

Exercice 1 :

L'eau oxygénée (solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2) conduit à la formation de dioxygène lorsqu'on la met en contact avec une blessure. Expliquer en sachant que cette réaction est une réaction d'oxydo-réduction dans laquelle le peroxyde d'hydrogène intervient en tant que oxydant et en tant que réducteur.

L'eau oxygénée intervient dans les couples rédox suivants : (H_2O_2/H_2O) et (O_2/H_2O_2)

Exercice 2 :

Des morceaux d'aluminium sont décapés puis pesés, leur masse est égale à 0,16g. Ils sont ensuite totalement immersés dans une solution de 200mL de sulfate de cuivre (II) de concentration $c = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.

Décrire le système final en précisant les concentrations des différents ions en solution.

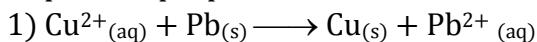
Exercice 3 :

On prépare 0,5 L d'une solution de sulfate d'aluminium(III) de façon à avoir une concentration molaire en ion Al^{3+} égale à $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Quelle masse de sulfate d'aluminium(III) faut-il peser pour obtenir cette solution ?
- 2) Sachant que le magnésium est oxydé par l'ion Aluminium en ion Mg^{2+} , quelle doit être la masse minimale d'un ruban de magnésium afin de faire réagir tous les ions aluminium ?

Exercice 4 :

Soit les réactions dont les équations sont données ci-dessous. Compléter les phrases proposées :



L'ion Cu^{2+} est un car il électrons au cours de la transformation

Le plomb métallique est un car il électrons au cours de la transformation



L'ion Fe^{3+} est un car il un électron au cours de la transformation

Exercice 5 :

On réalise la réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone.

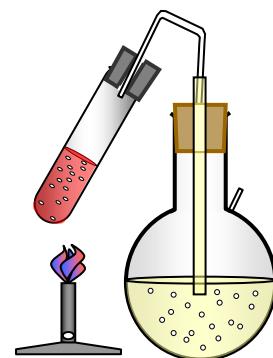
Après avoir chauffé énergiquement le mélange, on constate que :

- l'eau de chaux s'est troublée.
- le tube à essai s'est recouvert d'un dépôt rougeâtre.

1) Nommer :

- le produit de la réaction qui trouble l'eau de chaux.
- le produit de la réaction qui constitue le dépôt rougeâtre.

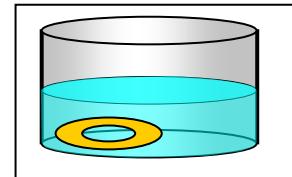
2) Equilibrer l'équation-bilan de la réaction : $\text{CuO} + \text{C} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$



Exercice 6 :

Si l'on plonge un bijou en argent dans une solution d'or ($\text{Au}^{3+}; 3\text{Cl}^-$), ce bijou jaunit.

Donner l'équation-bilan de la réaction et conclure quant au pouvoir réducteur de l'or.



Exercice 7 :

Une lame d'étain décolore une solution de sulfate de cuivre II. Une lame de fer plongée dans une solution de chlorure d'étain II se recouvre de cristaux d'étain.

- Quels sont les trois couples oxydant-réducteur mis en jeu dans ces réactions ?
- Classer ces trois couples par pouvoir réducteur croissant.
- Donner l'équation-bilan des réactions qui se sont produites.

Exercice 8 :

On plonge un clou en fer dans une solution bleue de sulfate de cuivre. Au bout d'un certain temps, la solution se décolore et le clou se couvre d'un dépôt rouge.

- Quel est le nom de ce dépôt rouge ?
- Pourquoi la coloration bleue a-t-elle disparu ?
- A la solution restante, on ajoute de la soude. On obtient un précipité vert. Quel ion a-t-on identifié ?
- Sachant que pour l'élément cuivre, la réaction s'écrit : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$, écrire la réaction pour l'élément fer.
- Ecrire la réaction chimique traduisant l'oxydo-réduction.
- Au cours de cette réaction, quel est : - l'élément qui est oxydé ?
- l'élément qui est réduit ?

Exercice 9 :

L'atome de Cuivre est symbolisé par ^{63}Cu .

- Indiquez quels sont le nombre de protons, le nombre de neutrons ainsi que le nombre d'électrons dans un atome de Cuivre.

Nombre de protons :

Nombre de neutrons :

Nombre d'électrons :

- Lors de la formation de l'ion Cu^{2+} à partir de l'atome Cu, cet atome a-t-il gagné ou perdu des électrons ? Pourquoi ?

- Dans une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$) de couleur bleue caractéristique de la présence d'ions Cu^{2+} en solution, on plonge une lame de fer.

Au bout d'un certain temps on observe un dépôt rouge sur la lame et la coloration bleue disparaît. Quel est le nom de ce dépôt rouge ? Pourquoi la coloration bleue a-t-elle disparu ?

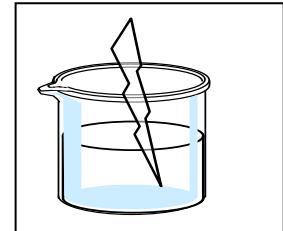
La solution n° 2 est-elle encore une solution de sulfate de cuivre ? Pourquoi ? Lorsque l'on verse quelques gouttes d'une solution de soude (Na^+ ; OH^-) dans une solution contenant des ions métalliques,

(ex. : Cu^{2+} ; Fe^{2+} ; Zn^{2+}) on obtient un précipité coloré, comme l'indique le tableau :

Ion métallique	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}
Couleur du précipité	bleue	verte	blanche

Exercice 10 :

Dans un bécher, on verse un volume $V_1 = 100 \text{ ml}$ d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol/l}$. On plonge une lame de fer dans cette solution.



- 1) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
- 2) Lorsque tous les ions cuivre II ont disparu, quelle est la masse de métal déposée sur le fer ?
- 3) Quelle masse minimale de fer a-t-il fallu introduire dans la solution ?
 $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$ $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$.

Exercice 11:

1. L'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, de couleur jaune-orangé, est un oxydant en solution aqueuse.

Son réducteur conjugué, en milieu acide, est l'ion chrome (III) Cr^{3+} , de couleur verte.

- a. Ecrire le couple précédent.
- b. Ecrire la demi-équation d'oxydo-réduction correspondante à ce couple en milieu acide.
2. Quand on verse une solution acidifiée de sulfate de fer (II) dans une solution de dichromate de potassium, on observe un changement de couleur de la solution initialement présente (celle-ci passe du jaune au vert).
 - a. Ecrire l'équation de dissolution du sulfate de fer $\text{FeSO}_4^{(s)}$ dans l'eau qui a eu lieu lors de la préparation de la solution.
 - b. Quel est le rôle (oxydant ou réducteur) que doit jouer l'ion fer (II) pour réagir avec l'ion dichromate ? Expliquer.
 - c. Choisir alors le couple qui va intervenir entre Fe^{2+}/Fe et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.
 - d. Ecrire l'équation d'oxydoréduction qui correspond à cette réaction en milieu acide.
 - e. Expliquer pourquoi on a acidifié la solution de sulfate de fer.

Exercice 12:

A une masse $m=2 \text{ g}$ de zinc on ajoute $V=600 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique telle que la concentration soit $C=0,5 \text{ mol L}^{-1}$. $\text{Zn}=65,4$; $\text{H}=1$; $\text{Cl}=35,5 \text{ g mol}^{-1}$. volume molaire $22,4 \text{ L mol}^{-1}$.

1. Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif?
2. En déduire qui est en excès et de combien?
3. Quels sont les concentrations finales des ions?
4. Vérifier que la solution est électriquement neutre.
5. Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?
6. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

Exercice 13 :

A une masse $m=2$ g d'aluminium on ajoute $V=50$ mL d'une solution d'acide sulfurique telle que la concentration en ion hydronium soit $C=0,4$ mol L^{-1} . $Al=27$; $H=1$; $S=32$; $O=16$ g mol^{-1} . volume molaire $22,4$ L mol^{-1} .

1. Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif?
2. En déduire qui est en excès et de combien?
3. Quels sont les concentrations finales des ions?
4. Vérifier que la solution est électriquement neutre.
5. Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?
6. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

Exercice 14 :

A une masse $m=10$ g d'un mélange aluminium et cuivre on ajoute une solution diluée d'acide sulfurique en excès. On recueille $V=3,36$ L de dihydrogène .

$Al=27$; $H=1$; $S=32$; $O=16$; $Cu=63,5$ g mol^{-1} . volume molaire $22,4$ L mol^{-1} .

1. Quelle est la quantité de matière de dihydrogène?
2. Ecrire l'équation bilan
3. En déduire la qté de matière d'aluminium ayant réagi
4. En déduire la masse d'aluminium
5. Quelle est la composition du mélange en % massique.

Exercice 15 :

A une masse $m=8,2$ g d'un mélange aluminium et fer on ajoute une solution diluée d'acide sulfurique en excès. On recueille $V=7,84$ L de dihydrogène . On notera x la quantité de matière de fer en mol et y celle d'aluminium.

$Al=27$; $H=1$; $S=32$; $O=16$; $Fe=56$ g mol^{-1} . volume molaire $22,4$ L mol^{-1} .

1. Quelle est la quantité de matière de dihydrogène?
2. Ecrire les équations bilan
3. En déduire une 1^{ère} relation entre x et y et la quantité de dihydrogène en mol.
4. Ecrire une autre relation entre x et y et la masse du mélange
5. Quelle est la composition du mélange en % massique.

Exercice 16 :

A une masse $m=12,7$ g de cuivre on ajoute $V=0,3$ L d'une solution d'acide nitrique ($C=2$ mol L^{-1}).

$Cu=63,5$; $H=1$; $N=14$; $O=16$ g mol^{-1} . volume molaire $22,4$ L mol^{-1} .

1. Quelles sont les quantités de matière initiale de chaque réactif?
2. Ecrire l'équation bilan
3. En déduire qui est en excès et de combien?
4. Quels sont les concentrations finales des ions?
5. Vérifier que la solution est électriquement neutre.
6. Quels sont la masse et le volume de monoxyde d'azote formé ?
7. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

Exercice 17 :

- 1) On plonge une lame de zinc dans 50 mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $0,02$ mol. L^{-1} . $Zn = 65,4$; $Cu = 63,5$; $Ag = 108$ g. mol^{-1}
 - 1.1) Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation bilan de la réaction .
 - 2.1) Quelle est la masse de zinc qui a été oxydée ?
 - 3.1) Quelle est la masse du dépôt métallique ?
 - 2) De la tournure de cuivre est immergée dans 200mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration 5×10^{-3} mol. L^{-1} . Un dépôt métallique se forme ; sa masse est de 45mg.
 - 2.1) Ecrire l'équation bilan de la réaction ?
 - 2.2) La réaction est-elle totale ? Si elle ne l'est pas calculer la concentration des ions dans la solution à la fin de l'expérience.
 - 2.3) vérifier que la solution est électriquement neutre

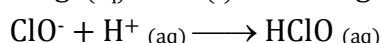
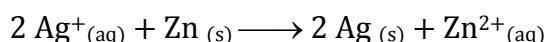
Exercice 18 :

Un moyen commode de préparer rapidement une petite quantité de dichlore gazeux consiste à verser une solution concentrée d'acide chlorhydrique sur des cristaux de permanganate de potassium $KMnO_4$. $Mn=55$; $K=39$; $O=16$ g mol^{-1} . $V=22,4$ L mol^{-1} .

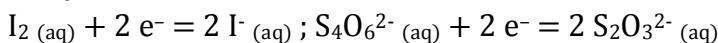
1. Ecrire séparément les deux demi-équations de réduction des ions permanganate et d'oxydation des ions chlorure.
2. En déduire l'équation bilan de la réaction observée.
3. Le manipulateur utilise 25 g de $KMnO_4$. (solide). Quel est le volume maximal de dichlore qu'il peut obtenir ?
4. Quel est le volume minimal d'une solution commerciale à 12 mol. L^{-1} qu'il doit utiliser s'il veut employer tout le permanganate ?
5. Quelle sera, dans la solution obtenue, la concentration en ions Mn^{2+} ?

Exercice 19 :

- 1) Les réactions dont les équations sont données ci-dessous sont-elles des réactions d'oxydoréduction ? Pourquoi ?



2) Soit les couples $I_2(aq) / I^-(aq)$ et $S_4O_6^{2-}(aq) / S_2O_3^{2-}(aq)$ de demi-équations d'oxydoréduction :



Ecrire l'équation de la réaction entre les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}(aq)$ et le $I_2(aq)$:

3) Etablir la demi-équation d'oxydoréduction du couple $Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq)$ et celle du couple $Sn^{4+}(aq) / Sn^{2+}(aq)$ puis l'équation-bilan de la réaction entre les ions $Fe^{3+}(aq)$ et $Sn^{2+}(aq)$

4) Etablir la demi-équation d'oxydoréduction du couple $MnO_{2(s)} / Mn^{2+}(aq)$ En déduire l'équation de la réaction entre les ions fer(II) $Fe^{2+}(aq)$ et le dioxyde de manganèse $MnO_{2(s)}$

Exercice 20 :

On fait réagir une solution d'acide chlorhydrique en excès avec 2 g de fer.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2) Quel volume de gaz s'est-il dégagé sachant que le volume molaire dans les conditions de l'expérience est $V = 24 \text{ L/mol}$?

3) Lorsque la réaction est terminée, on ajoute un peu de solution d'hydroxyde de sodium à la solution précédente. Il n'apparaît aucune transformation.

On continue d'ajouter l'hydroxyde de sodium, un précipité vert apparaît. Interpréter ces observations.

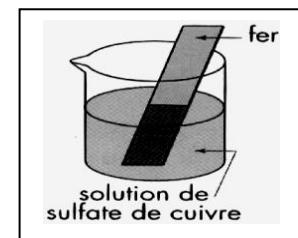
Exercice 21 :

La plaque de fer plongée dans le sulfate de cuivre se recouvre lentement d'un dépôt de cuivre rougeâtre.

1) Quels sont les deux couples oxydant-réducteur intervenant dans cette expérience ?

2) Ecrire les deux demi-équations correspondantes.

3) Quelle est l'équation bilan mis en jeu dans cette expérience ?



Exercice 22 :

On introduit 3.27 g de poudre de zinc dans 100 mL d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration molaire en soluté apporté $C=1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

La solution se décolore tandis que des grains de couleur rose apparaissent. L'ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium à la solution provoque l'apparition d'un précipité blanc.

1) Ecrire l'équation de dissolution du sulfate de cuivre II dans l'eau. En déduire la concentration en ions cuivre II $[Cu^{2+}]$ en solution.

2) Quels sont le réducteur et l'oxydant mis en présence ? Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu.

3) Quel est le réactif limitant ? Que vaut l'avancement maximal ?

4) En déduire dans l'état final :

- ✓ les quantités de matière d'ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$, $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$, $\text{Cu}_{(\text{s})}$ et $\text{Zn}_{(\text{s})}$.
- ✓ la masse de cuivre apparue, la masse de zinc restante.
- ✓ les concentrations $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{Zn}^{2+}]$.

On supposera que pendant la réaction, le volume ne varie pas.

Données : $M(\text{Zn}) = 65.4 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 23 :

La gravure à l'eau forte est une méthode de reproduction ancienne. L'artiste dessine à l'aide d'une pointe en métal sur une plaque de cuivre recouverte de vernis.

Lorsque la gravure est terminée, la plaque est plongée dans une solution d'acide nitrique, $\{\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}^{3-}_{(\text{aq})}\}$, anciennement appelée eau forte : les parties de cuivre non protégées par le vernis sont alors attaquées par les ions nitrate $\text{NO}^{3-}_{(\text{aq})}$ et la solution utilisée devient bleue.

1) La solution :

- Pourquoi la solution bleuit-elle ?
- Quel est le rôle joué par le cuivre ? A-t-il été oxydé ou réduit ?
- Écrire la demi-équation d'oxydoréduction du couple oxydant / réducteur mis en jeu.

2) L'autre couple :

- Quel est le rôle joué par les ions nitrate $\text{NO}^{3-}_{(\text{aq})}$. Ont-ils été oxydés ou réduits ?
- L'espèce conjuguée de l'ion nitrate est le monoxyde d'azote gazeux NO. Écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.

3) En déduire l'équation de la réaction ayant lieu entre le cuivre et l'acide nitrique.

4) Pourquoi doit-on utiliser une solution d'acide nitrique et non une solution de nitrate de potassium $\{\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}^{3-}_{(\text{aq})}\}$?

5) Étude quantitative : On utilise un volume $V=500\text{mL}$ d'une solution d'acide nitrique de concentration $C = 1,0 \text{ mol/L}$. Lors de la gravure, une masse de cuivre $m = 1,5 \text{ g}$ est oxydée.

- Quelles sont les concentrations finales des ions cuivre II et des ions nitrate dans la solution ?
- Quel est le volume de monoxyde d'azote dégagé ?

Données : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g / mol}$; $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Exercice 24 :

On introduit une masse $m_1 = 0,270 \text{ g}$ de poudre d'aluminium dans un volume $V_2 = 24 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique $(\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})})$ de concentration $C_2 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$. Des ions aluminium (III) $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$ se forment et du dihydrogène $\text{H}_2_{(\text{g})}$ se dégage.

- Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation observée.
- Quelle espèce chimique joue le rôle d'oxydant ? De réducteur ?
- Quelle espèce chimique est oxydée ? Réduite ?
- Compléter littéralement le tableau d'avancement ci-dessous.

	Avancement	+	→	+
État initial	$x = 0$	$n_1 =$		$n_2 = C_2.V_2$				
État intermédiaire	x							$3x$
État final	x_{\max}							

En déduire la composition finale en quantité de matière (exprimée en mmol) du système étudié.

5) Quel est le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions de l'expérience à la température de 20°C sous la pression de 1,0 bar ?

Données : Couples Ox/rédu : $\text{Al}^{3+} \text{(aq)} / \text{Al(s)}$ $\text{H}^{+} \text{(aq)} / \text{H}_2 \text{(g)}$.

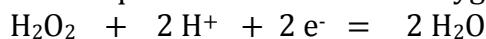
Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ Pa.m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$1\text{bar} = 10^5 \text{ Pa}$; $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g.mol}^{-1}$

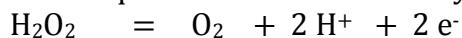
Solution :

exercice 1 :

Demi-équation redox où l'eau oxygénée intervient en tant que oxydant :



Demi-équation redox où l'eau oxygénée intervient en tant que réducteur :



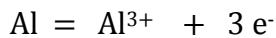
Equation d'oxydo-réduction où une molécule d'eau oxygénée joue le rôle d'oxydant et où une autre molécule joue le rôle de réducteur : il suffit de superposer les deux demi-équations précédentes :



On a bien formation de dioxygène. Cette réaction s'effectue dans la solution d'eau oxygénée mais elle est très lente ce qui explique que l'on puisse garder cette solution plusieurs mois. Par contre, dès que l'on est en contact avec du sang, une enzyme sanguine accélère cette réaction pour la rendre immédiate.

exercice 2 :

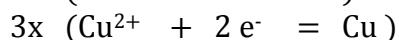
L'aluminium va être réduit en ion Al^{3+} :



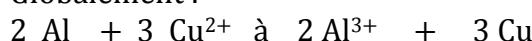
L'ion cuivre va être oxydé en cuivre :



Comme le nombre d'électrons échangés n'est pas le même dans les deux demi-équations, on doit placer des coefficients multiplicateurs :



Globalement :



Calculons les quantités de matière initiales en aluminium et en ion Cu^{2+} :

$$n(\text{Al}) = m(\text{Al})/M(\text{Al}) = 0,16/27 = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{CuSO}_4) \cdot V = 0,10 \cdot 0,200 = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Effectuons le bilan de matière:

2 Al	+	3 Cu ²⁺	à	2 Al ³⁺	+	3 Cu
Etat initial (10 ⁻³ mol)		5,9	20	0		0
Etat final (10 ⁻³ mol)		0	20-3/2.5,9	5,9		3/2.5,9

$$= 11,15 \quad = 8,85$$

En solution, à la fin de la réaction, il reste donc des ions Cu²⁺ qui n'ont pas réagi (ces ions étaient en excès), des ions Al³⁺ qui ont été formés par cette réaction.

Calculons les concentrations des ces ions :

$$[\text{Al}^{3+}] = n(\text{Al}^{3+})/V = 5,9 \cdot 10^{-3}/0,2 = 0,029 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = n(\text{Cu}^{2+})/V = 11,15 \cdot 10^{-3}/0,2 = 0,056 \text{ mol.L}^{-1}$$

exercice 3 :

1) Déterminons d'abord la formule du sulfate d'aluminium.

Ion Sulfate : SO₄²⁻

Ion Aluminium : Al³⁺

Pour que le sulfate d'aluminium soit électriquement neutre, il faut qu'il y ait 3 ions sulfate pour 2 ions aluminium.

On obtient donc la formule : Al₂(SO₄)₃

La réaction de dissolution du sulfate d'aluminium s'écrit :



La quantité d'ion aluminium en solution doit être égale à :

$$n(\text{Al}^{3+}) = [\text{Al}^{3+}] \cdot V = 1,0 \cdot 10^{-2} \cdot 0,5 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

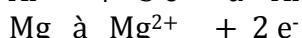
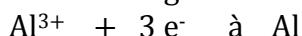
Or, d'après l'équation-bilan de la dissolution :

$$n(\text{Al}^{3+}) = 2 \cdot n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \text{ d'où } n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

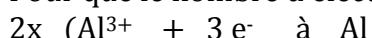
On en déduit la masse de sulfate d'aluminium qui a servi à préparer la solution:

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 342 = 0,85 \text{ g}$$

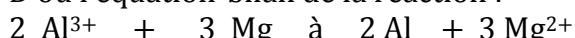
2) Equilibrons les deux demi-équations pour la réaction entre les ions aluminium et le magnésium :



Pour que le nombre d'électrons échangés soit identique :



D'où l'équation-bilan de la réaction :



Pour que la totalité des ions aluminium disparaissent lors de cette réaction, il faut avoir la relation suivante entre les quantités de matière en ion aluminium et en magnésium :

$$n(\text{Al}^{3+})/2 = n(\text{Mg})/3$$

$$\text{D'où : } n(\text{Mg}) = 3/2 \cdot n(\text{Al}^{3+}) = 3/2 \cdot 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{Mg}) = n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}) = 7,5 \cdot 10^{-3} \cdot 24,3 = 0,18 \text{ g}$$

Fin