

Ex 1 On verse dans un bécher $V = 20,0$ mL d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent (I) (Ag^+ (aq)) et des ions nitrate (NO_3^- (aq)), telle que $[\text{Ag}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,15$ mol.L⁻¹. On y ajoute 0,127 g de poudre cuivre. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent. Les ions nitrates n'interviennent pas dans la réaction.

- Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
- Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.
- Décrire l'état final du système en quantité de matière.
- Déterminer, à l'état final :
 - les concentrations molaires des ions en solution ;
 - les masses du (ou des) solide(s) présent(s).

Correction 1 : $C_{\text{Ag}^+} = 0,15$ mol.L⁻¹ ; $V_{\text{Ag}^+} = 20$ mL ; $m_{\text{Cu}} = 0,127$ g ; $M_{\text{Cu}} = 63,5$ g.mol⁻¹ ; $M_{\text{Ag}} = 107,9$ g.mol⁻¹



b) Etat initial en quantité de matière : $n_{\text{Ag}^+} = C.V = 0,15 \times 20 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3}$ mol

$n_{\text{Cu}} = m_{\text{Cu}} / M_{\text{Cu}} = 0,127 / 63,5 = 2 \cdot 10^{-3}$ mol

c)d)

Tableau d'avancement de la transformation :

| | 2Ag^+ + | Cu^{2+} | + | Cu | $\cdot \rightarrow$ | 2Ag |
|---|------------------------|------------------|---|-----------------------|---------------------|-------------------|
| Etat initial $x = 0$ mol | $3 \cdot 10^{-3}$ | | | $2 \cdot 10^{-3}$ | | 0 |
| En cours de transformation x | $3 \cdot 10^{-3} - 2x$ | | | $2 \cdot 10^{-3} - x$ | | $2x$ |
| Etat final $x_{\text{max}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$ mol | 0 | | | $5 \cdot 10^{-4}$ | | $3 \cdot 10^{-3}$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{max} et du réactif limitant :

Si Ag^+ est le réactif limitant : $3 \cdot 10^{-3} - 2x = 0 \Rightarrow x = 1,5 \cdot 10^{-3}$ mol

Si Cu est le réactif limitant : $2 \cdot 10^{-3} - x = 0 \Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Par conséquent $x_{\max} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ et le réactif limitant est Ag^+ .

A l'état final on a : 0 mole de Ag^+ ; $5 \cdot 10^{-4}$ mole de Cu ; $3 \cdot 10^{-3}$ mole de Ag et $1,5 \cdot 10^{-3}$ mole de Cu^{2+} .

e) Concentration molaire des ions en solution :

Dans la solution il y a des ions Cu^{2+} et des ions NO_3^- .

les ions NO_3^- n'ont pas réagi, le volume n'a pas été modifié donc

$$[\text{NO}_3^-] = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = n_{\text{Cu}^{2+}} / V = 1,5 \cdot 10^{-3} / 20 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On peut remarquer que $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{NO}_3^-] / 2$ et la charge de l'ion Cu^{2+} est 2 fois celle de NO_3^- ; la solution est électriquement neutre.

Ex 2 Le premier étage de la fusée Ariane IV est équipé de moteurs Viking qui utilisent la diméthylhydrazine (DMHA), de formule $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$, comme combustible et le tétraoxyde de diazote, de formule N_2O_4 comme comburant. Ces espèces chimiques réagissent entre elles à l'état gazeux. La réaction donne du diazote, de l'eau et du dioxyde de carbone, tous à l'état gazeux. La fusée emporte 50,0 tonnes de DHMA et une masse m de N_2O_4 .

a) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.

b) Calculer la quantité de matière de DHMA emportée.

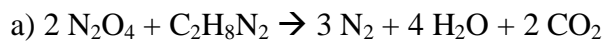
c) On note n la quantité de matière de N_2O_4 . Décrire l'état final du système en quantité de matière.

d) Faire un tableau d'évolution du système et en déduire la quantité de matière n de N_2O_4 à emporter pour que le mélange initial soit stoechiométrique.

e) Déterminer dans ces conditions, les volumes des gaz expulsés par le moteur.

Donnée : volume molaire : 90 L.mol^{-1} .

Correction 2 $m_{\text{DHMA}} = 50 \text{ t}$; $m(\text{N}_2\text{O}_4) = ?$



b) On cherche n_{DHMA}

$$m = 50 \text{ t} = 50 \cdot 10^3 \text{ kg} = 50 \cdot 10^3 \cdot 10^3 \text{ g} = 50 \cdot 10^6 \text{ g}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2) = 2 \times 12 + 8 \times 1 + 2 \times 14 = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{\text{DHMA}} = 50 \cdot 10^6 / 60 = \mathbf{8,33 \cdot 10^5 \text{ mol}}$$

c)d) Tableau d'avancement de la transformation :

| | $2 \text{N}_2\text{O}_4$ H_2O | $+ \text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$ $+ 2 \text{CO}_2$ | $\cdot \rightarrow$ | 3N_2 | $+ 4$ |
|--|--|---|---------------------|-------------------|-------------------|
| Etat initial $x = 0 \text{ mol}$ | n | $8,33 \cdot 10^5$ | 0 | 0 | 0 |
| En cours de transformation x | $n - 2x$ | $8,33 \cdot 10^5 - x$ | $3x$ | $4x$ | $2x$ |
| Etat final $x_{\text{max}} = 8,33 \cdot 10^5 \text{ mol}$ | 0 | 0 | $2,55 \cdot 10^6$ | $3,33 \cdot 10^3$ | $1,67 \cdot 10^6$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{max} et du réactif limitant :

La DHMA est totalement consommée (c'est le combustible d'une fusée et pour un gain de masse il ne doit pas en rester à la fin) donc : $8,33 \cdot 10^5 - x = 0 \Rightarrow x = 8,33 \cdot 10^5 \text{ mol}$

Par conséquent $x_{\text{max}} = 8,33 \cdot 10^5 \text{ mol}$.

A l'état final on a : 0 mole de N_2O_4 ; 0 mole de $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$; $2,55 \cdot 10^6$ mole de N_2 ; $3,33 \cdot 10^3$ mole de H_2O et $1,67 \cdot 10^6$ mole de CO_2 .

d) A la fin de la réaction il ne reste plus de N_2O_4 donc $n - 2x_{\text{max}} = 0$

$$n = 2x_{\text{max}} \Rightarrow n = 2 \times 8,33 \cdot 10^5 = \mathbf{1,67 \cdot 10^6 \text{ mol}}$$

e) Tout les produits de la réaction sont des gaz ; on a donc $V = n \cdot V_m$

$$\text{Pour } \text{N}_2 : V(\text{N}_2) = 2,55 \cdot 10^6 \times 90 = \mathbf{2,25 \cdot 10^8 \text{ L}}$$

$$\text{Pour } \text{H}_2\text{O} : V(\text{H}_2\text{O}) = \mathbf{3 \cdot 10^8 \text{ L}}$$

$$\text{Pour } \text{CO}_2 : V(\text{CO}_2) = \mathbf{1,5 \cdot 10^8 \text{ L}}$$

Ex 3 L'éthanol, liquide incolore, de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir $m = 2,50 \text{ g}$ d'éthanol et un volume $V = 2,0 \text{ L}$ de dioxygène.

a) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.

b) Décrire l'état initial du système.

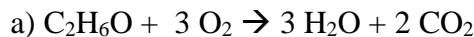
c) Calculer l'avancement maximal.

d) Quel est le réactif limitant ?

e) Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Correction 3 $m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2,50 \text{ g}$; $V(\text{O}_2) = 2\text{L}$



b) On cherche $n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})$ $m = 2,50 \text{ g}$ $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2,5 / 46 = \mathbf{5,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

On cherche $n(\text{O}_2)$:

$$\text{O}_2 \text{ est un gaz donc } n = V / V_m \quad n(\text{O}_2) = 2 / 25 = \mathbf{8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

c)d)e)

Tableau d'avancement de la transformation :

| | $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ | + | 3O_2 | \rightarrow | $3 \text{H}_2\text{O}$ | + | 2CO_2 |
|---|--------------------------------|---|------------------------|---------------|------------------------|---|----------------------|
| Etat initial $x = 0 \text{ mol}$ | $5,43 \cdot 10^{-2}$ | | $8 \cdot 10^{-2}$ | | 0 | | 0 |
| En cours de transformation x | $5,43 \cdot 10^{-2} - x$ | | $8 \cdot 10^{-2} - 3x$ | | $3x$ | | $2x$ |
| Etat final $x_{\text{max}} = 2,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ | $2,77 \cdot 10^{-2}$ | | 0 | | $8 \cdot 10^{-2}$ | | $5,33 \cdot 10^{-2}$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{max} et du réactif limitant :

$$\text{Si } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \text{ est le réactif limitant : } 5,43 \cdot 10^{-2} - x = 0 \Rightarrow x = 5,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Si } \text{O}_2 \text{ est le réactif limitant : } 8 \cdot 10^{-2} - 3x = 0 \Rightarrow x = 2,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Par conséquent $x_{\text{max}} = 2,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ et le réactif limitant est O_2

A l'état final on a : $2,77 \cdot 10^{-2}$ mole de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$; 0 mole de O_2 ; $8 \cdot 10^{-2}$ mole de H_2O et $5,33 \cdot 10^{-2}$ mole de CO_2

Ex 4 Un des constituants principaux de l'essence est l'heptane, alcane de formule brute C_7H_{16} . Un réservoir de voiture contient 42 L d'essence que l'on assimilera à l'heptane pur (densité $d = 0,755$). On admettra que la carburation est parfaite, que l'essence est intégralement brûlée, et qu'il se forme exclusivement du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

a) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.

b) Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la moitié du réservoir ?

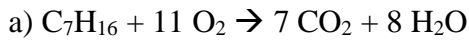
c) Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la totalité du réservoir ?

d) Quel est alors le volume de dioxyde de carbone (pour la totalité) ?

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Correction 4 :

$V = 42 \text{ L}$ essence liquide C_7H_{16} ($d = 0,755$)



b) La moitié du réservoir : 21 L

Calcul de n : $m = d \times V = 0,755 \times 21 = 15,8 \text{ Kg}$ $M(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 7 \times 12 + 16 \times 1 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$

$n = 15,8 \cdot 10^3 / 100 = 1,58 \cdot 10^2 \text{ mol}$

Tableau d'avancement de la transformation :

| | C_7H_{16} | + | 11 O_2 | \rightarrow | 7 CO_2 | + | $8 \text{ H}_2\text{O}$ |
|--|---------------------------|---|------------------|---------------|-------------------|---|-------------------------|
| Etat initial $x = 0 \text{ mol}$ | $1,58 \cdot 10^2$ | | n | | 0 | | 0 |
| En cours de transformation x | $1,58 \cdot 10^2 - x$ | | $n - 11 x$ | | $7 x$ | | $8 x$ |
| Etat final $x_{\text{max}} = 1,58 \cdot 10^2 \text{ mol}$ | 0 | | 0 | | $1,11 \cdot 10^3$ | | $1,27 \cdot 10^3$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{max} :

Tous le carburant est brûlé donc $1,58 \cdot 10^2 - x = 0$

Par conséquent $x_{\text{max}} = 1,58 \cdot 10^2 \text{ mol}$

On recherche le volume de O_2 nécessaire :

On a donc : $n - 11 x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow n = 11 \times 1,58 \cdot 10^2 = 1,74 \cdot 10^3 \text{ mol}$

O_2 est un gaz donc : $V = n \times V_m$

$V(\text{O}_2) = 4,36 \cdot 10^4 \text{ L}$

c) Pour la totalité du réservoir on a besoin du double de O_2 soit **$8,72 \cdot 10^4 \text{ L}$**

d) Pour la moitié du réservoir il s'est dégagé : $1,11 \cdot 10^3 \text{ mol}$ de CO_2 donc pour la totalité il va s'en dégagé le double soit : $2,22 \cdot 10^3 \text{ mol}$

CO_2 est un gaz donc : $V = n \times V_m$

$V(\text{CO}_2) = 5,55 \cdot 10^4 \text{ L}$

Ex 5

L'addition de quelques gouttes d'une solution aqueuse de soude (contenant l'ion hydroxyde HO^-) à une solution aqueuse de sulfate de fer (contenant l'ion fer Fe^{3+}) fait apparaître un précipité d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

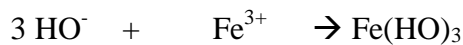
L'équation de cette transformation s'écrit : $3 \text{HO}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$.

Nous utilisons 20 mL de solution de sulfate de fer de concentration $0,12 \text{ mol.L}^{-1}$ et 2 mL de solution de soude de concentration $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

A l'aide d'un tableau d'avancement déterminez :

- Les quantités de matière initiales d'ions hydroxyde HO^- et d'ions fer Fe^{3+} .
- Les quantités de matière des réactifs et du produit dans l'état final
- Déterminer les quantités de matière de chaque réactif quand il s'est formé $2,10^{-4} \text{ mol}$ d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Correction 5 :



2 mL 20 mL

$0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ $0,12 \text{ mol.L}^{-1}$

a) Calculons les quantités de matière à l'état initial : $n = C \cdot V$

$$n(\text{HO}^-) = 0,5 \times 2 \cdot 10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol} \qquad n(\text{Fe}^{3+}) = 0,12 \times 20 \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Tableau d'avancement de la transformation :

| | 3HO^- | + | Fe^{3+} | \rightarrow | $\text{Fe}(\text{OH})_3$ |
|--|-----------------|---|-------------------------|---------------|--------------------------|
| Etat initial $x = 0 \text{ mol}$ | 10^{-3} | | $2,4 \cdot 10^{-3}$ | | 0 |
| En cours de transformation x | $10^{-3} - 3x$ | | $2,4 \cdot 10^{-3} - x$ | | x |
| Etat final $x_{\text{max}} = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ | 0 | | $2,01 \cdot 10^{-3}$ | | $3,3 \cdot 10^{-4}$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{max} et du réactif limitant :

$$\text{Si } \text{HO}^- \text{ est le réactif limitant : } 10^{-3} - 3x = 0 \Rightarrow x = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Si } \text{Fe}^{3+} \text{ est le réactif limitant : } 2,4 \cdot 10^{-3} - x = 0 \Rightarrow x = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Par conséquent $x_{\text{max}} = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ et le réactif limitant est HO^- .

A l'état final on a : 0 mole de HO^- ; $2,01 \cdot 10^{-3}$ mole de Fe^{3+} ; $3,3 \cdot 10^{-4}$ mole de $\text{Fe}(\text{HO})_3$.

b) On cherche la quantité de réactif lorsque $x = 2 \cdot 10^{-4}$ mol

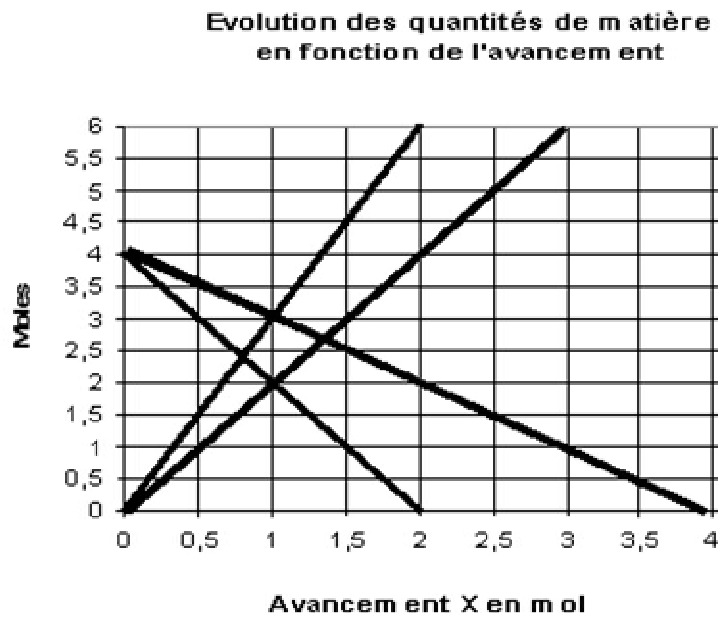
$$\text{HO}^- : n = 10^{-3} - 3 \times 2 \cdot 10^{-4} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Fe}^{3+} : n = 2,4 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-4} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Ex 6

La réaction entre l'hydrogène sulfureux (H_2S) et le dioxyde de soufre (SO_2) produit du soufre et de l'eau.

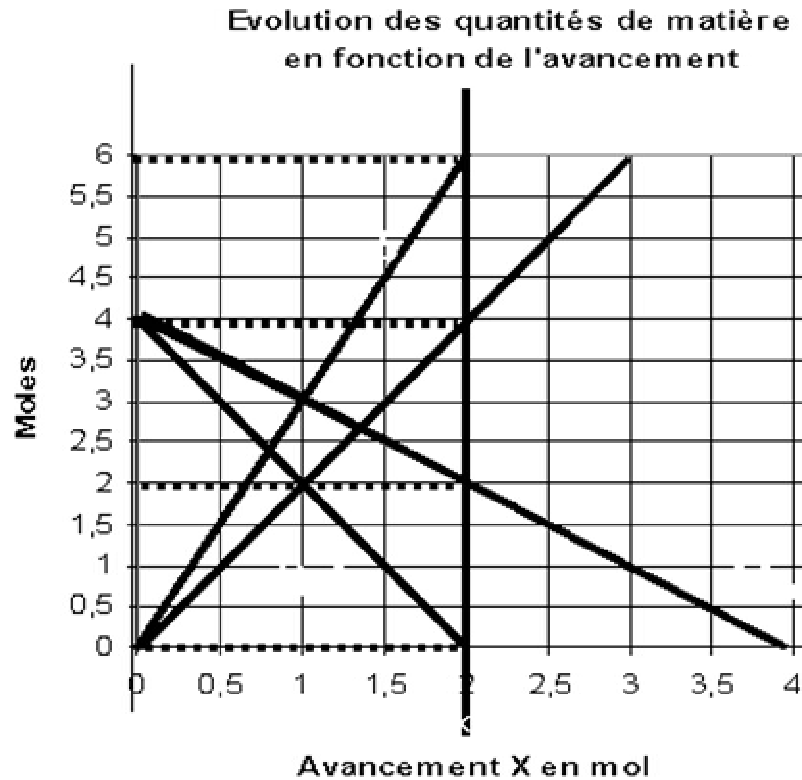
Ci-dessous le graphique représentant l'évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement.



Correction 6 :

Réactifs : H_2S ; SO_2 . Produits : S ; H_2O

Equation chimique : $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$



H_2S et SO_2 sont des réactifs donc les droites décroissent. H_2S disparaît plus vite que SO_2 donc la droite représentant H_2S décroît plus vite.

S et H_2O sont produits donc les droites doivent monter.

S est produit plus rapidement que H_2O donc sa droite doit croître plus rapidement.

c) Par lecture graphique

Etat initial : $x = 0$ mol

$n(\text{SO}_2) = 4$ mol $n(\text{H}_2\text{S}) = 4$ mol $n(\text{S}) = 0$ mol $n(\text{H}_2\text{O}) = 0$ mol

Réactif limitant : H_2S (il arrive à 0 en premier)

$x_{\text{max}} = 2$ mol (lorsque $\text{H}_2\text{S} = 0$ mol)

Etat final : $x_{\text{max}} = 2$ mol

$n(\text{SO}_2) = 2$ mol ; $n(\text{H}_2\text{S}) = 0$ mol ; $n(\text{S}) = 6$ mol ; $n(\text{H}_2\text{O}) = 4$ mol

Ex7

Une bouteille de gaz butane contient 40,0 kg de gaz de formule C_4H_{10} .

a) Ecrire l'équation chimique de la combustion complète de ce gaz.

b) Réaliser le tableau d'avancement et déterminer le volume de gaz nécessaire à cette combustion et le volume de gaz produits. Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Correction 7 :

Butane : C_4H_{10} ; 40 kg ; $V_m = 25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

a) Equation chimique : $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$

b) Tableau d'avancement de la transformation :

Déterminons les quantités de matière à l'état initial :

$$m(C_4H_{10}) = 40 \text{ kg} = 40 \cdot 10^3 \text{ g}; M(C_4H_{10}) = 4 \times 12 + 10 \times 1 = 58 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(C_4H_{10}) = m / M \Rightarrow n = 40 \cdot 10^3 / 58 = 689,6 \text{ mol}$$

| | $2 C_4H_{10}$ | + | $13 O_2$ | \rightarrow | $8 CO_2$ | + | $10 H_2O$ |
|--|---------------|---|-----------|---------------|-------------------|---|-------------------|
| Etat initial $x = 0 \text{ mol}$ | 689,6 | | n | | 0 | | 0 |
| En cours de transformation x | $689,6 - 2x$ | | $n - 13x$ | | $8x$ | | $10x$ |
| Etat final $x_{\max} = 344,8 \text{ mol}$ | 0 | | 0 | | $2,76 \cdot 10^3$ | | $3,45 \cdot 10^3$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{\max} :

$$\text{Tout le butane est consommé : } 689,6 - 2x = 0 \Rightarrow x_{\max} = 344,8 \text{ mol}$$

Volume de O_2 nécessaire :

$$n - 13x = 0 \Rightarrow n = 13x \Rightarrow n = 13 \times 344,8 = 4,48 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$V = n \times V_m \Rightarrow V(O_2) = 1,12 \cdot 10^5 \text{ L} = \mathbf{112 \text{ m}^3}$$

Volume de gaz produit :

$$V(CO_2) = 2,76 \cdot 10^3 \times 25 = 6,90 \cdot 10^4 \text{ L} = \mathbf{69 \text{ m}^3}$$

$$V(H_2O) = 3,45 \cdot 10^3 \times 25 = 8,62 \cdot 10^4 \text{ L} = \mathbf{86,2 \text{ m}^3}$$

Ex 8

Dans un bécher 1, on introduit un volume $V_1 = 30,0$ mL de solution de chlorure de calcium,

$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$, de concentration $C_1 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions calcium et $C'_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions chlorure.

Dans un bécher 2, on introduit un volume $V_2 = 20,0$ mL de solution de phosphate de sodium $3\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$, de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions phosphate et $C'_2 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions sodium.

On mélange dans un bécher 3 le contenu des deux béchers 1 et 2 et on observe l'apparition d'un précipité blanc de phosphate de calcium.

- 1) a) Déterminer les quantités d'ions calcium et chlorure présents dans le bécher 1.
- b) Quelle relation existe-t-il entre C_1 et C'_1 ? Comment peut-on l'expliquer ?
- 2) Déterminer les quantités d'ions sodium et phosphate présents dans le bécher 2.
- 3) Décrire l'état du système chimique contenu dans le bécher 3 avant la transformation chimique.
- 4) a) Sachant que le phosphate de calcium est constitué d'ions calcium et phosphate, établir la formule du précipité de phosphate de calcium.
- b) Ecrire l'équation chimique de la réaction qui modélise cette transformation.
- 5) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement final et le réactif limitant.
- 6) a) Décrire l'état final du système présent dans le bécher 3.
- b) Quelles sont les concentrations des différents ions présents dans la solution ?

Correction 8 :

- 1) a) Déterminons les quantités d'ions présents dans le bécher 1.

$$C = n / V \text{ donc } n = C.V$$

$$\text{Pour } \text{Ca}^{2+} : n(\text{Ca}^{2+}) = 0,15 \times 30.10^{-3} = 4,5.10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Pour } \text{Cl}^{-} : n(\text{Cl}^{-}) = 0,30 \times 30.10^{-3} = 9.10^{-3} \text{ mol}$$

- b) L'ion calcium porte une charge 2+ tandis que l'ion chlorure porte une charge 1-.

On a donc : $C'_1 = 2 C_1$; la solution est électriquement neutre il faut donc deux fois plus d'ions chlorure que d'ions calcium.

- 2) Déterminons les quantités d'ions présents dans le bécher 2.

$$\text{Pour } \text{Na}^{+} : n(\text{Na}^{+}) = 0,3 \times 20.10^{-3} = 6.10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Pour } \text{PO}_4^{3-} : n(\text{PO}_4^{3-}) = 0,1 \times 20.10^{-3} = 2.10^{-3} \text{ mol}$$

- 3) Avant la transformation chimique on a un volume de solution de 50 mL et :

| | | | |
|------------------|-----------------|-----------------|--------------------|
| Ca^{2+} | Cl^{-} | Na^{+} | PO_4^{3-} |
|------------------|-----------------|-----------------|--------------------|

$4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

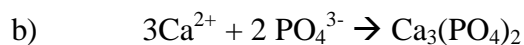
$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

4)a) Le précipité est électriquement neutre : il faut donc 3 ions calcium pour 2 ions phosphate.

Formule : $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$



5) Tableau d'avancement de la transformation :

| | 3Ca^{2+} | + | 2PO_4^{3-} | \rightarrow | $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ |
|--|--------------------------|---|------------------------|---------------|------------------------------|
| Etat initial $x = 0 \text{ mol}$ | $4,5 \cdot 10^{-3}$ | | $2 \cdot 10^{-3}$ | | 0 |
| En cours de transformation x | $4,5 \cdot 10^{-3} - 3x$ | | $2 \cdot 10^{-3} - 2x$ | | x |
| Etat final $x_{\text{max}} = 10^{-3} \text{ mol}$ | $1,5 \cdot 10^{-3}$ | | 0 | | 10^{-3} |

Recherche de l'avancement maximal x_{max} et du réactif limitant :

Si Ca^{2+} est le réactif limitant : $4,5 \cdot 10^{-3} - 3x = 0 \Rightarrow x = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Si PO_4^{3-} est le réactif limitant : $2 \cdot 10^{-3} - 2x = 0 \Rightarrow x = 10^{-3} \text{ mol}$

Par conséquent $x_{\text{max}} = 10^{-3} \text{ mol}$ et le réactif limitant est PO_4^{3-} .

6) **A l'état final on a : $1,5 \cdot 10^{-3}$ mole de Ca^{2+} ; 0 mole de PO_4^{3-} ; 10^{-3} mole de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.**

7) Calculons les concentrations des ions présents dans la solution. $V = 50 \text{ mL}$

Les ions Na^+ et Cl^- n'ont pas réagi.

$$C(\text{Na}^+) = 6 \cdot 10^{-3} / 50 \cdot 10^{-3} = \mathbf{1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$C(\text{Cl}^-) = 9 \cdot 10^{-3} / 50 \cdot 10^{-3} = \mathbf{1,8 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}}$$

Il reste $1,5 \cdot 10^{-3}$ mole d'ions Ca^{2+}

$$C(\text{Ca}^{2+}) = 1,5 \cdot 10^{-3} / 50 \cdot 10^{-3} = \mathbf{3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

On peut remarquer que :

$$C(\text{Cl}^-) = C(\text{Na}^+) + 2 \times C(\text{Ca}^{2+})$$

Ex 9

Dans un tube à essai, on introduit 0,60g d'aluminium en poudre et 6,0 mL de solution d'acide chlorhydrique, $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$, de concentration $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions H^+ . On observe un dégagement gazeux qui produit une légère détonation à l'approche d'une flamme.

Après quelques minutes, on filtre le mélange et on ajoute quelques gouttes de solution de soude au filtrat, on observe l'apparition d'un précipité blanc.

- 1) Quelle est la nature du gaz émis ?
- 2) Quel est l'ion mis en évidence par l'apparition du précipité ?
- 3)a) Quelles sont les espèces affectées par la transformation ?
b) Ecrire l'équation de la réaction chimique modélisant la transformation.
- 4)a) Quelles verreries a-t-on utilisé pour mesurer le volume de solution d'acide chlorhydrique ?
b) Calculer les quantités de réactifs mis en jeu.
- 5)a) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement final et le réactif limitant.
b) En déduire la quantité puis le volume de gaz dégagé.

$$V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$$

Correction 9 :

- 1) On observe une détonation à l'approche d'une flamme, le gaz est donc du dihydrogène.
- 2) L'addition de soude provoque la formation d'un précipité blanc ; il y a donc présence d'ions Al^{3+} .
- 3)a) Les réactifs sont : l'aluminium Al et les ions H^+ .
b) $2Al + 6 H^+ \rightarrow 2 Al^{3+} + 3 H_2$
- 4)a) Il faut utilisé une pipette pour mesurer un volume de 6 mL (muni d'une propipette).
b) On calcule les quantités de réactifs mis en jeu.

$$m(Al) = 0,6 \text{ g} ; M(Al) = 27 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } n = m / M$$

$$n(Al) = 0,6 / 27 = \mathbf{2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

$$C(H^+) = 1 \text{ mol.L}^{-1} ; V = 6 \text{ mL et } n = C \cdot V$$

$$n(H^+) = 1 \times 6 \cdot 10^{-3} = \mathbf{6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

5)a) Tableau d'avancement de la transformation :

| | | | | | |
|--------------|---------------------|---------|-------------------|---------------|-------------|
| | $2Al$ | + | $6 H^+$ | \rightarrow | $2 Al^{3+}$ |
| | + | $3 H_2$ | | | |
| Etat initial | $2,2 \cdot 10^{-2}$ | | $6 \cdot 10^{-3}$ | 0 | 0 |

| | | | | |
|--|--------------------------|------------------------|-------------------|-------------------|
| x = 0 mol | | | | |
| En cours de transformation x | $2,2 \cdot 10^{-2} - 2x$ | $6 \cdot 10^{-3} - 6x$ | 2 x | 3 x |
| Etat final $x_{\max} = 10^{-3}$ mol | $2 \cdot 10^{-2}$ | 0 | $2 \cdot 10^{-3}$ | $3 \cdot 10^{-3}$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{\max} et du réactif limitant :

Si Al est le réactif limitant : $2,2 \cdot 10^{-2} - 2x = 0 \Rightarrow x = 1,1 \cdot 10^{-2}$ mol

Si H^+ est le réactif limitant : $6 \cdot 10^{-3} - 6x = 0 \Rightarrow x = 10^{-3}$ mol

Par conséquent $x_{\max} = 10^{-3}$ mol et le réactif limitant est H^+ .

b) Il s'est formé : $3 \cdot 10^{-3}$ mol de dihydrogène.

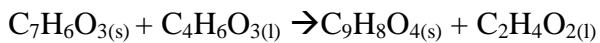
$V = n \cdot V_m \Rightarrow V(H_2) = 3 \cdot 10^{-3} \times 25 = 0,075 \text{ L} = \mathbf{75 \text{ mL}}$

Ex 10

Lors de la synthèse de l'aspirine au laboratoire, on utilise 3,3g d'acide salicylique solide $C_7H_6O_3$ et 7,0 mL d'anhydride acétique $C_4H_6O_3$ liquide.

1) Calculer les quantités de ces deux réactifs dans l'état initial.

2) L'équation de la réaction s'écrit :



A l'aide d'un tableau d'avancement, établir un bilan de matière.

3) Déterminer les masses des espèces présentes dans l'état final.

4) Quelle masse d'acide salicylique aurait-il fallu utiliser pour que le mélange initial soit stoechiométrique ?

Masse volumique de l'anhydride acétique : $\mu = 1,08 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Correction 10 :

1) Calculons les quantités des réactifs :

Pour $C_7H_6O_3$: $m = 3,3 \text{ g}$; $M(C_7H_6O_3) = 7 \times 12 + 6 \times 1 + 3 \times 16 = 138 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$n = m / M \Rightarrow n = 3,3 / 138 = \mathbf{2,39 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$

Pour $C_4H_6O_3$: $V = 7 \text{ mL}$; $\mu = m / V \Rightarrow m = \mu \times V \Rightarrow m = 1,08 \times 7 = 7,56 \text{ g}$

$M(C_4H_6O_3) = 4 \times 12 + 6 \times 1 + 3 \times 16 = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$n = 7,56 / 102 = \mathbf{7,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$

2) Tableau d'avancement de la transformation :

| | $C_7H_6O_3(s)$ $C_2H_4O_2(l)$ | + $C_4H_6O_3(l)$ | \rightarrow $C_9H_8O_4(s)$ | + $C_2H_4O_2(l)$ |
|---|----------------------------------|--------------------------|------------------------------|----------------------|
| Etat initial $x = 0$ mol | $2,39 \cdot 10^{-2}$ | $7,41 \cdot 10^{-2}$ | 0 | 0 |
| En cours de transformation x | $2,39 \cdot 10^{-2} - x$ | $7,41 \cdot 10^{-2} - x$ | x | x |
| Etat final $x_{\max} = 2,39 \cdot 10^{-3}$ mol | 0 | $5,02 \cdot 10^{-2}$ | $2,39 \cdot 10^{-2}$ | $2,39 \cdot 10^{-2}$ |

Recherche de l'avancement maximal x_{\max} et du réactif limitant :

Si $C_7H_6O_3$ est le réactif limitant : $2,39 \cdot 10^{-2} - x = 0 \Rightarrow x = 2,39 \cdot 10^{-2}$ mol

Si $C_4H_6O_3$ est le réactif limitant : $7,41 \cdot 10^{-2} - x = 0 \Rightarrow x = 7,41 \cdot 10^{-2}$ mol

Par conséquent $x_{\max} = 2,39 \cdot 10^{-2}$ mol et le réactif limitant est $C_7H_6O_3$.

A l'état final il y a : $5,02 \cdot 10^{-2}$ mol de $C_4H_6O_3$; $2,39 \cdot 10^{-2}$ mol de $C_9H_8O_4$ et $2,39 \cdot 10^{-2}$ mol de $C_2H_4O_2$.

3) Déterminons les masses : $m = n \times M$

$$m(C_4H_6O_3) = 5,02 \cdot 10^{-2} \times 102 = \mathbf{5,12 \text{ g}}$$

$$M(C_9H_8O_4) = 9 \times 12 + 8 \times 1 + 4 \times 16 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(C_9H_8O_4) = 2,39 \cdot 10^{-2} \times 180 = \mathbf{4,30 \text{ g}}$$

$$M(C_2H_4O_2) = 2 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 16 = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(C_2H_4O_2) = 2,39 \cdot 10^{-2} \times 60 = \mathbf{1,43 \text{ g}}$$

4) D'après le tableau d'avancement précédent il faut autant d'acide salicylique que d'anhydride acétique si l'on veut que le mélange soit stoechiométrique.

$$\text{Donc } n = 7,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(C_9H_8O_4) = 7,41 \cdot 10^{-2} \times 180 = \mathbf{13,3 \text{ g}}$$

Il faut prendre : 13,3 g d'acide salicylique.