



Réactions chimiques – Equation bilan

Données : masses molaires en g.mol^{-1} : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{S}) = 32$; $M(\text{Cu}) = 63$; $M(\text{Fe}) = 56$; $M(\text{Al}) = 27$; $M(\text{Zn}) = 65,4$; $M(\text{Mg}) = 24$; dans les CNTP : $V_m = 22,4\text{L.mol}^{-1}$

Exercice 1 :

Equilibrer les équations chimiques suivantes :

- | | |
|---|--|
| a. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; | $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| b. $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; | $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| c. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; | $\text{C}_n\text{H}_{2n-2} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| d. $\text{Al} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Cu}$; | $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightarrow \text{FeO}_4 + \text{H}_2$ |
| e. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; | $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ |
| f. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$; | $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$ |
| g. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; | $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| h. $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$; | $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ |

Exercice 2 :

Une des étapes de la métallurgie du cuivre consiste à faire réagir l'oxyde Cu_2O sur le sulfure Cu_2S . On obtient du cuivre métal et du dioxyde de soufre SO_2

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction
2. Quelle masse d'oxyde Cu_2O doit-on faire réagir avec Cu_2S en excès pour obtenir 1 tonne de cuivre ?
3. Quels sont alors le volume et la masse de dioxyde de soufre obtenus ? Ce volume est mesuré dans les conditions normales.
5. Déterminer la masse m de Cu_2S qui doit réagir avec 0,68 tonne de Cu_2O pour donner une réaction totale.

Exercice 3 :

La combustion complète dans l'oxygène de 1 litre d'un hydrocarbure gazeux de formule C_xH_y a nécessité 3,5 litres de dioxygène et a donné 3 litres de dioxyde de carbone.

- 1- Ecrire l'équation-bilan de réaction.
- 2- Trouver la formule brute de l'hydrocarbure .Ecrire sa formule développée .Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les CNTP

Exercice 4 :

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 cm^3 . Il se forme alors de l'oxyde magnétique de fer 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 de fer .Calculer le rendement η de cette réaction.

Exercice 5 :

On fait réagir de l'aluminium avec du soufre. Le produit obtenu est le sulfure de soufre Al_2S_3 .

- 1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2- Calculer les quantités de matière de réactifs nécessaires pour préparer 0,1mol de sulfure d'aluminium.
- 3- Quelles sont les masses à peser pour préparer le mélange réactionnel.

Exercice 6 :

On chauffe un mélange d'oxyde de cuivre et de carbone. On recueille un dépôt rougeâtre de cuivre métal, le gaz qui se dégage trouble l'eau de chaud

- 1- Quel est ce gaz.
- 2- Ecrire l'équation bilan de la réaction.



- 3- Quelle masse de chaque réactif doit-on peser pour préparer 1,27g de cuivre
- 4- Quel est le volume, mesure dans les CNTP, du gaz dégagé ?

Exercice 7 :

Le dioxyde de soufre (SO_2) peut être préparé par action du sulfure de fer (pyrite) FeS sur le dioxygène. Il se forme en même temps de l'oxyde de fer Fe_2O_3 .

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- 2) Quel volume de dioxyde de soufre peut-on espérer obtenir à partir d'une tonne de pyrite (FeS) ? Calculer alors la masse et le volume de dioxygène nécessaires. Les volumes gazeux sont mesurés dans les CNTP.
- 3) Le rendement est en réalité égal à 80%. Calculer le volume de dioxyde de soufre effectivement obtenu à partir d'une tonne de pyrite.

Exercice 8 :

On effectue la combustion complète d'un mélange de 0,4 moles de méthane (CH_4) et d'éthane (C_2H_6) dans le dioxygène. Dans les deux cas il y a formation de CO_2 et de H_2O .

- 1- Ecrire l'équation de chacune des réactions
- 2- Calculer le nombre de moles respectifs de méthane et d'éthane sachant que l'on recueille 0,5 mol de CO_2 .
- 3- Calculer dans les CNTP, le volume de dioxygène nécessaire à cette réaction

Exercice 9 :

1) La combustion dans du dioxygène de 224cm^3 d'un corps de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ a donné 1,76g de dioxyde de carbone et de l'eau.

- a) Ecrire l'équation de la réaction.
- b) Trouver la formule brute de l'hydrocarbure. Ecrire les formules semi-développées de correspondantes.

Exercice 10 :

A la température élevée, un mélange de 2,89 g de soufre en poudre et de 3,27 g de zinc en poudre se transforme : du sulfure de zinc apparaît

1. Ecrire l'équation de la réaction qui modélise la transformation
2. Décrire l'état initial du système
3. Construire le tableau d'évolution du système chimique à l'aide de l'avancement de la réaction
4. Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant
5. Donner la composition de l'état final
6. Calculer la masse de sulfure de zinc formée

Exercice 11 :

La combustion du magnésium était autrefois utilisée comme flash photographique. En effet, le magnésium (Mg) en poudre brûle dans le dioxygène avec une flamme blanche très vite. De la poudre blanche de magnésie, ou oxyde de magnésium (MgO) ; se forme. Pour reproduire cette transformation chimique on réalise la combustion de magnésium en poudre dans 250 ml de dioxygène pur. Dans l'état final, les deux réactifs sont épuisés.

1. Ecrire l'équation de la réaction
2. Calculer la quantité de matière initiale de dioxygène
3. Construire et compléter un tableau d'évolution du système chimique à l'aide de l'avancement de la réaction
4. En déduire la masse de magnésium consommé
5. Calculer la masse d'oxyde de magnésium formé

Donnée : volume molaire $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 12 :

1. L'aluminium réagit avec l'oxyde de fer Fe_2O_3 pour donner du fer et de l'alumine ou oxyde d'aluminium Al_2O_3 .

1.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

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

1.3 On obtient en réalité 21 g de fer car les réactifs sont à l'état solide et le mélange réactionnel n'est pas facile à réaliser. Calculer le rendement de cette réaction.

2. Le disulfure de fer FeS_2 est un minerai naturel appelé pyrite dont on extrait le fer pur, l'opération se faisant en deux étapes.

2.1 La première étape consiste à faire réagir le dioxygène sur la pyrite, les produits de la réaction étant l'oxyde de fer Fe_2O_3 et le dioxyde de soufre SO_2 . Ecrire l'équation-bilan de la réaction. 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.

2.2 La seconde étape utilise le principe de l'aluminothermie, l'oxyde de fer réagit avec l'aluminium en excès. Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction. Calculer la masse de fer obtenue sachant que le rendement de la réaction est de 70%.