

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

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

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 $0,003 mol \cdot L^{-1}$ 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 $g \cdot mol^{-1}$) : $M(Fe) = 55,8$; $M(Cl) = 35,5$

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 :

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

Volume molaire : $V_m = 25 L.mol^{-1}$

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 :

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

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 : $\mu_{eau} = 1\ 000\ g \cdot L^{-1}$

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

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

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

Transformation chimique Correction des exercices

Exercice 1 :

1- Tableau d'avancement :

Equation chimique		$Hg + Cl_2 \rightarrow HgCl_2$		
Etat du système	Avancement en (mol)	Quantité de matière en (mol)		
Etat initial	0	1	1,5	0
En cours de transformation	x	$1 - x$	$1,5 - x$	x
Etat final	$x_{max} = 1$	$1 - x_{max}$	$1,5 - x_{max} = 0,5$	$x_{max} = 1$

2- Bilan de matière lorsque $x = 0,5 \text{ mol}$:

Pour $x = 0,5 \text{ mol}$

On obtient :

Quantité de matière restant :

$$n(Hg) = 1 - 0,5 = 0,5 \text{ mol} \quad ; \quad n(Cl_2) = 1,5 - 0,5 = 1 \text{ mol}$$

Quantité de matière formée :

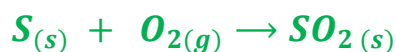
$$n(HgCl_2) = x = 0,5 \text{ mol}$$

Exercice 2 :

1- Volume de O_2 :

dans l'air il y a 20% de O_2 : donc $V_{air} = 20\% \cdot 2,00 = 4,00 \cdot 10^{-1} \text{ L}$

2- Equation bilan :



3- tableau d'avancement :

Equation de la réaction	$S_{(s)}$	$+O_{2(g)}$	$\rightarrow SO_{2(s)}$
Etat initial $x = 0$	n_1	n_2	0

Etat intermédiaire x	$n_1 - x$	$n_2 - x$	x
Etat final $x = x_{max}$	$n_1 - x_{max}$	$n_2 - x_{max}$	x_{max}

4-Quantité des réactifs à l'état final :

A l'état initial :

$$n_i(S) = \frac{m_S}{M_S} \Rightarrow n_i(S) = \frac{1}{32} = 3.10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(O_2) = \frac{VO_2}{V_m} \Rightarrow n_i(O_2) = \frac{4,00.10^{-1}}{24} = 1,7.10^{-2} \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui qui donne le x_{max} le plus petit. Donc c'est O_2

$$\text{On a : } x_{max} = 1,7.10^{-2} \text{ mol}$$

A l'état final :

$$n_f(S) = n_1 - x_{max} \Rightarrow n_f(S) = 3.10^{-2} - 1,7.10^{-2} = 1,3.10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_f(O_2) = 0$$

$$n_f(SO_2) = x_{max} = 1,7.10^{-2} \text{ mol}$$

Masse des espèces chimiques à l'état final :

$$m_f(S) = n_f(S).M_S$$

$$m_f(S) = 1,3.10^{-2} \times 32 = 4,2.10^{-1} \text{ g}$$

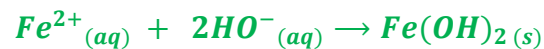
$$m_f(O_2) = 0$$

$$m_f(SO_2) = n_f(SO_2).M_{SO_2}$$

$$m_f(SO_2) = 1,7.10^{-2} \times (32 + 2 \times 16) = 1,1 \text{ g}$$

Exercice 3 :

1- Equation bilan :



Les ions spectateurs sont des ions qui n'intervient pas dans l'équation bilan de la réaction . Ici ce sont les ions Na^+ et Cl^- .

2- Quantité d'ions HO^- :

$$n_i(HO^-) = [HO^-].V \Rightarrow n_i(HO^-) = 0,003 \times 5 \times 10^{-3}$$

$$n_i(HO^-) = 1,5.10^{-5} \text{ mol}$$

3- Masse de précipité obtenu :

Ecrivant le tableau d'avancement :

Equation de la réaction	$Fe^{2+}_{(aq)}$	$+2HO^{-}_{(aq)}$	$\rightarrow Fe(OH)_2(s)$
Etat initial $x = 0$	n_1	$1,5 \cdot 10^{-5}$	0
Etat intermédiaire x	$n_1 - x$	$1,5 \cdot 10^{-5} - x$	x
Etat final $x = x_{max}$	$n_1 - x_{max}$	$1,5 \cdot 10^{-5} - x_{max}$	x_{max}

Tous les ions Fe^{2+} précipitent avec un minimum d'ions HO^{-} . Donc ces réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

Il ne reste plus de réactifs à la fin de la transformation.

$$n_f(Fe^{2+}) = 0 \text{ donc : } n_1 - x_{max} = 0 \text{ alors : } n_1 = x_{max}$$

$$n_f(HO^{-}) = 0 \text{ donc : } 1,5 \cdot 10^{-5} - 2x_{max} = 0 \text{ alors : } x_{max} = \frac{1,5 \cdot 10^{-5}}{2} = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

Il se forme :

$$n_f(Fe(OH)_2) = x_{max} = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

La masse du précipité est :

$$m = n_f(Fe(OH)_2) \cdot M(Fe(OH)_2)$$

$$m = 7,5 \cdot 10^{-6} \times (55,8 + 2 \times 1 + 2 \times 16) = 6,7 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

$$m = 0,67 \text{ g}$$

Exercice 4 :

1- Equation bilan :



2- Tableau avancement :

Equation de la réaction		$2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$		
État du système	avancement	Quantité de matière en (mol)		
Etat initial	Etat initial $x=0$	0,50	0,75	0
Etat intermédiaire	Etat intermédiaire x	$0,50-2x$	$0,75-x$	$2x$
Etat final	Etat final $x=x_{max}$	$0,50-2x_{max}$	$0,75-x_{max}$	$2x_{max}$

3- Réactif limitant:

Il n'y a pas de réactif limitant lorsque le mélange se trouve dans les proportions stœchiométriques.

Si H_2 est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : $n_f(H_2)=0$

donc $0,50-2x_{max}=0 \Rightarrow x_{max} = 0,25 \text{ mol}$

Si O₂ est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : n_f (O₂)=0
donc 0,75-x_{max} =0 ⇒ x_{max} = 0,75 mol

Le réactif limitant est celui qui donne le x_{max} le plus petit. Ici c'est H₂ .

On obtient : x_{max} = 0,25 mol

4-Quantité de matière de H₂ à l'état final :

n_f (H₂) = 0 H₂ est le réactif limitant

Quantité de matière de O₂ à l'état final

$$n_f(O_2) = 0,75 - 0,25 = 0,50 \text{ mol}$$

Quantité de matière de H₂O à l'état final

$$n_f(H_2O) = 0,25 \text{ mol}$$

5- Masse d'eau liquide :

Masse molaire d'eau est :

$$M(H_2O) = 2M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

On sait que n=m/M donc :

$$m = n \cdot M = 0,5 \times 18 = 9 \text{ g}$$

6- Quantité minimale de O₂ :

Si on veut obtenir 9 g d'eau, il suffit d'avoir les proportions stoechiométriques avec

n_i (H₂) = 0,50 mol donc il faut n_i (O₂) – x_{max} =0 alors

$$n_i(O_2) = x_{max} = 0,25 \text{ mol}$$

7- Volume de O₂ et de H₂ :

On sait que : $n_{gaz} = \frac{V_{gaz}}{V_m} \Rightarrow V_{gaz} = n_{gaz} \cdot V_m$

$$V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m \Rightarrow V_{H_2} = 0,50 \times 25 = 12,5 \text{ L}$$

$$V_{O_2} = n_{O_2} \cdot V_m \Rightarrow V_{O_2} = 0,25 \times 25 = 6,25 \text{ L}$$

Exercice 5 :

1- Equation bilan :



2- Tableau d'avancement :

Calcul d'abord des quantités de matière des réactifs

$$n_i(Fe) = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} \Rightarrow n_i(Fe) = \frac{3,50}{55,8} = 6,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(S) = \frac{m_S}{M_S} \Rightarrow n_i(S) = \frac{4,50}{32,0} = 1,41 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Equation de la réaction	$Fe_{(s)}$	$+S_{(s)}$	$\rightarrow FeS_{(s)}$
Etat initial $x = 0$	$6,27 \cdot 10^{-2}$	$1,41 \cdot 10^{-1}$	0
Etat intermédiaire x	$6,27 \cdot 10^{-2} - x$	$1,41 \cdot 10^{-1} - x$	x
Etat final $x = x_{max}$	$6,27 \cdot 10^{-2} - x_{max}$	$1,41 \cdot 10^{-1} - x_{max}$	x_{max}

3- Réactif limitant :

Il n'y a pas de réactif limitant lorsque le mélange se trouve dans les proportions stœchiométriques.

Si Fe est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : $n_f(Fe) = 0$

$$\text{donc } 6,27 \cdot 10^{-2} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 6,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Si S est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : $n_f(S) = 0$

$$\text{donc } 1,41 \cdot 10^{-1} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 1,41 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui qui donne le x_{max} le plus petit. [Ici c'est Fer Fe](#) .

On obtient : $x_{max} = 6,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

4- Quantité de matière des deux réactifs à l'état final :

Puisque Fe est limitant alors $n_f(Fe) = 0$

$$\text{Et } n_f(S) = 1,41 \cdot 10^{-1} - x_{max} \Rightarrow n_f(S) = 1,41 \cdot 10^{-1} - 6,27 \cdot 10^{-2} = 7,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

5- Déduire la composition du système en mole puis en masse de produit formé :

Le produit formé est FeS sa quantité de matière à l'état final est :

$$n_f(FeS) = x_{max} = 6,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(FeS) = n_f(FeS) \cdot M(FeS) \Rightarrow m(FeS) = 6,27 \cdot 10^{-2} \times (55,8 + 32,0) = 5,5 \text{ g}$$

6- Masse des réactifs restant :

Il reste :

$$n_f(S) = 7,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{sa masse est : } m = n_f(S) \cdot M(S) \Rightarrow m_f(S) = 7,83 \cdot 10^{-2} \times 32,0 = 2,51 \text{ g}$$

le fer est limitant sa masse à l'état finale est nulle $m_f(Fe) = 0$

Remarque :

La masse des réactifs à l'état initial : $m_i = 3,50 + 4,50 = 8 \text{ g}$

La masse des espèces à l'état final : $m_f = 5,5 + 2,51 = 8,01 \text{ g}$

La différence de 0,01 est due aux arrondis aux niveaux des calculs.

Rien ne se perd rien ne se crée mais tout se transforme.

Exercice 6 :

1- L'équation bilan :



2- Quantité de matière à l'état initiale :

$$n_i(Na) = \frac{m}{M_{Na}} \Rightarrow n_i(Na) = \frac{0,23}{23} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(H_2O) = \frac{m}{M_{H_2O}} \Rightarrow n_i(H_2O) = \frac{\mu \cdot V}{2M_H + M_O} \Rightarrow n_i(H_2O) = \frac{1000 \times 1,0}{2 \times 1 + 16} = 56 \text{ mol}$$

3- Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2Na^+_{(s)} + H_{2(g)} + 2HO^-_{(aq)}$				
Etat du système	avancement	Quantités de matière en (mol)				
Etat initial	$x = 0$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	56	0	0	0
Etat intermédiaire	x	$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x$	$56 - 2x$	$2x$	x	$2x$
Etat final	x_{max}	$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{max}$	$56 - 2x_{max}$	$2x_{max}$	x_{max}	$2x_{max}$

4- Réactifs limitant :

Il n'y a pas de réactif limitant lorsque le mélange se trouve dans les proportions stœchiométriques.

Si Na est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : $n_f(Na) = 0$

$$\text{donc } 1,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Si H_2O est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : $n_f(H_2O) = 0$

$$\text{donc } 56 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 28 \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui qui arrête la réaction donc celui qui donne le x_{max} le plus

petit. Ici c'est sodium Na .

On obtient : $x_{max} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

5- Quantité de matière des réactifs à l'état final :

$$n_f(H_2O) = 56 - 2x_{max} \Rightarrow n_f(H_2O) = 56 - 5,0 \cdot 10^{-3} \approx 56 \text{ mol}$$

L'eau est en excès, donc le volume de la solution reste constant aux cours de la transformation chimique.

Et $n_f(Na) = 0$

Quantité de produit :

$$n_f(Na^+) = n_f(HO^-) = 2x_{max} \Rightarrow n_f(Na^+) = n_f(HO^-) = 2 \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_f(H_2) = x_{max} \Rightarrow n_f(H_2) = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

6- Volume du gaz H_2 dégagé :

$$n_f(H_2) = \frac{V_{H_2}}{V_m} \Rightarrow V(H_2) = n_f(H_2) \cdot V_m \Rightarrow V(H_2) = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 24 = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ L}$$

7- Concentrations finales :

On sait : $C = \frac{n}{V}$ avec $V = 1,0 \text{ L}$ (Volume de la solution)

$$[HO^-]_f = \frac{n_f(HO^-)}{V} \Rightarrow [HO^-]_f = \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{1,0} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[HO^-]_f = \frac{n_f(HO^-)}{V} \Rightarrow [HO^-]_f = \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{1,0} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Exercice 7 :

1- Le produit obtenu :

Est un précipité donc c'est un solide.

2- Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow PbCl_{2(s)}$		
Etat du système	avancement	Quantité de matière en (mmol)		
Etat initial	0	30,0	40,0	0
Etat intermédiaire	x	$30,0 - x$	$40,0 - 2x$	x
Etat final	x_{max}	$30,0 - x_{max}$	$40,0 - 2x_{max}$	x_{max}

3- Réactif limitant :

Il n'y a pas de réactif limitant lorsque le mélange se trouve dans les proportions stœchiométriques.

Si Pb^{2+} est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle :

$$n_f(Pb^{2+})=0 \text{ donc } 30,0 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 15,0 \text{ mmol}$$

Si Cl^- est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : $n_f(Cl^-)=0$

$$\text{donc } 40 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 20 \text{ mmol}$$

Le réactif limitant est celui qui arrête la réaction donc celui qui donne le x_{max} le plus petit. Ici c'est l'ion chlorure Cl^- .

On obtient : $x_{max} = 20 \text{ mmol}$

4- Quantité de matière des réactifs à l'état final :

$$n_f(Pb^{2+}) = 30,0 - x_{max} = 30,0 - 20,0 = 10 \text{ mmol}$$

$$n_f(Pb^{2+}) = 0$$

- Quantité de matière de produit à l'état final :

$$n_f(PbCl_2) = x_{max} = 20 \text{ mmol}$$

5- Masse de $PbCl_2$ à l'état final :

On sait que $n = \frac{m}{M}$ donc : $m = n \cdot M$

$$M(PbCl_2) = M(Pb) + 2M(Cl) = 207,2 + 2 \times 35,5 = 278,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = n_f(PbCl_2) \cdot M(PbCl_2) \Rightarrow m = 20,0 \cdot 10^{-3} \times 278,2 = 5,56 \text{ g}$$

Exercice 8 :

1- L'équation bilan :



2- Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$Fe_2O_{3(s)} + 2Al_{(s)} \rightarrow 2Fe_{(l)} + Al_2O_{3(s)}$			
Etat du système	avancement	Quantité de matière en (mol)			
Etat initial	0	2	2	0	0
Etat intermédiaire	x	2 - x	2 - 2x	2x	x

Etat final	x_{max}	$2 - x_{max}$	$2 - 2x_{max}$	$2x_{max}$	x_{max}
------------	-----------	---------------	----------------	------------	-----------

3- Réactif limitant :

Il n'y a pas de réactif limitant lorsque le mélange se trouve dans les proportions stœchiométriques.

Si Fe_2O_3 est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle :

$$n_f(Fe_2O_3)=0 \text{ donc : } 2 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 2 \text{ mol}$$

Si Al est limitant, à la fin de la réaction sa quantité de matière est nulle : $n_f(Al)=0$

$$\text{Donc : } 2 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 1 \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui qui arrête la réaction donc celui qui donne le x_{max} le plus petit. Ici c'est l'aluminium Al .

On obtient x : $x_{max} = 1 \text{ mol}$

4- Masse des produits formés :

$$n_f(Fe) = 2x_{max} \Rightarrow n_f(Fe) = 2 \times 1 = 2 \text{ mol}$$

La masse de Fe formé à l'état final :

On sait que $n_f(Fe) = \frac{m_f(Fe)}{M(Fe)}$ donc :

$$n_f(Fe) = \frac{m_f(Fe)}{M(Fe)} \Rightarrow m_f(Fe) = n_f(Fe) \cdot M(Fe) \Rightarrow m_f(Fe) = 2 \times 56 = 112 \text{ g}$$

- Quantité de matière de produit à l'état final :

$$n_f(Al_2O_3) = x_{max} = 1 \text{ mol}$$

Masse de Al_2O_3 à l'état final :

$$M(Al_2O_3) = 2M(Al) + 3M(O) = 2 \times 27 + 3 \times 16 = 160 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_f(Al_2O_3) = n_f(Al_2O_3) \cdot M(Al_2O_3) \Rightarrow m_f(Al_2O_3) = 1 \times 160 = 160 \text{ g}$$

5- Masse des réactifs restant :

D'après le tableau descriptif :

$$n_f(Fe_2O_3) = 2 - x_{max} = 2 - 1 = 1 \text{ mol}$$

$$m_f(Fe_2O_3) = n_f(Fe_2O_3) \cdot M(Fe_2O_3) \Rightarrow m_f(Fe_2O_3) = 1 \times (2 \times 56 + 3 \times 16) = 160 \text{ g}$$

Comme Al est limitant donc : $m_f(Al)=0$

Conclusion :

Somme des masses des réactifs à l'état initial :

$$m_i(Fe_2O_3) + m_i(Al) = n_i(Fe_2O_3)M(Fe_2O_3) + n_i(Al)M(Al)$$

$$m = 2 \times (2 \times 56 + 3 \times 16) + 2 \times 27 = 374 \text{ g}$$

Somme des masses des produits à l'état final :

$$m_f(Fe) + m_f(Al_2O_3) + m_f(Fe_2O_3) = 112 + 102 + 160 = 374 \text{ g}$$

Pendant une transformation chimique, il n'y a pas de perte de masse d'espèces

Chimiques : « rien ne se perd, rien ne crée, tout se transforme ».