

Transformation chimique

Exercice 1 :

On considère l'équation chimique suivante décrivant une réaction possible entre le mercure et le dichlore : $Hg + Cl_2 \rightarrow HgCl_2$

On réalise la transformation chimique associée à cette équation à partir d'un système composé à l'état initial de 1 mol de Hg et de 1,5 mol de Cl_2 .

- 1- Dresser un tableau permettant de suivre de l'évolution du système au cours de la transformation chimique en utilisant l'avancement.
- 2- Faire un bilan de matière lorsque l'avancement est égal à 0,5 mol.

Exercice 2 :

On réalise la combustion d'un gramme de soufre dans 2,00 L d'air c'est à dire qu'il y a réaction entre S et O_2 et il se forme SO_2 .

- 1- Calculer le volume de O_2 présent dans 2,00 L d'air à l'état initial.
- 2- Ecrire l'équation bilan de la transformation.
- 3- Ecrire le tableau d'avancement (états initial, intermédiaire, et final).
- 4- Quelle est la composition finale des espèces chimiques (en nombre de mole, ainsi qu'en masse) une fois la combustion est terminée.

Données : masse molaire : $M(S) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Volume molaire : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 3 :

Dans 100 mL d'une solution de chlorure de fer (II) ($Fe^{2+} + 2Cl^-$) on verse un minimum de 5,0 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$), de concentration égale $0,003 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ pour que tous les ions Fer (II) de la solution précipitent en $Fe(OH)_2$.

- 1- Ecrire l'équation bilan de cette transformation. Quels sont les ions spectateurs ?
- 2- Calculer la quantité d'ions HO^- versé à l'état initial.
- 3- Quelle masse de précipité obtient-on ?

Données : masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) : $M(Fe) = 55,8$; $M(Cl) = 35,5$

Exercice 4 :

L'eau peut être obtenue en faisant réagir du dihydrogène H_2 avec du dioxygène O_2 .

- 1- Ecrire l'équation bilan de cette transformation chimique.
- 2- On mélange 0,5 mole de dihydrogène H_2 et 0,75 mole de dioxygène O_2 . Ecrire le Tableau d'avancement (états initial, intermédiaire, et final).
- 3- Existe-t-il un réactif limitant ? Si oui, justifier.
- 4- Calculer les quantités de matière de chaque espèce chimique à l'état final.
- 5- Calculer la masse d'eau liquide obtenue à l'état final.
- 6- Quelle quantité minimale de (O_2) aurait-il fallu apporter pour obtenir cette masse d'eau.
- 7- En déduire les volumes des H_2 et O_2 initiaux.

Données :

$$\text{Masse molaire : } M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} ; M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Volume molaire : } V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 5 :

On fait réagir la limaille de fer, de formule Fe , avec du soufre, de formule S , en poudre.

- 1- Ecrire l'équation bilan de la transformation sachant qu'il se forme du sulfure de fer II (FeS).
- 2- La masse initiale de fer est égale à 3,50 g. La masse initiale du soufre est égale 4,50 g. Ecrire le tableau d'avancement.
- 3- Trouver le réactif limitant.
- 4- Exprimer, en quantité de matière (nombre de moles), la quantité de chacun des deux réactifs à l'état final.
- 5- Déduire la composition du système en mole puis en masse de produit formé.
- 6- Que vaut la masse de réactif restant.

Données :

$$\text{Masse molaire (en g} \cdot \text{mol}^{-1}) : M(Fe) = 55,8 ; M(S) = 32,0$$

Exercice 6 :

Les alcalins tels que le sodium $Na_{(s)}$ réagissent violemment avec l'eau. Ici avec le sodium, il se forme des ions $Na^+_{(aq)}$ et des ions $HO^-_{(aq)}$ et du dihydrogène $H_{2(g)}$.

- 1- Ecrire l'équation de la transformation entre le sodium et l'eau.
- 2 Si nous introduisons 0,23 g de sodium dans 1,0 L d'eau, quelles sont-les quantités de matière de réactifs à l'état initial.
- 3- Dresser un tableau d'avancement de cette transformation.
- 4- Y-a-t-il un réactif limitant ? Si oui lequel ?
- 5- Déterminer la quantité de matière des réactifs et des produits à l'état final.
- 6- Calculer le volume du gaz H_2 dégagé.
- 7- Calculer la concentration finale des ions Na^+ et HO^- .

Données :

Masse volumique de l'eau : $\mu_{eau} = 1\,000\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(Na) = 23$; $M = 1$; $M(O) = 16$

Exercice 7 :

Une solution contenant des ions plomb $Pb^{2+}_{(aq)}$ réagit avec une solution contenant des ions chlorure $Cl^-_{(aq)}$.

L'équation bilan de cette transformation est :



Dans cette réaction 30,0 mmol d'ions plomb ont réagi avec 40,0 mmol d'ion chlorure.

- 1- Le produit obtenu est un précipité. Quel est l'état physique de $PbCl_2$?
- 2- Dresser un tableau d'avancement de cette transformation.
- 3- Y-a-t-il un réactif limitant ? Si oui lequel ?
- 4- Déterminer la quantité de matière des réactifs et des produits à l'état final.
- 6- Calculer la masse de chlorure de plomb formé à l'état final.

Donnée :

Masse molaire en $g.mol^{-1}$: $M(Pb) = 207,2$; $M(Cl) = 35,5$

Exercice 8 :

Voici une méthode de souder des rails sur place :

Un mélange d'oxyde de fer III, $Fe_2O_3(s)$ et d'aluminium $Al(s)$ sont portés à haute température. Il se forme du fer liquide $Fe(l)$ et de l'oxyde d'aluminium $Al_2O_3(s)$.

- 1- Ecrire l'équation cette transformation chimique.
- 2- Dresser un tableau d'avancement de cette transformation, sachant que l'on a à l'état initial 2 moles de Fe_2O_3 et 2 moles de l'aluminium Al .
- 3- Y-a-t-il un réactif limitant ? Si oui lequel ?
- 5- Déterminer la quantité de matière des réactifs et des produits à l'état final.
- 6- Calculer la masse des produits formés à l'état final.
- 7- Donner la masse de(s) réactif(s) restant. Conclure sur cette transformation.

Donnée :

Masse molaire en $g.mol^{-1}$: $M(Fe) = 56$; $M(Al) = 27$; $M(O) = 16$.