

DONNEES :

$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Mg}) = 24,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Si}) = 28,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ S.I.}$

EXERCICE 1 : Le carburant de la fusée Ariane IV

Le premier étage de la fusée Ariane IV est équipé de moteurs Viking qui utilisent la diméthylhydrazine (DMHA), de formule $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$, comme combustible et le tétraoxyde de diazote, de formule N_2O_4 comme comburant. Ces espèces chimiques réagissent entre elles à l'état gazeux. La réaction donne du diazote, de l'eau et du dioxyde de carbone, tous à l'état gazeux. La fusée emporte 50,0 tonnes de DMHA et une masse m de N_2O_4 .

Ecrire les résultats avec 3 chiffres significatifs.

1. Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
2. Calculer la quantité de matière de DMHA emportée.
3. Décrire l'état final du système en quantités de matière en sachant que la quantité de matière N_2O_4 initialement emportée est de $2,0 \times 10^6 \text{ mol}$ et que la réaction est totale.
4. Déterminer dans ces conditions, les volumes des gaz expulsés par le moteur.

Données : Volume molaire dans les conditions de vol $V_m = 90 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 2 : Hydroxyde de fer

L'addition de quelques gouttes d'une solution aqueuse de soude (contenant l'ion hydroxyde HO^-) à une solution aqueuse de sulfate de fer (contenant l'ion ferrique Fe^{3+}) fait apparaître un précipité d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$.

L'équation de cette transformation s'écrit : $3 \text{HO}_{(aq)}^- + \text{Fe}_{(aq)}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$.

Nous utilisons 20 mL de solution de sulfate de fer telle que $[\text{Fe}^{3+}] = 0,12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 2,0 mL de solution de soude telle que $[\text{HO}^-] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Déterminer les quantités de matière initiales d'ions hydroxyde HO^- et d'ions fer Fe^{3+} .
2. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer les quantités de matière des réactifs et du produit dans l'état final.
3. *Pour aller plus loin.*
Déterminer les quantités de matière de chaque réactif quand il s'est formé $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Commenter.

EXERCICE 3

On verse dans un bécher $V = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent $Ag^+_{(aq)}$ et des ions nitrate $NO_3^-_{(aq)}$, telle que $[Ag^+] = [NO_3^-] = 0,15 \text{ mol} \cdot L^{-1}$. On y ajoute $0,127 \text{ g}$ de poudre cuivre. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent. Les ions nitrate n'interviennent pas dans la réaction.

1. Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
2. Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
3. Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal en supposant la transformation totale.
4. Décrire l'état final du système en quantité de matière.

EXERCICE 4

On réalise la combustion de $9,0 \text{ mmol}$ de fer dans un flacon de 500 mL rempli de 21 mmol de dichlore Cl_2 à la pression de $1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ et $20 \text{ }^\circ\text{C}$. On considère ce gaz comme parfait. Le fil de fer est chauffé au rouge puis introduit dans le flacon rebouché aussitôt. On observe la formation d'une fumée rousse de chlorure de fer $FeCl_3$.

1. Ajuster l'équation modélisant la réaction étudiée considérée totale.
2. Etablir le tableau d'avancement de la réaction.
3. Calculer la valeur de l'avancement maximal et en déduire le réactif en défaut.
4. Déterminer la quantité de matière de dichlore restant en complétant le tableau d'avancement.
5. En déduire la pression finale dans le ballon.

EXERCICE 5

On mélange un volume $V_1 = 12,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide lactique $CH_3CH(OH)CO_2H_{(aq)}$, noté AH , de concentration $C_1 = 0,16 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ avec un volume $V_2 = 23,0 \text{ mL}$ d'une solution basique de méthylamine $CH_3NH_2_{(aq)}$ de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction qui peut se produire en sachant qu'il y a un échange de proton H^+ donné par l'acide. La transformation sera considérée totale.
2. Établir la composition finale du système en concentration.

EXERCICE 6

On effectue une réaction chimique entre $19,08 \text{ g}$ d'oxyde de cuivre (CuO) et $8,16 \text{ g}$ de carbone. On obtient un dépôt de cuivre solide sur les parois du tube à essai ainsi qu'un gaz qui trouble l'eau de chaux.

1. Déterminer les réactifs et les produits de cette réaction chimique considérée totale.
2. Déterminer l'avancement maximal en complétant un tableau d'avancement.
3. Déterminer la masse du réactif restant.
5. Calculer la masse de cuivre et le volume de dioxyde de carbone.

Données : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

EXERCICE 7

L'éthanol C_2H_6O est un liquide dont la masse volumique vaut $\rho = 790 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Il brûle en présence de dioxygène. On obtient de l'eau et du dioxyde de carbone.

1. Préciser les réactifs et les produits de cette réaction considérée totale.
2. Ecrire l'équation bilan correspondant à cette transformation chimique. On dispose pour cette réaction de 150 mL d'éthanol et de 100 L de dioxygène.
3. Etablir un tableau d'avancement et déterminer l'avancement maximal de cette réaction.
4. Quel est le réactif limitant ici ? Justifier.
5. Déterminer la masse d'éthanol qui n'a pas brûlé.
6. Calculer le volume de dioxyde de carbone fabriqué.
7. Calculer la masse d'eau produite.

Données : $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

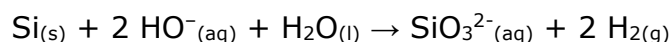
EXERCICE 8

Le magnésium brûle dans le dioxyde de soufre SO_2 . Il se forme du soufre et de l'oxyde de magnésium MgO .

1. Écrire l'équation bilan de la réaction.
2. On utilise 100 g de magnésium.
 - a. Déterminer la quantité de matière initiale de magnésium.
 - b. En déduire les quantités de matière de soufre et d'oxyde de magnésium formées ainsi que celle de dioxyde de soufre nécessaire à cette réaction.
 - c. Exprimer puis calculer les masses d'oxyde de magnésium et de soufre formées.

EXERCICE 9

En chauffant du silicium dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, on observe la formation de silicate de sodium ainsi qu'un dégagement de dihydrogène. L'équation chimique qui modélise cette transformation peut s'écrire :



1. Construire le tableau d'avancement de cette transformation, sachant que l'eau est le solvant, espèce en excès.
2. Calculer les quantités de matière initiales minimales de silicium et d'ion hydroxyde permettant d'obtenir 4 mol d'ions silicates (SiO_3^{2-}).
3. En déduire la masse minimale de silicium à utiliser ainsi que le volume minimal de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $[HO^-] = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
4. En considérant ces quantités de réactifs initiales, faire un bilan de matière à l'état final.

EXERCICE 10

Le propane C_3H_8 est un gaz qui peut réagir violemment avec le dioxygène de l'air pour former de l'eau et du dioxyde de carbone. On réalise la combustion de 48 L de propane dans 120 L de dioxygène.

1. Écrire l'équation modélisant cette transformation chimique.
2. A l'aide du tableau d'avancement, déterminer la masse d'eau produite et le volume du dioxyde de carbone.
3. Quel est le volume du réactif restant ?
4. Déterminer le volume de dioxygène à utiliser pour être dans les conditions stœchiométriques.
5. L'air étant composé en volume d'environ 20 % de dioxygène et 80 % de diazote, en déduire le volume d'air correspondant.

Données : $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$