



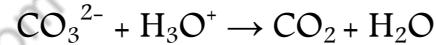
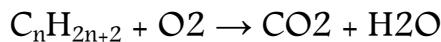
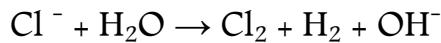
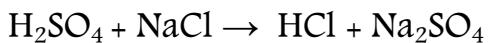
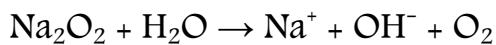
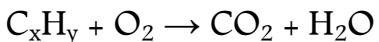
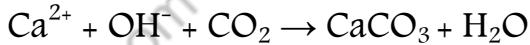
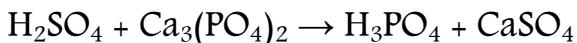
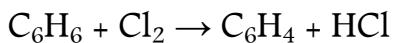
Série d'exercices N°18

— 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 :

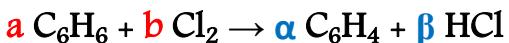
Équilibrer les équations chimiques suivantes :



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 :

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

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

- ✓ Pour l'élément Chlore « Cl » : $\textcolor{red}{2} \textcolor{red}{b} = \textcolor{blue}{\beta}$

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 : $25\ L.mol^{-1}$.

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 : $25,0\ L.mol^{-1}$.

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 —

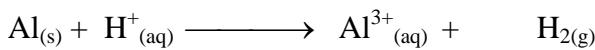
- 4) Quelle masse d'acide salicylique aurait-il fallu utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique ?

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

Exercice 6 :

La réaction entre l'aluminium (Al) et une solution d'acide chlorhydrique (H^+ ; 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, $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, de concentration $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions 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 $\text{SO}_{2(g)}$.

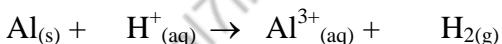
- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Réaliser un tableau présentant un bilan de matière.
- 3) Que peut-on dire de la réaction ?
- 4) Quelle est la pression régnant dans le flacon à l'état final.

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 0,52 g 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.

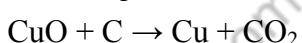
Exercice 10 :

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 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 13 :

Le sodium réagit avec l'eau. Il se forme des ion Na^+ , des ions 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 Na^+ et OH^- .

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

