

EXERCICE Vous avez dit « odeur de gaz » ? (10 points)**1. La combustion du méthane****Q1.**

D'après les pictogrammes de sécurité :

- Le méthane est inflammable



- Le méthane est un gaz sous pression



Il ne faut donc pas exposer une bouteille de méthane à la chaleur.

C'est pourquoi, il est conseillé de ne pas conserver une bouteille de méthane à proximité d'une fenêtre exposée au soleil.

Q2.

La température de fusion du méthane à la pression atmosphérique est de $-182,47\text{ }^{\circ}\text{C}$.

La température d'ébullition du méthane à la pression atmosphérique est de $-161,52\text{ }^{\circ}\text{C}$.

La température ambiante (20°C) est supérieure à la température d'ébullition du méthane.

Ainsi, à température ambiante (20°C) et à la pression atmosphérique le méthane est gazeux.

Q3.

La configuration électronique du carbone dans son état fondamental est $1s^2 2s^2 2p^2$.

La couche externe du carbone est la couche **2**. Ainsi, le carbone est sur la deuxième ligne du tableau périodique.

La couche externe du carbone contient $2+2=4$ électrons. Ainsi, le carbone est sur la quatrième colonne du tableau simplifié de classification périodique qui correspond à la 14^e colonne du tableau de classification périodique.

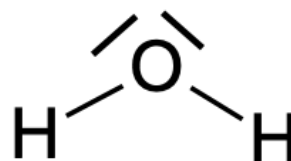
Ainsi l'élément carbone est à la deuxième ligne et 14^e colonne du tableau de classification périodique.

Q4.

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

Pour être stable l'hydrogène doit avoir la configuration électronique du gaz noble le plus proche l'hélium ($1s^2$), il lui faut deux électrons sur sa couche externe.

Dans la représentation de Lewis d'une molécule d'eau H_2O , chaque atome d'hydrogène est entouré d'un doublet liant soit deux électrons. Il est donc dans un état stabilisé.



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

Pour être stable l'hydrogène doit avoir la configuration électronique du gaz noble le plus proche le néon ($1s^2 2s^2 2p^6$), il lui faut huit électrons sur sa couche externe.

Dans la représentation de Lewis d'une molécule d'eau H_2O , l'atome d'hydrogène est entouré de **deux doublets liants** et **deux doublets non liants** soit $2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$ électrons. Il est donc dans un état stabilisé.

Q5.

$$V = l \times L \times h$$

$$V = 4,57 \times 2,63 \times 2,70$$

$$V = 32,5 \text{ m}^3$$

Q6.

Une mole d'air	$24 \times 10^{-3} \text{ m}^3$
n_{air}	$32,5 \text{ m}^3$

$$n_{\text{air}} = \frac{32,5 \times 1}{24 \times 10^{-3}}$$

$$n_{\text{air}} = 1,4 \times 10^3 \text{ mol}$$

Q7.

L'espèce chimique présente dans l'air qui participe à la combustion du méthane (le comburant) est le dioxygène O_2 .

Le pourcentage de dioxygène dans l'air est de 20 %.

Calculons la quantité de dioxygène présente dans la pièce vaut donc :

$$n_{\text{comburant}} = \frac{20}{100} \times n_{\text{air}}$$

$$n_{\text{comburant}} = \frac{20}{100} \times 1,4 \times 10^3$$

$$n_{\text{comburant}} = 2,8 \times 10^2 \text{ mol}$$

Q8.

L'équation de la réaction modélisant la combustion du méthane CH_4 dans l'air s'écrit de la manière suivante : $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

D'après l'équation, on est dans les proportions stœchiométriques pour

$$\frac{n_{\text{méthane}}}{1} = \frac{n_{\text{comburant}}}{2}$$

$$\frac{n_{\text{comburant}}}{2} = n_{\text{méthane}}$$

$$n_{\text{comburant}} = 2n_{\text{méthane}}$$

Ainsi, lors de la combustion du méthane, la quantité de comburant $n_{\text{comburant}}$ consommée au cours de la réaction est deux fois plus grande que la quantité de méthane $n_{\text{méthane}}$ consommée.

Q9.

Lorsque 20 % de la quantité initiale de comburant présent initialement dans la pièce est consommée, les risques d'évanouissement sont importants.

Calculons la quantité de comburant correspondante :

$$n_{\text{comburant,risque}} = \frac{20}{100} n_{\text{comburant}}$$

$$n_{\text{comburant,risque}} = \frac{20}{100} \times 2,8 \times 10^2$$

$$n_{\text{comburant,risque}} = 56 \text{ mol}$$

Calculons la quantité de méthane correspondante à l'aide de la relation trouvée question 8 :

$$n_{\text{méthane,risque}} = \frac{n_{\text{comburant,risque}}}{2}$$

$$n_{\text{méthane,risque}} = \frac{56}{2}$$

$$n_{\text{méthane,risque}} = 28 \text{ mol}$$

Le débit de méthane au niveau de la chaudière est $2,3 \times 10^{-1} \text{ mol/h}$,

$2,3 \times 10^{-1} \text{ mol}$	1 h
$n_{\text{méthane,risque}} = 28 \text{ mol}$	t

$$t = \frac{28 \times 1}{2,3 \times 10^{-1}}$$

$$t = 122 \text{ h}$$

Ainsi, au bout de 122h (soit environs 5 jours) il est nécessaire d'aérer la pièce pour éviter les risques d'évanouissement.

2. Bouteille de gaz

Q10.

Le pourcentage volumique du TétrahydroThiophène THT est de 0,0010225 %

$$V_{\text{THT}} = \frac{0,0010225}{100} V_{\text{bouteille}}$$

$$V_{\text{THT}} = \frac{0,0010225}{100} \times 3,00$$

$$V_{\text{THT}} = 3,07 \times 10^{-5} \text{ L}$$

Q11.

Graphiquement, $V_{\text{THT}} = 3,07 \times 10^{-5} \text{ L}$ correspondent à une quantité de matière

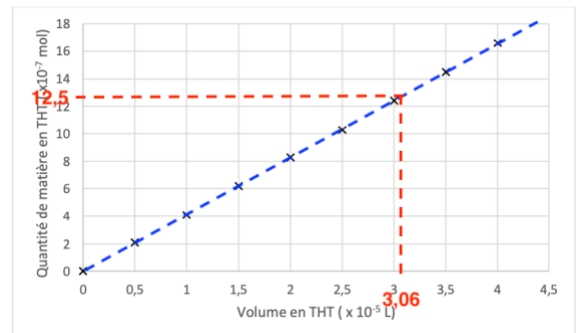
$$n_{\text{THT}} = 12,5 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

Calculons le nombre de molécules de THT correspondant :

$$N_{\text{THT}} = n_{\text{THT}} \times N_A$$

$$N_{\text{THT}} = 12,5 \times 10^{-7} \times 6,02 \times 10^{23}$$

$$N_{\text{THT}} = 7,53 \times 10^{17}$$



Remarque, on peut aussi utiliser la proportionnalité : 1,00 mol de THT contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules de THT.

1,00 mol de THT	$6,02 \times 10^{23}$ molécules
$12,5 \times 10^{-7} \text{ mol}$	N_{THT}

$$N_{\text{THT}} = \frac{12,5 \times 10^{-7} \times 6,02 \times 10^{23}}{1,00}$$

$$N_{\text{THT}} = 7,53 \times 10^{17}$$

Calculons la masse de THT correspondante :

La masse d'une molécule de THT est $m_{\text{molécule THT}} = 1,46 \times 10^{-22} \text{ g}$;

1 molécule de THT	$m_{\text{molécule THT}} = 1,46 \times 10^{-22} \text{ g}$
$7,53 \times 10^{17}$ molécules	m_{THT}

$$m_{\text{THT}} = \frac{7,53 \times 10^{17} \times 1,46 \times 10^{-22}}{1}$$

$$m_{\text{THT}} = 1,10 \times 10^{-4} \text{ g}$$

La masse de THT dans 3,0 L de gaz est $m_{\text{THT}} = 1,10 \times 10^{-4} \text{ g}$.

Calculons la masse de THT dans un litre de gaz :

$1,10 \times 10^{-4} \text{ g}$	3,0 L
m	1,0 L

$$m = \frac{1,0 \times 1,10 \times 10^{-4}}{3,0}$$

$$m_{\text{THT}} = 3,66 \times 10^{-5} \text{ g}$$

$$m_{\text{THT}} = 36,6 \times 10^{-3} \text{ mg}$$

La norme imposée au gaz de ville est qu'il doit contenir entre $15 \times 10^{-3} \text{ mg}$ et $40 \times 10^{-3} \text{ mg}$ de THT par litre de gaz.

La masse de THT dans un litre de gaz est comprise dans cet intervalle.

Ainsi, La masse de THT présente dans la bouteille de gaz étudié respecte la norme imposée au gaz de ville