

POUR CONCLURE

$$\begin{array}{lll}
 V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1} & - & M_{(Ba)} = 137,3 \text{ g.mol}^{-1} & - & M_{(K)} = 39,1 \text{ g.mol}^{-1} \\
 M_{(O)} = 16,0 \text{ g.mol}^{-1} & - & M_{(S)} = 32,1 \text{ g.mol}^{-1} & - & M_{(Mg)} = 24,3 \text{ g.mol}^{-1} \\
 M_{(Fe)} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1} & - & M_{(Cl)} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1} & - & M_{(Ca)} = 40,1 \text{ g.mol}^{-1} \\
 M_{(P)} = 31,0 \text{ g.mol}^{-1} & - & M_{(Al)} = 27,0 \text{ g.mol}^{-1} & - & M_{(I)} = 126,9 \text{ g.mol}^{-1}
 \end{array}$$

Exercice 1.

En solution aqueuse, à un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution contenant des ions Ba^{2+} de concentration $C_1 = 0,020 \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution contenant les ions phosphates SO_4^{2-} de concentration molaire $C_2 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$. Il se forme un précipité de sulfate de baryum $Ba(SO_4)$.

1°) Ecrire l'équation de la réaction.

2°) Déterminer: - la composition du système dans l'état initial (quantités de matière des espèces chimiques introduites);
- la valeur de l'avancement maximal x_{\max} de la réaction;
- le réactif limitant;
- la composition du système dans l'état final (quantités de matière des espèces chimiques restantes).

3°) En déduire dans l'état final:

- la masse de sulfate de baryum $Ba(SO_4)$ obtenue;
- les concentrations molaires des ions présents dans la solution.

4°) Déterminer le volume V' du réactif limitant qu'il aurait fallu utiliser pour obtenir un mélange initial stoechiométrique, le volume de l'autre réactif restant égal à $20,0 \text{ mL}$.

5°) En déduire dans les conditions stoechiométriques la masse de sulfate de baryum $Ba(SO_4)$ obtenue.

Exercice 2.

Autrefois, le filamant d'une lampe de flash était constitué de 50 mg de magnésium.

L'éclair était produit par la combustion de ce filament dans le dioxygène de l'air; il se formait de l'oxyde de magnésium MgO solide.

1°) Calculer le volume de dioxygène nécessaire à cette réaction.

2°) Calculer la masse d'oxyde de magnésium produit dans cette réaction.

Exercice 3.

On introduit un fil de fer de masse $11,2 \text{ g}$ porté au rouge dans un flacon de dichlore de volume $V = 1,20 \text{ L}$. Le flacon s'emplit de fumées rousses de chlorure de fer (III) $FeCl_3$ (composé solide).

1°) Ecrire l'équation de la réaction.

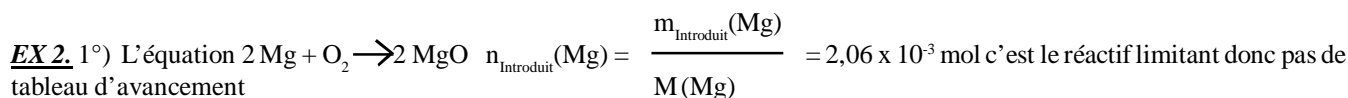
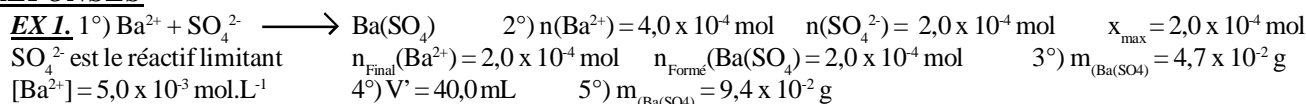
2°) Déterminer: - la composition du système dans l'état initial (quantités de matière des espèces chimiques introduites);
- la valeur de l'avancement maximal x_{\max} de la réaction;
- le réactif limitant;
- la composition du système dans l'état final (quantités de matière des espèces chimiques restantes).

3°) En déduire dans l'état final:

- la masse chlorure de fer (III) $FeCl_3$ obtenue;
- la masse (ou le volume) du réactif resté en excès.

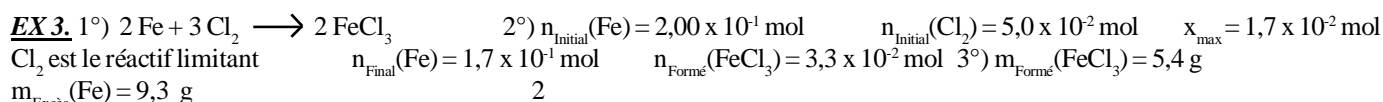
4°) Quelle masse (ou volume) du réactif resté en excès à la question 3°, aurait-il fallu juste introduire pour qu'au final il n'y ait plus aucune trace d'aucun réactif ?

REPONSES



On aura $n_{\text{Nécessaire}}(O_2) = 0,5 \times n_{\text{Introduit}}(\text{Mg}) = 1,03 \times 10^{-3} \text{ mol}$. D'où $V_{\text{Nécessaire}}(O_2) = n_{\text{Nécessaire}}(O_2) \times V_m = 2,5 \times 10^{-2} \text{ L}$

2°) On aura $n_{\text{Produit}}(\text{MgO}) = n_{\text{Introduit}}(\text{Mg}) = 2,06 \times 10^{-3} \text{ mol}$ soit $m_{\text{Produit}}(\text{MgO}) = 82,9 \times 10^{-3} \text{ g}$



4°) Proportion stoechiométrique $n_{\text{Introduire}}(\text{Fe}) = \frac{2}{3} \times n_{\text{Introduit}}(\text{Cl}_2) = 3,33 \times 10^{-2} \text{ mol}$ soit $m_{\text{Juste introduire}}(\text{Fe}) = 1,9 \text{ g}$

Exercice 4.

En solution aqueuse, à un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution contenant des ions Ca^{2+} de concentration $C_1 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution contenant les ions phosphates PO_4^{3-} de concentration molaire $C_2 = 0,0050 \text{ mol.L}^{-1}$. Il se forme un précipité de phosphate de calcium $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

1°) Ecrire l'équation de la réaction.

2°) Déterminer:

- la composition du système dans l'état initial (quantités de matière des espèces chimiques introduites);
- la valeur de l'avancement maximal x_{max} de la réaction;
- le réactif limitant;
- la composition du système dans l'état final (quantités de matière des espèces chimiques restantes).

3°) En déduire dans l'état final:

- la masse de phosphate de calcium $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ obtenue;
- les concentrations molaires des ions présents dans la solution.

Exercice 5.

Sur une brique réfractaire, on place un mélange de poudre d'aluminium et de fleur de soufre (soufre en poudre). Ce mélange est formé de 5,40 g de chacune de ces espèces.

On chauffe fortement ce mélange avec un bec Bunsen à l'une de ses extrémités et on observe une vive combustion qui se propage sur tout le mélange.

Après refroidissement, on constate qu'il s'est formé du sulfure d'aluminium Al_2S_3 (composé solide).

1°) Ecrire l'équation de la réaction.

2°) Déterminer:

- la composition du système dans l'état initial (quantités de matière des espèces chimiques introduites);
- la valeur de l'avancement maximal x_{max} de la réaction;
- le réactif limitant;
- la composition du système dans l'état final (quantités de matière des espèces chimiques restantes).

3°) En déduire dans l'état final:

- la masse du sulfure d'aluminium Al_2S_3 obtenue;
- la masse du réactif resté en excès.

Exercice 6.

Dans un réacteur industriel, on introduit 200,0 L de dihydrogène gazeux dans un excès de dioxygène gazeux. Avec une étincelle, on déclenche la réaction qui engendre de l'eau liquide.

1°) Ecrire l'équation de la réaction.

2°) Déterminer la masse d'eau H_2O obtenue.

Exercice 7 (En vidéo sur le site).

On fait brûler du propane C_3H_8 gazeux dans le dioxygène gazeux.

1°) Ecrire l'équation de la réaction.

La première réaction est constituée de 1,5 mol de propane et de 7,0 mol de dioxygène.

2°) Déterminer l'état final du système.

La seconde réaction est constituée de 1,5 mol de propane et de 7,5 mol de dioxygène.

3°) Comparer les quantités de matière introduites. Que peut-on dire du mélange des réactifs utilisé dans ce cas ?

4°) Déterminer l'état final du système

REPONSES

EX 4. 1°) $3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-} \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 2°) $n(\text{Ca}^{2+}) = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ $n(\text{PO}_4^{3-}) = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ $x_{\text{max}} = 0,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$
 PO_4^{3-} est le réactif limitant $n_{\text{Final}}(\text{Ca}^{2+}) = 0,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ $n_{\text{Formé}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 0,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ 3°) $m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ g}$
 $[\text{Ca}^{2+}] = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

EX 5. 1°) $2 \text{Al} + 3 \text{S} \longrightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$ $n_{\text{Introduit}}(\text{Al}) = 20,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $n_{\text{Introduit}}(\text{S}) = 16,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $x_{\text{max}} = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$
S est le réactif limitant $n_{\text{Final}}(\text{Al}) = 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $n_{\text{Formé}}(\text{Al}_2\text{S}_3) = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$ 3°) $m_{\text{Al}_2\text{S}_3} = 8,4 \text{ g}$ $m_{\text{Al}} = 2,4 \text{ g}$

EX 6. 1°) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ 2°) $n_{\text{Initial}}(\text{H}_2) = 8,34 \text{ mol}$ O_2 en excès donc pas besoin de tableau d'avancement H_2 est le réactif limitant. A la vue de l'équation-bilan $n_{\text{Formé}}(\text{H}_2\text{O}) = n_{\text{Totalement consommé}}(\text{H}_2) = 8,34 \text{ mol}$ $m_{\text{Formé}}(\text{H}_2\text{O}) = 15,0 \times 10 \text{ g}$

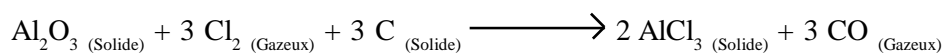
EX 7. 1°) $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ 2°) $n_{\text{Introduit}}(\text{C}_3\text{H}_8) = 1,5 \text{ mol}$ $n_{\text{Introduit}}(\text{O}_2) = 7,0 \text{ mol}$ $x_{\text{max}} = 1,4 \text{ mol}$
 O_2 est le réactif limitant $n_{\text{Final}}(\text{C}_3\text{H}_8) = 0,1 \text{ mol}$ $n_{\text{Formé}}(\text{CO}_2) = 4,2 \text{ mol}$ $n_{\text{Formé}}(\text{H}_2\text{O}) = 5,6 \text{ mol}$

2°) $n_{\text{Introduit}}(\text{C}_3\text{H}_8) = 1,5 \text{ mol}$ $n_{\text{Introduit}}(\text{O}_2) = 7,5 \text{ mol}$ On constate que les quantités introduites des réactifs sont exactement dans les "bonnes" proportions, les proportions stoechiométriques: $n_{\text{Introduit}}(\text{O}_2) = 7,5 \text{ mol} = 5 \times n_{\text{Introduit}}(\text{C}_3\text{H}_8) = 5 \times 1,5 \text{ mol}$

4°) Il n'y a donc pas besoin de faire de tableau d'avancement, puisque la totalité des réactifs va être consommée. On aura donc au final que des produits de la réaction, avec $n_{\text{Totalement consommé}}(\text{C}_3\text{H}_8) = n_{\text{Introduit}}(\text{C}_3\text{H}_8) = 1,5 \text{ mol}$ ce qui donne $n_{\text{Formé}}(\text{CO}_2) = 3 \times n_{\text{Totalement consommé}}(\text{C}_3\text{H}_8) = 4,5 \text{ mol}$ $n_{\text{Formé}}(\text{H}_2\text{O}) = 4 \times n_{\text{Totalement consommé}}(\text{C}_3\text{H}_8) = 6,0 \text{ mol}$ $5,6 \text{ mol}$

Exercice 8.

On considère l'équation chimique suivante:



La composition du système à l'état initial est: $n(\text{Al}_2\text{O}_3)_i = 15,0 \text{ mol}$; $n(\text{Cl}_2)_i = 36,0 \text{ mol}$; $n(\text{C})_i = 27,0 \text{ mol}$.

1°) Construire le tableau d'avancement de la transformation.

2°) Déterminer: - la valeur de l'avancement maximal x_{max} de la réaction;

- le réactif limitant;

- la composition du système dans l'état final (quantités de matière des espèces chimiques restantes).

3°) En déduire dans l'état final:

- la masse de chlorure d'aluminium AlCl_3 obtenue;

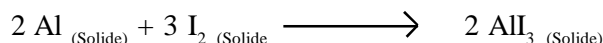
- le volume de monoxyde de carbone CO formé

4°) A quelle condition Al_2O_3 pourrait-il être le réactif limitant ?

5°) Si la quantité de matière initiale de carbone est encore égale à 27,0 mol, quelles doivent être les quantités de matière initiale des autres réactifs pour que le mélange soit stoechiométrique ?

Exercice 9.

On réalise la transformation modélisée par l'équation chimique suivante:



On veut obtenir une masse m d'iodure d'aluminium AlI_3 égale à 6,00 mg

1°) Calculer la quantité de matière d'iodure d'aluminium désirée à l'état final.

2°) Construire le tableau d'avancement de la transformation.

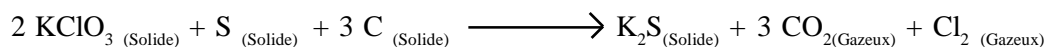
3°) Déterminer la composition molaire du mélange stoechiométrique initial.

4°) En déduire les masses d'aluminium et d'iodure qu'il faut utiliser.

Exercice 10.

Un artificier veut préparer un feu de Bengale rouge. Il mélange 122,6 g de chlorate de potassium KClO_3 , 16,05 g de soufre S et 18,0 g de carbone C .

L'équation chimique est la suivante:



1°) Calculer les quantités de matière de chacun des réactifs.

2°) Montrer que le mélange initial est stoechiométrique.

3°) Calculer les quantités de matière des produits formés.

4°) Calculer le volume total occupé par les gaz produits.

REPONSES

EX 8. 2°) $x_{\text{max}} = 9,0 \text{ mol}$ C est le réactif limitant $n_{\text{Final}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = 6,0 \text{ mol}$ $n_{\text{Final}}(\text{Cl}_2) = 9,0 \text{ mol}$ $n_{\text{Formé}}(\text{Al}_2\text{Cl}_3) = 18,0 \text{ mol}$
 $n_{\text{Formé}}(\text{CO}) = 27,0 \text{ mol}$ 3°) $m_{\text{AlCl}_3} = 2,40 \text{ kg}$ et $V_{\text{CO}} = 648 \text{ L}$ 4°) Al_2O_3 est le réactif limitant en fin de réaction il est totalement consommé alors $x_{\text{max}} = 15,0 \text{ mol}$ donc il faut introduire 45,0 mol de Cl_2 et 45,0 mol de C 5°) Dans ce cadre là le réactif limitant étant le carbone C, il faut alors introduire 9,0 mol Al_2O_3 et 27,0 mol de Cl_2

EX 9. 1°) $n_{\text{Final}}(\text{AlI}_3) = 1,47 \times 10^{-5} \text{ mol}$ 3°) $x_{\text{max}} = 7,36 \times 10^{-6} \text{ mol}$ 4°) $n_{\text{Initial}}(\text{Al}) = 1,47 \times 10^{-5} \text{ mol}$ $n_{\text{Initial}}(\text{I}_2) = 2,21 \times 10^{-2} \text{ mol}$
4°) $m_{\text{I}_2} = 5,6 \text{ mg}$ $m_{\text{Al}} = 3,67 \times 10^{-4} \text{ g}$

EX 10. 1°) $n_{\text{Initial}}(\text{KClO}_3) = 1,00 \text{ mol}$ $n_{\text{Initial}}(\text{S}) = 0,50 \text{ mol}$ $n_{\text{Initial}}(\text{C}) = 1,50 \text{ mol}$ 2°) On constate bien que les quantités de matière introduites sont dans les proportions des coefficients qui apparaissent devant les espèces chimiques dans l'équation bilan. On est dans les proportions stoechiométriques. 3°) $n_{\text{Formé}}(\text{K}_2\text{S}) = 0,50 \text{ mol}$ $n_{\text{Formé}}(\text{CO}_2) = 1,50 \text{ mol}$
 $n_{\text{Formé}}(\text{Cl}_2) = 0,50 \text{ mol}$ 4°) Au total on a $n_{\text{Gaz}} = n_{\text{Formé}}(\text{CO}_2) + n_{\text{Formé}}(\text{Cl}_2) = 2,00 \text{ mol}$ ce qui correspond à un volume gazeux $V_{\text{Gaz}} = 48,0 \text{ L}$