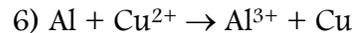
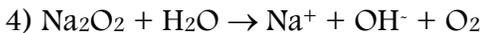
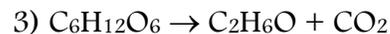
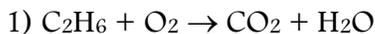
**EXERCICES SUR C5: REACTIONS CHIMIQUES - EQUATION BILAN****EXERCICE 1:**

Equilibrer les équations-bilan suivantes :

**EXERCICE 2:**Données : $M(O)=16g \cdot mol^{-1}$; $M(Al)=27g \cdot mol^{-1}$; $M(S)=32g \cdot mol^{-1}$ et $M(Fe)=56g \cdot mol^{-1}$.On mélange une masse $m_1=10$ g d'oxyde de fer Fe_2O_3 et une masse $m_2=2,5$ g d'aluminium en poudre puis on déclenche la réaction. On observe la formation de fer métal Fe et d'oxyde d'aluminium Al_2O_3 .

- 1) Rappeler la définition d'une réaction chimique. Ecrire l'équation bilan traduisant la réaction chimique.
- 2) Interpréter cette équation microscopiquement et macroscopiquement.
- 3) Les proportions du mélange initial sont-elles stœchiométriques ? Sinon quel est le réactif limitant ? Justifier.
- 4) Déterminer la nature et la masse des corps à la fin de la réaction.
- 5) Quelle masse de soufre faudrait-il utiliser pour transformer en sulfure de fer FeS le fer métal ainsi préparé ?

EXERCICE 3:Le fluorure d'aluminium AlF_3 est obtenu par action à $400^\circ C$, sous une pression de 1 bar, du fluorure d'hydrogène gazeux HF sur l'oxyde d'aluminium solide, ou alumine, Al_2O_3 ; il se forme également de l'eau vapeur.

1. Ecrire l'équation de cette réaction.
2. On souhaite obtenir 1,00 kg de fluorure d'aluminium; déterminer les quantités, puis les masses de réactifs nécessaires.
3. On fait réagir 250 g d'alumine avec la quantité juste suffisante de fluorure d'hydrogène.
 - a. Déterminer la quantité, puis la masse de fluorure d'hydrogène nécessaire.
 - b. En déduire le volume de fluorure d'hydrogène correspondant à $400^\circ C$ sous une pression de 1 bar.
4. On fait réagir 510 g d'alumine avec 1200 g de fluorure d'hydrogène. Déterminer la composition finale du système après réaction en précisant la masse de chacun des corps présents.
5. On fait réagir 816 g d'alumine et 144 L de fluorure d'hydrogène, volume mesuré à $25^\circ C$ sous 1 bar. Déterminer la nouvelle composition finale du système.

EXERCICE 4: On donne: $M(O) = 16 \text{ g/mol}$; $M(Al) = 27 \text{ g/mol}$; $M(Sn) = 118,6 \text{ g/mol}$ 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.

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.

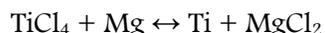
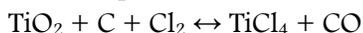
3/ Le mélange initial est cependant réalisé à partir de 5,40 g d'aluminium et de 21,10 g de dioxyde d'étain.

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.

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 5: On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Ti) = 48 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Mg) = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ On peut fabriquer du métal titane à partir de l'oxyde de titane TiO_2 . Cette préparation se fait en deux étapes dont voici les équations non équilibrées.

- 1) Equilibrer les deux équations.
- 2) Déterminer la masse théorique de Titane obtenue à partir de $100 \cdot 10^3$ tonnes de TiO_2 .
- 3) Calculer alors les masses de carbone, de dichlore et de magnésium nécessaires.



EXERCICE 6 :

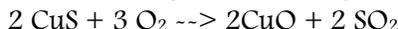
On effectue la combustion complète d'un mélange de 0,4 mol de méthane (CH₄) et d'éthane (C₂H₆) dans le dioxygène. Il y a dans les deux cas formation de dioxyde de carbone et de l'eau

- 1) Ecrire l'équation bilan de chacune des réactions
- 2) Calculer le nombre de moles respectifs de méthane et d'éthane dans le mélange réactionnel initial sachant que l'on recueille 0,5 mole de dioxyde de carbone
- 3) Calculer dans les CNTP, le volume de dioxygène nécessaire à cette réaction.

EXERCICE 7:

Masse atomique molaire en g·mol⁻¹: Cu=63,5 ; O=16 ; S=32 ; volume molaire 24 L/mol.

Le minerai de cuivre, une pyrite de formule CuS est d'abord grillé dans un grand four rotatif.



L'oxyde de cuivre II récupéré à l'issue du grillage est ensuite réduit par du carbone (coke)



L'étape intermédiaire a fourni 50 kg d'oxyde de cuivre II

- 1) Etablir le tableau d'avancement (le carbone est un réactif en excès). Quel est l'avancement maximal?

$$2\text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{CO}_2$$
- 2) Quelle masse de cuivre peut-on théoriquement obtenir à partir de 50 kg de CuO ?
- 3) Quel volume de dioxyde de carbone obtient-on au cours de cette étape ?
- 4) Etablir le tableau d'avancement (le dioxygène est un réactif en excès). Déterminer l'avancement maximal et en déduire la masse de pyrite Cu S mise en jeu au cours de l'opération ayant permis d'obtenir 50 kg de CuO.

$$2 \text{CuS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 2 \text{SO}_2$$
- 6) Sachant que le grillage s'est effectué avec un rendement de 70%, quelle masse de pyrite CuS a été mise en jeu au cours de l'opération de grillage ?

EXERCICE 8:

Un composé organique gazeux A, a pour formule C_xH_y où x et y sont des nombres entiers.

- 1) On réalise la combustion complète d'une masse m = 1g de composé A en présence d'un excès de dioxygène. La réaction produit m₁ = 1,64 g d'eau. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.
- 2) L'échantillon A de masse 1g occupe un volume V = 545 mL dans les conditions de l'expérience où le volume molaire est V_m = 24 L·mol⁻¹. Quelle est la masse molaire du composé A ?
On suppose que le gaz se comporte comme un gaz parfait.
- 3) Déduire des résultats des questions précédentes la formule brute du composé A.
- 4) Quel volume minimal de dioxygène faut-il mettre en œuvre pour réaliser la combustion complète de 15kg du composé A ?

EXERCICE 9:

On verse 10 mol d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique 0,5mol/l sur un excès de fer. Il se forme du chlorure de fer II(FeCl₂) et du dihydrogène.

- 1/ Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
- 2/ Déterminer la masse de chlorure de fer obtenue.
- 3/ En réalité, à l'issue de l'expérience on récupère 400 mg de chlorure de fer. Quel est le rendement de la réaction.
- 4/ En utilisant un volume V₁ de la solution d'acide chlorhydrique précédente, il s'est formé 88,5 g de chlorure de fer avec un rendement de 90%. Déterminer V₁.

EXERCICE 10:

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

*Grillage du sulfure de zinc ZnS contenu dans le minerai par le dioxygène ; il se forme de l'oxyde de zinc 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

