

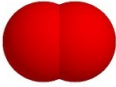



CORRECTION DES EXERCICES

Correction :

Exercice 1 p 72

Symbole	O	H	C
Nom de l'atome	Oxygène	Hydrogène	Carbone

Exercice 2 p 72

Modèle				
Nom de la molécule	Dioxygène	Dihydrogène	Eau	Dioxyde de carbone
Formule	O ₂	H ₂	H ₂ O	CO ₂

Exercice 3 p 72

- 1 – Dans la molécule d'aspirine (ou acide acétylsalicylique) de formule C₉H₈O₄, il y a 9 + 8 + 4 = 21 atomes.
2 – Dans cette molécule, il y a 9 atomes de carbone, 8 atomes d'hydrogène et 4 atomes d'oxygène.

Exercice 4 p 72

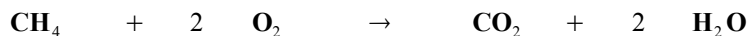
Le carbone réagit avec le dioxygène pour former du dioxyde de carbone.

- 1 – Les réactifs (substances qui réagissent) sont le carbone et le dioxygène.
2 – Le produit (substance qui est formée durant la transformation chimique) est le dioxyde de carbone.
3 – Le bilan de cette transformation est : carbone + dioxygène → dioxyde de carbone .
L'équation de la réaction est : $C + O_2 \rightarrow CO_2$.

Exercice 5 p 72

- 1 – Le bilan de cette combustion est : méthane + dioxygène → dioxyde de carbone + eau .
2 – a – Dans les réactifs, la molécule de méthane de formule CH₄ est constituée d'un atome de carbone de symbole C et de 4 atomes d'hydrogène de symbole H, la molécule de dioxygène (comburant non cité dans l'énoncé mais nécessaire aux combustions) de formule O₂ est, elle, constituée de 2 atomes d'oxygène de symbole O. Dans les produits, la molécule de dioxyde de carbone de formule CO₂ est constituée d'un atome de carbone de symbole C et de 2 atomes d'oxygène de symbole O, la molécule d'eau de formule H₂O quant à elle, est constituée de 2 atomes d'hydrogène de symbole H et d'un atome d'oxygène de symbole O.

b – Non les coefficients proposés par l'élève ne sont pas corrects car s'il y a bien ainsi un atome de carbone et 4 atomes d'hydrogène côté réactifs et côté produits, il y a seulement deux atomes d'oxygène côté réactifs contre 4 du côté produits. L'équation équilibrée est donc :



Exercice 8 p 73



Exercice 9 p 73

- 1 – a – Le gaz nécessaire à cette combustion est le dioxygène, il tient le rôle de comburant.
b – La formule du dioxygène est O₂.
2 – Le dioxyde de carbone est un des produits puisque les gaz d'échappements trouble l'eau de chaux. De même de l'eau est produite puisque le sulfate de cuivre anhydre bleuit en présence de ces gaz.
3 – Les formules de ces produits sont CO₂ et H₂O.
4 – Les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène proviennent nécessairement du carburant puisque le comburant (le dioxygène de formule O₂) ne contient que des atomes d'oxygène et que lors d'une transformation chimique, les atomes sont conservés.
5 – L'intensification du trafic routier entraîne inévitablement l'augmentation de la production de dioxyde de carbone et d'eau. Ces deux gaz étant des gaz à effet de serre, ce dernier augmente avec le trafic routier.

Exercice 6 p 72

- 1 – Lors d'une transformation chimique, la somme des masses des produits formés est égale ç celle des réactifs consommés.
2 – La combustion de 3 g de carbone nécessite 8 g de dioxygène ; il se forme alors 11 g de dioxyde de carbone.
3 – Lors d'une combustion du méthane qui consomme 64 g de dioxygène, il se forme 44 g de dioxyde de carbone et 36 g d'eau. La masse de méthane qui a brûlé est alors 16 g.

Exercice 14 p 74

1 – Nous avons vu dans le chapitre 2, que l'air a une masse et que dans les conditions usuelles, cette masse est de 1,2 g par litre. On nous demande de considérer que c'est également la masse du dioxygène. La masse de 1,5 L de dioxygène aura donc pour masse :

$$m_{1\text{ L de dioxygène}} = 1,5 \times 1,2 = 1,8\text{ g.}$$

2 – Si l'on considère que le charbon est essentiellement composé de carbone et que la combustion est complète, l'équation de la réaction correspondant à cette combustion devient : $C + O_2 \rightarrow CO_2$



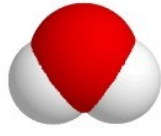
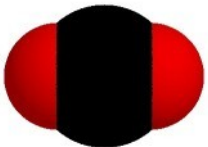
3 – Pendant la réaction, 2,7 – 1,7 = 1 g de carbone est consommé et en considérant qu'il ne reste plus de dioxygène à la fin, 1,8 g de dioxygène l'est également. La masse de dioxyde de carbone formée est donc de 1 + 1,8 = 2,8 g. Ce calcul est possible grâce au principe de conservation de la masse.

Correction :

Exercice 1 p 72

Symbole	O	H	C
Nom de l'atome	Oxygène	Hydrogène	Carbone

Exercice 2 p 72

Modèle				
Nom de la molécule	Dioxygène	Dihydrogène	Eau	Dioxyde de carbone
Formule	O ₂	H ₂	H ₂ O	CO ₂

Exercice 3 p 72

- 1 – Dans la molécule d'aspirine (ou acide acétylsalicylique) de formule C₉H₈O₄, il y a 9 + 8 + 4 = 21 atomes.
- 2 – Dans cette molécule, il y a 9 atomes de carbone, 8 atomes d'hydrogène et 4 atomes d'oxygène.

Exercice 4 p 72

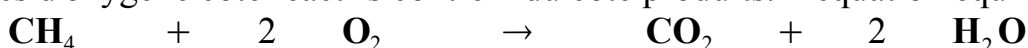
Le carbone réagit avec le dioxygène pour former du dioxyde de carbone.

- 1 – Les réactifs (substances qui réagissent) sont le carbone et le dioxygène.
- 2 – Le produit (substance qui est formée durant la transformation chimique) est le dioxyde de carbone.
- 3 – Le bilan de cette transformation est : carbone + dioxygène → dioxyde de carbone .
L'équation de la réaction est : $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.

Exercice 5 p 72

- 1 – Le bilan de cette combustion est méthane + dioxygène → dioxyde de carbone + eau .
- 2 – a – Dans les réactifs, la molécule de méthane de formule CH₄ est constituée d'un atome de carbone de symbole C et de 4 atomes d'hydrogène de symbole H, la molécule de dioxygène (comburant non cité dans l'énoncé mais nécessaire aux combustions) de formule O₂ est, elle, constituée de 2 atomes d'oxygène de symbole O. Dans les produits, la molécule de dioxyde de carbone de formule CO₂ est constituée d'un atome de carbone de symbole C et de 2 atomes d'oxygène de symbole O, la molécule d'eau de formule H₂O quant à elle, est constituée de 2 atomes d'hydrogène de symbole H et d'un atome d'oxygène de symbole O.

b – Non les coefficients proposés par l'élève ne sont pas corrects car s'il y a bien ainsi un atome de carbone et 4 atomes d'hydrogène côté réactifs et côté produits, il y a seulement deux atomes d'oxygène côté réactifs contre 4 du côté produits. L'équation équilibrée est donc :



Exercice 8 p 73



Exercice 9 p 73

- 1 – a – Le gaz nécessaire à cette combustion est le dioxygène, il tient le rôle de comburant.
b – La formule du dioxygène est O_2 .
- 2 – Le dioxyde de carbone est un des produits puisque les gaz d'échappements trouble l'eau de chaux. De même de l'eau est produite puisque le sulfate de cuivre anhydre bleuit en présence de ces gaz.
- 3 – Les formules de ces produits sont CO_2 et H_2O .
- 4 – Les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène proviennent nécessairement du carburant puisque le comburant (le dioxygène de formule O_2) ne contient que des atomes d'oxygène et que lors d'une transformation chimique, les atomes sont conservés.
- 5 – L'intensification du trafic routier entraîne inévitablement l'augmentation de la production de dioxyde de carbone et d'eau. Ces deux gaz étant des gaz à effet de serre, ce dernier augmente avec le trafic routier.

Exercice 6 p 72

- 1 – Lors d'une transformation chimique, la somme des masses des produits formés est égale à celle des réactifs consommés.
- 2 – La combustion de 3 g de carbone nécessite 8 g de dioxygène ; il se forme alors 11 g de dioxyde de carbone.
- 3 – Lors d'une combustion du méthane qui consomme 64 g de dioxygène, il se forme 44 g de dioxyde de carbone et 36 g d'eau. La masse de méthane qui a brûlé est alors 16 g.

Exercice 14 p 74

- 1 – Nous avons vu dans le chapitre 2, que l'air a une masse et que dans les conditions usuelles, cette masse est de 1,2 g par litre. On nous demande de considérer que c'est également la masse du dioxygène. La masse de 1,5 L de dioxygène aura donc pour masse :

$$m_{1 \text{ L de dioxygène}} = 1,5 \times 1,2 = 1,8 \text{ g.}$$

- 2 – Si l'on considère que le charbon est essentiellement composé de carbone et que la combustion est complète, l'équation de la réaction correspondant à cette combustion devient :



- 3 – Pendant la réaction, $2,7 - 1,7 = 1$ g de carbone est consommé et en considérant qu'il ne reste plus de dioxygène à la fin, 1,8 g de dioxygène l'est également. La masse de dioxyde de carbone formée est donc de $1 + 1,8 = 2,8$ g. Ce calcul est possible grâce au principe de conservation de la masse.