
Plan du chapitre 4 : LA REACTION CHIMIQUE

- I. Rappel sur les quantités de matière
 - II. La réaction chimique
 - III. Le suivi d'une réaction chimique
- SYNTHESE - La Réaction Chimique -
EXERCICES

Chap.4 : LA REACTION CHIMIQUE

La réaction chimique est la modélisation d'une transformation chimique qui se déroule dans un système. Elle obéit à des lois de conservation (de la masse, des éléments et de la charge électrique) que son écriture symbolique (l'équation chimique) doit respecter.

L'avancement est une grandeur qui permet de suivre l'évolution d'une réaction chimique, laquelle peut être représentée dans un tableau d'avancement. La détermination des quantités de matière des réactifs et l'équation de la réaction permettent de déterminer la nature du réactif limitant, à cause duquel la réaction chimique s'arrête.

I. Rappel sur les quantités de matière

1. Définition

❖ Quantité de matière

La quantité de matière, notée n , est la grandeur utilisée pour spécifier un nombre d'entités microscopiques (atomes, molécules, ions, etc.). Son unité est la mole (mol).

1 mole d'entités contient $6,02 \times 10^{23}$ entités

❖ Constante d'Avogadro

La constante d'Avogadro, notée N_A , est le nombre d'entités par mole :

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

2. Calcul des quantités de matière

1. A partir du nombre d'entités

❖ Relation liant la quantité de matière au nombre d'entités

De par la définition de la mole, le nombre N d'entités présentes dans un échantillon et la quantité de matière n , sont liés par la relation :

$$n(\text{mol}) = N/N_A (\text{mol}^{-1})$$

La quantité de matière d'un système contenant $3,01 \times 10^{23}$ entités est :

$$n = N/N_A = 3,01 \times 10^{23} / 6,02 \times 10^{23} = 0,50 \text{ mol}$$

2. A partir de la masse d'un solide ou d'un liquide

❖ Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une molécule, notée M , est la masse d'une mole de cette molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments qui composent la molécule et s'exprime donc, elle aussi, en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La masse molaire de la molécule d'eau H_2O est :

$$M(\text{H}_2\text{O})=2\times M(\text{H})+M(\text{O})=2\times 1,0+16,0=18,0 \text{ g/mol.}$$

Les masses molaires atomiques sont généralement données ou peuvent être trouvées dans la classification périodique des éléments.

❖ Relation liant la quantité de matière à la masse d'un solide ou d'un liquide

La quantité de matière n contenue dans un échantillon d'une espèce chimique est égale au rapport de sa masse m , exprimée en g, par sa masse molaire M :

$$n(\text{mol})=m(\text{g})/M(\text{g/mol})$$

La quantité de matière d'un système contenant 100 g d'eau est :

$$n(\text{H}_2\text{O})=m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O})=100 / 18,0 =5,56 \text{ mol.}$$

3. A partir du volume d'un solide ou d'un liquide

❖ Masse volumique

La masse volumique ρ d'un corps est le rapport de sa masse m par le volume V qu'il occupe :

$$\rho(\text{g/L})=m(\text{g}) / V(\text{L})$$

Une masse de 100,0 g d'eau occupe un volume de 100,0 mL, la masse volumique de l'eau est donc :

$$\rho(\text{H}_2\text{O})=m(\text{H}_2\text{O})/V(\text{H}_2\text{O})=100,0/100,0\times 10^{-3}=1000 \text{ g/L}$$

La masse volumique d'un corps peut être déterminée à partir de sa densité.

❖ Densité

La densité, notée d , d'un corps est le rapport de sa masse volumique par celle de l'eau :

$$d_{\text{corps}}=\rho_{\text{corps}}/\rho_{\text{eau}} \text{ avec } \rho_{\text{eau}}=1\ 000 \text{ g/L}$$

C'est une grandeur sans unité, il faut que les masses volumiques du corps et de l'eau soient exprimées avec la même unité.

La densité du cyclohexane est 0,780, sa masse volumique est donc :

$$\rho_{\text{cyclohexane}} = d_{\text{cyclohexane}} \times \rho_{\text{eau}} = 0,780 \times 1\,000 = 780 \text{ g./L}$$

Relation liant la quantité de matière au volume d'un solide ou d'un liquide

La masse m d'un corps peut être déterminée à partir du volume V qu'il occupe et de sa masse volumique ρ :

$$m(\text{g}) = \rho(\text{g./L}) \cdot V(\text{L})$$

Ainsi, la quantité de matière n contenue dans un échantillon de volume V est :

$$n(\text{mol}) = \rho(\text{g./L}) \cdot V(\text{L}) / M(\text{g./mol})$$

La quantité de matière contenue dans un volume de 15,0 mL de cyclohexane (de masse molaire 84,0 g./mol) est :

$$n = \rho \cdot V / M = 780 \times 15,0 \times 10^{-3} / 84,0 = 0,139 \text{ mol.}$$

4. A partir du volume d'un gaz

❖ Volume molaire des gaz

Le volume molaire des gaz, noté V_m , est le volume occupé par une mole de gaz. Il s'exprime en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$, ne dépend pas de la nature du gaz mais de la pression et de la température.

Sous la pression atmosphérique de **1013 hPa** et à la température de **20°C**, le volume molaire des gaz est :

$$V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

❖ Relation liant la quantité de matière au volume d'un gaz

La quantité de matière n contenue dans un échantillon d'un gaz est égale au rapport du volume qu'il occupe V , exprimé en L, par le volume molaire des gaz V_m :

$$n(\text{mol}) = V(\text{L}) / V_m(\text{L./mol})$$

La quantité de matière contenue dans un volume de 100 mL de n'importe quel gaz est :

$$n = V / V_m = 100 \times 10^{-3} / 24,0 = 4,17 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. A partir de la concentration molaire d'une solution

❖ Relation liant la quantité de matière à la concentration d'une solution

La quantité de matière n d'un soluté que contient un volume V d'une solution de concentration C est :

$$n(\text{mol})=C(\text{mol./L})\times V(\text{L})$$

La quantité de matière de soluté contenue dans un volume de 100 mL d'une solution de concentration 0,20 mol./L est :

$$n=C\times V=0,20\times 100\times 10^{-3}=2,0\times 10^{-2}\text{ mol.}$$

II. La réaction chimique

1. Définition

A l'échelle microscopique, une transformation chimique est très complexe car constituée de plusieurs étapes.

❖ Réaction chimique

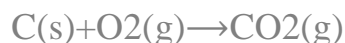
La réaction chimique est la modélisation, à l'échelle macroscopique, d'une transformation chimique en un processus unique : "réactifs \rightarrow produits".

2. L'équation de la réaction

❖ Equation de la réaction chimique

L'équation de la réaction chimique est l'écriture symbolique de la réaction. Les espèces chimiques sont représentées par leurs formules chimiques brutes, les réactifs placés à gauche et les produits à droite d'une flèche qui représente le sens d'évolution du système.

L'équation chimique de la combustion du carbone est :



L'écriture d'une équation de réaction peut être généralisée ainsi :



Les coefficients α , β , γ et δ sont les coefficients stœchiométriques des espèces A, B, C et D.

Lors d'une réaction chimique, les espèces qui n'interviennent pas sont appelées espèces spectatrices. Elles n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction.

3. Les lois de conservation

Un principe fondamental de toute transformation chimique est la conservation de la masse, ou principe de Lavoisier (qui a énoncé "rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme").

❖ Conservation de la masse

Au cours d'une transformation chimique, la masse des réactifs qui disparaît est égale à la masse des produits qui se forment : la masse se conserve.

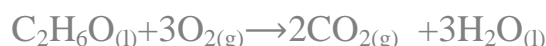
Lors de la combustion du carbone dans le dioxygène, si 11 g de carbone C et 8 g de dioxygène O_2 sont consommés, se forment alors 19 g de dioxyde de carbone CO_2

L'équation de la réaction chimique doit traduire la conservation de la matière et de la charge électrique.

❖ Conservation des éléments et de la charge électrique

Dans une équation chimique, il doit y avoir conservation de tous les éléments chimiques mis en jeu et de la charge électrique.

L'équation de la réaction de combustion de l'éthanol s'écrit :



- Les éléments chimiques (carbone C , hydrogène H et oxygène O) sont conservés : on les trouve en même nombre du côté des réactifs et des produits.
- La charge électrique est conservée : elle est nulle du côté des réactifs et des produits.

L'équation de la réaction de l'oxydation du zinc par une solution acide s'écrit :



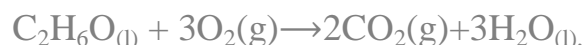
- Les éléments chimiques (zinc Zn , et hydrogène H) sont conservés : on les trouve en même quantité du côté des réactifs et des produits.
- La charge électrique est conservée : elle est égale à " 2+ " du côté des réactifs et des produits.

Pour que l'équation d'une réaction chimique respecte ces lois de conservation, on ajuste (ou équilibre) les coefficients stœchiométriques de chaque espèce.

III. Le suivi d'une réaction chimique

1. L'avancement

Prenons l'exemple de la combustion de l'éthanol :



- Si 1 mole d'éthanol C_2H_6O est consommée, alors 3 moles de dioxygène O_2 sont consommées et il se formera 2 moles de dioxyde carbone CO_2 et 3 moles d'eau H_2O .
- Si 2 moles d'éthanol C_2H_6O sont consommées, alors 6 moles de dioxygène O_2 sont consommées et il se formera 4 moles de dioxyde carbone CO_2 et 6 moles d'eau H_2O .

On peut généraliser ainsi :

- Si x moles d'éthanol C_2H_6O sont consommées, alors $3x$ moles de dioxygène O_2 sont consommées et il se formera $2x$ moles de dioxyde carbone CO_2 et $3x$ moles d'eau H_2O . x est nommé l'avancement de la réaction.

❖ Avancement

L'avancement d'une réaction, noté x , est une grandeur, exprimée en moles (mol) qui permet de suivre l'évolution d'une réaction chimique.

2. Le tableau d'avancement

Lorsqu'on suit l'évolution d'une réaction chimique, on s'intéresse à trois états :

- L'état initial : la réaction n'a pas encore commencé, l'avancement x est nul (tout comme les quantités de matière des produits généralement).
- L'état intermédiaire : il correspond à un état quelconque au cours de la réaction, l'avancement vaut alors une certaine valeur, notée x .
- L'état final : il correspond à l'état du système à la fin de la réaction. L'avancement x correspond alors à une valeur maximale notée x_f .

Le tableau d'avancement a donc l'allure suivante :

État	Avancement	$\alpha A + \beta B \longrightarrow$		$\gamma C + \delta D$	
Initial	$x_i = 0$	$n_i(A)$	$n_i(B)$	0	0
Intermédiaire	x	$n_i(A) - \alpha x$	$n_i(B) - \beta x$	γx	δx
Final	x_f	$n_i(A) - \alpha x_f$	$n_i(B) - \beta x_f$	γx_f	δx_f

Tableau d'avancement pour une réaction générale

Le tableau d'avancement qui permet de suivre l'évolution d'un mélange de **3,0 mol** de dioxygène O_2 avec **2,0 mol** d'éthanol C_2H_6O lors de la combustion de ce dernier est le suivant:

État	Avancement	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} + 3 \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2 \text{CO}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$			
		Quantité de matière (en mol)			
Initial	$x_i = 0$	2,0	3,0	0	0
Intermédiaire	x	$2,0 - x$	$3,0 - 3x$	$2x$	$3x$
Final	x_f	$2,0 - x_f$	$3,0 - 3x_f$	$2x_f$	$3x_f$

Exemple de remplissage d'un tableau d'avancement

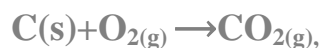
3. Le réactif limitant et l'état final

La réaction chimique s'arrête lorsqu'au moins l'un des deux réactifs est totalement consommé.

❖ Réactif limitant

Lors d'une réaction chimique, le réactif limitant est le réactif qui est entièrement consommé. Il s'agit du réactif dont la disparition totale empêche la poursuite de la réaction chimique.

Lors de la combustion du carbone dans l'air :

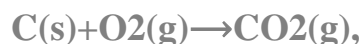


le dioxygène O_2 est présent en très grande quantité, c'est donc le carbone C qui est totalement consommé en premier et qui est donc le réactif limitant.

❖ Réactif en excès

Le réactif en excès est celui qui n'est pas entièrement consommé lorsque la réaction chimique s'arrête.

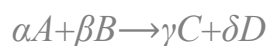
Lors de la combustion du carbone dans l'air :



la réaction s'arrête lorsque le carbone C qui est le réactif limitant est totalement consommé. Il reste du dioxygène O_2 dans le milieu réactionnel, ce réactif est donc en excès.

Pour connaître l'état final du système, il faut déterminer quel est le réactif limitant.

Dans le cas d'une réaction générale du type :



On peut émettre deux hypothèses :

- Soit le réactif A disparaît le premier, ce qui donne : $ni(A) - \alpha \times x_f = 0$.
- Soit le réactif B disparaît le premier, ce qui donne : $ni(B) - \beta \times x_f = 0$.

On calcule alors les deux valeurs possibles de x_f et l'avancement final correspond à la plus petite des deux valeurs obtenues.

On en déduit alors la composition de l'état final en calculant les quantités de matières des réactifs et des produits pour la valeur finale de l'avancement.

Lors de la réaction entre **2,0 mol** d'éthanol C_2H_6O et **3,0 mol** de dioxygène O_2 , la dernière ligne du tableau d'avancement est :

État	Avancement	$C_2H_6O_{(l)} + 3 O_{2(g)} \longrightarrow 2 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(l)}$			
		Quantité de matière (en mol)			
Final	x_f	$2,0 - x_f$	$3,0 - 3x_f$	$2x_f$	$3x_f$

Etat final d'un mélange de 2,0 mol d'éthanol et de 3,0 mol de dioxygène

On peut alors émettre deux hypothèses :

- Soit l'éthanol C_2H_6O est le réactif limitant, ce qui donne : $2,0 - x_f = 0 \Rightarrow x_f = 2,0$ mol.
- Soit le dioxygène O_2 est le réactif limitant, ce qui donne : $3,0 - 3 \times x_f = 0 \Rightarrow x_f = 3,03 = 1,0$ mol.

Etant donné que $1,0 < 2,0$, le réactif limitant est le dioxygène O_2 et l'avancement final est $x_f = 1,0$ mol.

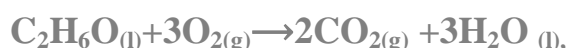
On peut alors compléter la dernière du tableau d'avancement, ce qui donne la composition finale du système :

État	Avancement	$C_2H_6O_{(l)} + 3 O_{2(g)} \longrightarrow 2 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(l)}$			
		Quantité de matière (en mol)			
Final	x_f $= 1,0$ mol	$2,0 - x_f$ $= 1,0$ mol	$3,0 - 3x_f$ $= 0,0$ mol	$2x_f$ $= 2,0$ mol	$3x_f$ $= 3,0$ mol

Composition finale d'un mélange de 2,0 mol d'éthanol et de 3,0 mol de dioxygène

Il ne suffit pas de comparer les quantités initiales des réactifs pour conclure sur la nature du réactif limitant car cela dépend aussi de l'équation de la réaction.

Lors du mélange de **2,0 mol** d'éthanol C_2H_6O et de **3,0 mol** de dioxygène O_2 , bien que le dioxygène ait été introduit en plus grande quantité, il est le réactif limitant car d'après l'équation de la réaction :



il faudrait 6,0 mol de dioxygène O_2 pour réagir complètement avec **2,0 mol** d'éthanol C_2H_6O .

4. Les proportions stœchiométriques et leur utilisation

❖ Proportions stœchiométriques

Les proportions stœchiométriques sont les proportions du mélange initial de réactifs pour lesquelles tous les réactifs sont limitant et sont donc complètement consommés à la fin de la réaction.

Il faut alors que les quantités initiales des réactifs soient dans les proportions de leurs nombres stœchiométriques.

D'après l'équation de la réaction de combustion de l'éthanol :



un mélange stœchiométrique doit contenir une quantité de matière de dioxygène O_2 3 fois plus importante que celle d'éthanol C_2H_6O .

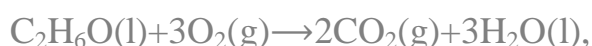
❖ Proportions stœchiométriques

Dans le cas d'une réaction générale du type :



le mélange de réactifs est stœchiométrique si : $ni(A)/\alpha = ni(B)/\beta$.

D'après l'équation de la réaction de combustion de l'éthanol :

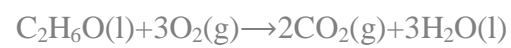


Le mélange de réactifs est stœchiométrique si : $ni(C_2H_6O) / 1 = ni(O_2) / 3$.

La comparaison du rapport "quantités de matière par le coefficient stœchiométrique" de chaque réactif permet de déterminer la nature du réactif limitant beaucoup plus rapidement qu'avec un tableau d'avancement :

- | |
|---|
| <ol style="list-style-type: none">1. Si $ni(A)/\alpha < ni(B)/\beta$ alors A est le réactif limitant.2. Si $ni(A)/\alpha > ni(B)/\beta$ alors B est le réactif limitant. |
|---|

Lors du mélange de **2,0 mol** d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ et de **3,0 mol** de dioxygène O_2 , la seule observation de l'équation de la réaction :



permet de conclure que le réactif limitant est le dioxygène O_2 puisque :

$$n_i(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})/1 = 2,0 \text{ mol} > n_i(\text{O}_2) / 3 = 3,0/3 = 1,0 \text{ mol}$$

SYNTHESE - La Réaction Chimique -

1. Détermination de la quantité de matière

Paramètres	Formules	Grandeurs utiles
Le nombre N d'entités présentes	$n(\text{mol}) = \frac{N}{N_A}$	N_A nombre d'Avogadro $6,023 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$
La masse m d'un solide ou liquide en gramme (g)	$n(\text{mol}) = \frac{m}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$	M est la masse molaire en g/mol
Le Volume V d'un solide ou d'un liquide en L	$n(\text{mol}) = \frac{\rho(\frac{\text{g}}{\text{L}}) \times V(\text{L})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$	ρ est la masse volumique du solide ou liquide en g/L
Le volume V d'un gaz en litre L	$n(\text{mol}) = \frac{V(\text{L})}{V_M(\frac{\text{L}}{\text{mol}})}$	V_M est volume molaire du gaz Sous 1023 hPa et 20°C, $V_M = 24,0 \text{ L/mol}$
Le volume V d'une solution en litre L	$n(\text{mol}) = C_{\text{mol/L}} \times V_L$	$C_{\text{mol/L}}$ est la concentration de la solution en mol/L

2. Principes de conservation

Conservation de la masse

Au cours d'une transformation chimique, la masse des réactifs qui disparaît est égale à la masse des produits qui se forment : la masse se conserve

Conservation des éléments et de la charge électrique

Dans une équation chimique, on a la conservation de tous les éléments chimiques mis en jeu et de la charge électrique.

3. Avancement d'une réaction

L'avancement d'une réaction chimique noté X , est une grandeur exprimée en mol qui permet de suivre l'évolution d'une réaction chimique.

Tableau d'avancement d'une réaction chimique

Etat	Avancement	$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$
Initial	$X_i = 0$	$n(A) \quad n(B) \rightarrow 0 \quad 0$
Intermédiaire	X	$n(A) - \alpha X \quad n(B) - \beta X$ $\rightarrow \gamma X \quad \delta X$
Final	X_f	$n(A) - \alpha X_f \quad n(B) - \beta X_f$ $\rightarrow \gamma X_f \quad \delta X_f$

- Réactif limitant est le réactif qui est entièrement consommé lors d'une réaction chimique
- Réactif en excès est le réactif qui n'est pas entièrement consommé lors d'une réaction chimique.
- Proportions stœchiométriques sont les proportions du mélange initial de réactifs pour lesquelles tous les réactifs sont limitant et sont donc complètement consommés à la fin de la réaction chimique.
- Le mélange de réactifs est dit stœchiométrique si : $\frac{n(A)}{\alpha} = \frac{n(B)}{\beta}$
- Détermination de la nature du réactif limitant :



Méthode 1 - Résolution des équations

$$\begin{aligned} \text{réactif A : } n(A) - \alpha X_f &= 0 \\ \text{réactif B : } n(B) - \beta X_f &= 0 \end{aligned}$$

La petite valeur de X_f obtenue détermine le réactif limitant de la réaction chimique étudiée

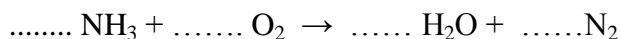
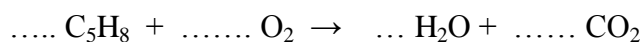
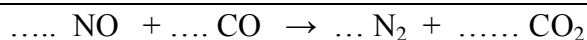
Méthode 2 - Comparaison des proportions stœchiométriques

$$\begin{aligned} \text{Si } \frac{n(A)}{\alpha} < \frac{n(B)}{\beta} & \text{ alors le réactif A est limitant.} \\ \text{Si } \frac{n(A)}{\alpha} > \frac{n(B)}{\beta} & \text{ alors le réactif B est limitant.} \end{aligned}$$

EXERCICES

Exercice 1 :

Equilibrer les équations bilan suivantes :



Exercice 2 :

Ecrire l'équation chimique correspondante à chacune des réactions suivantes :

1. Lors de la photosynthèse, les plantes absorbent du dioxyde de carbone et de l'eau pour produire du dioxygène et du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
2. La fermentation du glucose fournit de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ et du dioxyde de carbone.
3. La combustion du sulfure d'hydrogène H_2S dans le dioxygène donne de l'eau et du dioxyde de soufre SO_2 .
4. La réaction entre H_2S et SO_2 conduit à du soufre S et de l'eau.

Exercice 3 :

La combustion du fer dans le dioxygène de l'air donne de l'oxyde de fer Fe_3O_4 .

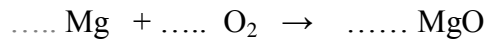
1. Rappeler la formule du dioxygène.
2. Calculer la masse molaire de l'oxyde de fer Fe_3O_4 .
On donne : $M_{\text{O}} = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
3. L'équation incomplète non équilibrée de la combustion du fer s'écrit :



- a. Compléter et équilibrer cette équation.
- b. On brûle 0,2 kg de fer. Calculer le nombre de moles de fer correspondant.
- c. Calculer le nombre de moles d'oxyde de fer Fe_3O_4 obtenu. En déduire la masse correspondante.
- d. Calculer le nombre de moles de dioxygène nécessaire à cette combustion.
- e. En déduire le volume V de dioxygène correspondant. On donne $V_m = 24 \text{ L mol}^{-1}$.

Exercice 4 :

On donne l'équation bilan non équilibrée suivante :



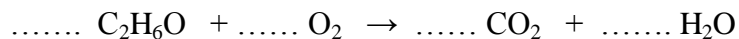
1. Equilibrer cette équation.
2. On fait réagir 97,2g de magnésium Mg . Calculer la quantité de magnésium (en mol) correspondante.
3. Quelle est la quantité de dioxygène utilisée ?
4. En déduire le volume de dioxygène correspondant.
5. Quelle est la quantité d'oxyde de magnésium MgO formé ?
6. En déduire la masse d'oxyde de magnésium MgO correspondante.

Données :

$$M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g. mol}^{-1} ; M_{\text{O}} = 16 \text{ g. mol}^{-1} ; \text{volume molaire : } V_m = 24 \text{ Lmol}^{-1}$$

Exercice 5 :

L'équation bilan non équilibrée de la combustion de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ dans le dioxygène O_2 s'écrit :



1. Equilibrer cette équation bilan.
2. Calculer la masse molaire de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
3. On fait réagir 10g d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Calculer la quantité d'éthanol (en mol) correspondante.
4. Quelle est la quantité d'eau obtenue ? En déduire la masse d'eau correspondante.
5. Quelle est la quantité de dioxyde de carbone (en mol) obtenue ?
6. En déduire le volume de dioxyde de carbone correspondant.

Données :

$$M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1} ; M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1} ; M_{\text{O}} = 16 \text{ g. mol}^{-1} ; \text{volume molaire : } V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1} .$$

Exercice 6 :

Certaines menuiseries extérieures des pavillons sont en P.V.C. Cette matière plastique est fabriquée à partir de chlorure de vinyle de formule $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$.

1. Indiquer le nom des éléments présents dans le chlorure de vinyle et donner pour chacun d'eux le nombre d'atomes correspondants.
2. La combustion complète du chlorure de vinyle dans le dioxygène O_2 produit du dioxyde de carbone CO_2 , de l'eau et du chlorure d'hydrogène HCl .
 - a. Donner la formule chimique de l'eau.
 - b. Recopier, puis compléter et équilibrer l'équation chimique de la combustion complète.

Attention : ne pas modifier les formules et les coefficients des réactifs.



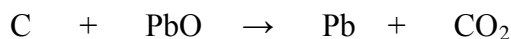
3. On brûle 625g de chlorure de vinyle $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$.
 - a. Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de vinyle.
 - b. Calculer le nombre de mole de chlorure de vinyle $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$ contenus dans 625g de ce produit.
 - c. Déterminer le nombre de mole de chlorure d'hydrogène HCl obtenue à la fin de cette réaction puis calculer la masse de chlorure d'hydrogène HCl correspondante.
 - d. Déterminer le nombre de mole de dioxygène O_2 nécessaire à cette combustion puis calculer le volume de dioxygène O_2 utilisé.

Données :

$M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; volume molaire : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice 7 :

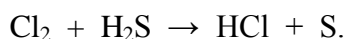
Soit la réaction non équilibrée suivante :



1. Equilibrer cette équation bilan.
2. On obtient 150g de plomb Pb : calculer la masse de carbone C nécessaire.
Données : $M_{\text{C}} = 12 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_{\text{Pb}} = 207 \text{ g. mol}^{-1}$.
3. Sachant que la masse de PbO utilisée est de 50g, calculer le volume de CO_2 dégagé.
On donne $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice 8 :

On donne l'équation non équilibrée suivante :



1. Equilibrer cette équation.
2. Calculer le volume de dichlore Cl_2 nécessaire pour obtenir 3,2g de soufre S .
3. Déterminer la masse de chlorure d'hydrogène HCl obtenu dans les mêmes conditions.

Données :

$M_{\text{S}} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$