

**Exercice 1**

On verse dans un bécher  $V = 20,0$  mL d'une solution aqueuse de nitrate d'argent. Dans la solution les ions argent  $\text{Ag}^+$  et les ions nitrate  $\text{NO}_3^-$  sont telle que

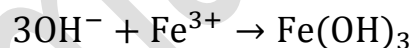
$[\text{Ag}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On y ajoute 0,127 g de cuivre en poudre. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent.

- 1 Ecrire l'équation chimique de la réaction.
- 2 Déterminer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.
- 3 Déterminer le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.
- 4 Déterminer les quantités de matière des constituants du système à l'état final.
- 5 Déterminer, à l'état final :
  - les concentrations molaires des ions en solution ;
  - les masses du (ou des) solide(s) présent(s).

$$M_{\text{Ag}} = 107 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**Exercice 2**

L'addition de quelques gouttes d'une solution aqueuse de soude à une solution aqueuse de sulfate de fer III fait apparaître un précipité d'hydroxyde de fer  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . L'équation de la transformation qui se produit s'écrit :



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

Dresser un tableau d'avancement et déterminer :

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

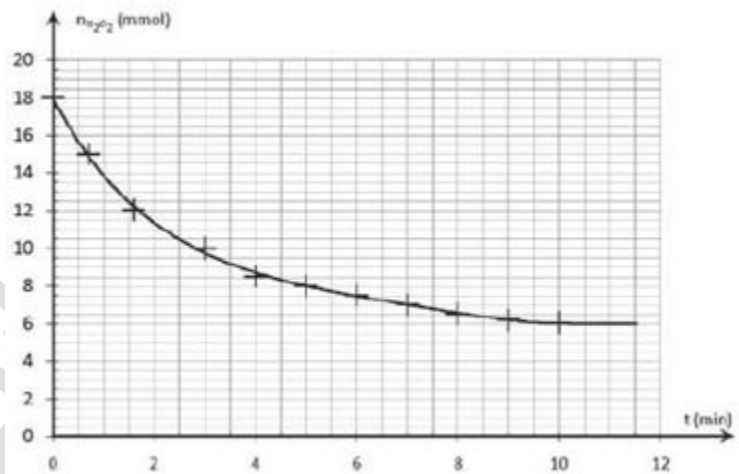
**Exercice 3**

On mélange un volume  $V_1 = 50$  mL d'une solution de nitrate de plomb  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  de concentration molaire  $C_1 = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  avec  $V_2 = 50$  mL d'une solution de chlorure de potassium  $\text{KCl}$  de concentration molaire  $C_2 = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On obtient un précipité de masse  $m = 0,62$  g.

- 1 Ecrire l'équation chimique de la réaction de précipitation.
  - 2 Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs et dresser le tableau d'avancement du système étudié.
  - 3 Déterminer le réactif limitant ;
  - 4 Calculer l'avancement maximal de la réaction.
  - 5 Déterminer l'avancement final de la réaction ainsi que son taux d'avancement final et déduire si la réaction étudiée est totale ou limitée?
- On donne:  $M_{\text{PbCl}_2} = 278,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

#### Exercice 4

Le peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) peut oxyder lentement les ions iodure en milieu acide. Les couples redox mis en jeu sont:  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{I}_2/\text{I}^-$ . La courbe ci-contre représente la variation, en fonction du temps, de la quantité de matière d'eau oxygénée restante dans un système renfermant initialement 18mmol d'eau oxygénée et 24mmol d'ions iodure en milieu aqueux acidifié.



1/Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu.

2/La réaction qui se produit est-elle totale ou limitée? Justifier la réponse.

#### Exercice 5

Dans un tube à essais, on introduit une masse  $m = 0,60 \text{ g}$  d'aluminium en poudre et un volume  $V = 6,0 \text{ mL}$  de solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ ), de concentration  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

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 formé ?
- 2 Quel est l'ion mis en évidence par l'apparition du précipité ?
- 3 Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu entre le zinc et l'acide chlorhydrique.
- 4 a. Calculer les quantités de matière des réactifs mis en jeu.

- 5 a. Dresser le tableau d'avancement du système, déterminer l'avancement final et le réactif limitant.  
 b. Calculer le volume de gaz dégagé.  
 On donne :  $V_M = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

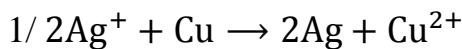
### Exercice 6

On ajoute une masse  $m = 2,8 \text{ g}$  de la limaille de fer Fe à un volume  $V = 25 \text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ ) de concentration  $C = 1 \text{ mol/L}$ , il résulte de la réaction qui se produit la formation des ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  et le dégagement du gaz dihydrogène  $\text{H}_2$ .

- 1 Ecrire l'équation de la réaction qui se produit et déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.
- 2 Construire le tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant.
- 3 Déterminer la masse du fer Fe restant à la fin de la réaction.
- 4 Quel est le volume de  $\text{H}_2$  qui résulte de la réaction ?
- 5 Déterminer la masse du fer disparu (qui a réagit).

Quelle est la masse du fer initiale qu'on devrait utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique ? On donne :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$

### Exercice 1



$$2/ n_{\text{Ag}^+} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \text{ et } n_{\text{Cu}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

3/

- En supposant que  $\text{Ag}^+$  est limitant :  $3 \cdot 10^{-3} - 2x_{\text{max}} = 0$

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

- En supposant que Cu est limitant :  $2 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$

$$\Rightarrow x_{\text{max}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

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

$\text{Ag}^+$  est le réactif limitant.  $x_M = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ ;

- 1 La composition à l'état final est indiquée dans le tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$			
Etat	Avancement (mol)				
initial	0	$3 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	0	0
En cours de transformation	x	$3 \cdot 10^{-3} - 2x$	$2 \cdot 10^{-3} - x$	2x	x
final	$x_f = 1,5 \cdot 10^{-3}$	0	$5 \cdot 10^{-4}$	$3 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$

5/  $[\text{NO}_3^-] = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $[\text{Cu}^{2+}] = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Masse Ag :  $m_{\text{Ag}} = 3 \cdot 10^{-3} \times 107 = 0,321 \text{ g}$

### Exercice 2

1/  $x_M = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$  et le réactif limitant est  $\text{OH}^-$ .

2/

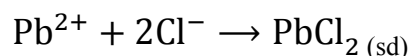
Equation de la réaction		$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$		
Etat	Avancement (mol)			
initial	0	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$10^{-3}$	0
En cours de transformation	x	$2,4 \cdot 10^{-3} - x$	$10^{-3} - 3x$	x
final	$x_M = 3,3 \cdot 10^{-4}$	$2,01 \cdot 10^{-3}$	0	$3,3 \cdot 10^{-4}$

3. Lorsque  $x = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$  ;  $n(\text{OH}^-) = 10^{-3} - 3 \times 2 \cdot 10^{-4} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$n(\text{Fe}^{3+}) = 2,4 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-4} = 2,4 \cdot 10^{-3} - 0,2 \cdot 10^{-3} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

### Exercice 3

1/ Les ions  $\text{Pb}^{2+}$  réagissent avec les ions  $\text{Cl}^-$  pour donner un précipité de  $\text{PbCl}_2$  selon la réaction de précipitation :



2/ La quantité de matière de nitrate de plomb est :  $n_{\text{Pb}(\text{NO})_2} = C_1 V_1 = 0,610^{-2} \text{ mol}$ .

La quantité de matière de chlorure de potassium est :  $n_{\text{KCl}} = C_2 V_2 = 10^{-2} \text{ mol}$ .

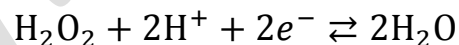
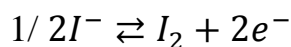
Le nitrate de plomb et le chlorure de potassium sont des électrolytes forts, on a donc dans le mélange initial :  $n_{\text{Pb}^{2+}} = 0,610^{-2}$  mol et  $n_{\text{Cl}^-} = 10^{-2}$  mol

Equation de la réaction		$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{PbCl}_2 \text{ (sd)}$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
Initial	0	$0,6 \cdot 10^{-2}$	$10^{-2}$	0
Intermédiaire	x	$0,6 \cdot 10^{-2} - x$	$10^{-2} - 2x$	x
Final	$x_f$	$0,6 \cdot 10^{-2} - x_f$	$10^{-2} - 2x_f$	$x_f$

- Pour que  $0,610^{-2}$  mol de  $\text{Pb}^{2+}$  réagissent entièrement, il faut utiliser  $1,210^{-2}$  mol de  $\text{Cl}^-$ . N'ayant introduit que  $10^{-2}$  mol, le chlorure de potassium est le réactif limitant.
- La valeur de l'avancement maximal de la réaction est tel que :  $10^{-2} - 2 \cdot x_M = 0$ , ce qui donne:  $x_M = 510^{-3}$  mol
- Déterminons l'avancement final  $x_f$ . Pour cela, calculons la quantité de matière de chlorure de plomb  $\text{PbCl}_2$  obtenu:  $n_{\text{PbCl}_2} = \frac{m_{\text{PbCl}_2}}{M_{\text{PbCl}_2}} = 2,2310^{-3}$  mol =  $x_f$

Le taux d'avancement final est donc égal à :  $\tau_f = \frac{x_f}{x_M} = 0,45$   $\tau_f$  est inférieur à l'unité, la réaction est limitée.

#### Exercice 4



Equation chimique		$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$				
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)				
initial	0	$18 \cdot 10^{-3}$	$24 \cdot 10^{-3}$	$36 \cdot 10^{-3}$	0	0
intermédiaire	x	$18 \cdot 10^{-3} - x$	$24 \cdot 10^{-3} - 2x$	$36 \cdot 10^{-3} - 2x$	2x	x
Final	$x_f$	$18 \cdot 10^{-3} - x_f$	$24 \cdot 10^{-3} - 2x_f$	$36 \cdot 10^{-3} - 2x_f$	$2x_f$	$x_f$

- En supposant que  $\text{H}_2\text{O}_2$  est limitant :  $18 \cdot 10^{-3} - x_{\max} = 0$

$$\Rightarrow x_{\max} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- En supposant que  $\text{I}^-$  est limitant :  $24 \cdot 10^{-3} - 2x_{\max} = 0$

$$\Rightarrow x_{\max} = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$18 \cdot 10^{-3} > 12 \cdot 10^{-3}$  donc :  $x_{\max} = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   $\text{I}^-$  est le réactif limitant.

D'après la figure il reste  $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de  $\text{H}_2\text{O}_2$

$$18 \cdot 10^{-3} - x_f = 6 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x_f = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$t = x_f / x_{\max} = 1$  donc la réaction est totale

### Exercice 5

- La détonation produite, à l'approche d'une flamme, prouve que le gaz dégagé est le dihydrogène.
- L'addition de soude provoque la formation d'un précipité blanc; il y a donc présence d'ions  $\text{Al}^{3+}$ .
- L'aluminium réagit avec les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  selon la réaction:



- Les quantités de matière des réactifs mis en jeu sont:

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

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = CV = 1 \times 6 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. a. Tableau d'avancement du système.

Equation de la réaction		$2\text{Al} + 6\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$				
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)				
Initial	0	$2,2 \cdot 10^{-2}$	$6 \cdot 10^{-3}$	0	0	excès
Intermédiaire	x	$2,2 \cdot 10^{-2} - 2x$	$6 \cdot 10^{-3} - 6x$	2x	3x	excès
Final	$x_f$	$2 \cdot 10^{-2}$	0	$2 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-3}$	excès

Recherche de l'avancement final  $x_f$  et du réactif limitant :

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

Si  $H_3O^+$  est le réactif limitant, on aura:

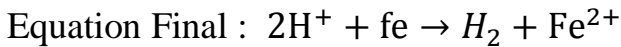
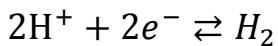
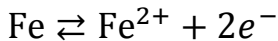
$$6 \cdot 10^{-3} - 6 \cdot x = 0 \Rightarrow x = 10^{-3} \text{ mol} < 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Par conséquent le réactif limitant est  $H_3O^+$  et  $x_f = 10^{-3}$  mol.

5.b. Il se forme:  $n_f(H_2) = 3 \cdot 10^{-3}$  mol de dihydrogène donc il se dégage un volume:

$$v(H_2) = n_f(H_2) \cdot V_M \Rightarrow v(H_2) = 3 \cdot 10^{-3} \cdot 25 = 0,075 \text{ L} = 75 \text{ mL}$$

### Exercice 6



$$n_o(Fe) = \frac{m}{M} = \frac{2,8}{56} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_o(H^+) = CV = 0,5 \times 100 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2/

Equation de la réaction		$2H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	<b>0</b>	$2,5 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$	0	0
Etat de transformation	<b>x</b>	$2,5 \cdot 10^{-2} - 2x$	$5 \cdot 10^{-2} - x$	x	x
Etat final	<b><math>x_{\max}</math></b>	$2,5 \cdot 10^{-2} - 2x_{\max}$	$5 \cdot 10^{-2} - x_{\max}$	$x_{\max}$	$x_{\max}$

- En supposant que  $H^+$  est limitant :  $2,5 \cdot 10^{-2} - 2x_{\max} = 0$

$$\Rightarrow x_{\max} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{2} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

- En supposant que Fe est limitant :  $5 \cdot 10^{-2} - x_{\max} = 0$

$$\Rightarrow x_{\max} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$1,25 \cdot 10^{-2} < 5 \cdot 10^{-2}$  donc :  $x_{\max} = 1,25 \cdot 10^{-2}$  mol ;  $H^+$  est le réactif limitant.

3) la quantité de matière du fer restant à la fin de la réaction est :

$$n(\text{Fe}) = 5.10^{-2} - x_{\max} = 5.10^{-2} - 1,25.10^{-2} = 3,75.10^{-2} \text{ mol}$$

la masse du fer Fe restant à la fin de la réaction :  $m = M_{(\text{Fe})} \times n_{(\text{Fe})} = 56 \times 3,75.10^{-2} = 2,1 \text{ g}$

4) la quantité de matière de  $\text{H}_2$  qui se forme à la fin de la réaction est :  $n(\text{H}_2) = x_{\max} = 1,25.10^{-2} \text{ mol}$  Donc le volume de  $\text{H}_2$  qui se forme à la fin de la réaction est :

$$V_{(\text{H}_2)} = n(\text{H}_2) \times V_M = 1,25.10^{-2} \times 24 = 0,3L = 300 \text{ cm}^3$$

- 5) Quantité de matière du fer disparu est :  $n(\text{Fe}) = x_{\max} = 1,25.10^{-2} \text{ mol}$   
 la masse du fer disparu est :  $m = M_{(\text{Fe})} \times n_{(\text{Fe})} = 56 \times 1,25 \cdot 10^{-2} = 0,7g$  ou par une autre méthode :  $m(\text{Fe}) = 2,8 - 2,1 = 0,7g$
- 6) soit  $n_0$  la masse initiale du fer qu'on devrait utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique le mélange initial est stœchiométrique veut dire que les deux réactifs sont limitant (en même temps), donc :

$$n_0 - x_{\max} = 0 \text{ et } : 2,5.10^{-2} - 2x_{\max} \Rightarrow n_0 = x_{\max} = \frac{2,5.10^{-2}}{2} = 1,25.10^{-2} \text{ mol}$$

Equation de la réaction		$2\text{H}^+$	$+$	$\text{Fe}$	$\rightarrow$	$\text{H}_2$	$+$	$\text{Fe}^{2+}$
états	avancement	Quantité de matière (en mol)						
Etat initial	<b>0</b>	$2,5.10^{-2}$		$n_0$		0		0
Etat de transformation	<b>x</b>	$2,5.10^{-2} - 2x$		$n_0 - x$		$x$		$x$
Etat final	<b><math>x_{\max}</math></b>	$2,5.10^{-2} - 2x_{\max}$		$n_0 - x_{\max}$		$x_{\max}$		$x_{\max}$

La masse fer initiale qu'on doit utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique est :

$$m = M(\text{Fe}) \times n_0 = 56 \times 1,25.10^{-2} = 0,7g$$