

# CORRIGE APT 5

## 2. Applications par ordre croissant de difficultés

### 2.1. Soufre et acide :

Le soufre est un intermédiaire lors de la synthèse de l'acide sulfurique. Il est obtenu par action du dioxyde de soufre ( $\text{SO}_{2(g)}$ ) sur le sulfure d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$ ). Le soufre (S) et l'eau sont les produits de la réaction.

2.1.1. Ecrire l'équation chimique correspondante.



2.1.2. Dans l'état initial, le système est constitué de 4,0 mol de dioxyde de soufre et de 5,0 mol de sulfure d'hydrogène. A l'aide du tableau ci-dessous :

- Déterminer le réactif limitant de cette réaction.
- Donner la composition du système à l'état final.

Equation		$\text{SO}_{2(g)}$	+	$2 \text{H}_2\text{S}_{(g)}$	$\rightarrow$	$3 \text{S}_{(s)}$	+	$2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
Coefficients stœchiométriques		<b>1</b>		<b>2</b>		<b>3</b>		<b>2</b>
Avancement à l'état initial	0	4,0 mol		5,0 mol		0		0
Avancement au cours de la transformation	x	4,0 - x		5,0 - 2 x		3x		2x
Avancement à l'état final	$x_{\text{max}}$	4,0 - $x_{\text{max}}$		5,0 - 2 $x_{\text{max}}$		3 $x_{\text{max}}$		2 $x_{\text{max}}$

➤ Calcul de l'avancement maximal :

- Si  $\text{SO}_2$  est le réactif limitant alors on a  $4,0 - x_{\text{max}} = 0$  soit  $x_{1\text{max}} = 4,0$  mol.
- Si  $\text{H}_2\text{S}$  est le réactif limitant alors on a  $5,0 - 2x_{\text{max}} = 0$  soit  $x_{2\text{max}} = 2,5$  mol.

or  $x_{2\text{max}} < x_{1\text{max}}$  donc le réactif limitant est  $\text{H}_2\text{S}$  et donc  $x_{\text{max}} = 2,5$  mol.

➤ A l'état final on a donc :  $n(\text{SO}_2) = 4,0 - 2,5 = 1,5$  mol;  $n(\text{H}_2\text{S}) = 0$  mol;  $n(\text{S}) = 3 \times 2,5$  soit  $n(\text{S}) = 7,5$  mol et  $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 2,5$  soit  $n(\text{H}_2\text{O}) = 5,0$  mol.

2.1.3. Si l'on a 1,75 mole de dioxyde de soufre à l'état initial. Quelle doit être la quantité de sulfure d'hydrogène pour que le mélange soit stœchiométrique ?

En suivant les coefficients stœchiométriques, on aura  $2 \times 1,75$  soit 3,5 moles de  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $3 \times 1,75$  soit 5,25 moles de S et  $2 \times 1,75$  soit 3,5 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .

### 2.2. Combustion de l'éthanol :

Lors de la combustion de l'alcool à brûler (éthanol :  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) avec le dioxygène, il se forme du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau. Au cours d'une expérience, il se dégage 6,0 L de dioxyde de carbone.

- Ecrire l'équation chimique de la réaction :  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- A l'aide du tableau d'avancement ci-dessous, déterminer l'avancement maximal de cette réaction.

Equation		$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	+	$3 \text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$2 \text{CO}_{2(g)}$	+	$3 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
Coefficients stœchiométriques		<b>1</b>		<b>3</b>		<b>2</b>		<b>3</b>
Avancement à l'état initial	0	$n_1$		$n_2$		0		0
Avancement au cours de la transformation	x	$n_1 - x$		$n_2 - 3x$		2x		3x
Avancement à l'état final	$x_{\text{max}}$	$n_1 - x_{\text{max}}$		$n_2 - 3 x_{\text{max}}$		2 $x_{\text{max}}$		3 $x_{\text{max}}$

Il se dégage 6,0 L de dioxyde de carbone donc  $n_f(\text{CO}_2) = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m}$  soit  $n_f(\text{CO}_2) = \frac{6,0}{25}$  donc  $n_f(\text{CO}_2) = 0,24$  mol.

D'après le tableau  $n_f(\text{CO}_2) = 2 x_{\text{max}}$  donc  $x_{\text{max}} = n_f(\text{CO}_2)/2$  soit  $x_{\text{max}} = 0,12$  mol.

2.2.1. Calculer la quantité de matière d'éthanol ayant réagi.

Lors de la combustion nous avons en excès de l'air donc du dioxygène et donc le réactif limitant sera l'éthanol et donc on aura  $n(\text{éthanol réagit}) = x_{\max} = 0,12 \text{ mol}$ .

2.2.2. Quel est le volume de dioxygène nécessaire pour réaliser cette combustion dans les proportions stœchiométriques ?

Dans les proportions stœchiométriques on aura  $n_2 - 3 x_{\max} = 0$  soit  $n_2 = 3 x_{\max}$  soit  $n_2 = 3 \times 0,12$  et donc  $n_2 = 0,36 \text{ mol}$ .

Donc  $V(\text{O}_2) = n_2 \times V_m$  soit  $V(\text{O}_2) = 0,36 \times 25$  soit  $V(\text{O}_2) = 9,0 \text{ L}$

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

### 2.3. Poudre de cuivre :

On verse dans un bécher  $V = 20,0 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ ) dont la concentration en ions est  $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$ . On y ajoute  $0,127 \text{ g}$  de poudre de cuivre  $\text{Cu}$ .

La solution initialement incolore devient bleue (présence d'ion  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ ) et il se forme un dépôt d'argent  $\text{Ag}$  sur la poudre de cuivre. La réaction se fait à une température de  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  et sous une pression de  $1 \text{ bar}$ .

2.3.1. Ecrire l'équation chimique de la réaction :  $2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$

2.3.2. Calculer les quantités de matière des réactifs dans l'état initial.

$n_{\text{Cu}} = m_{\text{Cu}}/M_{\text{Cu}}$  soit  $n_{\text{Cu}} = 0,127 / 63,5$  soit  $n_{\text{Cu}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

$n_{\text{Ag}^+} = C(\text{Ag}^+) \times V$  soit  $n_{\text{Ag}^+} = 0,15 \times 20,0 \cdot 10^{-3}$  soit  $n_{\text{Ag}^+} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

2.3.3. Déterminer le réactif limitant de cette réaction.

Equation		$2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{Cu}$	$\rightarrow$	$2 \text{Ag}$	+	$\text{Cu}^{2+}$
Coefficients stœchiométriques		<b>2</b>		<b>1</b>		<b>2</b>		<b>1</b>
Avancement à l'état initial	0	$3,0 \cdot 10^{-3}$		$2,00 \cdot 10^{-3}$		0		0
Avancement au cours de la transformation	x	$3,0 \cdot 10^{-3} - 2x$		$2,00 \cdot 10^{-3} - x$		2x		x
Avancement à l'état final	$x_{\max}$	$3,0 \cdot 10^{-3} - 2 x_{\max}$		$2,00 \cdot 10^{-3} - x_{\max}$		$2 x_{\max}$		$x_{\max}$

Calcul de  $x_{\max}$  :

- si  $\text{Ag}^+$  est limitant alors on a  $3,0 \cdot 10^{-3} - 2x_{1\max} = 0$  soit  $x_{1\max} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .
- si  $\text{Cu}$  est limitant alors on a  $2,00 \cdot 10^{-3} - x_{2\max} = 0$  soit  $x_{2\max} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

or  $x_{1\max} < x_{2\max}$  donc  $\text{Ag}^+$  est limitant et  $x_{\max} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

2.3.4. Donner le bilan de matière en fin de réaction.

$n_f(\text{Ag}^+) = 0 \text{ mol}$  (réactif limitant)

$n_f(\text{Cu}) = 2,00 \cdot 10^{-3} - x_{\max}$  soit  $n_f(\text{Cu}) = 2,00 \cdot 10^{-3} - 1,5 \cdot 10^{-3}$  soit  $n_f(\text{Cu}) = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

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

$n_f(\text{Cu}^{2+}) = x_{\max}$  soit  $n_f(\text{Cu}^{2+}) = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

2.3.5. Calculer à l'état final les concentrations des ions en solution et les masses des solides présents.

$m_f(\text{Cu}) = n_f(\text{Cu}) \times M(\text{Cu})$  soit  $m_f(\text{Cu}) = 5,0 \cdot 10^{-4} \times 63,5$  soit  $m_f(\text{Cu}) = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

$m_f(\text{Ag}) = n_f(\text{Ag}) \times M(\text{Ag})$  soit  $m_f(\text{Ag}) = 3,0 \cdot 10^{-3} \times 107,9$  soit  $m_f(\text{Ag}) = 3,2 \cdot 10^{-1} \text{ g}$

$C_f(\text{Cu}^{2+}) = n_f(\text{Cu}^{2+})/V$  soit  $C_f(\text{Cu}^{2+}) = 1,5 \cdot 10^{-3}/20,0 \cdot 10^{-3}$  soit  $C_f(\text{Cu}^{2+}) = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Remarque : il n'y plus d' $\text{Ag}^+$  donc le calcul de sa concentration finale est inutile.

Données :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g.mol}^{-1}$ ;

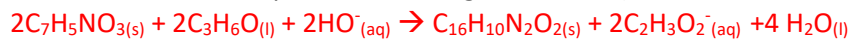
### 2.4. Synthèse de l'indigo :

L'indigo ( $\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2(\text{s})$ ) est un pigment employé dans l'industrie textile comme teinture pour les jeans. Sa synthèse a été proposée par l'allemand Baeyer en 1882. Il est obtenu à partir de 2-nitrobenzaldéhyde ( $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3$ ), d'acétone ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ) et d'ions hydroxydes  $\text{HO}^-$ .

La synthèse est réalisée avec une masse  $m_{2\text{-nba}} = 1,00 \text{ g}$  de 2-nitrobenzaldéhyde solide, un volume  $V_a = 10,0 \text{ mL}$  d'acétone et un volume  $V_s = 5,0 \text{ mL}$  de solution aqueuse de soude à la concentration  $C_s = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$

Données :  $M_{\text{indigo}} = 261,0 \text{ g.mol}^{-1}$   $d_{\text{acétone}} = 1,05$   $M_{2\text{-nba}} = 151,0 \text{ g.mol}^{-1}$   $M_o = 58,0 \text{ g.mol}^{-1}$

2.4.1. Sachant qu'il se forme en plus de l'indigo des ions éthanoate  $C_2H_3O_2^-$  (aq) et de l'eau, écrire l'équation de la transformation chimique (Aide : équilibrer d'abord les N, puis les C, les charges, et enfin les H et sachez que le nombre stœchiométrique devant l'indigo doit être 1).



2.4.2. Voici les pictogrammes figurant sur les réactifs de cette synthèse.

Quelles précautions prendre avant de commencer les manipulations?

Utiliser gant, lunette, blouse et manipuler loin de toutes sources de chaleur.

2.4.3. Calculer les quantités de matière des réactifs introduits à l'état initial (attention, il y en a trois !).

$$n_i(2-nba) = \frac{m(2-nba)}{M(2-nba)} \quad \text{AN : } n_i(2-nba) = \frac{1,00}{151,0} \text{ soit } n_i(2-nba) = 6,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol. (3CS)}$$

$$n_i(\text{acétone}) = \frac{m(\text{acétone})}{M(\text{acétone})} \quad \text{donc } n_i(\text{acétone}) = \frac{\rho(\text{acétone}) \times V(\text{acétone})}{M(\text{acétone})} \quad \text{et donc pour finir}$$

$$n_i(\text{acétone}) = \frac{\rho(\text{eau}) \times d(\text{acétone}) \times V(\text{acétone})}{M(\text{acétone})}$$

$$\text{AN : } n_i(\text{acétone}) = \frac{(1000 \times 1,05 \times 10,0 \cdot 10^{-3})}{58,0} \text{ soit } n_i(\text{acétone}) = 1,81 \cdot 10^{-1} \text{ mol. (3CS)}$$

$$n_i(S) = V_S \times C_S \quad \text{AN : } n_i(S) = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 2,0 \text{ soit } n_i(S) = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

2.4.4. Compléter le tableau suivant :

Equation		$2C_7H_5NO_{3(s)} + 2C_3H_6O_{(l)} + 2HO^-_{(aq)} \rightarrow C_{16}H_{10}N_2O_{2(s)} + 2C_2H_3O_2^-_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$					
Coefficients stœchiométriques		2	2	2	1	2	4
Avancement à l'état initial	0	$6,62 \cdot 10^{-3}$	$1,81 \cdot 10^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	0	0	solvant
Avancement au cours de la transformation	x	$6,62 \cdot 10^{-3} - 2x$	$1,81 \cdot 10^{-1} - 2x$	$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x$	x	2x	solvant
Avancement à l'état final	$x_{\max}$	$6,62 \cdot 10^{-3} - 2x_{\max}$	$1,81 \cdot 10^{-1} - 2x_{\max}$	$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{\max}$	$x_{\max}$	$2x_{\max}$	solvant

2.4.5. Déterminer l'avancement maximal. En déduire le réactif limitant.

Si  $C_7H_5NO_3$  est le réactif limitant alors :  $6,62 \cdot 10^{-3} - 2x_m = 0$  donc  $x_{1\max} = 3,31 \cdot 10^{-3}$  mol.

Si  $C_3H_6O$  est le réactif limitant alors :  $1,81 \cdot 10^{-1} - 2x_m = 0$  donc  $x_{2\max} = 9,05 \cdot 10^{-2}$  mol.

Si  $HO^-$  est le réactif limitant alors :  $1,0 \cdot 10^{-2} - 2x_m = 0$  donc  $x_{3\max} = 5,0 \cdot 10^{-3}$  mol.

En prenant le plus petit des  $x_{\max}$  potentiels, on trouve que le réactif limitant de la réaction est donc le 2-nitrobenzaldéhyde et  $x_{\max} = 3,31 \cdot 10^{-3}$  mol.

2.4.6. La synthèse achevée, on réalise une filtration. A quoi sert-elle ? Pourquoi la faire sous vide ?

La filtration permet d'isoler l'indigo solide de toutes les autres espèces aqueuses ou liquides. Il est préférable de la faire sous vide car le solide obtenu est ainsi mieux séché donc séparé d'un maximum de réactifs en excès ou autres produits de la réaction.

2.4.7. Quelles espèces récupère-t-on dans le filtrat ? Sera-t-il coloré ?

Dans le filtrat on récupère de l'acétone en excès, des ions hydroxyde également introduits en excès, des ions éthanoates et de l'eau, produits de la réaction. Le filtrat n'est pas coloré puisque l'indigo demeure sur le filtre.

2.4.8. Le précipité est ensuite lavé à l'eau. Pourquoi ?

Le précipité est ensuite lavé à l'eau afin d'éliminer toute traces d'ions hydroxyde, basique.

2.4.9. Quelle quantité de matière d'indigo obtient-on ?

$$\text{On obtient } n_f(\text{indigo}) = x_{\max} \text{ d'indigo soit } n_f(\text{indigo}) = 3,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

2.4.10. Quelle est la masse d'indigo correspondante ?

$$m_f(\text{indigo}) = n_f(\text{indigo}) \times M(\text{indigo})$$

$$\text{AN : } m_f(\text{indigo}) = 3,31 \cdot 10^{-3} \times 261,0 \text{ soit } m_f(\text{indigo}) = 8,64 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

2.4.11. Un élève réalise cette synthèse et obtient une masse de  $7,9 \cdot 10^{-1}$  g d'indigo. Déterminer le rendement de cette synthèse.

$$\eta = \frac{m_f(\text{indigo})_{\text{exp}}}{m_f(\text{indigo})_{\text{th}}} \quad \text{AN : } \eta = \frac{7,9 \cdot 10^{-1}}{8,64 \cdot 10^{-1}} \text{ soit } \eta\% = 91\% \quad (2CS)$$

$$\text{Remarque : } \eta\% = \eta \times 100$$