



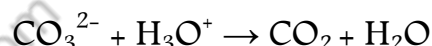
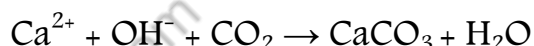
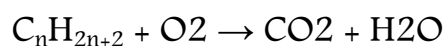
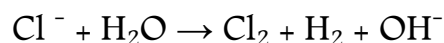
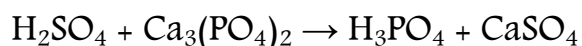
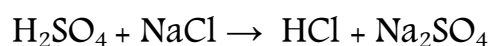
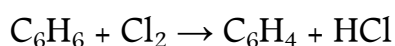
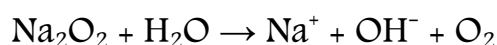
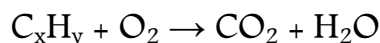
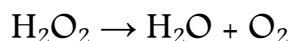
# Série d'exercices N°18

## — Avancement d'une réaction chimique —

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

### Exercice 1 :

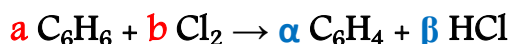
Équilibrer les équations chimiques suivantes :



### 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 :

$$6 \textcolor{red}{a} = 6 \textcolor{blue}{\alpha}$$

✓ Ainsi, pour l'élément Hydrogène « H » :

$$6 \textcolor{red}{a} = 4 \textcolor{blue}{\alpha} + \textcolor{blue}{\beta}$$

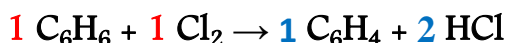
✓ Pour l'élément Chlore « Cl » :

$$2 \textcolor{red}{b} = \textcolor{blue}{\beta}$$

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. EL AAMRANI





# Série d'exercices N°18

## — Avancement d'une réaction chimique —

### Exercice 2 :

L'éthanol, liquide incolore, de formule  $C_2H_6O$  brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir  $m = 2,50$  g d'éthanol et un volume  $V = 2,0$  L de dioxygène.

- 1) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- 2) Décrire l'état initial du système.
- 3) Calculer l'avancement maximal.
- 4) Quel est le réactif limitant ?
- 5) Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.

**Donnée :** volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $25 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 3 :

Une bouteille de gaz butane contient 40,0 kg de gaz de formule  $C_4H_{10}$ .

- 1) Ecrire l'équation chimique de la combustion complète de ce gaz.
- 2) Réaliser le tableau d'avancement et déterminer le volume de gaz nécessaire à cette combustion et le volume des gaz produits.

**Donnée :** volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $25,0 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 4 :

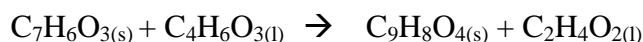
On réalise dans un flacon de 2,50 L la combustion de 2 mol de pyrite  $FeS(s)$  en la faisant réagir avec 3,5 mol de dioxygène  $O_2(g)$  ; il se forme de l'oxyde de fer  $Fe_2O_3(s)$  et du dioxyde de soufre  $SO_2(g)$ .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Réaliser un tableau présentant un bilan de matière.

### Exercice 5 :

Lors de la synthèse de l'aspirine au laboratoire, on utilise 3,3g d'acide salicylique solide  $C_7H_6O_3$  et 7,0 mL d'anhydride acétique  $C_4H_6O_3$  liquide.

- 1) Calculer les quantités de ces deux réactifs dans l'état initial.
- 2) L'équation de la réaction s'écrit :



A l'aide d'un tableau d'avancement, établir un bilan de matière.

- 3) Déterminer les masses des espèces présentes dans l'état final.





# Série d'exercices N°18

## — Avancement d'une réaction chimique —

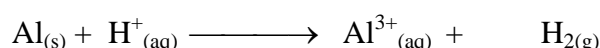
4) Quelle masse d'acide salicylique aurait-il fallu utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique ?

**Donnée :** Masse volumique de l'anhydride acétique :  $\rho = 1,08 \text{ g.L}^{-1}$ .

### Exercice 6 :

La réaction entre l'aluminium (Al) et une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+$ ;  $\text{Cl}^-$ ) produit un dégagement de dihydrogène.

1) Ajuster l'équation suivante qui permettra d'étudier la réaction par la suite (les ions chlorures n'apparaissent pas car ils sont spectateurs :



2) On introduit 0,52g d'aluminium et 40 mL d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ . Calculer les quantités de réactifs à l'état initial sachant que  $M_{\text{Al}} = 26 \text{ g.mol}^{-1}$ .

3) Construire un tableau d'avancement pour la réaction.

4) Quel est l'avancement maximal de la réaction.

5) Quel est le réactif limitant ?

6) Préciser les quantités de produits issus de la réaction.

### Exercice 7 :

Dans un tube à essai, on introduit 0,60g d'aluminium en poudre et 6,0 mL de solution d'acide chlorhydrique,  $\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ , de concentration  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$  en ions  $\text{H}^+$ . On observe un dégagement gazeux qui produit une légère détonation à l'approche d'une flamme.

Après quelques minutes, on filtre le mélange et on ajoute quelques gouttes de solution de soude au filtrat, on observe l'apparition d'un précipité blanc.

1) Quelle est la nature du gaz émis ?

2) Quel est l'ion mis en évidence par l'apparition du précipité ?

3) a) Quelles sont les espèces affectées par la transformation ?

b) Ecrire l'équation de la réaction chimique modélisant la transformation.

4) a) Quelles verreries a-t-on utilisé pour mesurer le volume de solution d'acide chlorhydrique ?

b) Calculer les quantités de réactifs mis en jeu.

5) a) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement final et le réactif limitant.

b) En déduire la quantité de matière puis le volume de gaz dégagé.

**Donnée :**  $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$





# Série d'exercices N°18

## — Avancement d'une réaction chimique —

### Exercice 8 :

On réalise dans un flacon de 2,50 L la combustion de 2 mol de pyrite  $\text{FeS}_{(s)}$  en la faisant réagir avec 3,5 mol de dioxygène  $\text{O}_{2(g)}$  ; il se forme de l'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$  et du dioxyde de soufre  $\text{SO}_{2(g)}$ .

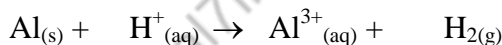
- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Réaliser un tableau présentant un bilan de matière.
- 3) Que peut-on dire de la réaction ?
- 4) Quelle est la pression régnant dans le flacon à l'état final.

**Donnée :**  $R = 8,315 \text{ USI}$ ,  $t = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$ .

### Exercice 9 :

La réaction entre l'aluminium (Al) et une solution d'acide chlorhydrique (HCl) produit un dégagement de dihydrogène.

- 1) Ajuster l'équation suivante qui permettra d'étudier la réaction par la suite (les ions chlorures n'apparaissent pas car ils sont spectateurs :



- 2) On introduit 0,52g d'aluminium et 40 mL d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ . Calculer les quantités de réactifs à l'état initial sachant que  $M_{\text{Al}} = 26 \text{ g.mol}^{-1}$ .
- 3) Construire un tableau d'avancement pour la réaction.
- 4) Quel est l'avancement maximal de la réaction.
- 5) Quel est le réactif limitant ?
- 6) Préciser les quantités de produits issus de la réaction.

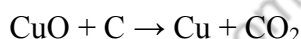
### Exercice 10 :

La combustion complète dans le dioxygène de l'air de l'éthanol de formule  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  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 11 :

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





## Série d'exercices N°18

## — Avancement d'une réaction chimique —

- 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 12 :**

Le fer brûle dans le dioxygène pour donner l'oxyde magnétique  $\text{Fe}_3\text{O}_4$

- 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 13 :**

Le sodium réagit avec l'eau. Il se forme des ion  $\text{Na}^+$ , des ions  $\text{OH}^-$  ainsi que du dihydrogène.

- 1) Écrire l'équation de la réaction chimique correspondant à cette réaction. et vérifier que les nombres stœchiométriques sont ajustés.
- 2) Cette réaction dangereuse est effectuée avec 0,23g de sodium seulement que l'on introduit dans 1,0L d'eau.

Quelles sont les quantités de matière des réactifs en présence?

- 3) Dresser un tableau d'avancement pour cette réaction et en déduire le réactif limitant.
- 4) Quelle est la quantité de matière d'eau restant dans l'état final? Que peut-on dire du volume final de la solution aqueuse obtenue ?
- 5) Déterminer le volume de dihydrogène dégagé.
- 6) Déterminer les concentrations finales en ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{OH}^-$ .

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

