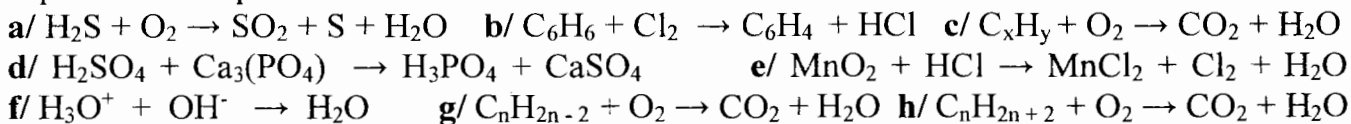


**SERIE D'EXERCICES DE RENFORCEMENT SUR C5: LES REACTIONS CHIMIQUES ET EQUATION-BILAN**

**EXERCICE 1:**

Equilibrer les équation-bilan des réactions suivantes:



**EXERCICE 2:**

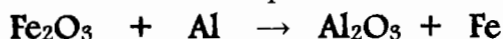
Le propane a pour formule  $\text{C}_3\text{H}_8$  ; il est livré dans les bouteilles d'acier.

1 / Ecrire l'équation – bilan de sa réaction de combustion dans le dioxygène de l'air, sachant qu'il se forme exclusivement du dioxyde de carbone et de l'eau.

2/ Quel volume de dioxygène mesuré dans les CNTP faut – il mettre en œuvre pour assurer a combustion complète de 1Kg de propane? En déduire le volume d'air correspondant.

**EXERCICE 3:**

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 4:**

On fait réagir 1,35g d'aluminium et 100mL d'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$  de concentration  $C = 0,6\text{mol/L}$ . Il se forme du chlorure d'aluminium  $\text{AlCl}_3$  et du dihydrogène  $\text{H}_2$ .

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

2/ Le mélange initial est-il réalisé dans les proportions stoechiométriques? Justifier.

3/ Calculer la masse de  $\text{AlCl}_3$  formée.

4/ Calculer le volume dégagé de  $\text{H}_2$  dans les CNTP.

5/ S'il reste un réactif à la fin de l'expérience, calculer sa masse restante.

**EXERCICE 5:**

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 6:**

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.

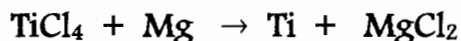
c/ Calculer la masse de sulfure d'aluminium formé.

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 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:  $M(\text{Mg})=24\text{g/mol}$ ;  $M(\text{Cl})=35,5\text{g/mol}$ ;  $M(\text{Ti})=48\text{g/mol}$**

### 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  $1,2\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$  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 ?