un score entre 15 et 55 % .



Les 12 lauréats de 5^e année, qui ont obtenu 85 % ou plus, sont :

Nom	Prénom	Classe-ment	Ecole	Professeur
STOJEK	Aleksandra	1	Coll. St Michel, Bruxelles	D. VAN NAEMEN
CHABOT	Olivier	2	Athénée Royal, Waremme	C. LIBERT
VERMEYLEN	Valentin	3	CS St-Benoît St-Servais, Liège	M.J. MASY
RÖSSLER	Nicolas	4	Königliches Athenäum, Eupen	B. LEYH-NIHANT
TEREFENKO	Alexandre	5	Athénée Provincial, La Louvière	S. ERGOT
PANKERT	Joachim	6	Königliches Athenäum, Eupen	B. LEYH-NIHANT
QUIRINY	Antoine	7	Institut Saint-Laurent, Marche	C. LECOMTE
DIELS	Amaury	8	AR Arlon	M. BAUDOUX
DELCROIX	Mathieu	9	Institut Saint-Joseph, Carlsbourg	Y. MOLINE
KAMGA	Oscar	10	AthCom.M. Destenay, Liège 2	W. CINO
ROZET	François	11	CS St-Benoît St-Servais, Liège	M.J. MASY
VANDENBROUCKE	Vincent	12	Collège St-Michel, Gosselies	N. EVRARD

EUSO 2014

Cette deuxième épreuve a permis de sélectionner une étudiante (Aleksandra STOJEK) pour participer à l'EUSO qui a eu lieu cette année à Klagenfurt, Autriche, du 26 avril au 3 mai 2015. L'olympiade avait pour thème «Keep calm and science on».

25 des 28 pays de l'UE se sont confrontés avec chacun deux équipes de 3 participants âgés de 17 ans au maximum. L'olympiade proprement dite comprenait deux épreuves pratiques assorties de questions théoriques et de réflexion. Chaque épreuve pratique comportait des aspects biologiques, chimiques et physiques.

L'équipe belge néerlandophone a obtenu une médaille d'argent tandis que l'équipe belge francophone s'est vue attribuer une médaille de bronze.

Toutes nos félicitations à l'équipe francophone qui se composait de Olivier Chabot (Athénée Royal Waremme), Cyrille Kervyn de Marcke ten Driessche (Athénée Royal Arlon) et Aleksandra Stojek (Collège Saint-Michel Bruxelles).

QUESTIONS

Problème 1 Equations - Stœchiométrie - Concentrations (25 pts)

La décomposition par fermentation du sucre ($C_6H_{12}O_6$), contenu dans le jus de raisin, donne de l'éthanol (C_2H_5OH) et du dioxyde de carbone (CO_2).

- Compléter et équilibrer (pondérer) l'équation de cette réaction.
- Quelle est la quantité de matière (en mol) d'éthanol obtenue par la fermentation de 75,0 L de jus de raisin contenant 240 g de sucre par litre ?
- Quel est le volume (en m^3) de dioxyde de carbone formé (aux conditions normales de température et de pression) ?
- Quel est le degré alcoolique (en $^\circ$) du vin obtenu par fermentation de ce jus de raisin ? Par convention, 1° correspond à 1 mL d'éthanol pur contenu dans 100 mL de vin ou d'une boisson alcoolisée.

Ar : H : 1,01 - O : 16,0 - C : 12,0 -- ρ éthanol = 0,740 g/cm³

Problème 2 Analyse pondérale - Structure de Lewis (25 pts)

On a brûlé dans l'oxygène une masse de 1,00 g d'une matière organique formée uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

On a ainsi obtenu 1,91 g de dioxyde de carbone et 1,17 g d'eau.

- Sachant que la masse molaire de cette matière organique vaut 46,0 g/mol, déterminer sa formule moléculaire (formule brute).
- Cette formule moléculaire est compatible avec deux formules de structure développée correspondant à deux substances différentes.

Proposer pour chacune d'elles, une structure de Lewis, en utilisant uniquement des liaisons covalentes normales et en indiquant tous les électrons de valence

Il n'est pas nécessaire d'indiquer les charges partielles des atomes.

Ar : H : 1,01 - O : 16,0 - C : 12,0

Problème 3 Stœchiométrie (25pts)

Afin de déterminer la masse molaire atomique de l'euporium, on dissout en solution aqueuse 1,00 g de dichlorure d'euporium ($EuCl_2$) que l'on traite ensuite avec un excès d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($AgNO_3$).

La totalité des ions chlorures précipite sous forme de 1,29 g de chlorure d'argent ($AgCl$).

Selon ce protocole, quelle valeur obtient-on pour la masse molaire atomique de l'euporium ?

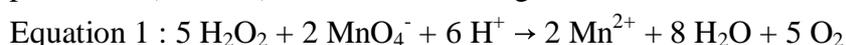
Ar : Cl : 35,5 - Ag : 108

Problème 4 Stœchiométrie - Concentrations - Chimie au quotidien (25 pts)

Le peroxyde d'hydrogène est un composé chimique de formule H_2O_2 . Il s'agit d'un liquide clair, légèrement plus visqueux que l'eau, incolore en solution. Ses propriétés oxydantes font de lui un réactif utilisé dans de nombreux domaines, par exemple, pour le blanchiment de diverses matières ou encore la désinfection. Il est communément appelé eau oxygénée car on l'utilise en solution dans l'eau, à des concentrations diverses.

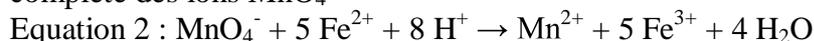
Pour mesurer la concentration d'une solution commerciale d'eau oxygénée, on peut procéder comme suit :

On prélève 2,00 mL de cette solution incolore et on les fait réagir, en milieu acide, avec 100 mL d'une solution de coloration rose-mauve de permanganate de potassium ($KMnO_4$) de concentration égale à 0,0100 mol/L.



Au terme de cette première réaction, la solution obtenue présente une coloration rose - mauve, ce qui révèle la présence d'un excès de permanganate de potassium.

Afin de mesurer cet excès, on prélève 20,0 mL de cette solution en vue d'un dosage à l'aide d'une solution de sulfate de fer et d'ammonium ($\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$). Ce dosage consiste à faire réagir quantitativement le permanganate de potassium en excès avec une solution de sulfate de fer et d'ammonium dont on connaît avec précision la concentration. Le terme du dosage est atteint lorsque la prise d'essai de 20,0 mL se décolore définitivement, ce qui indique la disparition complète des ions MnO_4^-



La solution de sulfate de fer et d'ammonium utilisée pour cette deuxième réaction, contient 4,23 g de $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ pour un volume de 500 mL d'eau distillée. Le volume de solution de sulfate de fer et d'ammonium utilisé pour arriver à la décoloration est de 21,1 mL.

a) Calculer la concentration (mol/L) de la solution d'eau oxygénée.

b) Sachant que cette solution a une masse volumique de $1,01 \text{ g/cm}^3$, calculez le pourcentage massique en H_2O_2 de cette solution.

Ar : - **H :** 1,01 - **N :** 14,0 - **O :** 16,0 - **Fe :** 55,8 - **Mn :** 54,9 - **S :** 32,1

REPONSES

Problème 1 (25 pts)

a) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 4 points

b) $m_{\text{sucrose}} : 240 \text{ g/L} \times 75,0 \text{ L} = 18000 \text{ g}$ 3 points

$M \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,12 \text{ g/mol}$ 1 point

$n_{\text{éthanol}} : (18000/180,12) \times 2 = 200 \text{ mol}$ 3 points

c) $V \text{CO}_2 = 199,87 \times 22,4 = 4477 \text{ L} = 4,48 \text{ m}^3$ 3 points

d) $M \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46,06 \text{ g/mol}$ 1 points

$m_{\text{éthanol}} = 46,06 \times 199,87 = 9205,9 \text{ g}$ 3 points

$V_{\text{éthanol}} = 9205,9 / 0,740 = 12440 \text{ mL}$ 3 points

Degré alcoolique = $12440 \text{ mL} / 75,0 \text{ L} = 165,87 \text{ mL par L}$ 2 points

Degré alcoolique = $16,6^\circ$ 2 points

Problème 2 (25 pts)

a) $n \text{C} = 1,91 / 44,01 = 0,043399 \text{ mol}$ 4 points

$m \text{C} = 0,043399 \times 12,0 = 0,52079 \text{ g de C}$

$n \text{H} = (1,17 / 18,02) \times 2 = 0,12986 \text{ mol}$ 6 points

$m \text{H} = 0,129856 \times 1,01 = 0,13115 \text{ g}$

$m \text{O} = 1,00 - 0,52079 - 0,131154 = 0,34805 \text{ g}$

$n \text{O} = 0,34805 / 16,0 = 0,021753 \text{ mol}$ 4 points

$n \text{C} = 0,043399 / 0,043399 = 1,00$

$n \text{H} = 0,129856 / 0,043399 = 2,99$

$n \text{O} = 0,021726 / 0,043399 = 0,501$

Formule moléculaire empirique : $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_x$

Formule moléculaire : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ 5 points

b) Structures de Lewis de :

éthanol 3 points

diméthyléther 3 points

VARIANTE pour a)

Soit $C_xH_yO_z$ la formule moléculaire du composé.

Équation de combustion $C_xH_yO_z (g) + wO_2(g) \rightarrow xCO_2(g) + y/2 H_2O$ 5 points

La combustion de 1,00 g de $C_xH_yO_z$ fournit 1,91 g de CO_2 et 1,17 g d' H_2O

La combustion de 46 g (1 mol) de $C_xH_yO_z$ fournit

87,86 g de CO_2 , soit 2 mol 3 points

53,82 g d' H_2O , soit 3 mol. 3 points

$x = 2$ 2 points

$y = 6$ 2 points

Puisque $M = 46 \text{ g mol}^{-1}$, $z = 1$

Formule moléculaire = C_2H_6O 4 points

Problème 3 (25 pts)

$n \text{ AgCl} = 1,29 / 143,5 = 8,9895 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ 5 points

$n \text{ Cl}^- = 8,9895 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ 5 points

$n \text{ EuCl}_2 = 8,9895 \cdot 10^{-3} / 2 = 4,4947 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ 5 points

$M \text{ EuCl}_2 = 1,00 / 4,4947 \cdot 10^{-3} = 222,4 \text{ g/mol}$ 5 points

$M \text{ Eu} = 222,4 - 71 = 151 \text{ g/mol}$ 5 points

Problème 4 (25 pts)

a) $M \text{ Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 = 284,08 \text{ g/mol}$ 2 points

$c \text{ Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 = (4,23 / 284,08) / 0,5 = 0,02978 \text{ mol/L}$ 2 points

$n \text{ Fe}^{2+} \text{ dosage} = 0,02978 \times 21,1 \cdot 10^{-3} = 6,28465 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 2 points

$n \text{ MnO}_4^- \text{ dosage } 20,0 \text{ mL} = 6,28465 \cdot 10^{-4} / 5 = 1,25673 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 2 points

$n \text{ MnO}_4^- \text{ total excès} = 1,25673 \cdot 10^{-4} \times (102/20) = 6,40933 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 3 points

$n \text{ MnO}_4^- \text{ total départ} = 0,01 \times 0,0100 = 0,00100 \text{ mol} = 1,000 \times 10^{-3} \text{ mol}$ 2 points

$n \text{ MnO}_4^- \text{ réaction } H_2O_2 = 1,000 \times 10^{-3} - 6,40933 \times 10^{-4} = 3,59067 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 2 points

$n \text{ H}_2O_2 \text{ réaction} = 3,59067 \times 10^{-4} \times 5/2 = 8,97669 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 2 points

$c \text{ H}_2O_2 = 8,97669 \times 10^{-4} / 2,00 \times 10^{-3} = 0,449 \text{ mol/L}$ 2 points

b) $M \text{ H}_2O_2 = 34,02 \text{ g/mol}$ 2 points

$c_m \text{ H}_2O_2 = 0,4488 \times 34,02 = 15,269 \text{ g/L}$ 2 points

$\% \text{ m/m } H_2O_2 = (15,269 / 1010) \times 100 = 15,1 \%$ 2 points