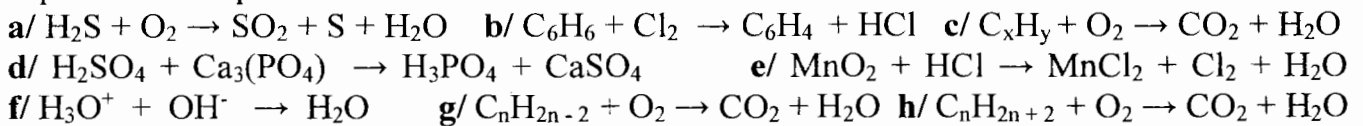


SERIE D'EXERCICES DE RENFORCEMENT SUR C5: LES REACTIONS CHIMIQUES ET EQUATION-BILAN

EXERCICE 1:

Equilibrer les équation-bilan des réactions suivantes:



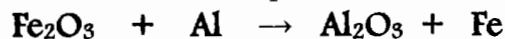
EXERCICE 2:

Le propane a pour formule C_3H_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 Fe_2O_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 FeS le fer métal ainsi préparé?

EXERCICE 4:

On fait réagir 1,35g d'aluminium et 100mL d'acide chlorhydrique HCl de concentration $C = 0,6\text{mol/L}$. Il se forme du chlorure d'aluminium AlCl_3 et du dihydrogène 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 AlCl_3 formée.
- 4/ Calculer le volume dégagé de 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 224cm^3 d'un corps pur gazeux de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ a donné 896cm^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 C_xH_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:

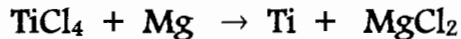
1/ On mélange $m_1 = 20\text{g}$ d'aluminium et $m_2 = 20\text{g}$ de soufre et on enflamme le mélange. Il se forme du sulfure d'aluminium (Al_2S_3).

- 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 SnO_2 . On obtient uniquement de l'alumine Al_2O_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 500cm^3 . Il se forme alors de l'oxyde magnétique Fe_3O_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 30cm^3 d'éthane C_2H_6 et de propane C_3H_8 fournit, après combustion complète 80cm^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 ?