

17 Difluor

Le difluor $F_2(g)$ est un gaz très toxique et réactif. On place dans un récipient 6,0 L de difluor et 22,3 g de fer $Fe(s)$.

Données : $M_{Fe} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Volume molaire à 20 °C et sous pression atmosphérique : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Déterminer la quantité de matière de chaque réactif.

L'équation modélisant la transformation est :



2. Établir un tableau d'avancement afin de déterminer l'avancement final de la réaction.

3. Identifier le réactif limitant.

4. En déduire la composition de l'état final du système.

1. Quantités initiales : $n(F_2) = V / V_m = 6 / 24 = 0,25 \text{ mol}$ et $n(Fe) = m / M = 22,3 / 55,8 = 0,40 \text{ mol}$.

2. Tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$F_2(g) + Fe(s) \rightarrow 2 F^-(aq) + Fe^{2+}(aq)$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
Initial	$x = 0$	$n(F_2) = 0,25$	$n(Fe) = 0,40$	0	0
En cours de transformation	x	$0,25 - x$	$0,40 - x$	$2x$	x
Final	$x = x_{\max}$	$0,25 - x_{\max}$	$0,40 - x_{\max}$	$2x_{\max}$	x_{\max}

3. Recherche du réactif limitant et de x_{\max} :

Si F_2 est limitant : $x_{\max} = 0,25 \text{ mol}$.

Si Fe est limitant : $x_{\max} = 0,40 \text{ mol}$.

Le réactif limitant est le difluor et $x_{\max} = 0,25 \text{ mol}$, c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

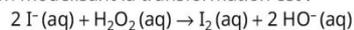
4. État final :

		F_2	Fe	F^-	Fe^{2+}
État final (en mol)	$x_{\max} = 0,25$	0	0,15	0,50	0,25

18 Réaction entre les ions iodure et l'eau oxygénée

On mélange 20 mL d'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ de concentration en masse $15 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ et 20 mL d'une solution d'iodure de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière d'ions iodure $c = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans un bécher.

L'équation modélisant la transformation est :



Données : $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Déterminer la quantité de matière de chaque réactif.
- Établir un tableau d'avancement afin de déterminer l'avancement final de la réaction.
- Identifier le réactif limitant.
- En déduire la composition de l'état final du système.

1. Quantités initiales :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = \mu \times V / M = 15 \times 20 \cdot 10^{-3} / (2 \times 16 + 2 \times 1) = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{I}^-) = c \times V = 1,0 \times 0,020 = 0,020 \text{ mol.}$$

2. Tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq})$			
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
Initial	$x = 0$	$n(\text{I}^-) = 0,020$	$n(\text{H}_2\text{O}_2) = 8,8 \cdot 10^{-3}$	0	0
En cours de transformation	x	$0,020 - 2x$	$8,8 \cdot 10^{-3} - x$	x	$2x$
Final	$x = x_{\text{max}}$	$0,020 - 2x_{\text{max}}$	$8,8 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	x_{max}	$2x_{\text{max}}$

3. Recherche du réactif limitant et de x_{max} :

Si $\text{I}^-(\text{aq})$ est limitant : $0,020 - 2x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,010 \text{ mol}$.

Si $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ est limitant : $8,8 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Le réactif limitant est l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ et $x_{\text{max}} = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

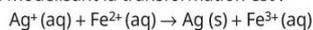
4. État final :

		I^-	H_2O_2	I_2	HO^-
État final (en mol)	$x_{\text{max}} = 8,8 \cdot 10^{-3}$	$2,4 \cdot 10^{-3}$	0	$8,8 \cdot 10^{-3}$	$1,8 \cdot 10^{-2}$

19 Réaction totale ou non totale

Dans un bécher, on mélange 40 mL d'une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $c = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec 20 mL d'une solution de sulfate de fer (II) ($\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $c' = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'équation modélisant la transformation est :



Le mélange est chauffé à 80°C pendant 15 minutes, durée au bout de laquelle les concentrations en quantité de matière des espèces présentes ne varient plus. On filtre la solution.

On place ensuite quelques millilitres du filtrat dans trois tubes à essais, où l'on procède aux tests suivants :

- dans le tube **A**, l'ajout de thiocyanate de potassium provoque l'apparition d'une coloration rouge ;

- dans le tube **B**, l'ajout d'hexacyanoferrate de potassium provoque l'apparition d'une coloration bleue ;

- dans le tube **C**, l'ajout de chlorure de sodium provoque l'apparition d'un précipité blanc noircissant à la lumière.



Données : tests d'identification :

Ion mis en évidence	Réactif	Observation
ion fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	thiocyanate de potassium	couleur rouge
ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	hexacyanoferrate de potassium	couleur bleue
ion argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$	chlorure de sodium	précipité blanc noircissant à la lumière

1. Montrer que les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques.

2. À l'aide des résultats des tests, indiquer les espèces chimiques qui sont présentes dans le filtrat.

3. Pourquoi chauffe-t-on le mélange réactionnel ?

4. La transformation étudiée est-elle totale ou non totale ? Justifier.

1. Quantités initiales :

$$n(\text{Ag}^+_{(\text{aq})}) = c \times V = 0,10 \times 0,040 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n(\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}) = c' \times V = 0,20 \times 0,020 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Le mélange est bien en proportion stœchiométrique.

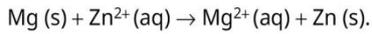
2. On observe une couleur rouge dans le tube à essai 1 donc présence d'ion fer (III) $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$, et une coloration bleue dans le tube 2, donc présence d'ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$.

3. Le chauffage permet d'augmenter la vitesse de la réaction.

4. La transformation est non-totale car à la fin de la réaction, il reste des deux réactifs.

20 Stoichiometric mixture 

You want to break down a piece of magnesium Mg (s) with mass $m = 7.3$ g. For this, place it in an Erlenmeyer flask with a solution of zinc sulphate ($\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) with an amount-of-substance concentration $c = 5.0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. The equation modelling the transformation is:



Data: $M_{\text{Mg}} = 24.3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Make a progress chart.
2. Deduce the volume V of zinc sulphate to mix with the magnesium to make it disappear entirely.

1. Le tableau d'avancement est :

Équation de la réaction		$\text{Mg}_{(\text{s})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})}$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
Initial	$x = 0$	$n(\text{Mg})$	$n(\text{Zn}^{2+})$	0	0
En cours de transformation	x	$n(\text{Mg}) - x$	$n(\text{Zn}^{2+}) - x$	x	x
Final	$x = x_{\text{max}}$	$n(\text{Mg}) - x_{\text{max}}$	$n(\text{Zn}^{2+}) - x_{\text{max}}$	x_{max}	x_{max}

2. Si le mélange des réactifs est en proportion stœchiométrique, alors :

$$n(\text{Mg}) - x_{\text{max}} = 0 \text{ et } n(\text{Zn}^{2+}) - x_{\text{max}} = 0.$$

$$\text{Donc : } x_{\text{max}} = n(\text{Mg}) = n(\text{Zn}^{2+}). \Rightarrow n(\text{Mg}) = n(\text{Zn}^{2+}).$$

$$\text{Donc : } m(\text{Mg}) / M(\text{Mg}) = c \times V$$

$$\text{D'où } V = m(\text{Mg}) / (M(\text{Mg}) \times c) = 7,3 / (24,3 \times 0,050) = 6,0 \text{ L}$$

26 Quel est le réactif limitant ?

On place 50 mL de dichromate de potassium ($2\text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $c_1 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en milieu acide et 20 mg de zinc $\text{Zn}(\text{s})$ dans un bécher.

Données : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})/\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$; $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$; $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.
2. Déterminer la composition de l'état final du système.

1. Demi-équations électroniques :

On a : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et $\text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Équation de la transformation : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow 3\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Quantités de matière initiale :

Ions dichromate : $n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})) = c_1 \times V_1 = 2,0 \cdot 10^{-3} \times 0,050 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Zinc : $n_i(\text{Zn}(\text{s})) = m / M = 20 \cdot 10^{-3} / 65,4 = 3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

Le tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 3\text{Zn}(\text{s}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
Initial	$x = 0$	$n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 1,0 \cdot 10^{-4}$	$n_i(\text{Zn}) = 3,1 \cdot 10^{-4}$	excès	0	0	excès
En cours de transformation	x	$1,0 \cdot 10^{-4} - x$	$3,1 \cdot 10^{-4} - 3x$		$2x$	$3x$	
Final	$x = x_{\text{max}}$	$1,0 \cdot 10^{-4} - x_{\text{max}}$	$3,1 \cdot 10^{-4} - 3x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$	$3x_{\text{max}}$	

Recherche du réactif limitant et de x_{max} :

Si les ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$ sont limitant : $1,0 \cdot 10^{-4} - x_{\text{max}} = 0$ donc : $x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Si le zinc $\text{Zn}(\text{s})$ est limitant : $3,1 \cdot 10^{-4} - 3x_{\text{max}} = 0$ donc : $x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

On a un mélange en proportion stœchiométrique avec $x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

La composition de l'état final est :

		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$	$\text{Zn}(\text{s})$		$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
État final	$x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-4}$	0	0	Excès	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-4}$	Excès

29 Circuit imprimé

La fabrication d'un circuit imprimé met en jeu la réaction entre le cuivre Cu (s) et les ions fer (III) Fe³⁺ (aq).

Données : couples oxydant/réducteur : Cu²⁺ (aq)/Cu (s); Fe³⁺ (aq)/Fe²⁺ (aq). Masse volumique du cuivre : $\rho_{\text{Cu}} = 8,9 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
Masse molaire atomique : $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Écrire l'équation modélisant la transformation.
2. La plaque de cuivre est trempée dans 250 mL d'une solution de chlorure de fer (III) (Fe³⁺ (aq) + 3 Cl⁻ (aq)) de concentration en quantité de matière d'ions fer (III) égale à 3,0 mol · L⁻¹.
 - a. Quelle masse de cuivre peut être éliminée par cette solution ?
 - b. Quelle est la surface de cuivre correspondante sachant que l'épaisseur de la couche de cuivre d'une plaque rectangulaire est égale à 30 μm ?



2.a. D'après l'équation modélisant la transformation : $n(\text{Cu}_{(s)}) = \frac{1}{2} n(\text{Fe}^{3+}_{(aq)})$

Donc : $m(\text{Cu}_{(s)}) = 0,5 \times c \times V \times M(\text{Cu}) = 0,5 \times 3,0 \times 0,250 \times 63,5 = 23,8 \text{ g}$.

b. Volume de la plaque : $V = S \times e = m / \rho$ donc $S = m / (\rho \times e) = 23,8 / (8,9 \times 30 \cdot 10^{-4}) = 8,9 \cdot 10^2 \text{ cm}^2$

30 Pierre précieuse DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

Le saphir est une pierre précieuse constituée de cristaux d'oxyde d'aluminium $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$. L'oxyde d'aluminium peut être obtenu en faisant réagir, à forte température, du métal aluminium $\text{Al}(\text{s})$ avec du dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$.



Au cours d'une transformation chimique, une masse m d'aluminium a entièrement réagi avec un excès de dioxygène. On a obtenu 0,40 mol d'oxyde d'aluminium.

Donnée : masse molaire atomique : $M_{\text{Al}} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On doit d'abord écrire l'équation bilan de la réaction : $4 \text{Al}_{(\text{s})} + 3 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})}$.

On connaît la quantité de matière d'oxyde d'aluminium formé à l'état final. En s'aidant un tableau d'avancement, dans lequel le dioxygène apparaît en excès, on pourra déterminer l'avancement final de la transformation puis en déduire la quantité de matière d'aluminium consommé en sachant qu'il est le réactif limitant.

Tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$4 \text{Al}_{(\text{s})} + 3 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})}$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)		
Initial	$x = 0$	$n(\text{Al}_{(\text{s})})$	excès	0
En cours de transformation	x	$n(\text{Al}_{(\text{s})}) - 4x$	excès	$2x$
Final	$x = x_{\text{max}}$	$n(\text{Al}_{(\text{s})}) - 4x_{\text{max}} = 0$	excès	$2x_{\text{max}}$

D'après le tableau : $n(\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})}) = 0,40 \text{ mol} = 2 x_{\text{max}}$ donc : $x_{\text{max}} = 0,20 \text{ mol}$.

L'aluminium étant entièrement consommé :

$$n(\text{Al}_{(\text{s})}) - 4x_{\text{max}} = 0 \text{ donc } n(\text{Al}_{(\text{s})}) = 4 x_{\text{max}} = 4 \times 0,20 = 0,80 \text{ mol}$$

On peut obtenir la masse d'aluminium consommé : $m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 0,80 \times 27 = 21,6 \text{ g}$.

31 Composition d'une statue

Le bronze est un alliage constitué de cuivre Cu et d'étain Sn, dont les proportions peuvent varier. On souhaite connaître le pourcentage massique de chaque métal ayant servi à la fabrication d'une statue.

Pour cela, on réalise un petit prélèvement sur une des faces, permettant de recueillir 5,0 g de bronze.

Le morceau de bronze est placé dans un récipient contenant de l'acide chlorhydrique ($H^+(aq) + Cl^-(aq)$) en large excès. Ce dernier réagit seulement avec l'étain, le transformant en ions étain $Sn^{2+}(aq)$. La réaction libère 243 mL de dihydrogène.

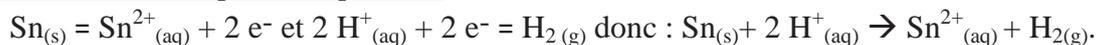
Données : couples oxydant/réducteur $Sn^{2+}(aq)/Sn(s)$; $H^+(aq)/H_2(g)$.
Masse molaire : $M_{Sn} = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Écrire les demi-équations électroniques d'oxydoréduction, puis l'équation modélisant la transformation entre l'acide chlorhydrique et l'étain.

2. En s'aidant d'un tableau d'avancement, déterminer la quantité de matière d'étain ayant réagi.

3. En déduire la masse d'étain contenu dans l'échantillon ainsi que le pourcentage massique de chaque métal constituant la statue.

1. Demi-équations électroniques et équation :



2. On obtient le tableau d'avancement suivant :

Équation de la réaction		$Sn_{(s)} + 2 H^+_{(aq)} \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
Initial	$x = 0$	$n(Sn_{(s)})$	excès	0	0
En cours de transformation	x	$n(Sn_{(s)}) - x$	excès	x	x
Final	$x = x_{\max}$	$n(Sn_{(s)}) - x_{\max} = 0$	excès	x_{\max}	x_{\max}

A l'état final, $n(H_{2(g)}) = x_{\max} = V / V_m = 0,243 / 24 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Comme il n'y a plus d'étain : $n(Sn_{(s)}) - x_{\max} = 0$ donc $n(Sn_{(s)}) = x_{\max} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

3. La masse d'étain dans l'échantillon de 5,0 g de la statue est :

$$m(Sn_{(s)}) = n(Sn_{(s)}) \times M(Sn) = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 118,7 = 1,2 \text{ g}$$

Le pourcentage massique en étain de la statue est : $1,2 \times 100 / 5,0 = 24 \%$ donc 76 % de cuivre.

32 Quel métal libère le plus de gaz ?

Dans deux béchers, on verse 50 mL d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $c = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Dans le premier bécher, on ajoute 14 g de poudre de fer Fe. Dans le second, on verse 8,1 g d'aluminium Al.

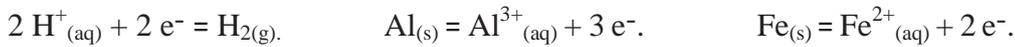
Données : couples oxydant/réducteur : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$; $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$; $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$. Masses molaires atomiques : $M_{\text{Al}} = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Déterminer les demi-équations électroniques d'oxydo-réduction, ainsi que les équations modélisant les transformations entre l'acide chlorhydrique et chacun des métaux.

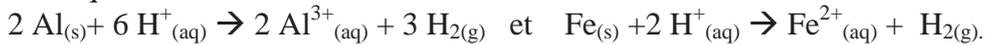
2. En s'aidant d'un tableau d'avancement, déterminer l'état final du système pour chaque transformation.

3. Calculer le volume de gaz susceptible de se former à l'état final après chaque transformation.

1. Demi-équations électroniques :



Les équations des transformations sont :



2. Quantités initiales :

$$n(\text{Al}) = m(\text{Al}) / M(\text{Al}) = 8,1 / 27 = 0,30 \text{ mol}.$$

$$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / M(\text{Fe}) = 14 / 55,8 = 0,25 \text{ mol}.$$

$$n(\text{H}^+(\text{aq})) = c \cdot V = 2,0 \times 50 \cdot 10^{-3} = 0,10 \text{ mol}.$$

Le tableau pour l'aluminium est :

Équation de la réaction		$2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
Initial	$x = 0$	$n(\text{Al}(\text{s})) = 0,30 \text{ mol}$	$n(\text{H}^+(\text{aq})) = 0,10 \text{ mol}$	0	0
En cours de transformation	x	$0,30 - 2x$	$0,10 - 6x$	$2x$	$3x$
Final	$x = x_{\text{max}}$	$0,30 - 2x_{\text{max}}$	$0,10 - 6x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	$3x_{\text{max}}$

Recherche du réactif limitant et de x_{max} :

Si Al est le réactif limitant : $0,30 - 2x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,15 \text{ mol}$.

Si $\text{H}^+(\text{aq})$ est le réactif limitant : $0,10 - 6x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,017 \text{ mol}$.

Le réactif limitant est l'ion hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ et $x_{\text{max}} = 0,017 \text{ mol}$ car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

		$\text{Al}(\text{s})$	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$\text{H}_2(\text{g})$
État final (en mol)	$x_{\text{max}} = 0,017$	0,27	0	0,034	0,051

Le tableau pour le fer est :

Équation de la réaction		$\text{Fe}_{(s)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
Initial	$x = 0$	$n(\text{Fe}_{(s)}) = 0,25 \text{ mol}$	$n(\text{H}^+_{(aq)}) = 0,10 \text{ mol}$	0	0
En cours de transformation	x	$0,25 - x$	$0,10 - 2x$	x	x
Final	$x = x_{\text{max}}$	$0,25 - x_{\text{max}}$	$0,10 - 2x_{\text{max}}$	x_{max}	x_{max}

Recherche du réactif limitant et de x_{max} :

Si Fe limitant : $0,25 - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,25 \text{ mol}$.

Si $\text{H}^+_{(aq)}$ limitant : $0,10 - 2x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,050 \text{ mol}$.

Le réactif limitant est l'ion hydrogène $\text{H}^+_{(aq)}$ et $x_{\text{max}} = 0,050 \text{ mol}$ car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

		$\text{Fe}_{(s)}$	$\text{H}^+_{(aq)}$	$\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	$\text{H}_{2(g)}$
État final (en mol)	$x_{\text{max}} = 0,050$	0,20	0	0,050	0,050

3. Volume de dihydrogène formé :

– avec l'aluminium : $V(\text{H}_{2(g)}) = n(\text{H}_{2(g)}) \times V_m = 0,051 \times 24 = 1,22 \text{ L}$;

– avec le fer : $V(\text{H}_{2(g)}) = n(\text{H}_{2(g)}) \times V_m = 0,05 \times 24 = 1,2 \text{ L}$

On obtient quasiment le même volume de dihydrogène.