

ÉVALUATION COMMUNE 2024
CORRECTION Yohan Atlan © <https://www.vecteurbac.fr/>

CLASSE : Première	VOIE : ☒ Générale ☐ Technologique ☐ Toutes voies (LV)
VOIE : ☒ Générale	ENSEIGNEMENT : Spécialité physique-chimie
DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1 h	CALCULATRICE AUTORISÉE : ☒ Oui ☐ Non

Comment lutter contre les « marées noires »

Miscible ou non miscible ?

1.

• $Z(O) = 8$

Configuration électronique de l'oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4$.

Électrons de valence du carbone : $2+4=6$

Structure électronique du gaz noble le plus proche : $1s^2 2s^2 2p^6$

Électrons engagés dans une liaison covalente : $8-6=2$

Doublets liants : 2

Électrons non engagés dans une liaison covalente : $6-2=4$

Doublets non liants : $4/2=2$

L'oxygène à 2 liaisons covalentes et 2 doublets non liants.

• $Z(H) = 1$

Configuration électronique de l'hydrogène : $1s^1$.

Électrons de valence de l'hydrogène : $1=1$

Structure électronique du gaz noble le plus proche : $1s^2$

Électrons engagés dans une liaison covalente : $2-1=1$

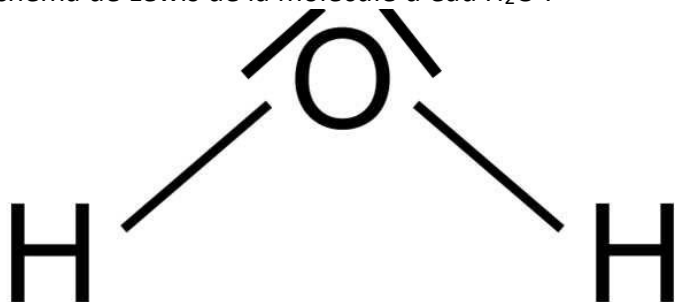
Doublets liants : 1

Électrons non engagés dans une liaison covalente : $1-1=0$

Doublets non liants : $0/2=0$

L'hydrogène à 1 liaison covalente et 0 doublets non liants.

Schéma de Lewis de la molécule d'eau H_2O :



2.

Calculons la différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène :

$$\Delta\chi = \chi(O) - \chi(H)$$

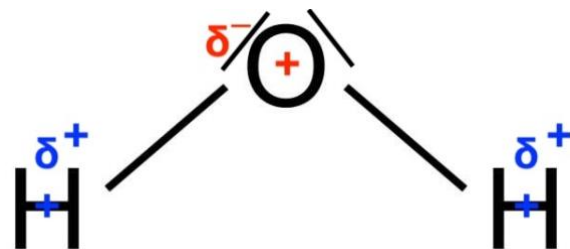
$$\Delta\chi = 3,5 - 2,1$$

$$\Delta\chi = 1,4$$

$\Delta\chi > 0,4$: la liaison O—H est polaire.

Les deux liaisons O—H sont polaires.

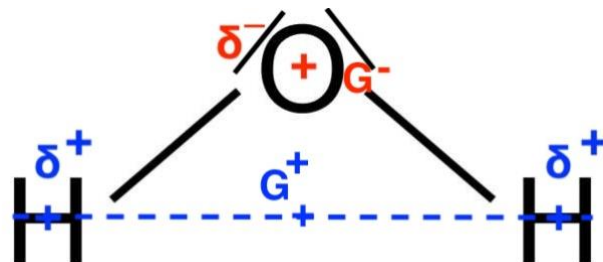
L'atome d'oxygène étant plus électronégatif, chaque atome d'oxygène porte une charge partielle δ^- . L'atome d'hydrogène porte une charge partielle δ^+ .



Le barycentre des charges positives G^+ est situé sur l'atome de d'oxygène O.

Le barycentre des charges négatives G^- est situé entre les deux atomes d'hydrogène H.

Le barycentre des charges positives G^+ est différent du barycentre des charges négatives G^- : la molécule d'eau H_2O est polaire.



3.

Calculons la différence d'électronégativité entre l'atome de carbone et l'atome d'hydrogène :

$$\Delta\chi = \chi(C) - \chi(H)$$

$$\Delta\chi = 2,5 - 2,1$$

$$\Delta\chi = 0,4$$

$0 \leq \Delta\chi \leq 0,4$: la liaison C—H n'est polaire.

Le n-octane étant constitué de carbone et d'hydrogène uniquement qui forment des liaisons non polarisées : la molécule de n-octane est apolaire.

4.

L'eau est polaire et la molécule de n-octane est apolaire. Les deux molécules ne sont pas miscibles.

De plus $\rho_{n\text{-octane}} < \rho_{\text{eau de mer}}$: la molécule de n-octane se trouve au-dessus de l'eau de mer.

Éthanol	$M = 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho = 0,79 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$
n-octane	$M = 114 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho = 0,70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$
Eau de mer	$\rho = 1,029 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$
CO ₂	$M = 44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

C'est ce qui explique le carburant du navire qui se répand dans la mer forme une nappe d'hydrocarbure en surface.

Dispersion d'une nappe d'hydrocarbures

5.

Une molécule amphiphile ou tensioactif est une molécule avec une longue chaîne carbonée hydrophobe (lipophile) apolaire (insoluble dans l'eau et soluble dans les graisses) et une partie hydrophile (lipophobe) polaire (soluble à l'eau dans l'eau et insoluble dans les graisses).

6.

Lorsqu'une molécule amphiphile rencontre une nappe d'hydrocarbures, la partie lipophile entre en contact avec l'hydrocarbure, la tête du tensioactif reste en contact avec l'eau.

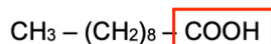
Les molécules amphiphiles s'agrègent spontanément autour du pétrole pour former des structures sphériques appelées micelles.

Dans ces micelles, les queues hydrophobes se regroupent au centre, éloignées de l'eau, tandis que les têtes hydrophiles forment la surface extérieure, en contact avec l'eau.

La surface hydrophile des micelles permet une interaction avec les molécules d'eau, ce qui stabilise les micelles dans la solution aqueuse et empêche leur agrégation en structures plus grandes. Cela permet aux micelles de rester dispersées.

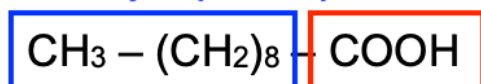
7.

– COOH : famille des acides carboxyliques.

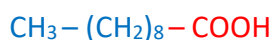


8.

Longue chaîne
carbonée hydrophobe apolaire



Partie hydrophile polaire



La liaison C—H n'est polaire (voir question 3). $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_8$ est une longue chaîne carbonée hydrophobe (lipophile) apolaire.

La liaison O—H est polaire (voir question 2). –COOH est une partie hydrophile (lipophile) polaire.

Ainsi, cette molécule a un caractère amphiphile.

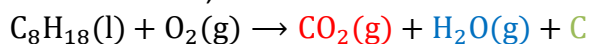
Le brûlage d'une nappe d'hydrocarbures et ses conséquences.

9.

D'après l'énoncé : Le n-octane appartient à la famille des alcanes. Il est constitué de 8 atomes de carbone et de 18 d'hydrogène liés par de simples liaisons covalentes.

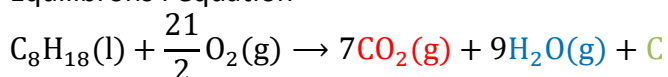
n-octane : C_8H_{18}

Équation de la réaction modélisant la combustion incomplète du n-octane (Outre le **dioxyde de carbone** et l'**eau** formés, la combustion libèrera aussi du **carbone**) :



Remarque : dans une combustion incomplète, du monoxyde de carbone CO est normalement aussi produit.

Équilibrons l'équation



Remarque : il n'y a pas qu'une seule façon d'équilibrer cette équation.

10.

Basons-nous sur l'équation trouvée à la question précédente.

Calculons la quantité de n-octane déversé :

$$n_{\text{n-octane}} = \frac{m_{\text{n-octane}}}{M_{\text{n-octane}}}$$

Or

$$\rho_{\text{n-octane}} = \frac{m_{\text{n-octane}}}{V_{\text{n-octane}}}$$

$$\frac{m_{\text{n-octane}}}{V_{\text{n-octane}}} = \rho_{\text{n-octane}}$$

$$m_{\text{n-octane}} = \rho_{\text{n-octane}} \times V_{\text{n-octane}}$$

D'où

$$n_{\text{n-octane}} = \frac{\rho_{\text{n-octane}} \times V_{\text{n-octane}}}{M_{\text{n-octane}}}$$

$$n_{\text{n-octane}} = \frac{0,70 \times 2,9 \times 10^6 \times 10^3}{114}$$

$$n_{\text{n-octane}} = 1,8 \times 10^7 \text{ mol}$$

Équation		$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + \frac{21}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 7\text{CO}_2(\text{g}) + 9\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{C}(\text{s})$				
État	Avancement					
État initial	$x = 0$	$1,8 \times 10^7$	Excès	0	0	0
État intermédiaire	x	$1,8 \times 10^7 - x$	Excès	$7x$	$9x$	x
État final	x_f	$1,8 \times 10^7 - x_f$	Excès	$7x_f = n_{\text{CO}_2}^{\text{emis}}$	$9x_f$	x_f

La réaction est totale, le dioxygène de l'air est en excès. A la fin de la réaction il ne reste plus de n-octane :

$$1,8 \times 10^7 - x_f = 0$$

$$-x_f = -1,8 \times 10^7$$

$$x_f = 1,8 \times 10^7 \text{ mol}$$

La quantité de CO_2 émis :

$$7x_f = n_{\text{CO}_2}^{\text{emis}}$$

$$n_{\text{CO}_2}^{\text{emis}} = 7x_f$$

$$n_{\text{CO}_2}^{\text{emis}} = 7 \times 1,8 \times 10^7$$

$$n_{\text{CO}_2}^{\text{emis}} = 1,3 \times 10^8 \text{ mol}$$

Masse de CO_2 émise :

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = n_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 1,3 \times 10^8 \times 44$$

$$m_{\text{CO}_2} = 5,7 \times 10^9 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 5,7 \times 10^6 \times 10^3 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 5,7 \times 10^6 \text{ kg}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 5,7 \text{ millions de kg}$$

Cette méthode, libère par combustion 5,7 millions de kg de dioxyde de carbone. L'impact environnemental lié au dégagement de dioxyde de carbone est néfaste car c'est un gaz à effet de serre et la quantité libérée est très grande.

Il est préférable de ne pas utiliser cette méthode, au regard de son impact environnemental.