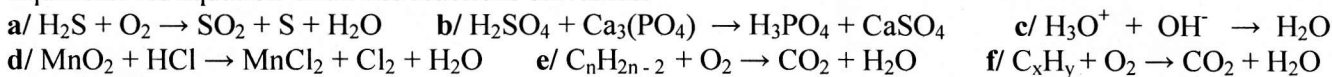


**SERIE D'EXERCICES SUR LES REACTIONS CHIMIQUES ET EQUATION-BILAN**

**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:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$

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:**

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 5:**

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 6:**

La préparation industrielle du zinc par des procédés thermiques se fait en deux étapes :

- Grillage du sulfure de zinc  $\text{ZnS}$  contenu dans le minerai par le dioxygène ; il se forme de l'oxyde de zinc  $\text{ZnO}$  et du dioxyde de soufre.

- Réduction de l'oxyde de zinc formé par le carbone qui se transforme en monoxyde de carbone. On obtient alors le métal zinc.

1/ Ecrire les équations bilan des deux réactions chimiques qui se succèdent dans la préparation du zinc à partir de son minerai.

2/ Calculer la masse de zinc que l'on peut théoriquement produire à partir d'une tonne de sulfure de zinc.

3/ En réalité, le rendement de chaque opération ne dépasse jamais 80%. Quelle masse de zinc fabrique-t-on réellement par tonne de minerai ?

4/ Calculer le volume de dioxygène et la masse de carbone nécessaires au traitement d'une tonne de sulfure de zinc.

**EXERCICE 7:**

1/ L'aluminium réagit avec l'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  pour donner du fer et de l'alumine ou oxyde d'aluminium  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

a/ Quelle masse de fer est-il possible d'obtenir à partir de 40g d'oxyde de fer, l'aluminium étant supposé en excès ?

b/ On obtient en réalité 21g de fer car les réactifs sont à l'état solide et le mélange réactionnel n'est pas facile à réaliser. On définit le rendement de la réaction comme le rapport entre la masse réelle formée et la masse théorique espérée. Calculer le rendement de la réaction ?

2/ Le disulfure de fer  $\text{FeS}_2$  est un minerai naturel appelé aussi pyrite dont on extrait le fer pur, l'opération se faisant en plusieurs étapes :

a/ La première étape consiste à faire réagir le dioxygène sur le pyrite, les produits de la réaction étant l'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  et le dioxyde de soufre. Calculer la masse d'oxyde de fer qu'il est possible d'obtenir à partir d'une tonne de minerai dans un excès de dioxygène.

b/ La seconde étape utilise le principe de l'aluminothermie, l'oxyde de fer réagit avec de l'aluminium excès. Calculer la masse de fer obtenue sachant que le rendement de la réaction est de 70%.

**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:**

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 11:**

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 12:**

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.