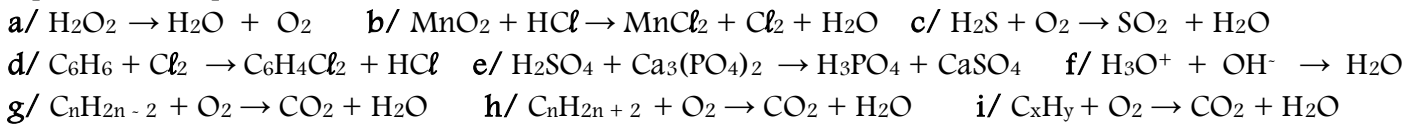




**C5: LES REACTIONS CHIMIQUES ET EQUATION-BILAN**

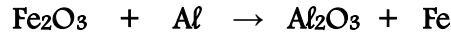
**EXERCICE 1:**

Equilibrer les équation-bilan des réactions suivantes:



**EXERCICE 2:**

On mélange 20g d'oxyde  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  et 5g d'aluminium en poudre, puis on déclenche la réaction. On observe la formation du fer métal selon l'équation-bilan à équilibrer:



- 1/ Quel est le réactif utilisé en excès ?
- 2/ Calculer les masses des produits formés et celles du réactif en excès à la fin de la réaction.
- 3/ Quelle masse de soufre faudrait-il mettre en œuvre pour transformer en sulfure de fer  $\text{FeS}$  le fer métal ainsi préparé?

**EXERCICE 3:**

On mélange 32g d'oxyde de fer III  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  et 15g de poudre d'aluminium. La réaction est amorcée grâce à un ruban de magnésium. Par une réaction vive, on obtient du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

- 1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction et déterminer le réactif en excès.
- 2/ Quelle est la quantité de matière d'aluminium nécessaire pour réduire tout l'oxyde de fer?
- 3/ Quelle est la masse d'aluminium correspondante?
- 4/ Reste-t-il de la poudre d'aluminium? Si oui déterminer la masse restante.

**EXERCICE 4:**

La combustion complète dans le dioxygène de  $224\text{cm}^3$  d'un corps pur gazeux de formule  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  a donné  $896\text{cm}^3$  de dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
  - 2/ Déterminer la formule de ce corps pur.
  - 3/ La combustion dans le dioxygène de 1L d'un hydrocarbure gazeux  $\text{C}_x\text{H}_y$  a nécessité 5L de dioxygène et a donné 3L de dioxyde de carbone.
- a/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction.  
b/ Déterminer la formule brute de l'hydrocarbure. Les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions.

**EXERCICE 5:**

1/ On mélange  $m_1 = 20\text{g}$  d'aluminium et  $m_2 = 20\text{g}$  de soufre et on enflamme le mélange. Il se forme du sulfure d'aluminium ( $\text{Al}_2\text{S}_3$ ).

- a/ Préciser le réactif en excès.
  - b/ Calculer la masse du réactif en excès qui reste à la fin de l'expérience.
  - c/ Calculer la masse de sulfure d'aluminium formé.
- 2/ Pendant la réaction 8% de la masse de soufre brûle dans l'air en donnant du dioxyde de soufre, au lieu de réagir avec l'aluminium. Calculer la masse de sulfure d'aluminium effectivement produite.

**EXERCICE 6:**

Une des étapes de la métallurgie du cuivre consiste à faire réagir l'oxyde de cuivre  $\text{Cu}_2\text{O}$  sur le sulfure de cuivre  $\text{Cu}_2\text{S}$ . On obtient du cuivre métal et du dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$ .

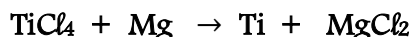
On mélange 42,6 kg de  $\text{Cu}_2\text{O}$  et 15,8 kg de  $\text{Cu}_2\text{S}$ .

- 1/ Ecrire l'équation-bilan équilibrée de la réaction.
  - 2/ Lequel des réactifs est utilisé en excès? Calculer sa masse réagie et sa masse restante.
  - 3/ Calculer la masse de cuivre formée et celle du dioxyde de soufre formée.
  - 4/ Déterminer alors la composition centésimale massique du mélange final en fin de réaction.
  - 5/ En réalité il se forme une masse  $m = 32,13\text{ kg}$  de cuivre. Calculer le rendement  $R$  de cette réaction.
- On donne:  $M(\text{O}) = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{S}) = 32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Cu}) = 63\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**EXERCICE 7:**

Le titane est un métal très utilisé dans l'industrie aéronautique à cause de sa faible densité et de ses bonnes propriétés mécaniques.

Une des étapes de sa fabrication industrielle est donnée par l'équation ci-dessous:



On mélange 380g de chlorure de titane avec 100g de magnésium.

1/ Equilibrer l'équation-bilan de la réaction.

2/ Les réactifs sont-ils introduits dans les proportions stœchiométriques? Sinon quel est le réactif en excès?

3/ Calculer la masse des produits formés et celle du réactif en excès.

4/ Déterminer alors la composition centésimale massique du mélange final en fin de réaction.

On donne:  $M(\text{Mg})=24\text{g/mol}$ ;  $M(\text{Cl})=35,5\text{g/mol}$ ;  $M(\text{Ti})=48\text{g/mol}$ ;  $M(\text{O})=16\text{g/mol}$ ;  $M(\text{S})=32\text{g/mol}$ ;  $M(\text{Fe}) = 56\text{g/mol}$

### **EXERCICE 8:**

On fait réagir l'aluminium et le dioxyde d'étain  $\text{SnO}_2$ . On obtient uniquement de l'alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3$  et de l'étain Sn.

On donne:  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ ;  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$ ;  $M(\text{Sn}) = 119 \text{ g/mol}$

1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2/ Calculer le pourcentage molaire du mélange final si la réaction entre l'aluminium et le dioxyde d'étain est réalisée dans les proportions stœchiométriques.

3/ Le mélange initial est cependant réalisé à partir de 5,400 g d'aluminium et de 20,838 g de dioxyde d'étain.

a/ Lequel des réactifs est utilisé en excès? Déterminer sa masse disparue et sa masse restante.

b/ Calculer la masse et le volume de l'alumine obtenus dans les conditions où le volume molaire est de 25L/mol ainsi que la masse de l'étain obtenue.

c/ Déterminer alors la composition centésimale massique du mélange final en fin de réaction.

4/ Quelle masse du réactif en défaut faudra-t-il mettre en œuvre pour transformer complètement la masse du réactif en excès ?

### **EXERCICE 9:**

On dispose d'une masse de 2,58g de fer que l'on fait brûler dans un flacon de dioxygène dont le volume est  $500\text{cm}^3$ . Il se forme alors de l'oxyde magnétique  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

La masse volumique du dioxygène est égale à  $1,2\text{g.L}^{-1}$  dans les conditions de l'expérience.

1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2/ Montrer que l'un des réactifs est utilisé en défaut.

3/ Calculer la masse de l'oxyde magnétique de fer formée.

4/ Quelle est la masse restante du réactif en excès?

5/ En réalité il se forme une masse  $m_2=2\text{g}$  de l'oxyde magnétique. Calculer le rendement de cette réaction.

### **EXERCICE 10:**

Un mélange de  $30\text{cm}^3$  d'éthane  $\text{C}_2\text{H}_6$  et de propane  $\text{C}_3\text{H}_8$  fournit, après combustion complète  $80\text{cm}^3$  de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les mêmes conditions.

1/Ecrire les équations bilan correspondant à la combustion de chaque alcane

2/Quelle est la composition du mélange gazeux ?

3/Quel est le volume de dioxygène nécessaire pour cette combustion ?

### **EXERCICE 11:**

On dispose d'un mélange d'oxyde de fer II  $\text{FeO}$  et d'oxyde de fer III  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  de masse totale  $m = 89,7\text{g}$ . On fait réagir ce mélange à haute température avec du dihydrogène. Il se forme alors du fer et de l'eau.

1/Ecrire les équations-bilan des deux réactions.

2/On obtient 29,2g d'eau et les deux oxydes ont disparus. Déterminer la composition initiale du mélange c'est-à-dire les masses des deux oxydes.