



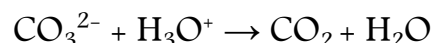
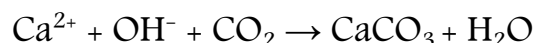
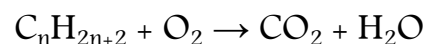
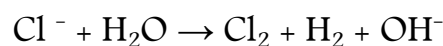
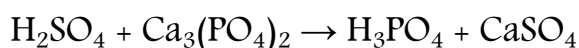
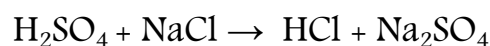
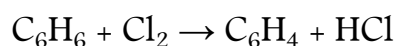
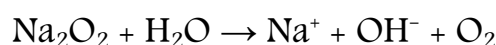
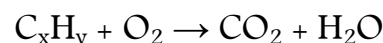
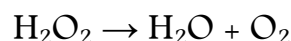
Série d'exercices N°3

Suivi d'une transformation Chimique

N.B : Dans tous les exercices, on utilisera la classification périodique si besoin pour les masses molaires atomiques

Exercice 1 :

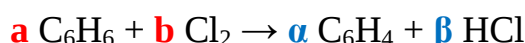
Équilibrer les équations chimiques suivantes :



Méthode générale pour équilibrer une équation chimique :

Soit l'équation chimique suivante : $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_4 + \text{HCl}$

Afin que cette équation soit équilibrée, on utilise des coefficients stœchiométriques tels que, par exemple, **a** et **b** pour les réactifs et **α** et **β** pour les produits. L'équation devient alors :



✓ Pour que l'élément carbone « C » soit équilibré de part et d'autre de l'équation il faut que :

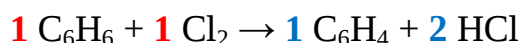
$$\mathbf{6 a = 6 \alpha}$$

✓ Ainsi, pour l'élément Hydrogène « H » : $\mathbf{6 a = 4 \alpha + \beta}$

✓ Pour l'élément Chlore « Cl » : $\mathbf{2 b = \beta}$

Après on donne à l'un des coefficients stœchiométriques une valeur quelconque. Par exemple on donne **a=1**. Comme ça, On aura **α = 1** ; **β = 2** ; et finalement **b = 1**.

Notre équation devient alors :



N.B : Dans le cas des équations chimiques dont les réactifs et/ou les produits sont des ions, il faut équilibrer la charge électrique de l'équation afin que la charge totale des réactifs soit égale à la charge totale des produits.

Pr. A. EL AAMRANI



Série d'exercices N°3

Suivi d'une transformation Chimique

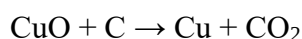
Exercice 2 :

La combustion complète dans le dioxygène de l'air de l'éthanol de formule C_2H_6O produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction de combustion
- 2) On fait brûler une masse de 6,8 g d'éthanol dans le dioxygène de l'air
 - a) Établir le tableau d'avancement (le dioxygène est un réactif en excès)
 - b) Calculer les masses d'eau et de dioxyde de carbone obtenues
 - c) Calculer dans les CNTP le volume de dioxygène nécessaire à la combustion

Exercice 3 :

L'oxyde de cuivre réagit avec le carbone selon l'équation :



- 1) Équilibrer l'équation de la réaction
- 2) Sachant que le carbone est en excès, calculer la masse de CuO à utilisée pour obtenir :
 - a) 25,4 g de cuivre
 - b) 0,10 mol de cuivre
 - c) 22 g de dioxyde de carbone

Exercice 4 :

Le fer brûle dans le dioxygène pour donner l'oxyde magnétique Fe_3O_4

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction
- 2) On met en présence 11,2 g de fer et 4,8 g de dioxygène
 - a) Déterminer le réactif utilisé en excès
 - b) Calculer la masse d'oxyde de fer à la fin de la réaction
 - c) Calculer la masse restante du réactif utilisé en excès

Exercice 5 :

On effectue la combustion complète d'un mélange de 0,4 mole de méthane (CH_4) et d'éthane (C_2H_6) dans le dioxygène. Il y a dans les deux cas formation de dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Écrire 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



Série d'exercices N°3

Suivi d'une transformation Chimique

Exercice 6 :

On mélange 5,4g d'aluminium en poudre et 12,8 g de soufre. On chauffe le mélange, il y a formation de sulfure d'aluminium Al_2S_3

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction
- 2) Déterminer le réactif utilisé en excès
- 3) Calculer la masse de sulfure d'aluminium formée
- 4) Calculer la masse restante du réactif utilisé en excès

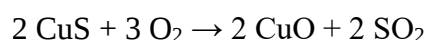
Exercice 7 :

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

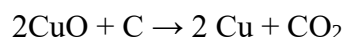
- 1) On réalise la combustion complète d'une masse $m=1\text{g}$ de composé A en présence d'un excès de dioxygène. La réaction produit $m_1=1,64\text{g}$ d'eau. Écrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.
- 2) L'échantillon A de masse 1g occupe un volume $V=545\text{ mL}$ dans les conditions de l'expérience où le volume molaire est $V_m = 24\text{ L.mol}^{-1}$. Quelle est la masse molaire du composé A ? On suppose que le gaz se comporte comme un gaz parfait.
- 3) Dédurre 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 15 kg du composé A ?

Exercice 8 :

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

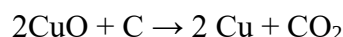


L'oxyde de cuivre II récupéré à l'issu du grillage est ensuite réduit par du carbone (coke)

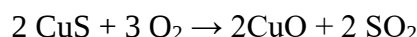


L'étape intermédiaire a fourni 50 kg d'oxyde de cuivre II

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



- 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) Établir le tableau d'avancement (le dioxygène est un réactif en excès). Déterminer l'avancement maximal et en déduire la masse de pyrite CuS mise en jeu au cours de l'opération ayant permis d'obtenir 50 kg de CuO .





Série d'exercices N°3

Suivi d'une transformation Chimique

5) 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 ?

Données : Masse atomique molaire en g.mol^{-1} : $\text{Cu}=63,5$; $\text{O}=16$; $\text{S}=32$; $V_m=24 \text{ L/mol}$.

Exercice 9 :

Le fluorure d'aluminium AlF_3 est obtenu par action à 400°C , sous une pression de 1bar, 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 de matière, 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°C sous une pression de 1bar.
- 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.

Exercice 10 :

La combustion complète dans le dioxygène de 224 cm^3 d'un corps pur gazeux de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ a donné 896 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction et déterminer la formule de ce corps pur
- 2) 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.

Ecrire l'équation bilan de la réaction et déterminer la formule brute de l'hydrocarbure

NB : Les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions

Exercice 11 :

On mélange 32 g d'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 et 15 g de poudre d'aluminium. La réaction est amorcée grâce à un ruban de magnésium. Par une réaction vive, on obtient du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 .

- 1) Écrire l'équation bilan de cette réaction et déterminer le réactif en excès.
- 2) Quelle est la quantité de matière d'aluminium nécessaire pour réduire tout l'oxyde de fer?
- 3) Quelle est la masse d'aluminium correspondante?
- 4) Reste-t-il de la poudre d'aluminium? Si oui déterminer la masse restante?

Données : $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

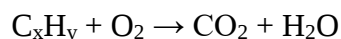


Série d'exercices N°3

Suivi d'une transformation Chimique

Exercice 12 :

L'équation ci-dessous représente la combustion complète d'un hydrocarbure gazeux C_xH_y dans le dioxygène de l'air. (Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions).



- 1) Déterminer sa masse molaire sachant que sa densité de vapeur est de l'ordre de 1,45.
- 2) La combustion de 3,4 L de l'hydrocarbure a donné 10,2 L de dioxyde de carbone.
- a) Trouver les valeurs de x et y. En déduire la formule brute de l'hydrocarbure.
- b) Ecrire une formule développée possible de l'hydrocarbure.
- c) Calculer le volume de dioxygène nécessaire à cette combustion.

Exercice 13 :

Le sodium réagit avec l'eau. Il se forme des ions Na^+ , des ions OH^- ainsi que du dihydrogène.

- 1) Écrire l'équation de la réaction chimique correspondant à cette réaction.
- 2) Cette réaction dangereuse est effectuée avec 0,23 g de sodium seulement que l'on introduit dans 1,0 L d'eau. Quelles sont les quantités de matière des réactifs en présence ?
- 3) Quel est le réactif limitant ?
- 4) Quelle est la quantité de matière ainsi que la masse du corps restant à l'état final ?
- 5) Déterminer le volume de dihydrogène dégagé à la température de $20^\circ C$. La constante d'état des gaz parfaits est $R = 8,314$ (SI) et la pression atmosphérique est $P_{atm} = 1,013 \cdot 10^5$ Pa.

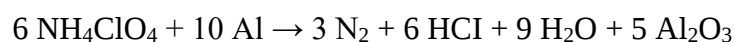
Données : Masse volumique de l'eau : $\rho_{eau} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$

$M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Na) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 14 :

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 :



- 4) Un petit missile contient 54,0g 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.





Série d'exercices N°3

Suivi d'une transformation Chimique

5) On mélange maintenant 10 g de perchlorate d'ammonium et 10 g d'aluminium.

a) Les proportions du mélange initial sont-ils stœchiométriques ? Sinon quel est le réactif limitant ? Justifier.

b) Quelle masse d'alumine obtient-on si le rendement de la dernière réaction est de 80%.

Données : $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Al) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$

$M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 15 :

On mélange 100 mL de solution de chlorure de calcium $\text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Cl}^{-}_{(aq)}$ et 100 mL de solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{NO}_3^{-}_{(aq)}$. Les deux solutions ont même concentration molaire en soluté apporté $C = C_{\text{CaCl}_2} = C_{\text{AgNO}_3} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les ions $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$ et $\text{Cl}^{-}_{(aq)}$ précipitent pour donner du chlorure d'argent.

1) Ecrire l'équation de précipitation.

2) Calculer les concentrations des ions mis en présence $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$ et $\text{Cl}^{-}_{(aq)}$ à l'état initial.

3) Calculer les quantités de matière des réactifs $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$ et $\text{Cl}^{-}_{(aq)}$ à l'état initial.

4) Établir le tableau d'avancement de la réaction de précipitation.

5) Quelle est la masse de précipité obtenue dans l'état final du système ?

6) Quelles sont les concentrations effectives des ions en solution dans l'état final du système ?