

Suivi d'une réaction chimique

Exercices corrigés

www.svt-assilah.com

Exercice 1 :

En ajoutant $V_1 = 15 \text{ mL}$ de soude de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ à $V_2 = 12 \text{ cm}^3$ d'une solution de sulfate de zinc de concentration $C_2 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$, on obtient un précipité blanc d'hydroxyde de zinc $Zn(OH)_2(s)$.

- 1- Calculer les quantités de matières, en moles, de toutes les espèces chimiques à l'état initial.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu.
- 3- Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal de la réaction.
- 4- Calculer les quantités de matières de toutes les espèces chimiques à l'état final.
- 5- Calculer la concentration molaire des espèces en solution et la masse de précipité Formé.

On donne les masses molaires atomiques en (g/mol suivantes :

$Zn : 65,5$ $O : 16 \text{ g/mol}$ $H : 1 \text{ g/mol}$ $S : 32 \text{ g/mol}$ $Na : 23 \text{ g/mol}$

Correction

1- Les quantités de matières, en moles, d'ions Na^+ et HO^- apportés par la soude sont :

$$n(Na^+) = C_1 \cdot V_1 = 0,10 \times 0,015 = 0,0015 \text{ mol}$$

$$n(HO^-) = C_1 \cdot V_1 = 0,10 \times 0,015 = 0,0015 \text{ mol}$$

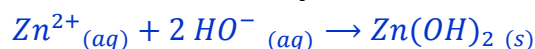
Les quantités de matières, en moles, d'ions Zn^{2+} et SO_4^{2-} apportés par la solution de sulfate de zinc sont :

$$n(Zn^{2+}) = C_2 \cdot V_2 = 0,15 \times 0,012 = 0,0018 \text{ mol}$$

$$n(SO_4^{2-}) = C_2 \cdot V_2 = 0,15 \times 0,012 = 0,0018 \text{ mol}$$

2- Equation de la réaction chimique :

Les espèces chimiques spectatrices sont Na^+ et SO_4^{2-} , la réaction s'écrit :



3- Déterminons le réactif limitant et l'avancement maximal de la réaction :

Equation de la réaction		$Zn^{2+}_{(aq)} + 2 HO^-_{(aq)} \rightarrow Zn(OH)_2(s)$
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière en(mol)

Etat initial	0	0,0018	0,0015	0
Etat intermédiaire	x	$0,0018-x$	$0,0015-2x$	x
Etat final	x_{max}	$0,0018 - x_{max}$	$0,0015 - 2x_{max}$	x_{max}

Supposons que Zn^{2+} soit le réactif limitant :

$$0,0018 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 0,0018 \text{ mol}$$

Supposons que OH^- soit le réactif limitant :

$$0,0015 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 0,00075 \text{ mol}$$

Les ions HO^- sont donc le réactif limitant .

Alors l'avancement maximal est : $x_{max} = 0,00075 \text{ mol}$

4- Calculons les quantités de matières de toutes les espèces chimiques à l'état final :

$$n_f(Na^+) = 0,0015 \text{ mol}$$

$$n_f(Na^+) = 0 \text{ Réactif limitant}$$

$$n_f(Na^+) = 0,0018 + 0,00075 = 0,00105 \text{ mol}$$

$$n_f(SO_4^{2-}) = 0,0018 \text{ mol}$$

$$n_f(Zn(OH)_2) = 0,00075 \text{ mol}$$

L'eau est en excès

5- Calculer la concentration molaire des espèces en solution :

Le volume total de la solution : $V_T = V_1 + V_2$

$$[Na^+] = \frac{n_f(Na^+)}{V_T} = \frac{0,0015}{0,022} = 0,0682 \text{ mol/L}$$

$$[HO^-] = \frac{n_f(HO^-)}{V_T} = \frac{0}{0,022} = 0 \text{ mol/L}$$

$$[Zn^{2+}] = \frac{n_f(Zn^{2+})}{V_T} = \frac{0,00105}{0,022} = 0,0477 \text{ mol/L}$$

$$[Na^+] = \frac{n_f(Na^+)}{V_T} = \frac{0,0018}{0,022} = 0,0818 \text{ mol/L}$$

- Calculons la masse solide d'hydroxyde de zinc $Zn(OH)_2$ qui précipite :

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

$$m(Zn(OH)_2) = 0,00075 \times (65,5 + 2 \times (1 + 16)) = 0,0746 \text{ g}$$

Exercice 2 :

L'éthanol, liquide incolore, de formule C_2H_6O brûle dans l'oxygène pur.

Il se forme du dioxyde de carbone et l'eau. On fait réagir $m = 2,50 \text{ g}$ d'éthanol et un volume $V = 2,0L$ de dioxygène.

- 1- Ecrire l'équation chimique de la réaction.
- 2- Calculer la quantité de matière des réactifs à l'état initial du système.
- 3- Dresser le tableau d'avancement.
- 4- Quel est l'avancement maximal et le réactif limitant.
- 5- Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.

Données :

Masse molaire : $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$.

Ecrire les résultats avec 3 chiffres significatifs.

Correction

1- L'équation chimique de la réaction :



2- La quantité de matière des réactifs à l'état initial :

$$n_i(C_2H_6O) = \frac{m}{M}$$

$$m = 2,5 \text{ g} \quad \text{et} \quad M(C_2H_6O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_i(C_2H_6O) = \frac{2,5}{46} = 5,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(O_2) = \frac{V}{V_m}$$

$$V = 2l \quad \text{et} \quad V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$$

$$n_i(O_2) = \frac{2}{25} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3- Tableau d'avancement de transformation :

Etat	Avancement	C_2H_6O	+	$3O_2$	\rightarrow	$3H_2O$	+	$2CO_2$
Etat initial	0	$5,46 \cdot 10^{-2}$		$8 \cdot 10^{-2}$		0		0

En cours de transformation	x	$5,46 \cdot 10^{-2} - x$	$8 \cdot 10^{-2} - 3x$	$3x$	$2x$
Etat final	x_{max}	$5,46 \cdot 10^{-2} - x_{max}$	$8 \cdot 10^{-2} - 3x_{max}$	$3x_{max}$	$2x_{max}$

4- Avancement maximal et réactif limitant :

Si C_2H_6O est limitant : $5,46 \cdot 10^{-2} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 5,46 \cdot 10^{-2} mol$

Si O_2 est limitant : $8 \cdot 10^{-2} - 3x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{8 \cdot 10^{-2}}{3} = 2,67 \cdot 10^{-2} mol$

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

5- La composition, du système à l'état final :

$$n_f(C_2H_6O) = 5,46 \cdot 10^{-2} - 2,67 \cdot 10^{-2} = 2,77 \cdot 10^{-2} mol$$

$$n_f(O_2) = 0 \text{ Réactif limitant}$$

$$n_f(H_2O) = 3x_{max} = 3 \times 2,67 \cdot 10^{-2} = 8 \cdot 10^{-2} mol$$

$$n_f(CO_2) = 2x_{max} = 2 \times 2,67 \cdot 10^{-2} = 5,33 \cdot 10^{-2} mol$$

Exercice 3 :

La réaction entre l'hydrogène sulfureux (H_2S) et le dioxyde de soufre (SO_2) produit du soufre S et de l'eau H_2O .

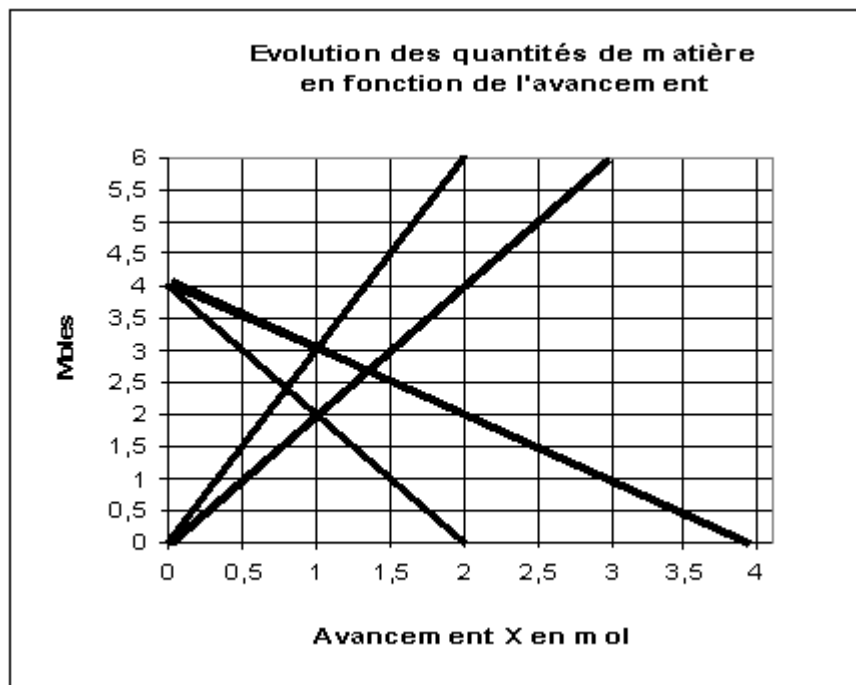
Ci-dessous le graphe représentant l'évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement.

1- Ecrire l'équation de la réaction.

2- localiser sur les droites de graphe chaque réactif et de chaque produit. Sachant que H_2S décroît plus vite que SO_2 et S croît plus rapidement que H_2O .

3- Par lecture graphique déterminer :

- Etat initial : la quantité de matière des réactifs et des produits.
- Réactif limitant et l'avancement maximal.
- Etat final : la quantité de matière des réactifs et des produits.



Correction

1- Ecrire l'équation de la réaction :

Réactifs : H_2S ; SO_2 .

Produits : S ; H_2O .

Equation chimique :

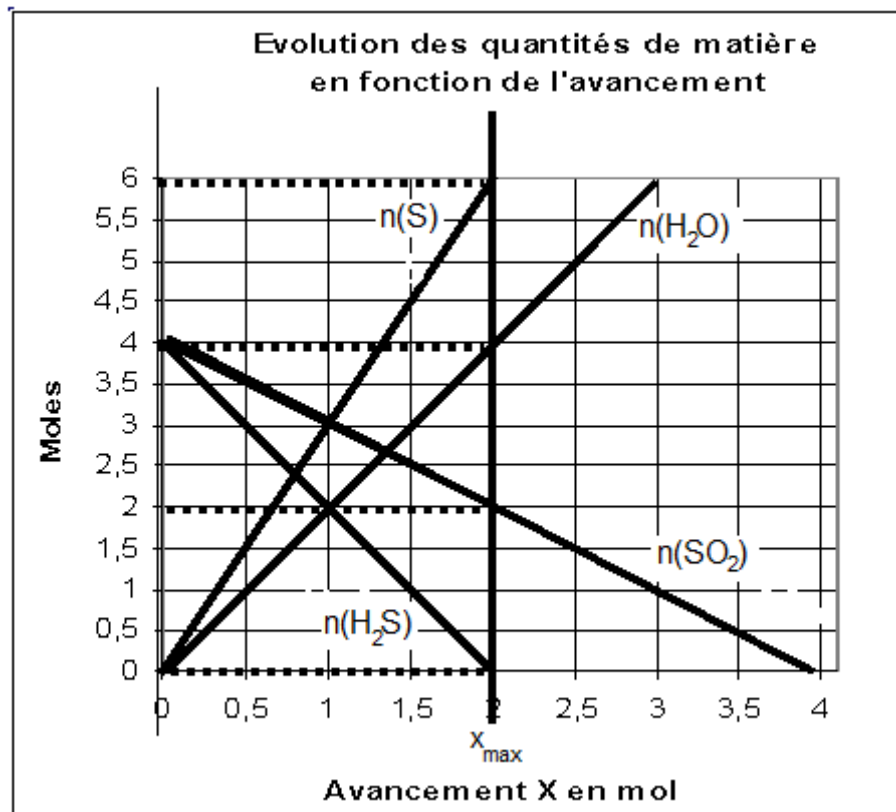


2- localisation des réactifs et des produits sur les droites de graphe :

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

S et H_2O sont des produits donc les droites croissantes.

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



3- Par lecture graphique :

Etat initial : $x = 0$

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

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

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

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

$$n_f(\text{SO}_2) = 2 \text{ mol} \quad n_f(\text{H}_2\text{S}) = 0 \text{ mol} \quad n_i(\text{S}) = 6 \text{ mol} \quad n_f(\text{H}_2\text{O}) = 4 \text{ mol}$$

Exercice 4:

On verse dans un bécher $V = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent (I) ($\text{Ag}^+_{(aq)}$) et des ions nitrates $\text{NO}_3^-_{(aq)}$, telle que $[\text{Ag}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On y ajoute $0,127 \text{ g}$ 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.

1- Ecrire l'équation modélisant la réaction.

2- Décrire l'état initial du système en quantité de matière.

3- Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.

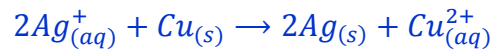
4- Décrire l'état final du système en quantité de matière.

5- Déterminer, à l'état final :

- Les concentrations molaires des ions en solution ;
- Les masses du (ou des) solide(s) présent(s).

Correction

1- l'équation de la réaction :



2- l'état initial du système en quantité de matière :

$$n_i(Ag^+) = C.V = 0,15 \times 20.10^{-3} = 3.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_i(Cu) = \frac{m}{M(Cu)} = \frac{0,127}{63,5} = 2.10^{-3} \text{ mol}$$

3- Le réactif limitant et calculer l'avancement maximal :

Tableau d'avancement de la transformation :

Equation de la réaction		$2Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Cu^2+_{(aq)}$			
Etat du système	avancement	Quantité de matière en (mol)			
Etat initial	$x = 0$	3.10^{-3}	2.10^{-3}	0	0
En cours de transformation	x	$3.10^{-3} - 2x$	$2.10^{-3} - x$	$2x$	x
Etat final	x_{max}	$3.10^{-3} - 2x_{max}$	$2.10^{-3} - x_{max}$	$2x_{max}$	x_{max}

Si Ag^+ est limitant : $3.10^{-3} - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 1,5.10^{-3} \text{ mol}$

Si Cu est limitant : $2.10^{-3} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 2.10^{-3} \text{ mol}$

Par conséquent : $x_{max} = 1,5.10^{-3} \text{ mol}$ et le réactif limitant est Ag^+ .

4- l'état final du système en quantité de matière :

$$n_f(Ag^+) = 0$$

$$n_f(Cu) = 2.10^{-3} - x_{max} = 5.10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_f(Ag) = 2x_{max} = 3.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_f(Cu^{2+}) = x_{max} = 1,5.10^{-3} \text{ mol}$$

5- Concentrations molaires des ions en solution :

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

Les ions NO_3^- ne sont pas réagi, le volume n' pas été modifié donc :

$$[NO_3^-] = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$$
$$[Cu^{2+}] = \frac{n_f(Cu)}{N} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On remarque que $[Cu^{2+}] = \frac{[NO_3^-]}{2}$ et la charge de l'ion Cu^{2+} est deux fois celle de NO_3^- ; la solution est électriquement neutre.

Exercice 5 :

Un des constituants principaux de l'essence est l'heptane, alcane de formule 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 admet que la carburation est parfaite, que l'essence est intégralement brûlée, et qu'il se forme exclusivement du dioxyde de carbone et de vapeur de l'eau.

- 1- Ecrire l'équation modélisant la réaction.
- 2- Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la moitié du réservoir ?
- 3- Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la totalité du réservoir ?
- 4- Quel est alors le volume de dioxyde de carbone (pour la totalité) ?

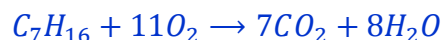
Données :

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : 25 L.mol^{-1} .

Masse Volumique de l'eau : $\rho_{eau} = 1 \text{ kg/L}$.

Correction

1- L'équation modélisant la réaction :



2- La moitié du réservoir : 21 L

Calcul de n : $m = \rho \cdot V = d \cdot \rho_{eau} \cdot V = 0,755 \times 1 \times 21 = 15,8 \text{ kg}$

$$M(C_7H_{16}) = 7 \times 12 + 16 \times 1 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$$

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

Tableau d'avancement de la transformation :

Equation de la réaction		$C_7H_{16} + 11O_2 \rightarrow 7CO_2 + 8H_2O$			
Etat du système	avancement	Quantité de matière en (mol)			
Etat initial	$x = 0$	$1,58 \cdot 10^2$	n	0	0
En cours de transformation	x	$1,58 \cdot 10^2 - x$	$n - 11x$	$7x$	$8x$
Etat final	x_{max}	$1,58 \cdot 10^2 - x_{max}$	$n - 11x_{max}$	$7x_{max}$	$8x_{max}$
	$1,58 \cdot 10^2 \text{ mol}$	0	0	$1,11 \cdot 10^3 \text{ mol}$	$1,27 \cdot 10^3 \text{ mol}$

Recherche de l'avancement maximal x_{max} :

Tous le carburant est brûlé donc : $1,58 \cdot 10^2 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 1,58 \cdot 10^2 \text{ mol}$

On recherche le volume de O_2 nécessaire :

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

Volume de gaz O_2 : $n(O_2) = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V = n(O_2) \cdot V_m \Rightarrow V = 1,74 \cdot 10^3 \times 25 = 4,36 \cdot 10^4 \text{ L}$

$$V(O_2) = 43,6 \text{ m}^3$$

3- Pour la totalité du réservoir on a besoin du double de volume de O_2 soit : $8,72 \cdot 10^4 \text{ L}$

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

Volume de gaz CO_2 : $n(CO_2) = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V = n(CO_2) \cdot V_m$

$$V = 1,11 \cdot 10^3 \times 25 = 5,55 \cdot 10^4 \text{ L}$$

$$V(CO_2) = 55,5 \text{ m}^3$$

Exercice 6 :

On plonge une lame d'aluminium de masse $m = 2,7 \text{ g}$ dans une solution aqueuse à $0,2 \text{ mol}$ d'acide ; on observe la réaction non ajustée suivante :



Au bout d'une date t , la masse de la lame est égale à $1,35 \text{ g}$

1- Equilibrer cette équation.

2- Calculer la quantité initiale en aluminium.

- 3- Construire le tableau d'avancement. Puis calculer l'avancement x de la réaction à cette date t .
- 4- Quelle est la quantité de dihydrogène gazeux formée ?
- 5- Quel est, exprimé en litres, le volume de dihydrogène dégagé à 298K sous une pression égale à 1,0 bar ?

Données : Masse atomique $M(Al) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
 $1,0 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Correction

1- L'équation ajustée :



2- La quantité initiale en aluminium :

$$n_0(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{2,7}{27} = 0,1 \text{ mol}$$

3- Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$2 \text{Al}_{(s)} + 6 \text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ \rightarrow 2 \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{H}_{2(g)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$				
Etat du système	Avancement	Quantités de matière en mol				
Etat initial	$x = 0$	0,1	0,2	0	0	0
Etat intermédiaire	x	$0,1 - 2x$	$0,2 - 6x$	$2x$	$3x$	$6x$
Etat final	$x = x_{\max}$	$0,1 - 2x_{\max}$	$0,2 - 3x_{\max}$	$2x_{\max}$	$3x_{\max}$	$6x_{\max}$

-Calculer l'avancement x de la réaction à cette date t :

A la date t : $m_t(\text{Al}) = 1,35 \text{ mol}$ d'où :

$$n_t(\text{Al}) = \frac{m_t(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{1,35}{27} = 0,05 \text{ mol}$$

D'après le tableau d'avancement : $n_t(\text{Al}) = 0,1 - 2x$

$$x = \frac{0,1 - n_t(\text{Al})}{2} = \frac{0,1 - 0,05}{2} = 0,025 \text{ mol}$$

4- La quantité de dihydrogène gazeux formée :

$$n_t(\text{H}_2) = 3x = 0,075 \text{ mol}$$

5- Le volume de dihydrogène dégagé à 298K sous une pression égale à 1,0 bar :

H_2 est supposé un gaz parfait donc d'après l'équation d'état des gaz parfait :

$$P \cdot V_{H_2} = n_t(H_2) \cdot R \cdot T$$

$$V_{H_2} = \frac{n_t(H_2) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,075 \times 8,314 \times 298}{1,013 \times 10^5} = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$V_{H_2} = 1,86 \text{ L}$$

Exercice 7 :

On réalise la combustion de 9,0 mmol de fer dans un flacon de 500 mL, rempli de dichlore Cl_2 à la pression de $1,03 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ et 20°C . On considère ce gaz comme parfait.

Le fil de fer est chauffé au rouge puis introduit dans le flacon rebouché aussitôt. On observe la formation d'une fumée rousse de chlorure de fer (III) $FeCl_3$.

1- Ajuster l'équation modélisant la réaction étudiée.

2- Calculer la quantité de matière de dichlore Cl_2 en (mmol) à l'état initial et compléter le tableau de la réaction ci-dessous :

Equation de la réaction		$Fe_{(s)}$	+	$Cl_{2(g)}$	→	$FeCl_{3(s)}$
Etat du système	Avancement	Quantités de matière en mol				
Etat initial	$x = 0$					
Etat intermédiaire	x					
Etat final	$x = x_{max}$					

3- Calculer la valeur de l'avancement maximal et déduire le réactif limitant.

4- Décrire l'état final du système en quantité de matière.

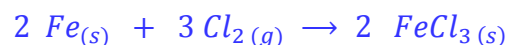
5- Déduire la pression finale dans le ballon.

Donnée :

$$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Correction

1- L'équation de la réaction équilibrée :



2- La quantité de matière de dichlore Cl_2 à l'état initial :

Cl_2 est supposé un gaz parfait donc d'après l'équation d'état des gaz parfait :

$$P \cdot V_{Cl_2} = n_i(Cl_2) \cdot R \cdot T$$

$$n_i(Cl_2) = \frac{P \cdot V_{Cl_2}}{R \cdot T} = \frac{1,03 \cdot 10^5 \times 500 \times 10^{-6}}{8,314 \times (273,15 + 20)} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 21 \text{ mmol}$$

Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$2 Fe_{(s)} + 3 Cl_{2(g)} \rightarrow 2 FeCl_{3(s)}$		
Etat du système	Avancement	Quantités de matière en mol		
Etat initial	$x = 0$	9	21	0
Etat intermédiaire	x	$9 - 2x$	$21 - 3x$	$2x$
Etat final	$x = x_{max}$	$9 - 2x_{max}$	$21 - 3x_{max}$	$2x_{max}$

3- La valeur de l'avancement maximal et déduire le réactif limitant :

Si Fe est limitant : $9 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 4,5 \text{ mmol} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Si Cl_2 est limitant : $21 - 3x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 7 \text{ mmol} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Par conséquent la valeur de x_{max} est toujours la plus petite : $x_{max} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Le réactif limitant est le réactif totalement consommé Cl_2 .

4- l'état final du système en quantité de matière :

D'après le tableau d'avancement :

$$n_f(Fe) = 0 \quad n_f(Cl_2) = 21 - 3x_{max} = 21 - 3 \times 4,5 = 7,5 \text{ mmol} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_f(FeCl_2) = 2x_{max} = 9 \text{ mmol} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

5- la pression finale dans le ballon :

$$P \cdot V_{Cl_2} = n_t(Cl_2) \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{n_t(H_2) \cdot R \cdot T}{V_{Cl_2}} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times (273 + 20)}{500 \times 10^{-6}} = 36540 \text{ Pa}$$

$$P = 36,54 \text{ Pa}$$

Exercice 8 :

L'aluminium brûle dans le dioxygène en produisant une fumée blanche d'oxyde d'aluminium Al_2O_3 .
On introduit 2,7 g d'aluminium dans un flacon contenant 1,20 L de dioxyde gazeux, puis on enflamme avec un dispositif électrique.

- 1- Ecrire l'équation ajustée de la réaction de combustion.
- 2- Calculer la quantité de matière des réactifs à l'état initial.
- 3- Construire le tableau d'avancement de cette réaction.
- 4- Calculer l'avancement maximal et déterminer le réactif limitant.
- 5- Définir et indiquer le réactif en excès.
- 6- Calculer la masse de fumée d'oxyde d'aluminium produite par la réaction et la masse restant du réactif en excès à la fin de la réaction.

Données :

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

Masses atomiques : $M(Al) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Correction

1- L'équation ajustée de la réaction de combustion :



2- La quantité de matière des réactifs à l'état initial :

La quantité de matière initiale d'aluminium :

$$n_i(Al) = \frac{m(Al)}{M(Al)} = \frac{2,7}{27,0} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

La quantité de matière initiale de dioxygène :

$$n_i(O_2) = \frac{V_{O_2}}{V_m} = \frac{1,20}{24} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3- Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$4 Al_{(s)} + 3 O_{2(g)} \rightarrow 2 Al_2O_{3(s)}$		
Etat du système	Avancement	Quantités de matière en mol		
Etat initial	$x = 0$	$1,0 \cdot 10^{-1}$	$5,0 \cdot 10^{-2}$	0
Etat intermédiaire	x	$1,0 \cdot 10^{-1} - 4x$	$5,0 \cdot 10^{-2} - 3x$	$2x$
Etat final	$x = x_{max}$	$1,0 \cdot 10^{-1} - 4x_{max}$	$5,0 \cdot 10^{-2} - 3x_{max}$	$2x_{max}$

4- l'avancement maximal et déterminer le réactif limitant :

$$\text{Si Al est limitant : } 1,0 \cdot 10^{-1} - 4x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1}}{4} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Si O}_2 \text{ est limitant : } 5,0 \cdot 10^{-2} - 3x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2}}{3} = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Par conséquent la valeur de x_{max} est toujours la plus petite : $x_{max} = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Le réactif limitant est le réactif totalement consommé O_2 .

4- Définition de réactif en excès :

Le réactif en excès est le réactif restant à la fin de réaction. Dans le cas étudié le dioxygène est totalement épuisé à la fin de réaction et il reste de l'aluminium ; l'aluminium est donc le réactif en excès.

5- La masse de fumée d'oxyde d'aluminium produite par la réaction :

A l'état final la quantité de matière d'oxyde d'aluminium qui se forme est :

$$n_f(Al_2O_3) = 2x_{max} = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(Al_2O_3) = 3,4 \cdot 10^{-2} \times (2 \times 27,0 + 3 \times 16,0) = 3,4 \cdot 10^{-2} \times 102$$

$$m(Al_2O_3) = 3,5 \text{ g}$$

La masse d'aluminium restant à la fin de la réaction :

$$n_f(Al) = 1,0 \cdot 10^{-1} - 4x_{max} = 1,0 \cdot 10^{-1} - 4 \times 1,7 \cdot 10^{-2} = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m_r(Al) = n_f(Al) \cdot M(Al) = 3,2 \cdot 10^{-2} \times 27,0 = 0,86 \text{ g}$$

Exercice 9 :

La soude est une solution d'hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$. Les ions hydroxyde réagissent sur l'aluminium solide pour donner des ions aluminate $Al(OH)_4^-_{(aq)}$.

On ajoutant 10 mL de solution de soude de concentration $C = 2,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ à une masse de 0,55 g d'aluminium solide.

1- Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.

- 2- Ecrire l'équation de la réaction et dresser le tableau d'avancement de la réaction considérée.
 3- Trouver la composition de l'état final.

Correction

1- Les quantités de matière des réactifs à l'état initial :

$$\text{Aluminium : } n_i(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{0,55}{27,0} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Ion hydroxyde : } n_i(\text{OH}^-) = C \cdot V = 2,0 \times 10 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2- L'équation de la réaction :

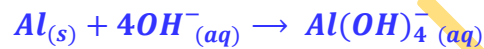


Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$\text{Al}_{(s)} + 4\text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_4^-_{(aq)}$		
Etat du système	Avancement	Quantités de matière en mol		
Etat initial	$x = 0$	$2,0 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$	0
Etat intermédiaire	x	$2,0 \cdot 10^{-2} - x$	$2,0 \cdot 10^{-2} - 4x$	x
Etat final	$x = x_{max}$	$2,0 \cdot 10^{-2} - x_{max}$	$2,0 \cdot 10^{-2} - 4x_{max}$	x_{max}

Détermination de l'avancement maximal :

$$2,0 \cdot 10^{-2} - x_{max} = 0 \text{ ou } 2,0 \cdot 10^{-2} - 4x_{max} = 0$$

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

Les ions hydroxyde donc la soude contient le réactif limitant.

3- La composition de l'état final :

$$n_f(\text{Al}) = 2,0 \cdot 10^{-2} - x_{max} = 2,0 \cdot 10^{-2} - 5,0 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

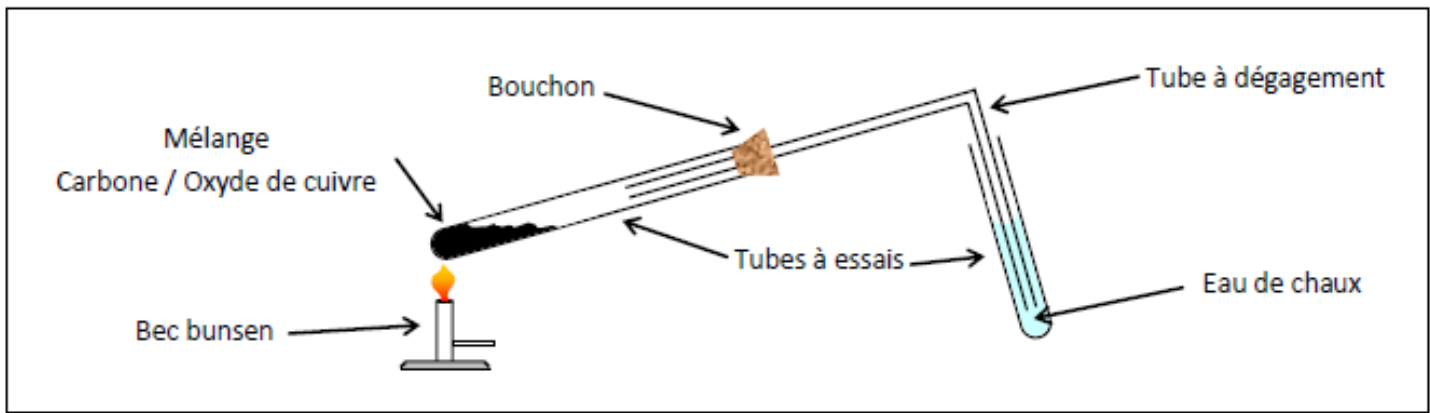
$$n_f(\text{OH}^-) = 0$$

$$n_f(\text{Al}(\text{OH})_4^-) = x_{max} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Exercice 10 :

Etude de la réaction entre le carbone et l'oxyde de cuivre.

- Schéma du montage :



On mélange 1,00 g d'oxyde de cuivre et 120 mg de carbone.

Les observations montrent que du cuivre métallique (Cu) se forme au fond du tube à essais et du dioxyde de carbone (CO_2) s'échappe du tube à dégagement (eau de chaux troublée).

- 1- calculer la quantité de matière initiale des réactifs.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction et construire le tableau d'avancement.
- 3- Préciser le réactif limitant et déterminer l'avancement maximal de la réaction.
- 4- Déterminer la composition du système chimique à l'état final.
- 5- tracer le graphe $n = f(x)$ la quantité de matière en fonction de l'avancement des réactifs et des produits.

Correction

1-La quantité de matière initiale d'oxyde de cuivre utilisée est :

$$n_0(CuO) = \frac{m(CuO)}{M(CuO)}$$

Avec $M(CuO) = M(Cu) + M(C) = 63,5 + 16,0 = 79,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n_0(CuO) = \frac{1,00}{79,5} = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 12,6 \text{ mmol}$$

-La quantité de matière initiale de carbone utilisée est :

$$n_0(C) = \frac{m(C)}{M(C)}$$

A.N :

$$n_0(C) = \frac{120 \cdot 10^{-3}}{12} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 10 \text{ mmol}$$

$$n_0(Cu) = 0 \text{ et } n_0(CO_2) = 0$$

2- L'équation de la réaction :



- Le tableau d'avancement :

Equation chimique		$2 \text{CuO}_{(s)} + \text{C}_{(s)} \rightarrow 2 \text{Cu}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$				
Etat	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)				
Initial	0	$n_0(\text{CuO})$	$n_0(\text{C})$	--	0	0
Intermédiaire	x	$n_0(\text{CuO}) - 2x$	$n_0(\text{C}) - x$	--	x	x
Final	x_{max}	$n_0(\text{CuO}) - 2x_{max}$	$n_0(\text{C}) - x_{max}$	--	x_{max}	x_{max}

3- Détermination de réaction limitant et l'avancement maximal de la réaction :

- Lorsque l'oxyde de carbone CuO s'épuise : $n_f(\text{CuO}) = 0$

$$n_0(\text{CuO}) - 2x_{max2} = 0 \quad \text{soit : } x_{max2} = \frac{n_0(\text{CuO})}{2} = \frac{1,26 \cdot 10^{-2}}{2} = 6,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- Lorsque le carbone C s'épuise :

$$n_0(\text{C}) - x_{max1} = 0 \quad \text{soit : } x_{max1} = n_0(\text{C}) = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui pour lequel x_{max} est le plus petit.

- Puisque $x_{max2} < x_{max1}$ alors l'oxyde de cuivre II est un réactif limitant.
- l'avancement maximal est $x_{max2} = 6,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

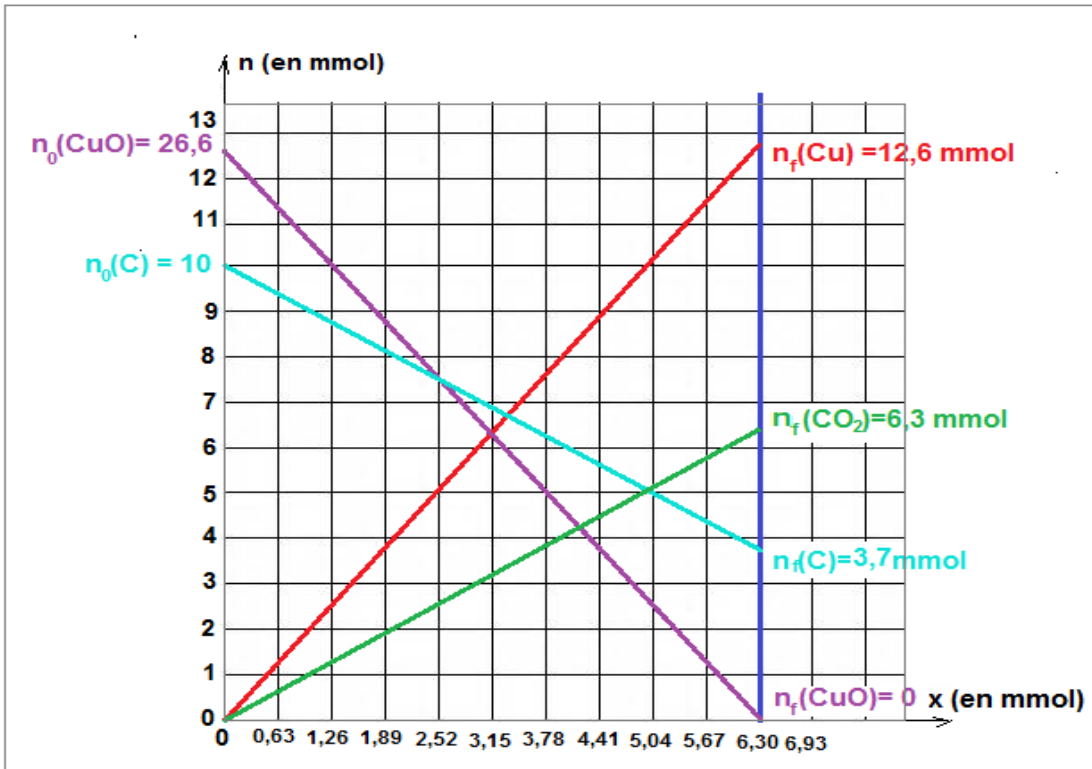
4- La composition du système chimique à l'état final :

L'état final d'un système chimique en évolution est atteint lorsque la quantité de matière d'un des réactifs est nulle, celle du réactif limitant.

$$n_f(\text{CuO}) = 0 \quad ; \quad n_f(\text{C}) = n_0(\text{C}) - x_{max} = 1,00 \cdot 10^{-2} - 6,30 \cdot 10^{-3} = 3,70 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_f(\text{Cu}) = 2x_{max} = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad ; \quad n_f(\text{CO}_2) = x_{max} = 6,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

5- Quantité de matière en fonction de l'avancement :



متنديات علوم الحياة و الأرض بأصيلة

www.svt-assilah.com