

Exercice 1

a) On complète tout d'abord le tableau avec les expressions littérales :

Equation de la réaction		$2 \text{ Al}_{(s)} + 3 \text{ S}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_{3(s)}$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière		
Etat initial	$x = 0$	n_{Al}	n_{S}	0
Etat intermédiaire	x	$n_{\text{Al}} - x$	$n_{\text{S}} - x$	x
Etat final max	$x = x_{\text{max}}$	$n_{\text{Al}} - x_{\text{max}}$	$n_{\text{S}} - x_{\text{max}}$	x_{max}

b) On détermine ensuite l'avancement maximum :

- Si $\text{Al}_{(s)}$ est limitant, alors $n_{\text{Al}} - 2x_{\text{max}} = 0$ à la fin de la réaction et alors

$$x_{\text{max}} = n_{\text{Al}}/2 = 0,60/2 = 0,30 \text{ mol}$$

- Si $\text{S}_{(s)}$ est limitant, alors $n_{\text{S}} - 3x_{\text{max}} = 0$ à la fin de la réaction et alors

$$x_{\text{max}} = n_{\text{S}}/3 = 0,30 / 3 = 0,10 \text{ mol}$$

La valeur de x_{max} retenue est la plus petites des deux, donc $x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mol}$ et le réactif limitant est le soufre.

c) Le réactif en excès est l'aluminium. A la fin de la réaction, il en reste :

$$n_{\text{Al}} - 2x_{\text{max}} = 0,60 - 2 \times 0,10 = 0,40 \text{ mol}$$

Une quantité de sulfure d'aluminium $x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mol}$ a été produite.

Exercice 2

1.

Equation de la réaction		$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{ HO}_{(\text{aq})}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{HO})_{3(s)}$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière		
Etat initial	$x = 0$	$n_{\text{Fe},0}$	$n_{\text{HO},0}$	0
Etat intermédiaire	x	$n_{\text{Fe},0} - x$	$n_{\text{HO},0} - 3x$	x
Etat final max	$x = x_{\text{max}}$	$n_{\text{Fe},0} - x_{\text{max}}$	$n_{\text{HO},0} - 3x_{\text{max}}$	x_{max}

Pour $x = 1,0 \text{ mmol}$:

- $n_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe},0} - x = 3,0 - 1,0 = 2,0 \text{ mmol}$
- $n_{\text{HO}} = n_{\text{HO},0} - 3x = 12,0 - 3 \times 1,0 = 9,0 \text{ mmol}$

Pour $x = 2,0 \text{ mmol}$:

- $n_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe},0} - x = 3,0 - 2,0 = 1,0 \text{ mmol}$
- $n_{\text{HO}} = n_{\text{HO},0} - 3x = 12,0 - 3 \times 2,0 = 6,0 \text{ mmol}$

2. Si la réaction est totale, déterminons x_{max} .

- Si Fe^{3+} limitant : $n_{\text{Fe},0} - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = n_{\text{Fe},0} = 3,0 \text{ mmol}$
- Si HO^- limitant : $n_{\text{HO},0} - 3x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = \frac{n_{\text{HO},0}}{3} = \frac{12}{3} = 4,0 \text{ mmol}$

La valeur de x_{max} retenue est la plus petites des deux, donc $x_{\text{max}} = 3,0 \text{ mmol}$.

Etant donné que l'avancement final est maximal ($x_f = x_{\text{max}}$), cela signifie que la réaction est totale.

Exercice 3

1.

Equation de la réaction		$2 \text{ Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cu}_{(s)} \rightarrow 2 \text{ Ag}_{(s)} + \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière			
Etat initial	$x = 0$	n_{0,Ag^+}	$n_{0,\text{Cu}}$	0	0
Etat intermédiaire	x	$n_{0,\text{Ag}^+} - 2x$	$n_{0,\text{Cu}} - x$	$2x$	x
Etat final max	$x = x_{\text{max}}$	$n_{0,\text{Ag}^+} - 2x_{\text{max}}$	$n_{0,\text{Cu}} - x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	x_{max}

2. Les quantités de matières initiales sont :

$$n_{0,Ag^+} = C \times V = 0,20 \times 5 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{0,Cu} = \frac{m(Cu)}{M(Cu)} = \frac{0,52}{63,5} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

On détermine l'avancement maximum :

• Si Ag^+ est limitant, alors $n_{0,Ag} - 2x_{max} = 0$ à la fin de la réaction et alors

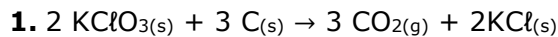
$$x_{max} = n_{0,Ag}/2 = 1,0 \times 10^{-3}/2 = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

• Si $Cu(s)$ est limitant, alors $n_{Cu} - x_{max} = 0$ à la fin de la réaction et alors

$$x_{max} = n_{Cu} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La valeur de x_{max} retenue est la plus petites des deux, donc $x_{max} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ et le réactif limitant est Ag^+ .

Exercice 4



2. $n_{0,KClO_3} = \frac{m(KClO_3)}{M(KClO_3)} = \frac{300}{122,6} = 2,45 \text{ mol}$

$$n_{0,C} = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{50}{12,0} = 4,2 \text{ mol}$$

3. On dresse le tableau d'avancement

Equation de la réaction		$2 KClO_{3(s)}$	+	$3 C_{(s)}$	$\rightarrow$	$3 CO_{2(g)}$	+	$2 KCl_{(s)}$
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière						
Etat initial	$x = 0$	$n_{0,KClO_3}$		$n_{0,C}$		0		0
Etat intermédiaire	x	$n_{0,KClO_3} - 2x$		$n_{0,C} - 3x$		$3x$		$2x$
Etat final max	$x = x_{max}$	$n_{0,KClO_3} - 2x_{max}$		$n_{0,C} - 3x_{max}$		$3x_{max}$		$2x_{max}$

On détermine l'avancement maximum :

• Si $KClO_{3(s)}$ est limitant, alors $n_{0,KClO_3} - 2x_{max} = 0$ à la fin de la réaction et alors

$$x_{max} = n_{0,KClO_3}/2 = 2,45/2 = 1,22 \text{ mol}$$

• Si $C_{(s)}$ est limitant, alors $n_{0,C} - 3x_{max} = 0$ à la fin de la réaction et alors

$$x_{max} = n_{0,C}/3 = 4,2/3 = 1,4 \text{ mol}$$

La valeur de x_{max} retenue est la plus petites des deux, donc $x_{max} = 1,22 \text{ mol}$ et le réactif limitant est $KClO_{3(s)}$.

4. Pour un mélange stœchiométrique, les deux réactifs sont limitant.

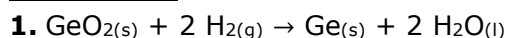
On a donc : $x_{max} = n_{0,KClO_3}/2 = n_{0,C}/3$ d'où : $n_{0,C} = \frac{3}{2} n_{0,KClO_3}$

Note : ce raisonnement peut se faire directement par proportionnalité, sans le tableau d'avancement, si on est vraiment sûr de soi.

Il faut alors : $m(C) = n_{0,C} \times M(C) = \frac{3}{2} n_{0,KClO_3} \times M(C) = 1,5 \times 1,22 \times 12 = 44,1 \text{ g}$

5. Si le chlorate de potassium n'est pas limitant, il en restera en fin de réaction et il pourra alors éventuellement réagir avec du carbone facilement trouvable dans la nature, ce qui serait dangereux.

Exercice 5



2. On dresse le tableau d'avancement

Equation de la réaction		$GeO_{2(s)}$	+	$2 H_{2(g)}$	$\rightarrow$	$Ge_{(s)}$	+	$2 H_2O_{(l)}$
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière						
Etat initial	$x = 0$	n_{0,GeO_2}		n_{0,H_2}		0		0
Etat intermédiaire	x	$n_{0,GeO_2} - x$		$n_{0,H_2} - 2x$		x		$2x$
Etat final max	$x = x_{max}$	$n_{0,GeO_2} - x_{max}$		$n_{0,H_2} - 2x_{max}$		x_{max}		$2x_{max}$

A l'état initial, on a : $n_{0,GeO_2} = \frac{m(GeO_2)}{M(GeO_2)} = \frac{1,0 \times 10^6}{104,6} = 9,6 \times 10^3 \text{ mol}$

D'après l'énoncé, à l'état final, la totalité du dioxyde de germanium est consommée, donc c'est le réactif limitant et $n_{0,GeO_2} - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = n_{0,GeO_2} = 9,6 \times 10^3 \text{ mol}$.

On a alors formé :

$$n(Ge) = x_{max} = 9,6 \times 10^3 \text{ mol de germanium solide}$$

$$n(H_2O) = 2x_{max} = 2 \times 9,6 \times 10^3 = 1,9 \times 10^4 \text{ mol d'eau}$$

Note : Ne connaissant pas n_{0,H_2} , on ne peut pas déterminer la quantité finale.

3. Il a fallu, au minimum, introduire les réactifs en proportions stœchiométriques, donc :

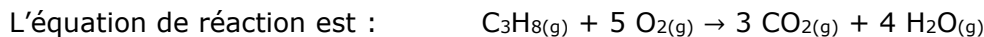
$$x_{\max} = n_{0,\text{GeO}_2} = n_{0,\text{H}_2}/2 \quad \text{d'où :} \quad n_{0,\text{H}_2} = 2 \times n_{0,\text{GeO}_2}$$

Note : ce raisonnement peut se faire directement par proportionnalité, sans le tableau d'avancement, si on est vraiment sûr de soi.

Le volume de dihydrogène est alors : $V_{\text{H}_2} = 2 \times n_{0,\text{GeO}_2} \times V_m = 2 \times 9,6 \times 10^3 \times 24,0 = 4,6 \times 10^5 \text{ L}$

4. On a : $m(\text{Ge}) = n(\text{Ge}) \times M(\text{Ge}) = 9,6 \times 10^3 \times 72,6 = 7,0 \times 10^5 \text{ g} = 7,0 \text{ tonnes}$

Exercice 6



Les quantités initiales sont :

$$\bullet n_{0,\text{prop}} = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_8)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{528}{44,0} = 12,0 \text{ mol}$$

$$\bullet n_{0,\text{O}_2} = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{1440}{24} = 60 \text{ mol}$$

On dresse le tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_{8(\text{g})} + 5 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 3 \text{CO}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière			
Etat initial	$x = 0$	$n_{0,\text{prop}}$	n_{0,O_2}	0	0
Etat intermédiaire	x	$n_{0,\text{prop}} - x$	$n_{0,\text{O}_2} - 5x$	$3x$	$4x$
Etat final max	$x = x_{\max}$	$n_{0,\text{prop}} - x_{\max}$	$n_{0,\text{O}_2} - 5x_{\max}$	$3x_{\max}$	$4x_{\max}$

Expressions pour l'avancement maximum :

- Si $\text{C}_3\text{H}_{8(\text{g})}$ est limitant, alors $n_{0,\text{prop}} - x_{\max} = 0$ à la fin de la réaction et $x_{\max} = n_{0,\text{prop}}$
- Si $\text{O}_{2(\text{g})}$ est limitant, alors $n_{0,\text{O}_2} - 5x_{\max} = 0$ à la fin de la réaction et $x_{\max} = n_{0,\text{O}_2}/5$

Pour un mélange stœchiométrique, on aurait alors : $x_{\max} = n_{0,\text{prop}} = n_{0,\text{O}_2}/5$

Note : ce raisonnement peut se faire directement par proportionnalité, sans le tableau d'avancement, si on est vraiment sûr de soi.

On vérifie avec les quantités de matière initiales calculées précédemment :

$$n_{0,\text{O}_2}/5 = 60/5 = 12 \text{ mol} = n_{0,\text{prop}}$$

Le mélange initial est donc bien stœchiométrique.