

Une voiture, en roulant à la vitesse constante de 90 km/h, dégage 150 g de dioxyde de carbone par kilomètre parcouru.

Ces molécules CO₂ sont formées par une réaction chimique qui a lieu dans le moteur. Cette réaction consomme des molécules C₈H₁₈ constituant l'essence. On suppose que la réaction est telle que chaque molécule d'essence détruite crée 8 molécules de dioxyde de carbone.

L'essence est un liquide moins dense que l'eau et dont la masse volumique est d'environ 0,80 kg/L.

- 1- Déterminer le nombre de molécules CO₂ formées par cette voiture lors d'un trajet Paris – Marseille (environ 0,80 Mm) à cette allure.
- 2- Déterminer la masse d'essence consommée lors de ce parcours.
- 3- Déterminer le volume (en litres) d'essence consommée ainsi que la consommation de la voiture (en litres par 100 km). La valeur trouvée vous paraît-elle vraisemblable ?

1-Sur la distance Marseille-Paris, la voiture a dégagé une masse de dioxyde de carbone égale à

150 g/km x 8,0x10² km soit 1,2x10⁵ g ou 1,2x10² kg

Par ailleurs, la masse d'une mole de molécules CO₂ peut-être calculée à partir des masses molaires atomiques moyennes fournies par une classification :

M(CO₂) = 1xM(C)+2xM(O) = 1x12,0 g/mol + 2 x 16 ,0 g/mol soit 44,0 g/mol.

Ainsi, la quantité de molécules générées par le moteur de la voiture sur ce trajet vaut :

$$\frac{1,2 \times 10^5 \text{ g}}{44,0 \text{ g/mol}} = \frac{1,2}{4,40} \times 10^4 \text{ mol} \text{ soit } 2,7 \times 10^3 \text{ mol environ.}$$

2-Puisque la réaction de combustion fabrique 8 fois plus de molécules CO₂ qu'elle n'a consommé de molécules C₈H₁₈, la quantité de ces molécules C₈H₁₈ consommées vaut $\frac{2,7 \times 10^3 \text{ mol}}{8}$ soit 3,40x10² mol de molécules C₈H₁₈ environ.

La masse d'une mole de molécules C₈H₁₈ vaut M(C₈H₁₈) = 8x12 ,0 g/mol + 18x1,00 g/mol soit 114 g/mol

On en déduit que la masse d'essence consommée vaut $3,4 \times 10^2 \text{ mol} \times 114 \text{ g/mol}$ soit $3,9 \times 10^4 \text{ g}$ ou 39 kg

Enfin on peut obtenir le volume d'essence consommée par $\frac{39 \text{ kg}}{0,80 \text{ kg/L}}$ soit 49 L

Cette consommation correspond à un trajet de $8,0 \times 10^2 \text{ km}$. On en déduit que, sur 100 km, la voiture a consommé $\frac{49 \text{ L}}{8,0 \times 10^2 \text{ km}} = 6,1 \text{ L} / 100 \text{ km}$

Remarque : il s'agit d'une consommation tout à fait comparable à la consommation réelle d'une voiture ordinaire telle qu'on peut l'obtenir sur un banc d'essai d'automobiles.

II- L'hydroxyde de sodium (ou soude) est un solide ionique anhydre formé d'ions sodium Na^+ et d'ions hydroxyde OH^- . On dissout 15,0 g de soude dans de l'eau de manière à obtenir 250,0 mL de solution.

1-Déterminer le nombre d'ions de chaque sorte contenus dans la solution.

2-Déterminer la concentration (en mol/L) de chaque type d'ions dans la solution ainsi fabriquée.

3-A partir de la solution précédente, proposer un protocole expérimental (suite de schémas annotés et commentés) pour fabriquer 100,0 mL d'une solution fille diluée 5 fois (c'est-à-dire où les concentrations des ions ont été divisées par 5 par rapport à la solution mère).

1-Ce solide ionique anhydre n'est constitué que de deux sortes d'espèces : des ions Na^+ et des ions OH^- .

Puisque un solide ionique est toujours électriquement neutre et que les deux types d'ions portent la même charge en valeur absolue, on en déduit qu'il y en a forcément autant dans un échantillon quelconque de ce solide. Notons n ce nombre commun dont nous cherchons la valeur.

En revanche, ces deux types d'ions n'ont pas la même masse. En effet, une classification donne :

$M(\text{Na}^+) = M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$ et $M(\text{OH}^-) = M(\text{OH}) = 1 \times 16,0 \text{ g/mol} + 1 \times 1,00 \text{ g/mol} = 17,0 \text{ g/mol}$

(dans les calculs précédents, on a utilisé le fait que les électrons ont une masse négligeable par rapport aux protons et aux neutrons et que, par conséquent, avec 3 chiffres significatifs, un ion monoatomique comme Na^+ a pratiquement la même masse que l'atome correspondant Na et qu'un ion polyatomique comme OH^- a pratiquement celle d'un ensemble OH. Le raisonnement s'applique de la même façon pour une mole de ces ions).

On peut alors exprimer que la masse de solide ionique est la somme des masses de chacun de ses deux constituants : $15,0 \text{ g} = n \times 23,0 \text{ g/mol} + n \times 17,0 \text{ g/mol}$

On en déduit le nombre commun d'anions ou de cations dans la quantité pesée de solide ionique :

$$n = \frac{15,0 \text{ g}}{23,0 \text{ g/mol} + 17,0 \text{ g/mol}} = \frac{15,0 \text{ g}}{40,0 \text{ g/mol}} = 0,375 \text{ mol}$$

2-La concentration d'une espèce dans une solution est définie comme le rapport de la quantité de ces espèces et du volume de la solution. On la donne, en général, en mol/L

$$\text{Ici, } [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = \frac{0,37 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 1,5 \text{ mol/L}$$

3-La solution-mère étant fabriquée, on en prélève 20,0 mL à l'aide d'une pipette jaugée de ce volume.

On verse ce prélèvement dans une fiole jaugée de 100,0 mL

On ajoute de l'eau distillée à l'aide d'une pissette jusqu'à presque atteindre le trait de jauge.

On bouche la fiole et on agite pour homogénéiser la solution.

On complète doucement avec de l'eau distillée jusqu'à ce que le bas du ménisque coïncide précisément avec le trait de jauge.

On bouche et on agite : la solution fille est prête.

Remarque : voir un exemple du mode opératoire très détaillé de la dilution d'une solution sur

http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/cap_exp/animations/dilution.html

III- Une pièce a pour dimensions 10 m sur 6,0 m sur 3,5 m.

On suppose que l'air est uniquement formé de ses deux principaux constituants (20 % et 80 % en nombre de molécules).

On suppose que l'air est à 20°C, température à laquelle 1,0 L d'air a une masse de 1,3 g.

Déterminer le nombre de molécules de chaque sorte dans la pièce.

Le volume de la pièce vaut 10 m x 6,0 m x 3,5 m soit $2,1 \times 10^2 \text{ m}^3$ ou $2,1 \times 10^5 \text{ L}$.

On calcule ainsi la masse d'air contenu dans la pièce : $2,1 \times 10^5 \text{ L} \times 1,3 \text{ g/L}$ soit $2,7 \times 10^5 \text{ g}$.

Cette masse d'air est la somme de deux termes : la masse des n molécules O_2 et celle des 4xn molécules N_2 qui la composent. Cela se traduit par la relation :

$$2,7 \times 10^5 \text{ g} = n \times M(\text{O}_2) + 4xn \times M(\text{N}_2)$$

En consultant une classification, on obtient les masses molaires des molécules en question :

$$M(\text{O}_2) = 2 \times 16,0 \text{ g/mol} = 32,0 \text{ g/mol} \text{ et } M(\text{N}_2) = 2 \times 14,0 \text{ g/mol} = 28,0 \text{ g/mol}$$

On peut ainsi réécrire numériquement la relation précédente sous la forme :

$$2,7 \times 10^5 \text{ g} = n \times 32,0 \text{ g/mol} + 4xn \times 28,0 \text{ g/mol}$$

Cette équation dont l'inconnue est n se résout par

$$n = \frac{2,7 \times 10^5 \text{ g}}{32,0 \text{ g/mol} + 4 \times 28,0 \text{ g/mol}} = \frac{2,7 \times 10^5 \text{ g}}{144 \text{ g/mol}} = \frac{2,7}{1,44} \times 10^3 \text{ mol} = 1,9 \times 10^3 \text{ mol}$$

La pièce contient ainsi environ 1,9 kmol de molécules O_2 et 7,6 kmol de molécules N_2 .

Remarque : cet exercice illustre un cas un peu plus délicat que d'habitude de détermination de quantité d'espèces à partir d'une masse de produit. En effet, le produit considéré ici (l'air) est formé de deux sortes d'espèces et ces espèces ne sont pas en quantités égales.

Cependant, le raisonnement est du même type que celui mené dans l'exercice II avec le solide ionique.