

SERIE D'EXERCICES SUR C5 : REACTIONS CHIMIQUES. EQUATION-BILAN

Exercice 1:

Equilibrer les équation-bilan des réactions suivantes:

- a) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$; b) $H_3O^+ + OH^- \rightarrow H_2O$; c) $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + S + H_2O$
d) $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$; e) $C_nH_{2n} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$; f) $Al + Cu^{2+} \rightarrow Al^{3+} + Cu$
g) $C_nH_{2n+2} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$; h) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;
i) $C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$; j) $H_2SO_4 + Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 + CaSO_4$

Exercice 2:

On mélange, à l'état gazeux, un volume $V_1 = 0,24$ L de dioxyde de soufre (SO_2) et un volume V_2 de sulfure d'hydrogène (H_2S), il se forme du soufre (S) à l'état solide et de la vapeur d'eau (H_2O). L'équation de la réaction est $SO_2 + 2 H_2S \rightarrow 3 S + 2 H_2O$

1. Donner la signification, à l'échelle macroscopique, de cette équation.
2. Exprimer la quantité de matière initiale n_1 de dioxyde de soufre en fonction de V_1 et V_m .
3. Vérifier que $n_1 = 0,01$ mol.
4. Sachant que la quantité de matière initiale de sulfure d'hydrogène est $n_2 = 0,03$ mol, montrer que le dioxyde de soufre (SO_2) est le réactif limitant.
5. Déterminer la quantité de matière de soufre formé.
6. Déduire la masse m_s du soufre formé.

On donne : Le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience est $V_m = 24$ L.mol⁻¹ ; $M_S = 32$ g.mol⁻¹.

Exercice 3:

Le propane a pour formule C_3H_8 ; il est livré dans des bouteilles d'acier.

1. Ecrire l'équation-bilan de sa réaction de combustion dans le dioxygène, sachant qu'il se forme exclusivement du dioxyde de carbone et de l'eau.
2. Quel volume de dioxygène mesuré dans les C.N.T.P. faut-il mettre en œuvre pour assurer la combustion complète de 1 kg de propane ? En déduire le volume d'air correspondant.
3. Quelle masse de méthane, CH_4 , brûlant dans les mêmes conditions, produirait la même masse de dioxyde de carbone ?

Exercice 4:

A) On fait réagir 20g d'aluminium avec 20g de soufre.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction sachant qu'il se forme du sulfure d'aluminium (Al_2S_3).
2. Montrer que l'un des réactifs est utilisé en excès.
3. Calculer la masse du réactif en excès qui reste à la fin de l'expérience.
4. Calculer la masse de sulfure d'aluminium formé.

B) 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:

La combustion complète dans le dioxygène de 224cm³ d'un corps pur gazeux de formule C_nH_{2n+2} a donné 896cm³ 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:

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 ?

Exercice 7:

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

On fait réagir $42,6\text{kg}$ de Cu_2O et $15,8\text{kg}$ de Cu_2S .

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 : $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$; $M(\text{S}) = 32\text{g/mol}$; $M(\text{Cu}) = 63\text{g/mol}$.

Exercice 8:

On réalise la combustion dans le dioxygène d'une masse de $12,5\text{g}$ d'un mélange gazeux constitué d'éthylène (C_2H_4) et de butane (C_4H_{10}). On obtient $31,25\text{L}$ de dioxyde de carbone sous la pression de 76452Pa à la température de 57°C et de l'eau.

1. Calculer le volume molaire dans les conditions de l'expérience.
2. Ecrire les équations bilan des réactions de combustion.
3. Déterminer la masse de chacun des constituants du mélange. En déduire leurs pourcentages massiques.

Exercice 9:

Le dioxyde de soufre (SO_2) peut être préparé par action de sulfure de fer pyrite (FeS_2) sur le dioxygène (O_2). 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 de 100kg de pyrite? Calculer alors la masse et le volume de dioxygène nécessaire.

Les volumes gazeux sont mesurés dans les C.N.T.P.

3. Le rendement de la réaction est en réalité à 80% . Calculer le volume de dioxyde de soufre effectivement obtenu à partir de 100kg de pyrite

Exercice 10:

Le principal combustible solide utilisé dans la propulsion des missiles est un mélange d'aluminium et de perchlorate d'ammonium.

1. Le perchlorate d'ammonium NH_4ClO_4 se décompose en diazote, chlorure d'hydrogène, eau et dioxygène. Rappeler la définition d'une réaction chimique puis écrire l'équation-bilan de la décomposition du perchlorate d'ammonium.
2. Une partie du dioxygène formé se combine à l'aluminium pour donner l'alumine Al_2O_3 . Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
3. Montrer que ces deux réactions chimiques peuvent être traduites par l'équation bilan suivante :

$$6\text{NH}_4\text{ClO}_4 + 10\text{Al} \rightarrow 3\text{N}_2 + 6\text{HCl} + 9\text{H}_2\text{O} + 5\text{Al}_2\text{O}_3$$
4. Un petit missile contient 54g d'aluminium : quelle masse minimale de perchlorate d'ammonium doit-il également contenir pour que tout l'aluminium soit transformé en alumine au cours de la réaction.
5. On mélange maintenant 10g de perchlorate d'ammonium et 10g d'aluminium.
 - a. Les proportions du mélange initial sont-elles stœchiométriques ? Si non, lequel est le réactif limitant ? Justifier
 - b. Quelle masse d'alumine obtient-on si le rendement de la dernière réaction est de 80% .