

L'EAU : Une expérience historique CORRECTION

Cette analyse des travaux de LAVOISIER donne l'occasion de vérifier que seuls les calculs de quantités de matière (et non de masses) permettent de savoir en quelles proportions des réactifs sont consommés et des produits obtenus lors d'une réaction chimique.



La réaction chimique décrite dans le *document 2* a pour équation : $C + 2 H_2O \rightarrow CO_2 + 2 H_2$

1) Vérifions à l'aide du *document 2* que le gaz carbonique est bien le dioxyde de carbone.

D'après le texte : « *Mais pour former 103 grains de gaz carbonique, il fallait unir 75 grains d'oxygène à 28 grains de charbon.* »

Pour en former 103 grains, il faut 75 grains d'oxygène et 28 de carbone.

Donc en raisonnant avec les *quantités de matière* à l'aide de la relation : $n = \frac{m}{M}$

75 grains d'oxygène soit $n_o = \frac{75 \times 0,0648}{16} = 0,30$ mol se combinent avec 28 grains de carbone soit $n_c = \frac{28 \times 0,0648}{12} = 0,15$ mol de C pour former ce gaz qui contient donc deux fois plus de O que de C, c'est donc bien du dioxyde de carbone (CO_2).

On remarque qu'en raisonnant avec les masses, nous n'obtenons pas ce rapport de 2: $\frac{m_o}{m_c} = \frac{75}{28} \approx 2,7$. Aujourd'hui cela nous paraît logique : l'atome d'oxygène est plus lourd que l'atome de carbone.

2) D'après le texte : « *... donc 84 grains d'eau sont composés de 75 grains d'oxygène et de 9 grains d'un gaz susceptible de s'enflammer.* »

D'après l'expérience de Lavoisier, il y a dans l'eau : $\frac{75}{84} \times 100 = 89\%$ d'oxygène, et $\frac{9}{84} \times 100 = 11\%$ d'hydrogène.

Or, dans une mole d'eau de formule H_2O , il y a (en masse) :

$$\frac{M_o}{M_{H_2O}} \times 100 = \frac{16}{18} \times 100 = 89\% \text{ d'oxygène, et } \frac{2M_H}{M_{H_2O}} \times 100 = \frac{2}{18} \times 100 = 11\% \text{ d'hydrogène.}$$

Les mesures de LAVOISIER sont donc correctes, ce qui est un exploit pour l'époque.

3) D'après le texte : « *Les 274 grains de fer renfermés dans le tube EF se trouvent peser 120 grains de plus que lorsqu'on les y a introduits;* »

Calculons les quantités de matière correspondantes :

Pour le fer : $n_{Fe} = \frac{274 \times 0,0648}{56} = 0,317$ mol voient leur masse augmenter par oxydation de 120 grains d'oxygène soit $n_o = \frac{120 \times 0,0648}{16} = 0,486$ mol de O.

On a donc dans cet oxyde un rapport entre le nombre d'oxygène et celui de fer de $\frac{n_o}{n_{Fe}} = \frac{0,486}{0,317} = 1,5 = \frac{3}{2}$ soit deux atomes de fer pour trois d'oxygène.

La formule de l'oxyde de fer formé est donc : Fe_2O_3 .

4) D'après le texte : « *Il ne se dégage point de gaz carbonique, mais seulement un gaz inflammable 14 à 15 fois plus léger que l'air.* »

Le gaz est 14,5 fois plus léger que l'air (environ), donc sa densité est $d = \frac{1}{14,5}$.

Or, $M_{gaz} = 29 d_{gaz}$ donc $M_{gaz} = 29 \times \frac{1}{14,5} = 2$ g/mol. Il s'agit bien du dihydrogène.

5) La réaction est donc la suivante : $.... Fe + H_2O \rightarrow Fe_2O_3 + H_2$

En ajustant les coefficients, on obtient : **$2 Fe + 3 H_2O \rightarrow Fe_2O_3 + 3 H_2$**