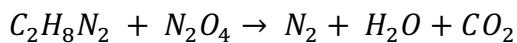


CHI-3 : Tableau d'avancement Travaux Dirigés	1 <sup>ère</sup> SPE PC Lycée d'État de Wallis-et-Futuna
---	---

### Exercice 1 : Quantité de matière et tableau d'avancement

Il s'agit de la réaction de combustion du 1,1-diméthylhydrazine avec pour comburant, le tétraoxyde de diazote.

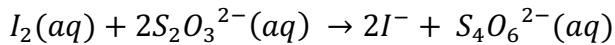
1. Equilibrer la réaction de combustion suivante :



2. Déterminer la quantité de matière (en mole) des réactifs, sachant qu'on a introduit 480g de  $C_2H_8N_2$  et 1288g de  $N_2O_4$ .
3. Construire le tableau d'avancement.
4. Donner la composition du système chimique à la fin de la transformation et la masse des produits formés.

### Exercice 2 : Quantité de matière et tableau d'avancement

Le diiode  $I_{2(aq)}$  réagit avec les ions thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  pour former des ions iodures  $I^{-}_{(aq)}$  et des ions tétrathionate  $S_4O_6^{2-}_{(aq)}$  selon l'équation :



La seule espèce colorée est le diiode  $I_{2(aq)}$ . Initialement le système chimique contient 3,0 mol de diiode et 5,0 mol d'ions thiosulfate.

1. Construire le tableau d'avancement de la réaction.
2. Déterminer le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximal  $x_{max}$ .
3. Quelle sera la composition du système à l'état final ? Le mélange final sera-t-il coloré ? Justifier.

4. Calculer la concentration finale en ions  $I^{-}$  (aq) dans le mélange si le volume total à la fin de la réaction est de 50 mL.

### Exercice 3 : Action du cuivre sur le zinc

On plonge une lame de zinc  $Zn(s)$  dans une solution de sulfate de cuivre (II) bleue ( $SO_4^{2-}(aq)$ ) +  $Cu^{2+}(aq)$ . On observe la formation de cuivre solide  $Cu(s)$  et la formation d'ions zinc (II)  $Zn^{2+}(aq)$ . Les ions  $SO_4^{2-}$  n'interviennent pas dans la réaction.

Une lame de zinc de masse  $m=3,27g$  est plongée entièrement dans un bêcher contenant un volume  $V=200mL$  de solution de sulfate de cuivre (II) de concentration molaire  $C=1,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L. On laisse la réaction se dérouler quelques instants, puis on retire la lame de zinc et on détermine la concentration molaire en ions cuivre restants dans la solution. On obtient  $Cu^{2+}_{restants} = 2,00 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

1. Écrire l'équation chimique de la réaction chimique décrite.
2. Établir le tableau d'avancement de la réaction.
3. Calculer les quantités de matières initiales de la réaction.
4. D'après le texte (sans calcul), quel est le réactif limitant ?
5. Quel est le lien entre la quantité de matière d'ions  $Cu^{2+}(aq)$  consommé et l'avancement de la réaction  $x_{max}$  au moment où on retire la lame de zinc. Montrer que la valeur de l'avancement maximal  $x_{max} = 1,60 \cdot 10^{-2}$  mol.
6. Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final lorsqu'on a retiré la lame de zinc.

7. Déterminer la masse de zinc ayant réagi et la masse de cuivre formé.
  8. Déterminer la concentration molaire en mol/L de tous les ions présents à l'état final dans le bêcher.
  9. Les ions cuivre (II)  $Cu^{2+}$  sont colorés en bleu tandis que les ions zinc (II)  $Zn^{2+}$  sont incolores. Justifier le fait que la solution soit moins colorée lorsque la lame de zinc est retirée.
- 
10. Si on avait laissé la réaction se produire jusqu'à la fin, quel aurait été le réactif limitant ? Justifier (calcul).

Données :

$$M(Zn)=65,4 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(Cu) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

## Correction

### Exercice 1 : Quantité de matière et tableau d'avancement

1- Équation de la réaction équilibrée :  $\frac{1}{2}\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \frac{3}{2}\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

2- Nos réactifs sont :  $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$  et  $\text{N}_2\text{O}_4$ . On connaît leurs masses au début de la réaction, donc on utilise la formule  $n = \frac{m}{M}$  pour déterminer leurs quantités de matière initiales.

$$n_{0\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2} = \frac{m_{0\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2}}$$

$$n_{0\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{m_{0\text{N}_2\text{O}_4}}{M_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$n_{0\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2} = \frac{480}{2 \times 12 + 8 \times 1 + 2 \times 14} = 8 \text{ mol}$$

$$n_{0\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1288}{2 \times 14 + 4 \times 16} = 14 \text{ mol}$$

3- Tableau d'avancement.

Équation	$\frac{1}{2}\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \frac{3}{2}\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$				
État Initial (E.I)	8	14	0	0	0
État Intermédiaire (E.Int)	$8 - \frac{1}{2}x$	$14 - x$	$\frac{3}{2}x$	$2x$	$x$
État final (E.F)	$8 - \frac{1}{2}x_{\max}$	$14 - x_{\max}$	$\frac{3}{2}x_{\max}$	$2x_{\max}$	$x_{\max}$

On détermine le réactif limitant :

$$x_{\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2} = \frac{n_{0\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2}}{\frac{1}{2}} = 16 \text{ mol} \quad x_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_{0\text{N}_2\text{O}_4}}{1} = 14 \text{ mol}$$

On a  $x_{\text{N}_2\text{O}_4} < x_{\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2}$  donc notre réactif limitant est le  $\text{N}_2\text{O}_4$  et  $x_{\max} = x_{\text{N}_2\text{O}_4} = 14 \text{ mol}$

4- Composition du système chimique finale :

A la fin de la réaction il nous restera 1 mole de  $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$  et on aura produit 21 moles de  $\text{N}_2$ , 28 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  et 14 moles de  $\text{CO}_2$ .

$$m_{\text{N}_2} = n_{\text{produit}_{\text{N}_2}} \times M_{\text{N}_2} = 21 \times 28 = 588 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{produit}_{\text{H}_2\text{O}}} \times M_{\text{H}_2\text{O}} = 28 \times 18 = 504 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{produit}_{\text{CO}_2}} \times M_{\text{CO}_2} = 14 \times 44 = 616 \text{ g}$$

## Exercice 2 : Quantité de matière et tableau d'avancement

### 1. Tableau d'avancement de la réaction.

Équation	$I_2$	$+ 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$		
E.I	3	5	0	0
E.Int	$3 - x$	$5 - 2x$	$2x$	$x$
E.F	$3 - x_{\text{max}}$	$5 - 2x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	$x_{\text{max}}$

### 2. On détermine le réactif limitant :

$$x_{I_2} = \frac{n_{0I_2}}{1} = \frac{3}{1} = 3 \text{ mol}$$

Il reste 0,5 mole de  $I_2$  qui correspond à la seule espèce colorée donc le mélange sera légèrement coloré.

$$x_{S_2O_3^{2-}} = \frac{n_{0S_2O_3^{2-}}}{2} = \frac{5}{2} = 2,5 \text{ mol}$$

On a  $x_{S_2O_3^{2-}} < x_{I_2}$  donc notre réactif limitant est le  $S_2O_3^{2-}$  et  $x_{\text{max}} = x_{S_2O_3^{2-}} = 2,5 \text{ mol}$

### 3. Composition du système chimique finale :

A la fin de la réaction il nous restera 0,5 mole de  $I_2$  et on aura produit 5 moles de  $I^-$  et 2,5 moles de  $S_4O_6^{2-}$ .

### 4. Concentration finale en ions $I^-$ . On a produit 5 moles de $I^-$ dans un mélange d'un volume total de 50 mL donc la concentration est de :

$$[I^-] = \frac{n_{\text{produit}I^-}}{V}$$

$$[I^-] = \frac{5}{50 \cdot 10^{-3}}$$

$$[I^-] = 100 \text{ mol.L}^{-1}$$

## Exercice 3 : Action du cuivre sur le zinc

### 1. Équation chimique de la réaction chimique : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

### 2. Tableau d'avancement de la réaction :

Équation	$Zn$	$+ Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$		
E.I	$n_{0Zn}$	$n_{0Cu^{2+}}$	$n_{0Zn^{2+}}$	$n_{0Cu}$
E.Int	$n_{0Zn} - x$	$n_{0Cu^{2+}} - x$	$n_{0Zn^{2+}} + x$	$n_{0Cu} + x$
E.F	$n_{0Zn} - x_{\text{max}}$	$n_{0Cu^{2+}} - x_{\text{max}}$	$n_{0Zn^{2+}} + x_{\text{max}}$	$n_{0Cu} + x_{\text{max}}$

### 3. Calculs des quantités de matières initiales de la réaction.

$$n_{0Zn} = \frac{m_{0Zn}}{M_{Zn}}$$

$$n_{0Zn} = \frac{3,27}{65,4}$$

$$\textcolor{red}{n_{0Zn} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

$$n_{o_{Cu^{2+}}} = [Cu^{2+}] \times V_{Cu^{2+}}$$

$$n_{o_{Cu^{2+}}} = 1,00 \cdot 10^{-1} \times 200 \cdot 10^{-3}$$

$$\textcolor{red}{n_{o_{Cu^{2+}}} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

On n'a pas encore formé de  $Zn^{2+}$  et de Cu donc :  $n_{o_{Zn^{2+}}} = n_{o_{Cu}} = 0 \text{ mol}$

Équation	Zn	+	$Cu^{2+}$	$\rightarrow$	$Zn^{2+}$	+	Cu
E.I	$5,00 \cdot 10^{-2}$		$2,00 \cdot 10^{-2}$		0		0
E.Int	$n_{o_{Zn}} - x$		$n_{o_{Cu^{2+}}} - x$		$n_{o_{Zn^{2+}}} + x$		$n_{o_{Cu}} + x$
E.F	$n_{o_{Zn}} - x_{\max}$		$n_{o_{Cu^{2+}}} - x_{\max}$		$n_{o_{Zn^{2+}}} + x_{\max}$		$n_{o_{Cu}} + x_{\max}$

4. Lorsqu'on retire le zinc on arrête la réaction, donc d'après l'énoncé, le réactif limitant est le Zn.

5. Il nous reste, d'après l'énoncé, à la fin de la réaction  $Cu^{2+}_{\text{restants}} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  soit en quantité de matière :

$$n_{final_{Cu^{2+}}} = [Cu^{2+}]_{final} \times V_{Cu^{2+}}$$

$$n_{final_{Cu^{2+}}} = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 200 \cdot 10^{-3}$$

$$\textcolor{black}{n_{final_{Cu^{2+}}} = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

A la fin de la réaction on sait que :  $n_{o_{Cu^{2+}}} - x_{\max} = n_{final_{Cu^{2+}}}$

$$x_{\max} = n_{o_{Cu^{2+}}} - n_{final_{Cu^{2+}}}$$

$$x_{\max} = 2,00 \cdot 10^{-2} - 4,00 \cdot 10^{-3}$$

$$\textcolor{black}{x_{\max} = 1,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol (CQFD)}}$$

6. A l'état final, il nous restera :

- 0 mol de Zn (car on a retiré le zinc de la solution)
- $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } Cu^{2+}$

Et on aura produit :

- $1,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } Zn^{2+}$
- $1,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cu}$

Équation	Zn	+	$Cu^{2+}$	$\rightarrow$	$Zn^{2+}$	+	Cu
E.I	$5,00 \cdot 10^{-2}$		$2,00 \cdot 10^{-2}$		0		0
E.Int	$n_{o_{Zn}} - x$		$n_{o_{Cu^{2+}}} - x$		$n_{o_{Zn^{2+}}} + x$		$n_{o_{Cu}} + x$
E.F	0		$4,00 \cdot 10^{-3}$		$1,60 \cdot 10^{-2}$		$1,60 \cdot 10^{-2}$

7. Calcul de la masse de zinc ayant réagi :

$$m_{Zn_{\text{réagi}}} = n_{Zn_{\text{réagi}}} \times M_{Zn}$$

$$m_{Zn_{\text{réagi}}} = 1,60 \cdot 10^{-2} \times 65,4$$

$$\textcolor{black}{m_{Zn_{\text{réagi}}} = 1,05 \text{ g}}$$

Calcul de la masse de cuivre formé :

$$m_{Cu_{\text{produit}}} = n_{Cu_{\text{produit}}} \times M_{Cu}$$

$$m_{Cu_{\text{produit}}} = 1,60 \cdot 10^{-2} \times 63,5$$

$$\textcolor{black}{m_{Cu_{\text{produit}}} = 1,02 \text{ g}}$$

8. On a comme ions présents dans le bécher :

- $Cu^{2+}$
- $SO_4^{2-}$
- $Zn^{2+}$

$$[Cu^{2+}]_{final} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ (énoncé)}$$

$$[SO_4^{2-}]_{final} = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \text{ (énoncé et n'a pas réagi pendant la réaction)}$$

$$[Zn^{2+}]_{final} = \frac{n_{final,Zn^{2+}}}{V}$$

$$[Zn^{2+}]_{final} = \frac{1,60 \cdot 10^{-2}}{200 \cdot 10^{-3}}$$

$$[Zn^{2+}]_{final} = 8,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

9. L'espèce colorée étant un des réactifs, la solution devient moins colorée puisque cette espèce est consommée.

10. Si on avait laissé la réaction se produire jusqu'à la fin :

$$x_{Zn} = \frac{n_{o_{Zn}}}{1} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$x_{Cu^{2+}} = \frac{n_{o_{Cu^{2+}}}}{1} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$x_{Cu^{2+}} < x_{Zn}$$

Notre réactif limitant aurait été le  $Cu^{2+}$ .