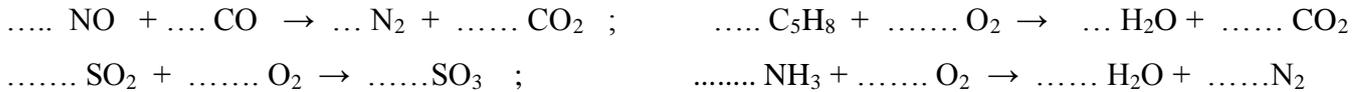


## Exercices : la réaction chimique – bilan de matière

Mzoughi salah

**Exercice 1 :** Equilibrer les équations bilan suivantes :



**Exercice 2 :** Ecrire l'équation chimique correspondante à chacune des réactions suivantes :

1. Lors de la photosynthèse, les plantes absorbent du dioxyde de carbone et de l'eau pour produire du dioxygène et du glucose  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

2. La fermentation du glucose fournit de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  et du dioxyde de carbone.

3. La combustion du sulfure d'hydrogène  $\text{H}_2\text{S}$  dans le dioxygène donne de l'eau et du dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$ .

4. La réaction entre  $\text{H}_2\text{S}$  et  $\text{SO}_2$  conduit à du soufre  $\text{S}$  et de l'eau.

**Exercice 3 :**

La combustion du fer dans le dioxygène de l'air donne de l'oxyde de fer  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

1. Rappeler la formule du dioxygène.
2. Calculer la masse molaire de l'oxyde de fer  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .  
On donne :  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$ .
3. L'équation incomplète non équilibrée de la combustion du fer s'écrit :  $\dots \text{Fe} + \dots \dots \rightarrow \dots \text{Fe}_3\text{O}_4$ 
  - a. Compléter et équilibrer cette équation.
  - b. On brûle 0,2 kg de fer. Calculer le nombre de moles de fer correspondant.
  - c. Calculer le nombre de moles d'oxyde de fer  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  obtenu. En déduire la masse correspondante.
  - d. Calculer le nombre de moles de dioxygène nécessaire à cette combustion.
  - e. En déduire le volume  $V$  de dioxygène correspondant. On donne  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

**Exercice 4 :**

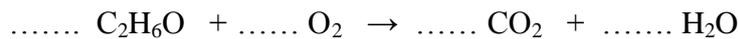
On donne l'équation bilan non équilibrée suivante :  $\dots \text{Mg} + \dots \text{O}_2 \rightarrow \dots \text{MgO}$

1. Equilibrer cette équation.
2. On fait réagir 97,2g de magnésium  $\text{Mg}$ . Calculer la quantité de magnésium (en mol) correspondante.
3. Quelle est la quantité de dioxygène utilisée ?
4. En déduire le volume de dioxygène correspondant.
5. Quelle est la quantité d'oxyde de magnésium  $\text{MgO}$  formé ?
6. En déduire la masse d'oxyde de magnésium  $\text{MgO}$  correspondante.

**Données :**  $M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ; volume molaire :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

### Exercice 5 :

L'équation bilan non équilibrée de la combustion de l'éthanol  $C_2H_6O$  dans le dioxygène  $O_2$  s'écrit :



1. Equilibrer cette équation bilan.
2. Calculer la masse molaire de l'éthanol  $C_2H_6O$ .
3. On fait réagir 10g d'éthanol  $C_2H_6O$ . Calculer la quantité d'éthanol (en mol) correspondante.
4. Quelle est la quantité d'eau obtenue ? En déduire la masse d'eau correspondante.
5. Quelle est la quantité de dioxyde de carbone (en mol) obtenue ?
6. En déduire le volume de dioxyde de carbone correspondant.

**Données :**  $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ; volume molaire :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 6 :

Certaines menuiseries extérieures des pavillons sont en P.V.C. Cette matière plastique est fabriquée à partir de chlorure de vinyle de formule  $C_2H_3Cl$ .

1. Indiquer le nom des éléments présents dans le chlorure de vinyle et donner pour chacun d'eux le nombre d'atomes correspondants.
2. La combustion complète du chlorure de vinyle dans le dioxygène  $O_2$  produit du dioxyde de carbone  $CO_2$ , de l'eau et du chlorure d'hydrogène  $HCl$ .
  - a. Donner la formule chimique de l'eau.
  - b. Recopier, puis compléter et équilibrer l'équation chimique de la combustion complète.

**Attention :** ne pas modifier les formules et les coefficients des réactifs.



3. On brûle 625g de chlorure de vinyle  $C_2H_3Cl$ .
  - a. Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de vinyle.
  - b. Calculer le nombre de mole de chlorure de vinyle  $C_2H_3Cl$  contenus dans 625g de ce produit.
  - c. Déterminer le nombre de mole de chlorure d'hydrogène  $HCl$  obtenue à la fin de cette réaction puis calculer la masse de chlorure d'hydrogène  $HCl$  correspondante.
  - d. Déterminer le nombre de mole de dioxygène  $O_2$  nécessaire à cette combustion puis calculer le volume de dioxygène  $O_2$  utilisé.

**Données :**  $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ; volume molaire :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 7 :

Soit la réaction non équilibrée suivante :  $C + PbO \rightarrow Pb + CO_2$

1. Equilibrer cette équation bilan.
2. On obtient 150g de plomb  $Pb$  : calculer la masse de carbone  $C$  nécessaire.  
**Données :**  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{Pb} = 207 \text{ g.mol}^{-1}$ .
3. Sachant que la masse de  $PbO$  utilisée est de 50g, calculer le volume de  $CO_2$  dégagé.  
**On donne**  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 8 :

On donne l'équation non équilibrée suivante :  $Cl_2 + H_2S \rightarrow HCl + S$ .

1. Equilibrer cette équation.
2. Calculer le volume de dichlore  $Cl_2$  nécessaire pour obtenir 3,2g de soufre  $S$ .
3. Déterminer la masse de chlorure d'hydrogène  $HCl$  obtenu dans les mêmes conditions.

**Données :**  $M_S = 32 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .