



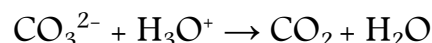
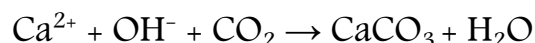
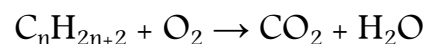
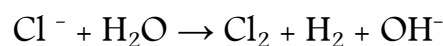
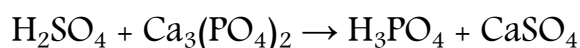
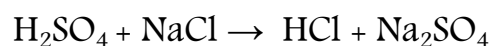
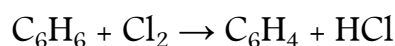
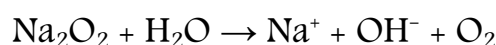
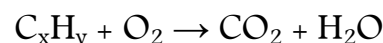
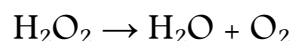
# Série d'exercices N°3

## 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 :

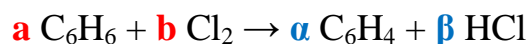
Équilibrer les équations chimiques suivantes :



### 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 :

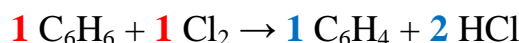
$$\mathbf{6 a = 6 \alpha}$$

✓ 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

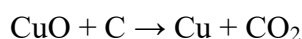
### Exercice 2 :

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  $\text{Al}_2\text{S}_3$

- 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

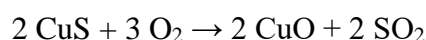
### Exercice 7 :

Un composé organique gazeux A, a pour formule  $\text{C}_x\text{H}_y$  où x et y sont des nombres entiers.

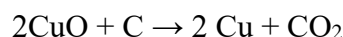
- 1) On réalise la combustion complète d'une masse  $m=1\text{g}$  de composé A en présence d'un excès de dioxygène. La réaction produit  $m_1=1,64\text{g}$  d'eau. Écrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.
- 2) L'échantillon A de masse 1g occupe un volume  $V=545\text{ mL}$  dans les conditions 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  $\text{CuS}$  est d'abord grillé dans un grand four rotatif.

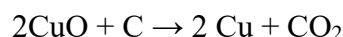


L'oxyde de cuivre II récupéré à l'issu du grillage est ensuite réduit par du carbone (coke)

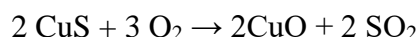


L'étape intermédiaire a fourni 50 kg d'oxyde de cuivre II

- 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  $\text{CuO}$  ?
- 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  $\text{CuS}$  mise en jeu au cours de l'opération ayant permis d'obtenir 50 kg de  $\text{CuO}$ .





# 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  $\text{CuS}$  a été mise en jeu au cours de l'opération de grillage ?

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

### Exercice 9 :

Le fluorure d'aluminium  $\text{AlF}_3$  est obtenu par action à  $400^\circ\text{C}$ , sous une pression de 1bar, du fluorure d'hydrogène gazeux  $\text{HF}$  sur l'oxyde d'aluminium solide, ou alumine,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ; 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  $400^\circ\text{C}$  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  $224 \text{ cm}^3$  d'un corps pur gazeux de formule  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  a donné  $896 \text{ cm}^3$  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  $\text{C}_x\text{H}_y$  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)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  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  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

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

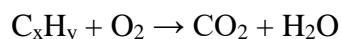


# Série d'exercices N°3

## 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.

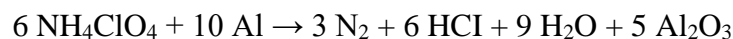
**Données :** Masse volumique de l'eau :  $\rho_{eau} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$

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

### 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  $Ca^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$  et 100 mL de solution de nitrate d'argent  $Ag^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}_{(aq)}$ . Les deux solutions ont même concentration molaire en soluté apporté  $C = C_{CaCl_2} = C_{AgNO_3} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Les ions  $Ag^{+}_{(aq)}$  et  $Cl^{-}_{(aq)}$  précipitent pour donner du chlorure d'argent.

1) Ecrire l'équation de précipitation.

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

3) Calculer les quantités de matière des réactifs  $Ag^{+}_{(aq)}$  et  $Cl^{-}_{(aq)}$  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 ?