

Exercice N°1 :

1°/ Compléter les phrases suivantes

a- Aucun atome n'apparaît ou ne disparaît spontanément lors d'une réaction chimique. C'est la loi de lade la masse .

b- Une réaction chimique est représentée par une.....

c- Les réactions chimiques s'arrêtent lorsqu'au moins un réactif est consommé totalement. Ce réactif est appelé..... Le ou les autres réactifs sont donc en

2°/ Répondre par vrai (V) ou faux (F) et corriger les réponses fausses :

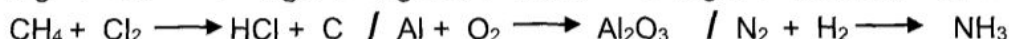
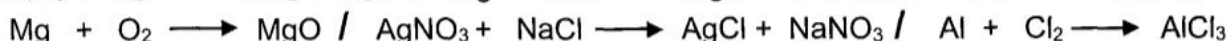
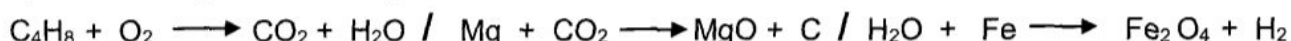
a- Le réactif limitant est le réactif qui n'est pas totalement consommé par la réaction.

b- Le mélange est équimolaire si les réactifs sont pris en proportions stoechiométriques

c- Le réactif en excès est celui qui a le nombre de mole initial le plus grand.

Exercice N°2 :

Equilibrer les équations chimiques suivantes :

**Exercice N°3 :**

On fait brûler **0,75 mol** de cuivre (Cu) dans **6 L** de dioxygène (O₂), on obtient l'oxyde de cuivre (CuO).

1°/ Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction.

2°/ Calculer le nombre de mole initial de dioxygène

3°/ Les réactifs sont-ils dans les proportions stoechiométriques? Si non, quel est le réactif limitant ?

4°/ Calculer à la fin de la réaction :

a- La masse de l'oxyde de cuivre formé .

b- La masse du réactif restant .

On donne : $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice N°4 :

On fait réagir **11,2g** de fer (Fe) avec le dichlore (Cl₂) pour former **32,5g** de chlorure de fer (FeCl₃).

1°/ Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction qui a eu lieu.

2°/ Déterminer la masse de dichlore nécessaire à cette réaction. Expliquer.

Exercice N°5 :

On fait réagir **10,8 g** d'aluminium (Al) avec **9,6L** de dioxygène (O₂) pour former de l'oxyde d'aluminium (Al₂O₃). La réaction est représentée par l'équation suivante : $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$

1°/ Peut-on dire que cette équation est équilibrée? Justifier.

2°/a- Calculer le nombre de mole de chaque réactif.

b- Le mélange est-il équimolaire ? Justifier.

3°/a- Montrer que le mélange n'est pas pris dans les proportions stoechiométriques.

b- Lequel des réactifs est en excès? Justifier.

c- Calculer le nombre de mole du produit formé. Déduire sa masse.

On donne : $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice N°6 : On donne : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$, $M_g = 24 \text{ g mol}^{-1}$, $O = 16 \text{ g mol}^{-1}$.

Le magnésium (**Mg**) réagit avec le dioxygène (**O₂**) gazeux pour donner l'oxyde de magnésium (**MgO**) selon l'équation chimique : $2\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$

Expérience n°1 : la quantité de matière d'oxyde de magnésium **MgO** formée est **n = 0,1 mol**.

1°/ Déterminer la quantité de matière nécessaire de chaque réactif à cette réaction.

2°/ Dédire :

a- La masse de magnésium qui a réagit.

b- Le volume de dioxygène gazeux qui a réagit.

Expérience n°2 : on prépare un mélange de magnésium et de dioxygène tel que les quantités de matière sont égales ($n_{\text{O}_2} = n_{\text{Mg}} = 0,4 \text{ mol}$)

1°/ Les réactifs sont – ils pris dans les proportions stoechiométriques? Justifier.

Si non le quel des réactifs est limitant ?

2°/ Calculer alors la masse du produit formé à la fin de la réaction?

Exercice N°7 : On donne : $M_o = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $V_M = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

Dans une éprouvette à gaz, on mélange le gaz propane C_3H_8 avec le dioxygène. On approche à ce mélange une flamme, on constate que ce mélange continue à brûler en donnant de l'eau, un gaz qui trouble l'eau de chaux et de la chaleur.

1°/ Identifier les réactifs et les produits de cette réaction.

2°/ Dégager deux caractères de cette réaction.

3°/a- Ecrire l'équation équilibrée de cette réaction.

b- Donner sa signification macroscopique.

4°/ Dans cette réaction on considère **0,56 L** de dioxygène gazeux qui réagit totalement.

a- Calculer le nombre de mole de dioxygène.

b- Calculer la masse d'eau formée.

c- Calculer le volume du gaz dégagé.

d- On a utilisé **0,56 L** de propane gazeux. Montrer que ce gaz n'est pas totalement consommé. Calculer alors le volume restant.

Exercice N°8 :

On donne : $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $Fe = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ et $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

L'oxyde de fer III (Fe_2O_3) réagit avec le dihydrogène (H_2) gazeux pour donner le fer (Fe) et de la vapeur d'eau (H_2O) selon l'équation chimique suivante :



1°/ Dans une première expérience, on fait réagir **1,6 g** d'oxyde de fer III (Fe_2O_3) avec le dihydrogène (H_2) .

a- Déterminer le nombre de mole d'oxyde de fer III utilisé.

b- En déduire le nombre de mole de dihydrogène nécessaire pour cette réaction.

c- Calculer le volume de dihydrogène gazeux utilisé au cours de cette réaction.

2°/ Dans une deuxième expérience, on fait réagir **0,025 mol** d'oxyde de fer III (Fe_2O_3) avec **0,06 mol** de dihydrogène gazeux (H_2).

a- Quel est le réactif limitant? Justifier.

b- Calculer la masse du réactif restant à la fin de la réaction.

CORRECTION

Exercice N°1 :

1°/a- Aucun atome n'apparaît ou ne disparaît spontanément lors d'une réaction chimique.

C'est la **loi de la conservation** de la masse.

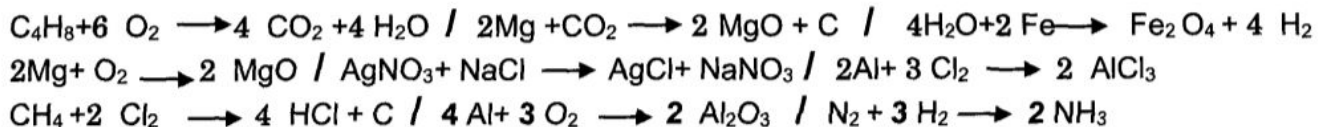
b- Une réaction chimique est représentée par **une équation**.

c- Les réactions chimiques s'arrêtent lorsqu'au moins un réactif est consommé totalement. Ce réactif est appelé **réactif limitant**. L'autre réactif est donc **en excès**.

2°/ a- Faux. Le réactif limitant est le réactif consommé totalement par la réaction.

b- Faux. Le mélange est équimolaire si les réactifs ont le même nombre de mole initial.

c- Faux. Le réactif en excès est celui qui n'est pas consommé totalement à la fin de la réaction.

Exercice N°2 :Exercice N°3 :

$$2^\circ / n_{(\text{O}_2)_0} = \frac{V_{(\text{O}_2)}}{V_{m(\text{Gazeux})}} \cdot AN : n_{(\text{O}_2)_0} = \frac{6}{24} = 0,25 \text{mol.}$$

$$3^\circ / n_{(\text{O}_2)_0} \neq \frac{n_{(\text{Cu})_0}}{2} = 0,375 \text{mol.} \Rightarrow \text{Les réactifs ne sont pas pris en proportions stoechiométriques.}$$

Puisque $n_{(\text{O}_2)} < \frac{n_{(\text{Cu})}}{2}$ alors O_2 est le réactif limitant

4°/a-

$$m_{(\text{CuO})_{\text{Formé}}} = n_{(\text{CuO})_{\text{Formé}}} \times M_{(\text{CuO})}$$

$$M_{(\text{CuO})} = M_{(\text{Cu})} + M_{(\text{O})} \cdot AN : M_{(\text{CuO})} = 64 + 16 = 80 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{(\text{CuO})_{\text{Formé}}} = 2 \times n_{(\text{O}_2)} = 0,5 \text{mol.}$$

$$\text{Alors : } AN : m_{(\text{CuO})_{\text{Formé}}} = 80 \times 0,5 = 40 \text{g.}$$

b-

$$m_{(\text{Cu})_{\text{res tan t}}} = n_{(\text{Cu})_{\text{res tan t}}} \times M_{(\text{Cu})}$$

$$n_{(\text{Cu})_{\text{res tan t}}} = n_{(\text{Cu})_{\text{initial}}} - n_{(\text{Cu})_{\text{réagit}}}$$

$$n_{(\text{Cu})_{\text{réagit}}} = 2 \times n_{(\text{O}_2)} \cdot AN : n_{(\text{Cu})_{\text{réagit}}} = 2 \times 0,25 = 0,5 \text{mol.}$$

$$AN : n_{(\text{Cu})_{\text{res tan t}}} = 0,75 - 0,5 = 0,25 \text{mol.}$$

$$AN : m_{(\text{Cu})_{\text{res tan t}}} = 0,25 \times 64 = 16 \text{g.}$$

Exercice N°4 :

2°/ D'après la loi de conservation de la masse: $m_{(\text{Fe}) \text{ réagit}} + m_{(\text{Cl}_2) \text{ réagit}} = m_{(\text{Fe Cl}_3) \text{ Formé}}.$

$$\Rightarrow m_{(\text{Cl}_2) \text{ réagit}} = m_{(\text{Fe Cl}_3) \text{ Formé}} - m_{(\text{Fe}) \text{ réagit}}. \text{ AN: } m_{(\text{Cl}_2) \text{ réagit}} = 32,5 - 11,2 = 21,3\text{g}.$$

Exercice N°5 :

1°/ Oui cette équation est équilibrée car dans laquelle le nombre d'atomes de chaque espèce est le même dans les réactifs que dans les produits.

$$2^\circ / \text{a- } n_{(\text{O}_2)_0} = \frac{V_{(\text{O}_2)}}{V_{m(\text{Gazeux})}}. \text{ AN: } n_{(\text{O}_2)_0} = \frac{9,6}{24} = 0,4\text{mol}. \quad n_{(\text{Al})_0} = \frac{m_{(\text{Al})}}{M_{(\text{Al})}}. \text{ AN: } n_{(\text{Al})_0} = \frac{10,8}{27} = 0,4\text{mol}.$$

b- Oui, le mélange est équimolaire puisque $n_{(\text{O}_2)_0} = n_{(\text{Al})_0}.$

$$3^\circ / \text{a- } \frac{n_{(\text{O}_2)}}{3} = 0,133\text{mol} \neq \frac{n_{(\text{Al})}}{4} = 0,1\text{mol} \Rightarrow \text{Donc le mélange n'est pas pris en proportions stoechiométriques.}$$

$$\text{b- } \frac{n_{(\text{O}_2)}}{3} = 0,133\text{mol} > \frac{n_{(\text{Al})}}{4} = 0,1\text{mol} \Rightarrow \text{O}_2 \text{ est le réactif en excès.}$$

$$\text{c- } n_{(\text{Al}_2\text{O}_3) \text{ Formé}} = \frac{n_{(\text{Al})}}{4} \times 2. \text{ AN: } n_{(\text{Al}_2\text{O}_3) \text{ Formé}} = 0,2\text{mol}.$$

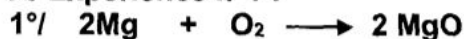
$$m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = n_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} \times M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}.$$

$$M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 2 \times M_{(\text{Al})} + 3 \times M_{(\text{O})}. \text{ AN: } M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 54 + 48 = 102\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{AN: } m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 0,2 \times 102 = 20,4\text{g}.$$

Exercice N°6 :

A/ Expérience n°1 :



$$n_{(\text{Mg})} = n_{(\text{MgO})} = 0,1\text{mol}.$$

$$n_{(\text{O}_2)} = \frac{n_{(\text{MgO})}}{2} = 0,05\text{mol}.$$

$$2^\circ / \text{a- } m_{(\text{Mg})} = n_{(\text{Mg})} \times M_{(\text{Mg})}. \text{ AN: } m_{(\text{Mg})} = 0,1 \times 24 = 2,4\text{g}.$$

$$\text{b- } v_{(\text{O}_2)} = n_{(\text{O}_2)} \times V_{M(\text{Gazeux})}. \text{ AN: } v_{(\text{O}_2)} = 0,05 \times 24 = 1,2\text{L}.$$

B/ Expérience n°2 :

1°/ les réactifs ne sont pas pris en proportions stoechiométriques car

$$\frac{n_{(\text{O}_2)_0}}{1} = 0,4\text{mol} \neq \frac{n_{(\text{Mg})_0}}{2} = 0,2\text{mol}. \text{ Puisque } \frac{n_{(\text{O}_2)_0}}{1} > \frac{n_{(\text{Mg})_0}}{2} \text{ alors O}_2 \text{ est le réactif en excès.}$$

$$2^\circ / n_{(\text{MgO})} = n_{(\text{Mg})} = 0,4\text{mol}.$$

$$m_{(\text{MgO})} = n_{(\text{MgO})} \times M_{(\text{MgO})}.$$

$$M_{(\text{MgO})} = M_{(\text{Mg})} + M_{(\text{O})}. \text{ AN: } M_{(\text{MgO})} = 24 + 16 = 40\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{AN: } m_{(\text{MgO})} = 0,4 \times 40 = 16\text{g}.$$

Exercice N°7 :1°/ Les réactifs sont : C_3H_8 avec le dioxygèneLes produits sont : L'eau et le gaz carbonique, CO_2 , (gaz qui trouble l'eau de chaux).

2°/ Amorcée et exothermique.

3°/ a- $C_3H_8 + 5 O_2 \longrightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$.

b- Une mole de propane réagit avec 5 moles de dioxygène pour former 3 moles de gaz carbonique et 4 moles d'eau.

4°/ a- $n_{(O_2)} = \frac{v_{(O_2)}}{V_{M(Gazeux)}} \cdot AN : n_{(O_2)} = \frac{0,56}{22,4} = 0,025 mol$.

b- $n_{(H_2O)} = \frac{n_{(O_2)}}{5} \times 4 \cdot AN : n_{(H_2O)} = \frac{0,025 \times 4}{5} = 0,02 mol$.

$$m_{(H_2O)} = n_{(H_2O)} \times M_{(H_2O)}$$

$$M_{(H_2O)} = 2 \times M_{(H)} + M_{(O)} \cdot AN : M_{(H_2O)} = 18 g \cdot mol^{-1}$$

$$AN : m_{(H_2O)} = 0,02 \times 18 = 0,36 g$$

c-

$$n_{(CO_2)} = \frac{n_{(O_2)} \times 3}{5} \cdot AN : n_{(CO_2)} = \frac{0,025 \times 3}{5} = 0,015 mol$$

$$v_{(CO_2)} = n_{(CO_2)} \times V_{M(Gazeux)} \cdot AN : v_{(CO_2)} = 0,015 \times 22,4 = 0,336 L$$

$$d- n_{(C_3H_8)} = \frac{v_{(C_3H_8)}}{V_{M(gazeux)}} \cdot AN : n_{(C_3H_8)} = \frac{0,56}{22,4} = 0,025 mol \text{ alors } \frac{n_{(O_2)}}{5} = 0,005 mol < n_{(C_3H_8)} = 0,025 mol$$

Donc C_3H_8 est le réactif en excès, il n'est pas consommé totalement par la réaction.

$$v_{(C_3H_8) \text{ restant}} = v_{(C_3H_8) \text{ initial}} - v_{(C_3H_8) \text{ réagit}}$$

$$v_{(C_3H_8) \text{ réagit}} = \frac{v_{(O_2)}}{5} \cdot AN : v_{(C_3H_8) \text{ réagit}} = \frac{0,56}{5} = 0,112 mol$$

$$AN : v_{(C_3H_8) \text{ restant}} = 0,56 - 0,112 = 0,448 L$$

Exercice N°8 :

1°/ a- $M_{(Fe_2O_3)} = 2 \times M_{(Fe)} + 3 \times M_{(O)} \cdot AN : M_{(Fe_2O_3)} = (2 \times 56) + (3 \times 16) = 160 g \cdot mol^{-1}$

$$n_{(Fe_2O_3)} = \frac{m_{(Fe_2O_3)}}{M_{(Fe_2O_3)}} \cdot AN : n_{(Fe_2O_3)} = \frac{1,6}{160} = 10^{-2} mol$$

b- $n_{(H_2)} = n_{(Fe_2O_3)} \times 3 \cdot AN : n_{(H_2)} = 3 \cdot 10^{-2} mol$

c- $v_{(H_2)} = n_{(H_2)} \times V_{M(Gazeux)} \cdot AN : v_{(H_2)} = 3 \cdot 10^{-2} \times 24 = 0,72 L$

2°/ a- $\frac{n_{(H_2)}}{3} = 0,02 mol < n_{(Fe_2O_3)} = 0,025 mol \Rightarrow H_2$ est le réactif limitant.

b- $n_{(Fe_2O_3) \text{ restant}} = n_{(Fe_2O_3) \text{ initial}} - n_{(Fe_2O_3) \text{ réagit}}$

$$n_{(Fe_2O_3) \text{ réagit}} = \frac{n_{(H_2)}}{3} \cdot AN : n_{(Fe_2O_3) \text{ réagit}} = 0,02 mol$$

$$n_{(Fe_2O_3) \text{ restant}} = 0,025 - 0,02 = 0,005 mol$$

$$m_{(Fe_2O_3) \text{ restant}} = n_{(Fe_2O_3) \text{ restant}} \times M_{(Fe_2O_3) \text{ restant}} \cdot AN : m_{(Fe_2O_3) \text{ restant}} = 0,005 \times 160 = 0,8 g$$