

NOM :

PRENOM :

CLASSE :

PREMIERE
SPECIALITE
Physique et
chimie

CHAPITRE C2
Suivi et modélisation de l'évolution d'un système

FICHE EXERCICES



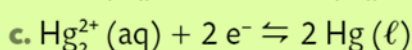
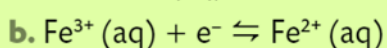
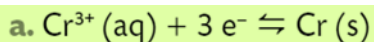
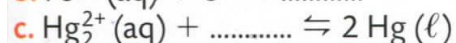
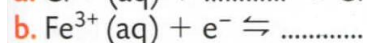
EXERCICES D'AUTOMATISATION EN AUTONOMIE

CORRECTION



Ex 1 – Identifier des couples oxydant / réducteur

Compléter les demi-équations redox données ci-dessous et **préciser** le couple oxydant / réducteur correspondant :



Couple $\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Cr}_{(\text{s})}$

Couple $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$

Couple $\text{Hg}_2^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Hg}_{(\ell)}$

Ex 2 – Reconnaître un oxydant et un réducteur

Des piles au magnésium équipent certains gilets de sauvetage mais aussi des torpilles. Le magnésium métallique $\text{Mg}(\text{s})$ réagit avec les ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ d'une solution d'acide chlorhydrique selon la réaction d'équation :



1. Le magnésium est-il réduit ou oxydé ?
2. Les ions hydrogène ont-ils été réduits ou oxydés ?
3. Identifier l'oxydant et le réducteur qui réagissent
4. Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ?

1. Le magnésium est oxydé en ions $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$.

2. Les ions hydrogène ont été réduits en dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.

3. L'oxydant qui réagit est l'ion hydrogène; le réducteur est le magnésium.

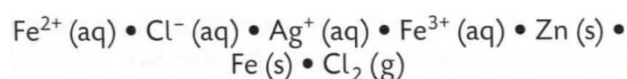
4. Les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont :



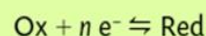
Ex 3 – Identifier des espèces conjuguées

1. **Définir** un couple oxydant / réducteur

2. On donne les espèces chimiques suivantes :

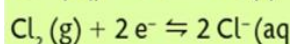
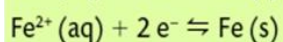
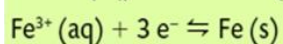
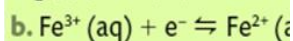
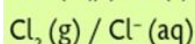
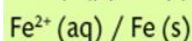
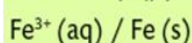
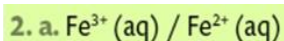


1. Deux espèces Ox et Red sont dites conjuguées et forment un couple oxydant / réducteur, noté Ox / Red, si elles peuvent être reliées par une demi-équation d'oxydoréduction, ou demi-équation redox :



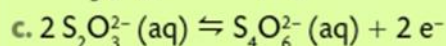
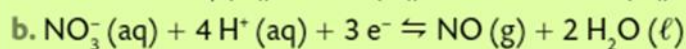
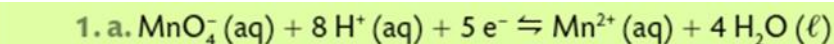
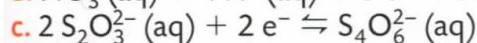
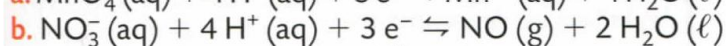
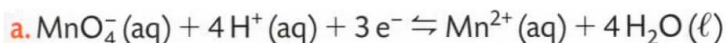
a) **Identifier** les espèces conjuguées et **donner** les couples oxydant / réducteur correspondants

b) **Ecrire** leur demi-équations d'oxydoréduction



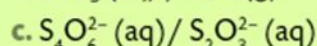
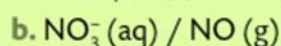
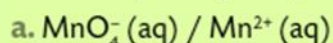
Ex 4 – Identifier des demi-équations redox

1. **Vérifier** les équations données ci-dessous puis les **corriger** si nécessaire :



2. **Ecrire** les couples oxydant / réducteur correspondants

2. Les couples oxydant / réducteur correspondants sont :

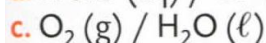
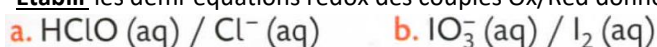


3. Le passage de l'ion $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$ à l'ion $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq})$ correspond-il à une oxydation ou une réduction ?

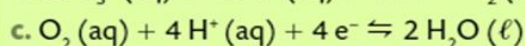
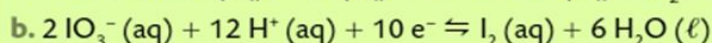
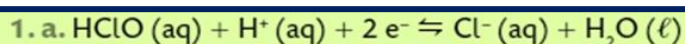
3. Le passage de l'ion $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$ à l'ion $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq})$ correspond à une oxydation puisqu'il se fait avec libération d'électrons.

Ex 5 – Etablir des demi-équations redox

1. **Etablir** les demi-équations redox des couples Ox/Red donnés ci-dessous :



2. L'eau H_2O peut-elle être réduite en dioxygène ?



2. L'eau ne peut être réduite en dioxygène puisque l'eau est le réducteur du couple $\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$.

Ex 6 – Compléter un tableau d'avancement

Les ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})$ réagissent avec les ions hydroxydes $\text{HO}^- (\text{aq})$ pour former un précipité bleu foncé d'hydroxyde de cuivre (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{s})$.

Compléter le tableau d'avancement ci-dessous en utilisant l'avancement x , l'avancement maximal x_{max} et les valeurs des quantités initiales.

Déterminer qui est réactif limitant et **calculer** les quantités de matière à l'état final

Equation chimique		$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{s})$		
Etat initial	$x = 0$	5	8	0,0
Etat inter	x	5 - x	8 - 2x	x
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	5 - x_{max}	8 - 2 x_{max}	x_{max}

Si Cu^{2+} est limitant alors $5 - x_{\text{max}} = 0$
donc $x_{\text{max}} = 5 \text{ mol}$

Si HO^- est limitant alors $8 - 2x_{\text{max}} = 0$
donc $x_{\text{max}} = 4 \text{ mol}$

Conclusion $x_{\text{max}} = 4 \text{ mol}$

$n_f(\text{Cu}^{2+}) = 5 - 4 = 1 \text{ mol}$
 $n_f(\text{HO}^-) = 0 \text{ mol}$
 $n_f(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 4 \text{ mol}$

Ex 7 – Identifier un réactif limitant

On considère l'état final d'un système chimique pour lequel les quantités des deux réactifs R_1 et R_2 exprimés en mol, sont données ci-dessous :

$$R_1 : 9,0 - 3x_{\max} \text{ et } R_2 : 8,0 - 2x_{\max}$$

1. **Calculer** les deux valeurs possibles de $x_{\max}$
2. Quelle est la valeur de l'avancement maximal $x_{\max}$?
3. **Identifier** le réactif limitant

1. Hypothèse 1 : R_1 est le réactif limitant.

On a alors : $9,0 - 3x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = 3,0$ mol.

Hypothèse 2 : R_2 est le réactif limitant.

On a alors : $8,0 - 2x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = 4,0$ mol.

2. L'avancement maximal correspond à la plus petite de ces deux valeurs, soit $x_{\max} = 3,0$ mol.

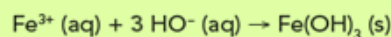
3. Le réactif limitant est donc R_1 .

Ex 8 – Etablir l'état final d'un système

En présence d'ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(aq)}$ les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$ forment un précipité rouille d'hydroxyde fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3_{(s)}$. Initialement, 6,0 mmol d'ions fer (III) réagissent avec 12,0 mmol d'ions hydroxyde

1. **Ecrire** l'équation de la réaction avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles
2. **Construire** le tableau d'avancement de la réaction
3. **Calculer** la valeur de l'avancement maximale $x_{\max}$ et en **déduire** le réactif limitant
4. **Calculer** les quantités de matière dans l'état final

1. Équation de la réaction :



2. Tableau d'avancement :

Équation chimique		$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3_{(s)}$		
État du système	Avancement (en mmol)	$n(\text{Fe}^{3+})$	$n(\text{HO}^-)$	$n(\text{Fe}(\text{OH})_3)$
État initial	$x = 0$	6,0	12,0	0,0
État intermédiaire	x	$6,0 - x$	$12,0 - 3x$	x
État final	$x_{\max}$	$6,0 - x_{\max}$	$12,0 - 3x_{\max}$	$x_{\max}$

3. Si Fe^{3+} est le réactif limitant, alors :

$$6,0 - x_{\max} = 0, \text{ soit } x_{\max} = 6,0 \text{ mol.}$$

Si HO^- est le réactif limitant, alors :

$$12,0 - 3x_{\max} = 0, \text{ soit } x_{\max} = 4,0 \text{ mol.}$$

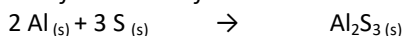
L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur de $x_{\max}$, soit $x_{\max} = 4,0$ mol. Le réactif limitant est donc HO^- .

4. Dans l'état final :

État final	$x_{\max} = 4,0 \text{ mmol}$	$6,0 - x_{\max} = 2,0 \text{ mmol}$	$12,0 - 3x_{\max} = 0,0 \text{ mol}$	$x_{\max} = 4,0 \text{ mmol}$
------------	-------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------

Ex 9 – Construire un tableau d'avancement

Un mélange est constitué de 0,60 mol de poudre d'aluminium, $\text{Al}_{(s)}$ et de 0,30 mol de poudre de soufre $\text{S}_{(s)}$ est enflammé. Il se forme du sulfure de d'aluminium $\text{Al}_2\text{S}_3_{(s)}$ selon la réaction d'équation :



Construire et **compléter** le tableau d'avancement associé à la réaction avec un bilan de matière final.

Calculer les quantités de matière à l'état final

Équation chimique		$2 \text{Al}_{(s)}$	+	$3 \text{S}_{(s)}$	→	$\text{Al}_2\text{S}_3_{(s)}$
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière (en mmol)				
		$n(\text{Al})$		$n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$		$n(\text{Al}_2\text{S}_3)$
État initial	$x = 0$	0,60		0,30		0
État intermédiaire	x	$0,60 - 2x$		$0,30 - 3x$		x
État final	$x = x_{\max}$	$0,60 - 2x_{\max}$		$0,30 - 3x_{\max}$		$x_{\max}$

Si Al est limitant alors $0,60 - 2x_{\max} = 0$

$$\text{donc } x_{\max} = 0,30 \text{ mol}$$

Si S est limitant alors $0,30 - 3x_{\max} = 0$

$$\text{donc } x_{\max} = 0,10 \text{ mol}$$

Conclusion $x_{\max} = 0,10 \text{ mol}$

$$n_f(\text{Al}) = 0,60 - 2 \times 0,1 = 0,40 \text{ mol}$$

$$n_f(\text{S}) = 0 \text{ mol}$$

$$n_f(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,10 \text{ mol}$$

Ex 10 – Déterminer une quantité de réactif (mélange stœchiométrique)

En présence d'ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$, les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ réagissent pour former un précipité vert d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$. Les ions fer (II) constituent le réactif limitant et leur quantité initiale est égale à 5,0 mmol.

Equation		$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	$+ 2\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	$\rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$
Etat initial	$x = 0$			
Etat intermédiaire	x			
Etat final	$x = x_{\text{max}}$			

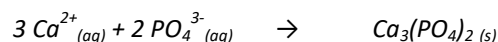
1. **Compléter** le tableau d'avancement
2. **Calculer** la valeur de l'avancement maximal x_{max}
3. **Calculer** la quantité initiale d'ions hydroxyde, $n_0(\text{HO}^-)$, qui correspondrait au mélange

Équation chimique		$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	$+ 2\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	$\rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)		
		$n(\text{Fe}^{2+})$	$n(\text{HO}^-)$	$n(\text{Fe}(\text{OH})_2)$
État initial	$x = 0$	5,0	$n_0(\text{HO}^-)$	0
État intermédiaire	x	$5,0 - x$	$n_0(\text{HO}^-) - 2x$	x
État final	$x = x_{\text{max}}$	$5,0 - x_{\text{max}}$	$n_0(\text{HO}^-) - 2x_{\text{max}}$	x_{max}

2. Puisque l'ion fer (II) est le réactif limitant, on a :
- $$5,0 - x_{\text{max}} = 0, \text{ donc } x_{\text{max}} = 5,0 \text{ mol.}$$
3. Si le mélange initial est stœchiométrique, les quantités finales des réactifs sont nulles. On a calculé x_{max} correspondant à une quantité finale d'ions fer (II) nulle.
- On a donc : $n_0(\text{HO}^-) - 2x_{\text{max}} = 0$, soit $n_0(\text{HO}^-) = 2x_{\text{max}} = 10,0 \text{ mol.}$

Ex 11 – Savoir si un mélange initial est stœchiométrique

Les phosphates de calcium sont des solides blanchâtres qui composent la partie minérale des os et des dents. Le précipité de phosphate de calcium $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2_{(\text{s})}$ est un solide blanc obtenu en faisant réagir les ions calcium $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$ avec les ions phosphates $\text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$ selon l'équation :



1. Les mélanges initiaux suivants sont-ils stœchiométriques ?

- 3 mol de $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$ et 2 mol de $\text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$
- 2 mol de $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$ et 3 mol de $\text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$
- 4 mol de $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$ et 6 mol de $\text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$

2. La relation de stœchiométrie s'écrit-elle :

$$\frac{n_0(\text{Ca}^{2+})}{3} = \frac{n_0(\text{PO}_4^{3-})}{2} \quad \text{ou} \quad \frac{n_0(\text{Ca}^{2+})}{2} = \frac{n_0(\text{PO}_4^{3-})}{3} \quad \text{ou} \quad 2n_0(\text{Ca}^{2+}) = 3n_0(\text{PO}_4^{3-})$$

1. Le mélange stœchiométrique est le mélange a.
2. La relation de stœchiométrie est :
- $$\frac{n_0(\text{Ca}^{2+})}{3} = \frac{n_0(\text{PO}_4^{3-})}{2}$$
- Les propositions a et c vérifient cette relation.

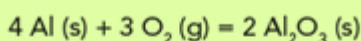
Ex 12– Les saphirs

Les saphirs sont des pierres précieuses constituées de cristaux d'oxyde d'aluminium. Des impuretés, à l'état de traces, leur donnent leur couleur (titane et fer pour le bleu, vanadium pour le violet, chrome pour le rose, fer pour le jaunet et le vert). L'oxyde d'aluminium $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ peut être obtenu en faisant réagir à chaud du métal aluminium $\text{Al}(\text{s})$ de masse molaire $M = 27\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ avec du dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$. Au cours d'une réaction chimique, une masse $m(\text{Al})$ d'aluminium a totalement réagi dans un excès de dioxygène. Il se forme 0,25 mol d'oxyde d'aluminium.

1. **Ecrire** l'équation de réaction
2. **Construire** le tableau d'avancement
3. A partir de la quantité finale d'oxyde d'aluminium formée, **déterminer** l'avancement maximal x_{max}
4. En **déduire** la quantité d'aluminium correspondante
5. **Calculer** la masse $m(\text{Al})$ d'aluminium consommée

	$4 \text{ Al}(\text{s})$	$3 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow$	$2 \text{ Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
EI (mol)	$n^\circ(\text{Al})$	$n^\circ(\text{O}_2)$	0
Eint (mol)	$n^\circ(\text{Al}) - 4X$	$n^\circ(\text{O}_2) - 3X$	$0 + 2X$
EF (mol)	$n^\circ(\text{Al}) - 4X_{\text{max}}$	$n^\circ(\text{O}_2) - 3X_{\text{max}}$	$0 + 2X_{\text{max}} = 0,25 \text{ mol}$

1. Équation de la réaction :



2. Voir le tableau en fin de chapitre, p. 38.

3. Dans l'état final

$$2 x_{\text{max}} = 0,25 \text{ mol, soit } x_{\text{max}} = 0,125 \text{ mol.}$$

4. La quantité d'aluminium consommée $n_{\text{cons}}(\text{Al})$ est :

$$n_{\text{cons}}(\text{Al}) = 4 x_{\text{max}} = 0,50 \text{ mol.}$$

5. La masse m d'aluminium consommée est donc

$$m = n_{\text{cons}}(\text{Al}) \times M(\text{Al}), \text{ soit :}$$

$$m = 0,50 \times 27,0 = 13,5 \text{ g} \approx 14 \text{ g.}$$

Ex 13 – Etablir l'état final d'un système

Les ions iodure $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ réagissent lentement avec les ions peroxodisulfates $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$ pour former du diiode $\text{I}_{2(\text{aq})}$ et des ions sulfates $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ selon l'équation : $2 \text{ I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{ SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$

On verse dans un bécher 50 mL de solution incolore de peroxodisulfate de potassium de concentration $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On ajoute 50 mL de solution incolore de iodure de potassium de concentration $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

La seule espèce chimique colorée du système est le diiode de couleur jaune

1. **Donner** l'évolution de la couleur du mélange au cours du temps
2. **Calculer** les quantités de matières initiales des réactifs
3. **Construire** le tableau d'avancement de la réaction
4. **Calculer** la valeur de l'avancement maximale x_{max} et en **déduire** le réactif limitant
5. **Calculer** les quantités de matière dans l'état final

1. La solution se colore de plus en plus en jaune car il se forme du I_2 seule espèce colorée.

$$n^\circ(\text{I}^-) = C \times V_{\text{sol}} = 0,50 \times 50 \cdot 10^{-3} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n^\circ(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = C \times V_{\text{sol}} = 0,10 \times 50 \cdot 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3.

	$2 \text{ I}^-_{(\text{aq})}$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow$	$\text{I}_{2(\text{aq})}$	$2 \text{ SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
EI (mol)	$2,5 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-3}$	0	0
Eint (mol)	$2,5 \times 10^{-2} - 2X$	$5,0 \times 10^{-3} - X$	$0 + X$	$0 + 2X$
EF (mol)	$2,5 \times 10^{-2} - 2X_{\text{max}}$	$5,0 \times 10^{-3} - X_{\text{max}}$	$0 + X_{\text{max}}$	$0 + 2X_{\text{max}}$

4. Si $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ est réactif limitant alors $2,5 \times 10^{-2} - 2X_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$ donc $x_{\text{max}} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Si $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$ est réactif limitant alors $5,0 \times 10^{-3} - X_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$ donc $x_{\text{max}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

donc $x_{\text{max}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ avec $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$ réactif limitant

5. $n_f(\text{I}^-) = 2,5 \times 10^{-2} - 2 \times 5,0 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$

$$n_f(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = 0 \text{ mol}$$

$$n_f(\text{I}_2) = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_f(\text{SO}_4^{2-}) = 2 \times 5,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Ex 14 – ions chlorure et plomb

Les ions chlorures réagissent avec les ions plomb selon l'équation suivante : $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{PbCl}_{2(\text{s})}$

On fait réagir $30,0 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Pb^{2+} avec $40 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Cl^{-} .

1. **Construire** le tableau d'avancement de la réaction.

2. **Calculer** la masse de chlorure de plomb obtenu

Données : $M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1.

	$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$	$2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow$	$\text{PbCl}_{2(\text{s})}$
EI (mol)	$30,0 \cdot 10^{-3}$	$40 \cdot 10^{-3}$	0
Eint (mol)	$30,0 \cdot 10^{-3} - x$	$40 \cdot 10^{-3} - 2x$	$0 + x$
EF (mol)	$30,0 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$40 \cdot 10^{-3} - 2x_{\text{max}}$	$0 + x_{\text{max}}$

2. Si Pb^{2+} est réactif limitant alors $30,0 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$ donc $x_{\text{max}} = 30,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Si Cl^{-} est réactif limitant alors $40 \cdot 10^{-3} - 2x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$ donc $x_{\text{max}} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

donc $x_{\text{max}} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ avec Cl^{-} réactif limitant

$n_{\text{f}}(\text{PbCl}_2) = x_{\text{max}} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$m_{\text{f}}(\text{PbCl}_2) = n_{\text{f}}(\text{PbCl}_2) \times M(\text{PbCl}_2) = 20 \cdot 10^{-3} \times (207,2 + 2 \times 35,5) = 5,6 \text{ g}$

EXERCICES D'ANAYSE

CORRECTION



Ex 15 – Etablir des demi-équations redox

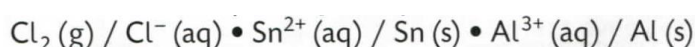
Etablir les demi-équations redox des couples suivants en présence d'ions hydrogène :

- $\text{IO}_3^{-}(\text{aq}) / \text{I}_2(\text{aq})$;
- $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$;
- $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$;
- $\text{HOCl}(\text{aq}) / \text{Cl}_2(\text{g})$.

- $2 \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 10 \text{e}^{-} + 12 \text{H}^{+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} + 2 \text{H}^{+}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^{-} + 4 \text{H}^{+}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- $2 \text{HOCl}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} + 2 \text{H}^{+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Ex 16 – Etudier des réactions d'oxydoréduction

On donne les couples oxydant / réducteur suivants :



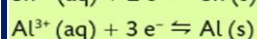
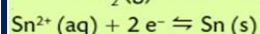
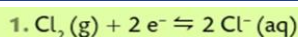
1. **Ecrire** les demi-équations redox correspondantes

2. En **déduire** l'équation de la réaction entre :

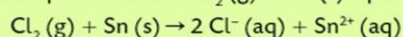
a. $\text{Cl}_2(\text{g})$ et $\text{Sn}(\text{s})$

b. $\text{Al}(\text{s})$ et $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$

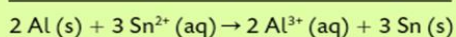
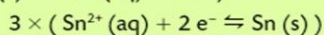
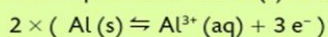
3. Peut-il se produire une réaction d'oxydoréduction entre $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ et $\text{Al}(\text{s})$? Pourquoi ?



2. a. La réaction qui a lieu entre $\text{Cl}_2(\text{g})$ et $\text{Sn}(\text{s})$ a pour équation :



b. La réaction qui a lieu entre $\text{Al}(\text{s})$ et $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ a pour équation :



3. Il ne peut pas y avoir de réaction d'oxydoréduction entre $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ et $\text{Al}(\text{s})$ car ce sont des réducteurs. Or une réaction d'oxydoréduction est une réaction d'échange d'électrons entre l'oxydant d'un couple redox et le réducteur d'un autre couple redox.

Ex 17 – Utiliser un tableau d'avancement

Les ocres du Roussillon sont composées, entre autres de silice, d'argile et d'un pigment minéral coloré, l'oxyde de fer (III) de formule brute $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$. Ce solide peut être obtenu en faisant réagir à chaud, du métal fer avec du dioxygène. L'équation de la réaction est donnée dans le tableau d'avancement ci-dessous. On suppose la réaction totale

1. Quel est le réactif limitant ? **Justifier**.
2. **Compléter** le tableau d'avancement en utilisant les valeurs des quantités initiales et les grandeurs x , $x_{\max}$ et $n_0(\text{O}_2)$.
3. Il se forme 2,0 mol de $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$. **Calculer** la valeur de $x_{\max}$
4. En **déduire** la valeur de la quantité initiale $n_0(\text{O}_2)$
5. **Calculer** la quantité de fer $\text{Fe}(s)$ dans l'état final

Equation chimique		$4 \text{ Fe}_{(s)} + 3 \text{ O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_{3(s)}$		
Etat initial	$x = 0$	10	$n^\circ(\text{O}_2)$	0,0
Etat inter	x	$10 - 4x$	$n^\circ(\text{O}_2) - 3x$	$2x$
Etat final	$x = x_{\max}$	$10 - 4x_{\max}$	0,0	$2x_{\max}$

1) Dans état final, la quantité de matière de O_2 étant nulle cela signifie que c'est lui le réactif limitant.

2) voir tableau

3) $2x_{\max} = 2 \text{ mol}$

$x_{\max} = 1 \text{ mol}$

4) $n^\circ(\text{O}_2) - 3x_{\max} = 0$ donc $n^\circ(\text{O}_2) = 3x_{\max} = 3 \text{ mol}$

5) $n_f(\text{Fe}) = 10 - 4x_1 = 6 \text{ mol}$

Ex 18 – Exploiter un tableau d'avancement

On donne le tableau d'avancement de la réaction (totale) entre le métal magnésium, $\text{Mg}_{(s)}$ et le dioxygène $\text{O}_{2(g)}$:

Equation chimique		$2 \text{ Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ MgO}_{(s)}$		
Etat initial	$x = 0$ mmol	10	4	0
Etat intermédiaire	x	6	2	4
Etat final	$x = x_{\max}$	2	0	

1. En **déduire** le réactif limitant
2. En **déduire** la valeur de l'avancement maximal
3. **Déterminer** la quantité finale d'oxyde magnésium $\text{MgO}_{(s)}$

1. À l'état final, le réactif limitant est entièrement consommé, sa quantité de matière est donc nulle. Le dioxygène est donc le réactif limitant.

2. Dans l'état final, pour le dioxygène, on a :

$4 - x_{\max} = 0$, donc l'avancement maximal est $x_{\max} = 4 \text{ mmol}$.

3. La quantité finale d'oxyde de magnésium est :

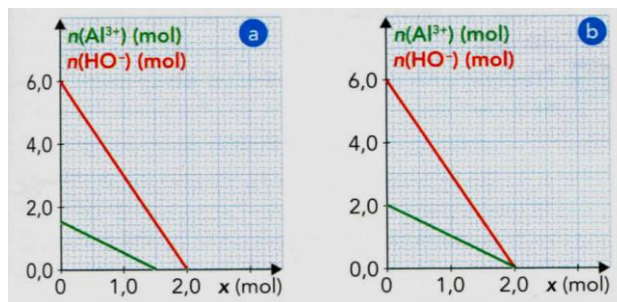
$n_f(\text{MgO}) = 2x_{\max} = 8 \text{ mmol}$

Ex 19– Analyser des graphes

L'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3(s)$ est un solide blanc qui peut être obtenu lors de la réaction entre les ions aluminium $Al^{3+}_{(aq)}$ et les ions hydroxyde $HO^{-}_{(aq)}$. L'équation de la réaction est :



Les graphes a et b ci-contre montrent l'évolution des quantités de ces ions en fonction de l'avancement x , pour deux systèmes chimiques différents :



- Pour chaque système chimique, **déduire** des graphes
 - Les quantités de matière dans l'état initial
 - L'avancement maximal
 - Le(s) réactif(s) limitant(s)
- L'un des deux systèmes correspond-il à un mélange stœchiométrique ? Si oui, lequel ?

1. Quantités initiales, avancement maximal et réactif(s) limitant(s) pour les deux systèmes chimiques :

	Système chimique (a)	Système chimique (b)
$n_0(Al^{3+})$ en mol	1,5	2,0
$n_0(HO^{-})$ en mol	6,0	6,0
x_{max} en mol	1,5	2,0
Réactif(s) limitant(s)	Al^{3+}	Al^{3+} et HO^{-}

2. Le système chimique **b** correspond à un mélange stœchiométrique car les quantités initiales des réactifs sont dans les proportions des nombres stœchiométriques des réactifs :

$$\frac{n_0(Al^{3+})}{1} = \frac{n_0(HO^{-})}{3}$$

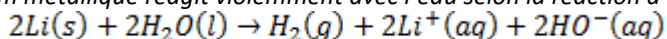
Ex 20 – Radiocommunication

L'armée utilise des piles au lithium et au dioxyde de soufre pour ses systèmes de communication. Les couples mis en jeu sont $SO_2(l)/S_2O_4^{2-}(solv)$ et $Li^{+}(solv)/Li(s)$.

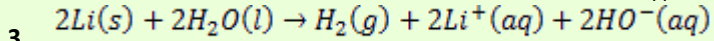
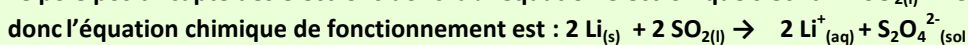
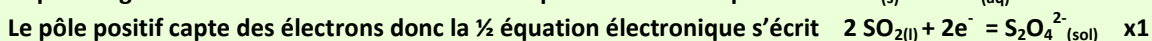
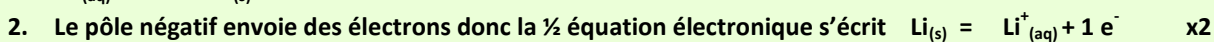
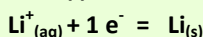
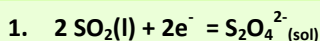
La notation (solv) signifie que ces espèces sont solvatées par le solvant organique utilisé.

- Ecrire** les demi-équations redox correspondantes
- Le lithium constitue le pôle négatif de cette pile (qui envoie des électrons).
En **déduire** l'équation de fonctionnement

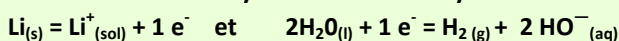
Le lithium métallique réagit violemment avec l'eau selon la réaction d'équation :



- Est-ce une réaction d'oxydoréduction ?
- Pourquoi ces piles doivent être recyclées ? ne doivent jamais être ouvertes ?



est une réaction d'oxydoréduction car il y a bien un échange d'électrons entre les espèces chimiques :



4. le lithium présent dans les piles est un polluant

si une pile s'ouvre, l'eau présente dans l'air peu réagir avec le lithium présent dans la pile

Ex 21– L'arbre de Diane

Dans un tube à essais, on verse un volume $V = 5,0 \text{ mL}$ de solution de nitrate d'argent, $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ de concentration molaire en ions argent $C = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$. On immerge partiellement un fil de cuivre. La masse de la partie immergée est égale à $m = 0,52 \text{ g}$. Le fil de cuivre se recouvre progressivement d'un gris d'argent métallique, appelé arbre de Diane et la solution bleuit.

L'équation de la réaction qui a lieu entre les ions argent et le métal s'écrit :



1. **Calculer** en mmol les quantités initiales des réactifs
2. **Construire** un tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant
3. **Déterminer** la quantité puis la masse d'argent déposé sur la partie immergée du fil de cuivre en fin de réaction

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

1. Les quantités initiales de réactifs sont :

$$\begin{aligned} \bullet n_0(\text{Ag}^+) &= C \cdot V = 0,20 \times 5,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,0 \text{ mmol} \\ \bullet n_0(\text{Cu}) &= \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{0,52}{63,5} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol} = 8,2 \text{ mmol} \end{aligned}$$

2.

Hypothèse 1 : l'ion argent est limitant.

On a alors : $1,0 - 2x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = 0,5 \text{ mmol}$.

Hypothèse 2 : le métal cuivre est limitant.

On a alors : $8,2 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = 8,2 \text{ mmol}$.

L'avancement maximal correspond à la plus petite de ces deux valeurs, donc $x_{\text{max}} = 0,5 \text{ mmol}$.

L'ion argent est donc le réactif limitant.

3. La quantité d'argent Ag déposée sur le fil est :

$$n_f(\text{Ag}) = 2x_{\text{max}} = 1,0 \text{ mmol}$$

La masse d'argent correspondante est :

$$m(\text{Ag}) = n_f(\text{Ag}) \cdot M(\text{Ag}) = 1,0 \times 10^{-3} \times 107,9 = 0,11 \text{ g}$$

Équation chimique		$2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow 2 \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière (en mmol)			
		$n(\text{Ag}^+)$	$n(\text{Cu})$	$n(\text{Ag})$	$n(\text{Cu}^{2+})$
État initial	$x = 0$	1,0	8,2	0	0
État intermédiaire	x	$1,0 - 2x$	$8,2 - x$	$2x$	x
État final	$x = x_{\text{max}}$	$1,0 - 2x_{\text{max}}$	$8,2 - x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	x_{max}

Ex 22 – Décomposition d'un solide par chauffage

L'hydrogénocarbonate de sodium $\text{NaHCO}_3_{(\text{s})}$ est un solide blanc.

Par chauffage, il se décompose selon l'équation : $2 \text{NaHCO}_3_{(\text{s})} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_{(\text{s})} + 2 \text{CO}_2_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Une masse initiale $m = 2,2 \text{ g}$ d'hydrogénocarbonate de sodium est totalement décomposé par chauffage

1. **Calculer** la valeur de la quantité initiale $n_0(\text{NaHCO}_3)$
2. **Construire** le tableau d'avancement de la réaction et en déduire la valeur de l'avancement maximale
3. **Calculer** les quantités des produits dans l'état final
4. **Calculer** la masse d'oxyde de sodium formé

1. La quantité initiale d'hydrogénocarbonate de sodium est $n_0(\text{NaHCO}_3) = \frac{m}{M(\text{NaHCO}_3)}$, soit :

$$\begin{aligned} n_0(\text{NaHCO}_3) &= \frac{2,2}{23,0 + 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0} \\ n_0(\text{NaHCO}_3) &= 2,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \\ n_0(\text{NaHCO}_3) &= 26 \text{ mmol} \end{aligned}$$

2. Voir le tableau en fin de chapitre, p. 38.

Le seul réactif étant NaHCO_3 , il est limitant. Dans l'état final, $26 - 2x_{\text{max}} = 0$, donc $x_{\text{max}} = 13 \text{ mmol}$.

3. Voir le tableau en fin de chapitre, p. 38.

4. La masse d'oxyde de sodium Na_2O formée est :

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{O}) &= n(\text{Na}_2\text{O}) \times M(\text{Na}_2\text{O}) \\ m(\text{Na}_2\text{O}) &= x_{\text{max}} \times M(\text{Na}_2\text{O}) \\ m(\text{Na}_2\text{O}) &= 13 \times 10^{-3} \times (23,0 \times 2 + 16,0) = 0,81 \text{ g} \end{aligned}$$

Ex 23 – Réaction entre l'acide oxalique et les ions permanganate

Une solution incolore d'acide oxalique de formule $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq})$ est mélangée à une solution violette de permanganate de potassium en milieu acide. La seule espèce colorée du système étudié est l'ion permanganate $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ de couleur violette.

Dans l'état initial, la couleur de la solution est violette puis rose puis incolore dans l'état final.

Initialement on a mélangé un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de solution d'acide oxalique à la concentration $C_1 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $C_2 = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions permanganate. L'acide est en excès et l'eau constitue le solvant de la solution.

On suppose la transformation totale. Le tableau d'avancement de la réaction est donné ci-dessus

Equation		$2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 10 \text{CO}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
Etat initial	$x = 0$	n_2	n_1	excès			
Etat intermédiaire	x			excès			
Etat final	$x = x_{\text{max}}$			excès			

1. Quel est le réactif limitant ?
2. **Calculer** les quantités n_1 et n_2 en mol
3. **Compléter** littéralement le tableau d'avancement et **déterminer** le réactif limitant
4. **Justifier** que la couleur finale prise la solution est cohérente avec la nature du réactif limitant

1. L'ion permanganate $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ est la seule espèce colorée du système chimique étudié. La solution finale étant incolore l'ion permanganate $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ est le réactif limitant.

2. Quantité initiale n_2 d'ions $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$:

$$n_2 = C_2 \times V_2 = 0,40 \times 5,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Quantité initiale n_1 d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq})$:

$$n_1 = C_1 \times V_1 = 0,50 \times 20,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

3.

Si MnO_4^- est limitant, alors $n_2 - 2 x_{\text{max}} = 0$, soit :

$$x_{\text{max}} = n_2 / 2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,0 \text{ mmol.}$$

Si $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ est limitant, alors $n_1 - 5 x_{\text{max}} = 0$, soit :

$$x_{\text{max}} = n_1 / 5 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,0 \text{ mmol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur de x_{max} , soit $x_{\text{max}} = 1,0 \text{ mol}$. Le réactif limitant est donc MnO_4^- .

4. MnO_4^- étant le réactif limitant, tous les ions permanganate ont réagi dans l'état final. Or seuls ces ions sont colorés, ainsi la solution finale est effectivement incolore.

Ex24 – Chlorate de potassium

Le chlorate de potassium KClO_3 est une poudre utilisée dans les feux d'artifice pour obtenir des étincelles violettes. Sa réaction avec du carbone (C) donne du dioxyde de carbone (CO_2) et le chlorure de potassium (KCl).

1. **Écrire** l'équation chimique de la réaction.

On réalise la transformation chimique à partir de $n_1 = 1,0$ mol de KClO_3 et de $n_2 = 1,5$ mol de carbone.

2. **Construire** le tableau d'avancement et **déterminer** l'avancement final.

Indiquer les quantités de chaque espèce dans le système à l'état final.

On réalise la transformation chimique à partir de 25 g de KClO_3 et de 40 g de carbone solide

3. **Calculer** les quantités de matière initiales des réactifs.

4. **Construire** le tableau d'avancement de la réaction.

Déterminer l'avancement maximal de la réaction.

Calculer les quantités de chaque espèce à l'état final.

5. **Calculer** le volume de dioxyde de carbone gazeux obtenu dans les conditions de l'expérience

Données :

Masses molaires atomiques : $M(\text{K}) = 39,1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24,3 \text{ L.mol}^{-1}$

2)

$2\text{KClO}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO}_2 + 2\text{KCl}$				
x=0	$n_1 = 1,0$	$n_2 = 1,5$	0	0
x	$n_1 - 2x$	$n_2 - 3x$	$3x$	$2x$
x=x _{max}	$n_1 - 2x_{\text{max}}$	$n_2 - 3x_{\text{max}}$	$3x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$

si KClO_3 est limitant $1,0 - 2x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$
 $x_{\text{max}} = 0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

si C est limitant $1,5 - 3x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$
 $x_{\text{max}} = 0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

$\Rightarrow x_{\text{max}} = 0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$ le mélange est stoechiométrique

$n_f(\text{KClO}_3) = 0 \text{ mol}$
 $n_f(\text{C}) = 0 \text{ mol}$
 $n_f(\text{CO}_2) = 3 \times 0,5 \cdot 10^{-1} = 1,5 \text{ mol}$
 $n_f(\text{KCl}) = 2 \times 0,5 \cdot 10^{-1} = 1,0 \text{ mol}$

3) $n^\circ(\text{KClO}_3) = \frac{m^\circ(\text{KClO}_3)}{M(\text{KClO}_3)} = \frac{25}{39,1 + 35,5 + 3 \times 16,0} = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

$n^\circ(\text{C}) = \frac{m^\circ(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{40}{12,0} = 3,3 \text{ mol}$

4)

$2\text{KClO}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO}_2 + 2\text{KCl}$				
x=0	$2,0 \cdot 10^{-1}$	3,3	0	0
x	$2,0 \cdot 10^{-1} - 2x$	$3,3 - 3x$	$3x$	$2x$
x=x _{max}	$2,0 \cdot 10^{-1} - 2x_{\text{max}}$	$3,3 - 3x_{\text{max}}$	$3x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$

si KClO_3 limitant $2,0 \cdot 10^{-1} - 2x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$
 $x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

si C limitant $3,3 - 3x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$
 $x_{\text{max}} = 1,1 \text{ mol}$

$\Rightarrow x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$ et KClO_3 est le limitant

$n_f(\text{KClO}_3) = 0 \text{ mol}$
 $n_f(\text{C}) = 3,3 - 3 \times 1,0 \cdot 10^{-1} = 3,0 \text{ mol}$
 $n_f(\text{CO}_2) = 3 \times 1,0 \cdot 10^{-1} = 3,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
 $n_f(\text{KCl}) = 2 \times 1,0 \cdot 10^{-1} = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

5) $V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m$
 $= 3,0 \cdot 10^{-1} \times 24,3$
 $= 7,3 \text{ L}$

Ex 25 – fer

Un morceau de fer de masse $m=1,28\text{g}$ est introduit dans 50mL d'une solution contenant des ions H^+ .
Le morceau de fer disparaît et il se dégage du dihydrogène.

1. **Écrire** l'équation correspondant à cette réaction.
2. A l'aide d'un tableau d'avancement de la réaction chimique, **calculer** le volume $V(\text{H}_2)$ mesuré dans les CNTP de dihydrogène formé par la réaction.
3. **Calculer** la concentration molaire en ions Fe^{2+}

CNTP Conditions Normales de Température et de Pression : $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

1.

	$\text{Fe}_{(s)}$	$2 \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$
El (mol)	$2,29 \times 10^{-2} \text{ mol}$	$n^\circ(\text{H}^+)$	0	0
Eint (mol)	$2,29 \times 10^{-2} \text{ mol} - x$	$n^\circ(\text{H}^+) - 2x$	$0 + x$	$0 + x$
EF (mol)	$2,29 \times 10^{-2} \text{ mol} - x_{\text{max}}$	$n^\circ(\text{H}^+) - 2x_{\text{max}}$	$0 + x_{\text{max}}$	$0 + x_{\text{max}}$

$$n^\circ(\text{Fe}) = m / M = 1,28 / 55,9 = 2,29 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2. sachant que tout le fer disparaît $2,29 \times 10^{-2} \text{ mol} - x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$ donc $x_{\text{max}} = 2,29 \times 10^{-2} \text{ mol}$
donc $n_f(\text{H}_2) = x_{\text{max}} = 2,29 \times 10^{-2} \text{ mol}$

$$V_f(\text{H}_2) = n_f(\text{H}_2) \times V_m = 2,29 \times 10^{-2} \times 22,4 = 5,13 \times 10^{-1} \text{ L}$$

3. $C(\text{Fe}^{2+}) = [\text{Fe}^{2+}] = n_f(\text{Fe}^{2+}) / V_{\text{sol}} = 2,29 \times 10^{-2} / (50 \times 10^{-3}) = 4,6 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Ex 26 – Précipitation de l'oxyde de cuivre II

On mélange 100 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 80 mL d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_2 = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'équation de la réaction de précipitation est : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$

1. **Construire** le tableau d'avancement en calculant les quantités de matière initiales des réactifs
2. **Déterminer** le réactif limitant et **calculer** x_{max}
3. **Calculer** la masse de précipité.
4. **Calculer** la concentration finale en ions HO^- s'il n'y a pas de variation du volume ?

1.

	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	$2 \text{HO}^-_{(aq)}$	$\rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$
El (mol)	5×10^{-2}	$1,6 \times 10^{-1}$	0
Eint (mol)	$5 \times 10^{-2} - x$	$1,6 \times 10^{-1} - 2x$	$0 + x$
EF (mol)	$5 \times 10^{-2} - x_{\text{max}}$	$1,6 \times 10^{-1} - 2x_{\text{max}}$	$0 + x_{\text{max}}$

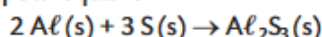
$$n^\circ(\text{Cu}^{2+}) = C_1 \times V = 0,5 \times 100 \cdot 10^{-3} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n^\circ(\text{HO}^-) = C_2 \times V = 2 \times 80 \cdot 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

2. Si Cu^{2+} est réactif limitant alors $5 \times 10^{-2} - x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$ donc $x_{\text{max}} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$
Si HO^- est réactif limitant alors $1,6 \times 10^{-1} - 2x_{\text{max}} = 0 \text{ mol}$ donc $x_{\text{max}} = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
Donc $x_{\text{max}} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et le réactif limitant est Cu^{2+}
3. $n_f(\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}) = x_{\text{max}} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$
 $m_f(\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}) = n_f(\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}) \times M_{\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}} = 5 \times 10^{-2} \times (63,6 + 2 \times 16,0 + 2 \times 1,0) = 5 \text{ g}$
4. $C(\text{HO}^-) = [\text{HO}^-] = n_f(\text{HO}^-) / V_{\text{sol}} = (1,6 \times 10^{-1} - 2 \times 5 \times 10^{-2}) / ((100+80) \times 10^{-3}) = 3 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

On enflamme un mélange composé de 5,00 g d'aluminium en poudre et de 5,00 g de soufre en poudre. Cette transformation est considérée comme totale.

La réaction a pour équation :



1. Calculer les quantités initiales des réactifs.
2. Déterminer l'avancement maximal.
3. Calculer la masse de sulfure d'aluminium $\text{Al}_2\text{S}_3(\text{s})$ formé.

Données

• $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. La quantité initiale d'aluminium est :

$$n_0(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{5,00}{27,0} = 0,185 \text{ mol.}$$

La quantité initiale de soufre est : $n_0(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{5,00}{32,1} = 0,156 \text{ mol.}$

2. Hypothèse 1 : si l'aluminium $\text{Al}(\text{s})$ est le réactif limitant, alors

$$n_0(\text{Al}) - 2x_{\text{max}} = 0 \text{ donc } x_{\text{max}} = \frac{0,185}{2} = 0,093 \text{ mol.}$$

Hypothèse 2 : si le soufre $\text{S}(\text{s})$ est le réactif limitant, alors

$$n_0(\text{S}) - 3x_{\text{max}} = 0 \text{ donc } x_{\text{max}} = \frac{0,156}{3} = 5,19 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

La plus petite des deux valeurs est l'avancement maximal donc $x_{\text{max}} = 5,19 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

$$3. m(\text{Al}_2\text{S}_3) = n_0(\text{Al}_2\text{S}_3) \times M(\text{Al}_2\text{S}_3) = x_{\text{max}} \times M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 7,80 \text{ g}$$

Ex28– Les feux d'artifice

Certains mélanges pyrotechniques sont constitués de chlorate de potassium $\text{KClO}_3(\text{s})$ et de carbone $\text{C}(\text{s})$. Une fusée pyrotechnique contient 300 g de chlorate de potassium et 50 g de carbone. Une combustion explosive, considérée comme totale, a lieu entre le chlorate de potassium et le carbone. Il se forme du dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$ et du chlorure de potassium $\text{KCl}(\text{s})$. Au cours de cette combustion, une lumière violette est émise.



Données

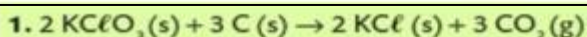
• $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

• $M(\text{KClO}_3) = 122,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



> Pictogrammes de danger du chlorate de potassium

1. Écrire et ajuster l'équation de la réaction chimique entre le chlorate de potassium et le carbone avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
2. Calculer les quantités initiales des deux réactifs.
3. Identifier le réactif limitant.
4. Calculer la masse de carbone permettant d'avoir un mélange initial stœchiométrique.
5. Proposer une hypothèse expliquant pourquoi il est important de veiller à ce que le chlorate de potassium soit le réactif limitant.



$$2. n_0(\text{KClO}_3) = \frac{300}{122,6} = 2,45 \text{ mol} ; n_0(\text{C}) = \frac{50}{12,0} = 4,2 \text{ mol}$$

3. Hypothèse 1 : si le chlorate de potassium $\text{KClO}_3(\text{s})$ est le réactif limitant, alors $2,45 - 2x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = \frac{2,45}{2} = 1,22 \text{ mol.}$

Hypothèse 2 : si le carbone $\text{C}(\text{s})$ est le réactif limitant, alors

$$4,2 - 3x_{\text{max}} = 0 \text{ donc } x_{\text{max}} = \frac{4,2}{3} = 1,4 \text{ mol.}$$

Le réactif limitant est donc le chlorate de potassium $\text{KClO}_3(\text{s})$.

4. Pour que le mélange soit stœchiométrique, il faut que $n_0(\text{C}) - 3x_{\text{max}} = 0$ donc $n_0(\text{C}) = 3 \times 1,22 = 3,66 \text{ mol.}$

La masse de carbone correspondant est :

$$m(\text{C}) = n_0(\text{C}) \times M(\text{C}) = 3,66 \times 12,0 = 43,9 \text{ g.}$$

5. Le chlorate de potassium est dangereux pour l'environnement (pictogramme), il faut donc qu'il soit entièrement consommé au cours de la transformation.

CORRECTION



Ex 29 – ions permanganate

Les ions permanganate, violets, réagissent sur des ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III.

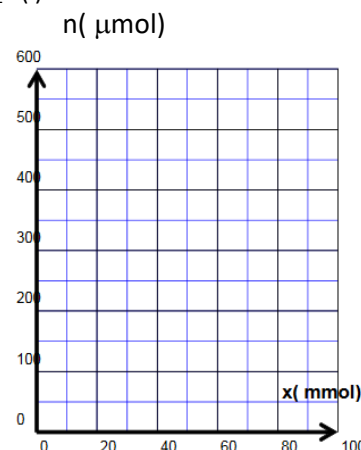
L'équation associée est : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

La transformation est supposée totale. Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés. Dans un bécher, on introduit $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de fer II de concentration $C_1 = 0,055 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V = 5 \text{ mL}$ d'acide sulfurique, dans lequel $C(\text{H}^+) = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute $V_2 = 4,0 \text{ mL}$ de solution de permanganate de potassium ($C_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$).

Le mélange devient incolore.

- Faire** le bilan des espèces présentes à l'état initial.
Calculer les quantités de matière de celles qui participent à la réaction.
- Quelle espèce n'est plus présente à l'état final ?
- Construire** le tableau d'avancement de la réaction et **trouver** les quantités de matière des espèces présentes à l'état final.
- Compléter** le graphique représentant les variations des quantités de matières d'ions fer II et d'ions MnO_4^- en fonction de l'avancement

1. $n = C \times V$

$$n^\circ(\text{MnO}_4^-) = C_2 \times V_2 = 0,025 \times 4,0 \cdot 10^{-3} = 0,10 \text{ mmol}$$

$$n^\circ(\text{Fe}^{2+}) = C_1 \times V_1 = 0,055 \times 10,0 \cdot 10^{-3} = 0,55 \text{ mmol}$$

$$n^\circ(\text{H}^+) = C \times V = 1,0 \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 5,0 \text{ mmol}$$

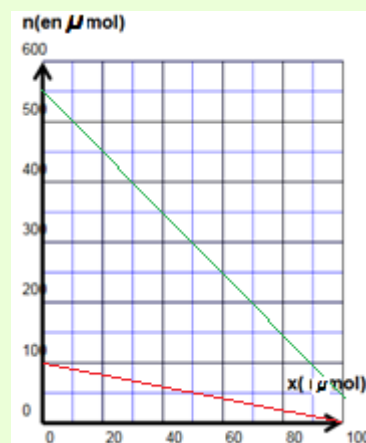
2. A l'état final la solution devient incolore donc les ions MnO_4^- ne sont plus présents à l'état final

3.

Equation		$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$					
Etat initial	$x = 0 \text{ mmol}$	0,10	0,55	5	0	0	0
Etat intermédiaire	x	$0,10 - x$	$0,55 - 5x$	$5 - 8x$	x	$5x$	$4x$
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	$0,10 - x_{\text{max}} = 0$	$0,55 - 5x_{\text{max}} = 0,050$	$5 - 8x_{\text{max}} = 4,2$	$x_{\text{max}} = 0,10$	$5x_{\text{max}} = 0,50$	$4x_{\text{max}} = 0,40$

MnO_4^- est le réactif limitant donc $0,10 - x_{\text{max}} = 0$; $x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mmol}$

Donc $x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mmol}$, les ions permanganates sont en défaut.



Le sodium réagit avec l'eau. Il se forme des ions Na^+ , des ions OH^- ainsi que du dihydrogène. La réaction est totale

1. **Écrire** l'équation de la réaction chimique correspondant à cette réaction et vérifier que les nombres stœchiométriques sont ajustés.
2. Cette réaction dangereuse est effectuée avec 0,23g de sodium seulement que l'on introduit dans 1,0L d'eau. Quelles sont les quantités de matière des réactifs en présence ?
3. **Dresser** un tableau d'avancement pour cette réaction et en déduire le réactif limitant.
4. Quelle est la quantité de matière d'eau restant dans l'état final ? Que peut-on dire du volume final de la solution aqueuse obtenue ?
5. **Déterminer** le volume de dihydrogène dégagé.
6. **Déterminer** les concentrations finales en ions Na^+ et OH^- .

Données :

$M(\text{Na})=23,0\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{H})=1,0\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{O})=16,0\text{g.mol}^{-1}$; Volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m=24,3\text{ L.mol}^{-1}$



2. $n = \frac{m}{M} = 10\text{ mmol}$

$n = \frac{p \times V}{M} = 56\text{ mol}$

3.

Equation		$2\text{Na}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{Na}^+_{(aq)} + 2\text{OH}^-_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$				
Etat initial	$x = 0$	0,010	56	0	0	0
Etat intermédiaire	x	$0,010-2x$	$56-2x$	$2x$	$2x$	x
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	0	56	0,010	0,010	0,0050

Détermination du réactif limitant :

$0,010-2x_{\text{max}} = 0$; $x_{\text{max}} = 0,0050\text{ mol}$

$56-2x_{\text{max}} = 0$; $x_{\text{max}} = 28\text{ mol}$

Donc $x_{\text{max}} = 5\text{ mmol}$, le sodium est en défaut.

4. $n_f(\text{eau}) = 56\text{ mol} = n_i(\text{eau})$. La quantité d'eau qui a réagi est négligeable devant le volume d'eau initial : on peut donc dire que le volume final est le même que le volume initial

5. $V = n \times V_m = 0,0050 \times 24,3 = 0,12\text{ L}$

6. $C = \frac{n}{V}$ donc $C(\text{Na}^+) = C(\text{HO}^-) = 0,010\text{ mol.L}^{-1}$

On dispose d'un volume $V_0=10\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent dont la concentration en ion Ag^+ est

$C_0=5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On ajoute un volume V d'une solution de carbonate de sodium dont la concentration en ions carbonate CO_3^{2-} est $C=0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Il se forme un précipité de carbonate d'argent. La réaction est totale.

1. Sachant que cette espèce chimique est globalement neutre, quelle est sa formule ?
2. Écrire l'équation de la réaction de précipitation.
3. Les proportions initiales sont-elles stœchiométriques si le volume V est de $2,0 \text{ mL}$?
4. Dans ces conditions, à l'aide d'un tableau d'avancement de cette réaction chimique, déterminer les ions présents dans la solution à l'état final.
5. Quel devrait être le volume V pour être dans les conditions stœchiométriques ?

La quantité de matière d'ions CO_3^{2-} ajoutée est:

$$n(\text{CO}_3^{2-}) = C \cdot V \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-}) = 0,20 \times 2,0 \cdot 10^{-3} \\ \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-}) = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Le tableau d'avancement de la réaction est le suivant:

	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+) \text{ (mol)}$	$n(\text{CO}_3^{2-}) \text{ (mol)}$	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3) \text{ (mol)}$
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-4}$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$4,0 \cdot 10^{-4} - x$	x
Etat final	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x_{\text{max}}$	$4,0 \cdot 10^{-4} - x_{\text{max}}$	x_{max}

3. Visiblement Na^+ est le réactif limitant, la réaction est terminée lorsque $n(\text{Na})=0$, d'où:

$$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x \geq 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = \frac{5,0 \cdot 10^{-4}}{2} \\ \Rightarrow x_{\text{max}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On en déduit la quantité finale d'ions carbonates

$$n(\text{CO}_3^{2-})_f = 4,0 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-4} \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-})_f = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$n(\text{CO}_3^{2-})_f$ n'est pas nul. L'ion sodium est en défaut et l'ion carbonate est en excès. Les proportions initiales ne sont pas stœchiométriques.

4. On en déduit le tableau d'avancement de la réaction:

	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+) \text{ (mol)}$	$n(\text{CO}_3^{2-}) \text{ (mol)}$	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3) \text{ (mol)}$
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-4}$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$4,0 \cdot 10^{-4} - x$	x
Etat final	0,0	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$

5. Soit $n(\text{CO}_3^{2-})_i$ la quantité d'ions carbonates nécessaire pour obtenir un mélange stœchiométrique, il faut que $n(\text{CO}_3^{2-})_f=0$, c'est à dire:

	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+) \text{ (mol)}$	$n(\text{CO}_3^{2-}) \text{ (mol)}$	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3) \text{ (mol)}$
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$n(\text{CO}_3^{2-})_i$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$n(\text{CO}_3^{2-})_i - x$	x
Etat final	0,0	0,0	$2,5 \cdot 10^{-4}$

$$\text{Il faut } n(\text{CO}_3^{2-})_i - x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-})_i = x_{\text{max}} \\ \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-})_i = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Or } n(\text{CO}_3^{2-})_i = C \cdot V \Rightarrow V = \frac{n(\text{CO}_3^{2-})_i}{C}$$

$$\Rightarrow V = \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{0,20}$$

$$\Rightarrow V = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ L (1,2 mL)}$$

Le tableau d'avancement devient (les chiffres modifiés sont en rouge):

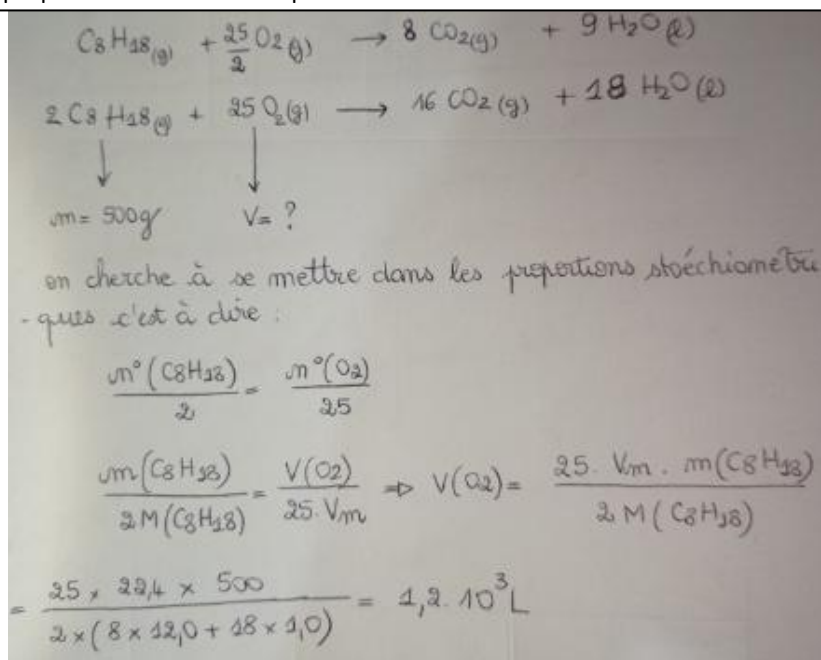
	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+) \text{ (mol)}$	$n(\text{CO}_3^{2-}) \text{ (mol)}$	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3) \text{ (mol)}$
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$2,5 \cdot 10^{-4} - x$	x
Etat final	0,0	0,0	$2,5 \cdot 10^{-4}$

Ex 32 – Combustion de l'essence

Le principal constituant de l'essence est l'octane C_8H_{18} . Lors de la combustion de l'essence dans l'air, l'octane réagit avec le dioxygène de l'air pour produire du dioxyde de carbone et de l'eau.

Calculer le volume d'air, mesuré dans les CNTP, nécessaire pour la combustion de 500 g d'octane.

Aide : il faut être dans les proportions stœchiométriques



Ex 33 – Cloches

Le **bronze** des cloches, est un alliage cuivre-étain dont la composition en étain lui donne cette sonorité si recherchée.

Un échantillon de bronze de cloche de masse $m = 2,70 \text{ g}$ en **étain (Sn)** est traitée avec $V = 100,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) à $C = 2,00 \text{ mol.L}^{-1}$ à 20°C . On observe un dégagement de dihydrogène de volume $V = 545 \text{ mL}$. Seul l'étain est attaqué selon l'équation bilan « non équilibrée » ci-dessous :



1. **Equilibrer** (compléter) l'équation bilan de la réaction notée ci-dessus
2. **Calculer** les quantités de matière des réactifs présents à l'état initial
3. **Représenter** le tableau d'avancement de la réaction
4. **Déterminer** l'avancement maximal de la réaction et vérifier que l'étain est bien le réactif limitant
5. **Calculer** les quantités de matières des espèces à l'état final
6. **Calculer** la valeur du volume de dihydrogène formé en fin de réaction afin de vérifier qu'il est bien de $V = 545 \text{ mL}$
7. **Calculer** les concentrations finales en ions H_3O^+ et en ions Sn^{2+}

Données : $M(Sn) = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$; $V_{molaire} = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$ à 20°C



$$2. n_i(Sn) = \frac{m}{M} = 2,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n_i(H_3O^+) = c \times V = 2,00 \times 100 \cdot 10^{-3} = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.}$$

3.

	$Sn_{(s)}$	$2 H_3O^+_{(aq)} \rightarrow$	$Sn^{2+}_{(aq)}$	$H_{2(g)}$	$2 H_2O_{(l)}$
EI (mol)	$2,27 \cdot 10^{-2}$	$2,00 \cdot 10^{-1}$	0	0	0
Eint (mol)	$2,27 \cdot 10^{-2} - X$	$2,00 \cdot 10^{-1} - 2X$	$0 + X$	$0 + X$	$0 + 2X$
EF (mol)	$2,27 \cdot 10^{-2} - X_{\max}$	$2,00 \cdot 10^{-1} - 2X_{\max}$	$0 + X_{\max}$	$0 + X_{\max}$	$0 + 2X_{\max}$

4. Hypothèse 1 : Sn réactif limitant : $2,27 \cdot 10^{-2} - x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = 2,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$

Hypothèse 2 : H_3O^+ est le réactif limitant : $2,00 \cdot 10^{-1} - 2x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

La plus petite valeur de $X_{\max}$ est pour l'étain, c'est bien le réactif limitant.

5. $n_f(Sn) = 0 \text{ mol}$; $n_f(H_3O^+) = 1,55 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$; $n_f(Sn^{2+}) = 2,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$; $n_f(H_2) = 2,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$; $n_f(H_2O) = 4,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$

6. $V_f(H_2) = n_f(H_2) \cdot V_m = 2,27 \cdot 10^{-2} \times 24,0 = 0,545 \text{ L}$

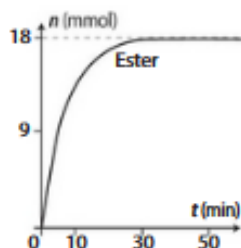
7. $C(Sn^{2+}) = [Sn^{2+}] = n / V_{\text{sol}} = 2,27 \cdot 10^{-2} / 100 \cdot 10^{-3} = 2,27 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

$C(H_3O^+) = [H_3O^+] = n / V_{\text{sol}} = 1,55 \cdot 10^{-1} / 100 \cdot 10^{-3} = 1,55 \text{ mol.L}^{-1}$

Ex34 – Comparer les avancements final et maximal

Le méthanol CH_3O réagit avec l'acide méthanoïque CH_2O_2 pour former un ester, le méthanoate de méthyle $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ et de l'eau H_2O . On suppose que cette transformation est totale. Le tableau d'avancement de la réaction étudiée est alors :

Le graphique ci-dessous donne l'évolution de la quantité d'ester formé au cours du temps



Équation de la réaction		$\text{CH}_3\text{O} + \text{CH}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$			
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)			
		$n(\text{CH}_3\text{O})$	$n(\text{CH}_2\text{O}_2)$	$n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$	27	27	0	0
État intermédiaire	x	$27 - x$	$27 - x$	x	x
État final	$x = x_f$	$27 - x_f$	$27 - x_f$	x_f	x_f

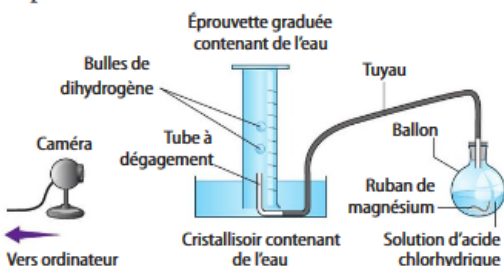
1. **Déterminer** graphiquement la valeur de l'avancement final x_f . Justifier
2. **Calculer** la valeur de l'avancement maximal x_{max} en s'aidant du tableau d'avancement
3. **Comparer** x_f et x_{max} . **Commenter** la phrase soulignée dans l'énoncé

1. $x_f = n_f(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 18 \text{ mmol}$ (graphiquement).
 2. Hypothèse 1 : si le méthanol CH_3O est le réactif limitant, alors $27 - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 27 \text{ mmol}$.
 Hypothèse 2 : si l'acide méthanoïque CH_2O_2 est le réactif limitant, alors $27 - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 27 \text{ mmol}$.
 Donc $x_{\text{max}} = 27 \text{ mmol}$.
 3. $x_f < x_{\text{max}}$ donc la transformation n'est pas totale ; la phrase en italique est erronée.

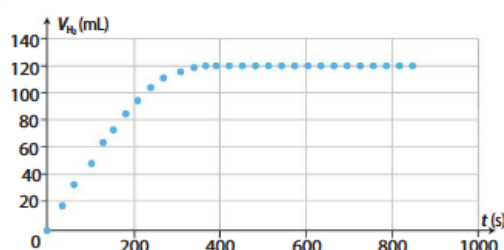
Ex35– Réaction entre le métal magnésium et l'acide chlorhydrique

A Expérience

À l'aide d'une caméra reliée à un ordinateur, on filme la transformation chimique entre le magnésium et l'acide chlorhydrique. Le dihydrogène formé lors de l'expérience est récupéré dans une éprouvette graduée. Le schéma de l'expérience est reproduit ci-dessous.



B Évolution du volume de dihydrogène au cours du temps



Données

Magnésium	Solution d'acide chlorhydrique
Masse : $m = 0,12 \text{ g}$ $M(\text{Mg}) = 24,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	Concentration : $C = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ Volume : $V_{\text{solution}} = 40,0 \text{ mL}$

- Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Équation de la réaction associée à la transformation : $\text{Mg}(s) + 2 \text{H}^+(aq) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$
- Les réactifs sont mis en contact à la date $t = 0 \text{ s}$.

1. Pourquoi avoir utilisé une éprouvette graduée remplie d'eau et retournée sur le cristalliseur pour cette expérience ?
2. Proposer un test permettant de mettre en évidence le gaz dihydrogène dans l'éprouvette graduée.
3. Identifier les couples oxydant/réducteur mis en jeu lors de cette réaction d'oxydoréduction.
4. Calculer les quantités initiales des réactifs.
5. Identifier le réactif limitant.
6. À l'aide du graphique B, déterminer graphiquement la valeur du volume de dihydrogène V_{H_2} à l'état final et en déduire la valeur de l'avancement final x_f de la réaction.
7. La transformation étudiée est-elle totale ? Justifier.

1. L'éprouvette initialement remplie d'eau permet de recueillir le gaz formé par déplacement d'eau.
2. On approche une allumette enflammée de l'éprouvette, si elle contient du dihydrogène, on entend un jappement.
3. Couple Mg^{2+}/Mg et couple H^+/H_2 .
4. $n_0(\text{Mg}) = \frac{m}{M(\text{Mg})} = \frac{0,12}{24} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 5,0 \text{ mmol}$
 $n_0(\text{H}^+) = C \times V_{\text{solution}} = 0,50 \times 40 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} = 20 \text{ mmol}$
5. On suppose que la transformation est totale :
 Hypothèse 1 : si le magnésium $\text{Mg}(\text{s})$ est le réactif limitant, alors $n_0(\text{Mg}) - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 5,0 \text{ mmol}$.
 Hypothèse 2 : si l'ion hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ est le réactif limitant, alors $n_0(\text{H}^+) - 2x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = \frac{20}{2} = 10 \text{ mmol}$. Le réactif limitant est donc le magnésium.
6. Graphiquement : $V_f(\text{H}_2) = 120 \text{ mL}$.
 Or, $x_f = n_f(\text{H}_2) = \frac{V_f(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{120 \times 10^{-3}}{24} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 5,0 \text{ mmol}$.
7. Comme $x_{\text{max}} = x_f$, la transformation étudiée est totale.

Ex 36 – Suivi d'une réaction lente

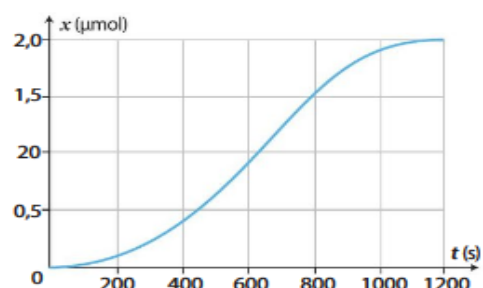
L'équation de la réaction entre l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq})$ et les ions permanganate $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$, en milieu acide, est :
 $2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 10 \text{CO}_2(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 Les solutions aqueuses contenant l'ion permanganate $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ sont violettes. C'est la seule espèce colorée du système.

A Évolution du système chimique étudié

On mélange un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $C_1 = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide oxalique de concentration $C_2 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les photos montrent l'évolution du système au cours du temps.



B Évolution de l'avancement au cours du temps



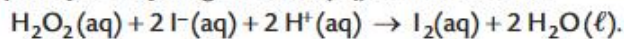
1. Justifier l'évolution de la couleur du mélange réactionnel au cours du temps.
2. Calculer les quantités initiales n_1 d'ions permanganate et n_2 d'acide oxalique.
3. Construire le tableau d'avancement de la réaction. L'eau et les ions H^+ étant en large excès par rapport aux autres espèces, noter « excès » dans leurs colonnes respectives.
4. Calculer l'avancement maximal x_{max} de la réaction en supposant que la transformation est totale.
5. Déterminer graphiquement l'avancement final x_f .
6. La transformation étudiée est-elle totale ? Justifier.

1. Les ions permanganate sont responsables de la couleur du milieu réactionnel et consommés au cours de la transformation, la solution devient donc progressivement incolore.
2. $n_1 = C_1 \times V_1 = 4,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$ et $n_2 = C_2 \times V_2 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

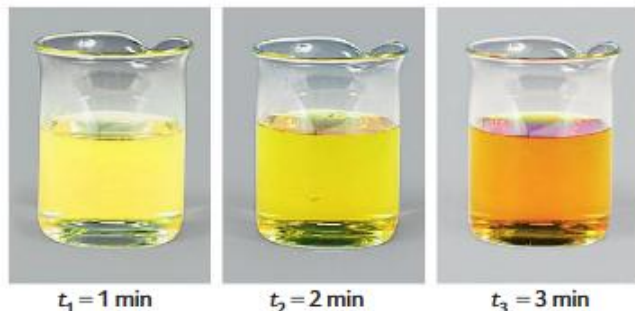
Équation de la réaction		$2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 10 \text{CO}_2(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$					
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)					
		$n(\text{MnO}_4^-)$	$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Mn}^{2+})$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$	$n_0(\text{MnO}_4^-) = n_1$	$n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = n_2$	Excès	$n_0(\text{Mn}^{2+}) = 0$	$n_0(\text{CO}_2) = 0$	Excès
État final	$x = x_f$	$n_2 - 2x_f$	$n_1 - 5x_f$	Excès	$2x_f$	$10x_f$	Excès

4. La transformation est totale et l'ion permanganate est le réactif limitant (car le mélange est incolore en fin de transformation) : $n_1 - 2x_{\text{max}} = 0$ donc $4,00 \times 10^{-5} - 2x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 2,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$
5. Graphiquement : $x_f = 20 \text{ μmol} = 2,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$.
6. Comme $x_f = x_{\text{max}}$, la transformation est totale.

On étudie la réaction entre les ions iodure $\text{I}^- (\text{aq})$ et le peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ en milieu acide :



Le diiode $\text{I}_2 (\text{aq})$ est la seule espèce colorée (en jaune-orangé) du système chimique étudié.



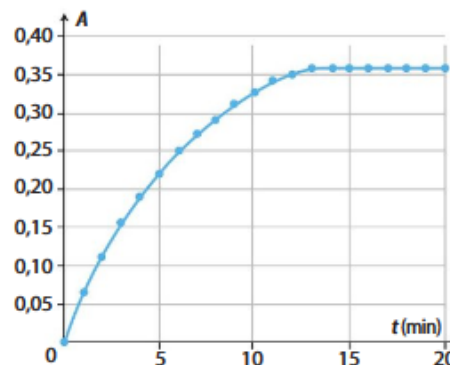
• À une date $t = 0$, on mélange, dans un bécher, un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'une solution de concentration $C_1 = 9,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en peroxyde d'hydrogène et un volume $V_2 = 25 \text{ mL}$ d'une solution acidifiée de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en iodure de potassium. On verse alors rapidement un faible volume (négligeable devant V_1 et V_2) de ce mélange réactionnel dans une cuve qu'on introduit dans le spectrophotomètre.

1. Décrire et interpréter les photographies ci-dessus.
2. Calculer les quantités initiales n_1 et n_2 respectivement de peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ et d'ions iodure $\text{I}^- (\text{aq})$.

3. Établir et compléter le tableau d'avancement avec les grandeurs n_1 , n_2 , x et x_f sachant que les ions H^+ et l'eau $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$ sont en large excès devant les autres espèces chimiques.

4. En supposant que la transformation est totale, montrer que la valeur de l'avancement maximal est $x_{\text{max}} = 0,45 \text{ mmol}$ et identifier le réactif limitant.

• Le suivi de la transformation se fait par spectrophotométrie. Le graphique ci-dessous montre l'évolution de l'absorbance du mélange réactionnel au cours du temps $A = f(t)$.



5. Déterminer la valeur de l'absorbance finale A_f .
6. Calculer la valeur de la concentration finale en diiode $C_f(\text{I}_2)$ sachant que $A = 60 \times C(\text{I}_2)$ avec $C(\text{I}_2)$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
7. En déduire la valeur de l'avancement final de la réaction x_f .
8. L'hypothèse faite à la question 4. est-elle vérifiée ?

1. Le diiode, seule espèce chimique colorée présente, est produit au cours de la transformation, la couleur jaune-orangé du milieu réactionnel devient donc de plus en plus intense au cours du temps.

2. $n_1 = C_1 \times V_1 = 9,0 \times 10^{-3} \times 50 \times 10^{-3} = 0,45 \text{ mmol}$;

$n_2 = C_2 \times V_2 = 5,0 \times 10^{-2} \times 25 \times 10^{-3} = 1,25 \text{ mmol}$

3.

Équation de la réaction		$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{s}) + 2 \text{I}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$				
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)				
		$n(\text{H}_2\text{O}_2)$	$n(\text{I}^-)$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{I}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = n_1$	$n_0(\text{I}^-) = n_2$	Excès	$n_0(\text{I}_2) = 0$	Excès
État final	$x = x_f$	$n_1 - x_f$	$n_2 - 2x_f$	Excès	x_f	Excès

4. On suppose que la transformation est totale.

Hypothèse 1 : si le peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ est le réactif limitant, alors $n_1 - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,45 \text{ mmol}$.

Hypothèse 2 : si l'ion iodure $\text{I}^- (\text{aq})$ est le réactif limitant, alors $n_2 - 2x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,63 \text{ mmol}$.

L'avancement maximal est $x_{\text{max}} = 0,45 \text{ mmol}$ et le réactif limitant est le peroxyde d'hydrogène.

5. Graphiquement : $A_f = 0,36$

6. $C_f(\text{I}_2) = \frac{A_f}{60} = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

7. $x_f = n_f(\text{I}_2) = C_f(\text{I}_2) \times V_{\text{total}} = 6,0 \times 10^{-3} \times (50 + 25) \times 10^{-3} = 0,45 \text{ mmol}$.

8. Comme $x_f = x_{\text{max}}$, la transformation est totale, l'hypothèse de la question 4. est donc vérifiée.