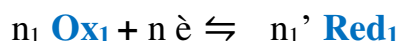


Travaux Pratiques de Chimie Générale

Manganimétrie

Les réactions d'oxydo-réduction sont des processus chimiques au cours desquels un transfert d'électrons se produit entre les espèces réagissantes, dans ces réactions l'élément actif est l'électron.

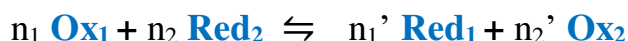
- Un **oxydant** est une substance capable de **fixer** des électrons.
- Un **réducteur** est une substance capable de **céder** des électrons.
- L'**oxydation** d'une substance implique une **perte** d'électrons



- La **réduction** d'une substance implique un **gain** d'électrons.



- Lorsqu'on mélange un oxydant **Ox₁** et un réducteur **Red₂**, on aboutit à l'équilibre :



➤ Ce TP d'oxydo-réduction se divise en deux parties.

- **Partie 1 :** Dosage d'une solution aqueuse de permanganate de potassium KMnO_4 par une solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
- **Partie 2 :** Dosage d'une solution aqueuse de sulfate ferreux FeSO_4 par d'une solution aqueuse de permanganate de potassium KMnO_4 .

Pouvoir oxydant de MnO_4^-

- On appelle manganimétrie l'ensemble des dosages d'oxydo-réduction utilisant comme solution oxydante le permanganate de potassium KMnO_4 .
- Les propriétés oxydantes de l'ion permanganate sont à l'origine de la manganimétrie.
- On utilisera le pouvoir de l'ion MnO_4^- , dans le cadre des deux manipulations des deux parties.

Partie I: Dosage d'une solution de permanganate de potassium KMnO_4 par une solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

- Le but de cette manipulation est d'étalonner une solution de permanganate de potassium de titre inconnu par une solution d'acide oxalique.

1 - L'objectif :

- L'étalonnage d'une solution de permanganate de potassium (KMnO_4) par une solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
- Détermination de titre (normalité, molarité et concentration massique) de la solution du permanganate de potassium (KMnO_4).

2 - Equations des réactions :

- L'oxydant : Demi réaction : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$
- Le réducteur : Demi réaction : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^-$
- L'équation globale de réaction : $5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 14 \text{H}_2\text{O}$

3 - Indicateur de fin de réaction :

- La forme oxydante MnO_4^- est violette, la forme réductrice Mn^{2+} est incolore, ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés.
- La fin de réaction est signalée par l'apparition d'une coloration rose due à la dernière goutte de MnO_4^- qui ne réagit plus sur $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Ainsi, il est **inutile** d'utiliser un indicateur coloré.

4 - Matériel :

Le matériel nécessaire pour effectuer le dosage :

- Deux burettes, une de 25 mL et une de 50 mL.
- Une pipette de 10 mL.
- Un erlenmeyer.
- Deux béchers.
- Un agitateur magnétique.
- Un barreau aimanté.
- Une pissette.
- Un cristalliseur.

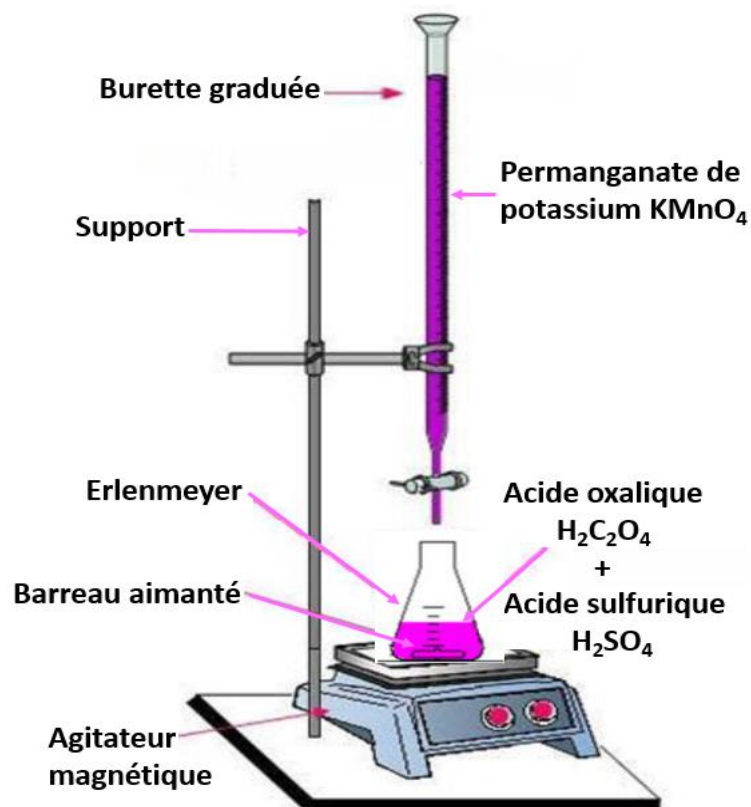
5 - Solutions :

Les solutions nécessaires pour effectuer le dosage :

- Solution de permanganate de potassium KMnO_4 de titre inconnu.
- Solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ de normalité 0,1 mol.d'éq/L.
- Solution concentrée d'acide sulfurique H_2SO_4 .
- Eau distillée.

6 - Mode opératoire :

- Burette : Solution de KMnO_4 à doser.
 - Mettre la solution de permanganate de potassium dans la burette.
 - Régler le zéro et chasser l'air contenu dans le bas de la burette.
 - Défaire légèrement la vis arrière du robinet de la burette et laisser couler le liquide jusqu'à ce que la burette soit complètement remplie de liquide vers la partie inférieure.
 - Resserrer la vis.
 - La burette est prête.
- Erlenmeyer : 10 mL de la solution de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ prélevée à l'aide de la pipette + 4 mL de H_2SO_4 concentré (qui joue le rôle du catalyseur).
 - Verser à l'aide d'une pipette 10 mL de la solution d'acide oxalique dans un erlenmeyer.
 - Rajouter à l'aide de la burette 4 mL d'une solution concentrée d'acide sulfurique H_2SO_4 (qu'il ne faut surtout pas pipeter).
 - **Attention** : L'acide sulfurique étant très concentré, il est impératif de porter des gants et des lunettes de protection, car il s'agit d'une substance très corrosive.
- Verser 1 mL de la solution permanganate de potassium et agiter l'erlenmeyer jusqu'à décoloration de la solution, puis continuer à ajouter KMnO_4 .
 - Ne surtout pas remettre la burette à zéro.
- Dès que la coloration du permanganate se produit, ajouter normalement le permanganate de potassium, goutte à goutte, à la burette jusqu'à l'apparition d'une couleur rose persistante.
 - Faire un dosage grossier (un dosage d'essai) et trois dosages précis (à la goutte près).



Dispositif expérimentale du titrage de la solution de KMnO_4 par $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

7 - Résultats :

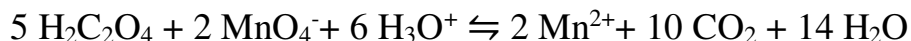
• Tableau de mesure du titrage de la solution KMnO_4 .

	V_1	V_2	V_3	V_m
V_{KMnO_4}	11,6	11,5	11,7	11,6

- $V_{\text{KMnO}_4} = V_{\text{ox}} = V_m = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$ (car nous avons effectué 3 dosages précis)

$$V_m = (11,6 \pm 0,1) \text{ mL}$$

- L'équation globale de la réaction :



• Calcul du titre de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

A. 1. Calcul de la normalité de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

Au point d'équivalence : $n_{\text{eq}}(\text{ox}) = n_{\text{eq}}(\text{red})$

Les quantités d'acide oxalique et de permanganate de potassium mises en jeu sont telles que : $n_{\text{eqMnO}_4^-} = n_{\text{eqH}_2\text{C}_2\text{O}_4}$

Ce qui se traduit par l'équation suivante :

$$\frac{N_{\text{ox}} V_{\text{ox}}}{1000} = \frac{N_{\text{red}} V_{\text{red}}}{1000}$$

$$N_{\text{ox}} = (N_{\text{red}} \times V_{\text{red}}) / V_{\text{ox}}$$

$$N_{\text{ox}} = (N_{\text{red}} \times V_{\text{red}}) / V_m$$

$$V_{\text{ox}} = V_m = (V_1 + V_2 + V_3) / 3 = 11,6 \text{ mL}$$

Application numérique :

$$N_{\text{ox}} = (0,1 \times 10) / 11,6$$

$$N_{\text{ox}} = 0,0862 \text{ mol.d'eq/L}$$

2. Calcul de l'incertitude de la normalité de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$N_{\text{ox}} = (N_{\text{red}} \times V_{\text{red}}) / V_{\text{ox}}$$

$$\log N_{\text{ox}} = \log N_{\text{red}} + \log V_{\text{red}} - \log V_{\text{ox}}$$

$$dN_{\text{ox}}/N_{\text{ox}} = dN_{\text{red}}/N_{\text{red}} + dV_{\text{red}}/V_{\text{red}} - dV_{\text{ox}}/V_{\text{ox}}$$

$$\Delta N_{\text{ox}}/N_{\text{ox}} = \Delta N_{\text{red}}/N_{\text{red}} + \Delta V_{\text{red}}/V_{\text{red}} + \Delta V_{\text{ox}}/V_{\text{ox}}$$

$$\Delta N_{\text{ox}} = N_{\text{ox}} (\Delta N_{\text{red}}/N_{\text{red}} + \Delta V_{\text{red}}/V_{\text{red}} + \Delta V_{\text{ox}}/V_{\text{ox}})$$

Par application numérique :

$$\Delta N_{\text{ox}} = 0,0862 (0 + 0,01/10 + 0,1/11,6)$$

$$\Delta N_{\text{ox}} = \mathbf{0,0016051 \text{ mol.d'éq/L}}$$

$$\Delta N_{\text{b}} = 0$$

$$\Delta V_{\text{ox}} = 0,1 (\Delta V_{\text{ox}} = \Delta V_{\text{burette}})$$

$$\Delta V_{\text{red}} = 0,01 (\Delta V_{\text{red}} = \Delta V_{\text{pipette}})$$

3. L'écriture scientifique de la normalité de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$(N_{\text{ox}} \pm \Delta N_{\text{ox}}) = (0,086 \pm 0,002) \text{ mol.d'éq/L}$$

B. 1. Calcul de la concentration molaire de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$\mathbf{C_{\text{ox}} = N_{\text{ox}} / P}$$

Par application numérique :

$$C_{\text{ox}} = 0,0862 / 5$$

$$\mathbf{C_{\text{ox}} = 0,01724 \text{ mol/L}}$$

$$N_{\text{ox}} = 0,0862 \text{ et } P = 5$$

P est le nombre d'équivalents (nombre d'éléments actifs mis en jeu lors de la réaction de KMnO_4). Puisque KMnO_4 libère 5 électrons, donc $P = 5$.



2. Calcul de l'incertitude de la concentration molaire de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$C_{\text{ox}} = N_{\text{ox}} / P$$

$$\text{Donc } \Delta C_{\text{ox}} = \Delta N_{\text{ox}} / P \quad \text{car } (\Delta P / P) = 0$$

Par application numérique :

$$\Delta C_{\text{ox}} = \Delta N_{\text{ox}} / P = 0,0016051 / 5 = 0,000321 \text{ mol/L}$$

$$\mathbf{\Delta C_{\text{ox}} = 0,0004 \text{ mol/L}}$$

3. L'écriture scientifique de la concentration molaire de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$(C_{\text{ox}} \pm \Delta C_{\text{ox}}) = (0,0172 \pm 0,0004) \text{ mol /L}$$

C. 1. Calcul de la concentration massique de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$C_{\text{ox}}' = C_{\text{ox}} \times M(\text{KMnO}_4)$$

$$M(\text{KMnO}_4) = M(\text{K}) + M(\text{Mn}) + 4M(\text{O})$$

Par application numérique :

$$C_{\text{ox}}' = 0,0172 \times 159$$

$$C_{\text{ox}}' = 2,7348 \text{ g/L}$$

$$C_{\text{ox}} = 0,0172 \text{ mol/L}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 40 + 55 + (4 \times 16) = 40 + 55 + 64 = 159 \text{ g/mol}$$

2. Calcul de l'incertitude de la concentration massique de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$C_{\text{ox}}' = C_{\text{ox}} \times M(\text{KMnO}_4)$$

$$\Delta C_{\text{ox}}' = C_{\text{ox}}' (\Delta C_{\text{ox}} / C_{\text{ox}})$$

$$\Delta C_{\text{ox}}' = \Delta C_{\text{ox}} \times M(\text{KMnO}_4)$$

Par application numérique :

$$\Delta C_{\text{ox}} = 0,000321 \times 159$$

$$\Delta C_{\text{ox}} = 0,05104 \text{ g/L}$$

3. L'écriture scientifique de la concentration massique de la solution de permanganate de potassium KMnO_4

$$(C_{\text{ox}}' \pm \Delta C_{\text{ox}}') = (2,73 \pm 0,06) \text{ g/L}$$

Partie II: Dosage d'une solution de sulfate ferreux FeSO_4 par la solution de permanganate de potassium KMnO_4 dosée précédemment.

- Le but de cette manipulation est d'étalonner une solution de sulfate ferreux FeSO_4 de titre inconnu par une solution de permanganate de potassium KMnO_4 dosée précédemment.

1 - L'objectif :

- L'étalonnage d'une solution de sulfate ferreux par une solution de permanganate de potassium.
- Détermination de titre (normalité, molarité et concentration massique) de la solution du sulfate ferreux FeSO_4 .

2 - Equations de réactions :

- L'oxydant et sa demi réaction : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$
- Le réducteur 1 et sa demi réaction : $\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-$
- Le réducteur 2 et sa demi réaction : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^-$
- L'équation globale de la réaction :
$$5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 3 \text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 14 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons 3 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 10 \text{CO}_2 + 26 \text{H}_2\text{O}$$

3 - Indicateur de fin de réaction :

La fin de réaction est signalée par l'apparition d'une coloration rose due à la dernière goutte de KMnO_4 en excès. Ainsi, il est **inutile** d'utiliser un indicateur coloré.

4 - Matériel :

Le matériel nécessaire pour effectuer le dosage :

- Deux burettes, une de 25 mL et une de 50 mL.
- Deux pipettes de 10 mL.
- Un erlenmeyer.
- Trois béchers.
- Un agitateur magnétique.
- Un barreau aimanté.
- Une pissette.
- Un cristalliseur.

5 - Solutions :

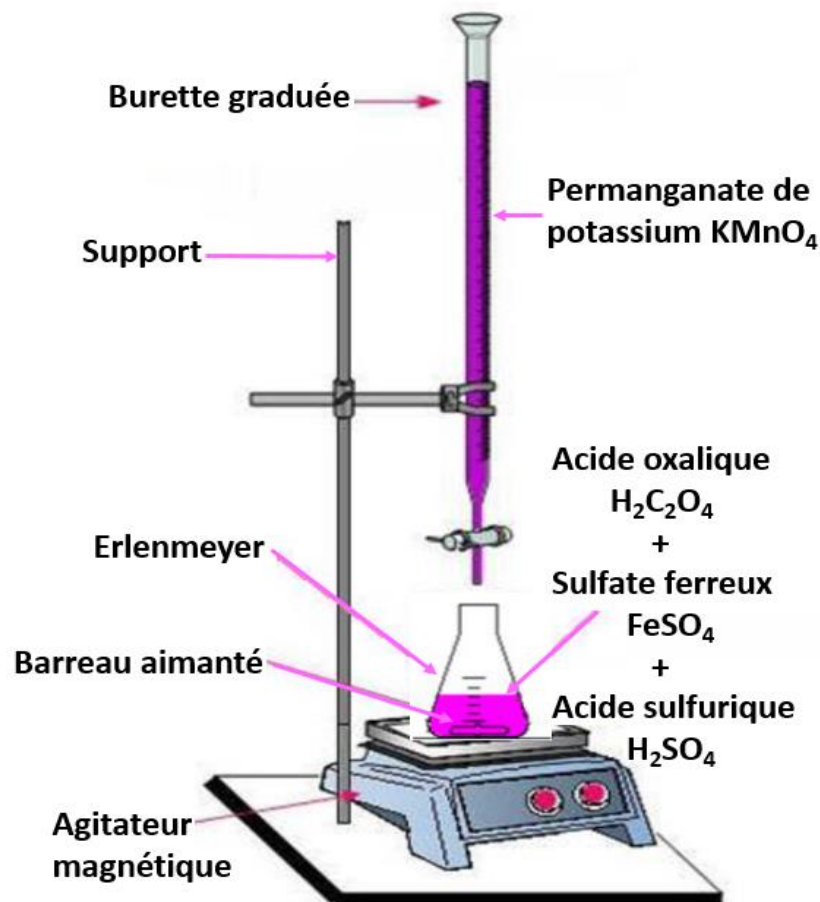
Les solutions nécessaires pour effectuer le dosage :

- Solution de sulfate ferreux FeSO_4 de titre inconnu.
- Solution de permanganate de potassium KMnO_4 dosée précédemment.
- Solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ de normalité 0,1 mol.d'éq/L.
- Solution concentrée d'acide sulfurique H_2SO_4 .
- Eau distillée.

6 - Mode opératoire :

- Burette : Solution de KMnO_4 dosée précédemment.
 - Mettre la solution de permanganate de potassium dans la burette.
 - Régler le zéro et chasser l'air contenu dans le bas de la burette.
 - Défaire légèrement la vis arrière du robinet de la burette et laisser couler le liquide jusqu'à ce que la burette soit complètement remplie de liquide vers la partie inférieure.
 - Resserrer la vis.
 - La burette est prête.
- Erlenmeyer : 10 mL de la solution de FeSO_4 à doser plus 10 mL de la solution de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ de titre connu, prélevées à l'aide de la pipette. On ajoute 4 mL d'une solution concentrée de H_2SO_4 (qui joue le rôle de catalyseur en libérant les ions H_3O^+ nécessaires au dosage).

- Verser à l'aide d'une pipette 10 mL de la solution de sulfate ferreux à doser dans un erlenmeyer, puis rajouter à l'aide d'une pipette 10 mL de la solution d'acide oxalique de titre connu.
- Rajouter à l'aide de l'autre burette 4 mL d'une solution concentrée de H_2SO_4 (qu'il ne faut surtout pas pipeter !).
- **Attention** : L'acide sulfurique étant très concentré, il est impératif de porter des gants et des lunettes de protection, car il s'agit d'une substance très corrosive.
- Verser 1 mL de la solution permanganate de potassium et agiter l'erlenmeyer jusqu'à décoloration de la solution, puis continuer à ajouter KMnO_4 .
 - Ne surtout pas remettre la burette à zéro.
- Dès que la coloration du permanganate se produit, ajouter goutte à goutte le permanganate de potassium à la burette jusqu'à l'apparition d'une couleur violette-rouge.
 - Faire un dosage grossier (un dosage d'essai) et trois dosages précis à la goutte près.



Dispositif expérimentale du titrage de la solution de FeSO_4 par KMnO_4 .

7 - Observations :

- Lors de l'ajout de la solution de permanganate de potassium, la solution devient peu à peu orange.
- A partir d'un volume de permanganate de potassium versé $V = 21 \text{ mL}$, on observe l'apparition d'une coloration violette-rouge.

8 - Interprétation :

- Les ions Fe^{3+} sont orange en solution aqueuse.
- L'ion permanganate est violet en solution aqueuse.
- L'apparition de la coloration orange de la solution est donc due à l'apparition des ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ dans la solution.
- Lorsque tous des ions $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ ont réagi avec le permanganate, on est à l'état d'équivalence, et l'ajout d'une nouvelle goutte de permanganate de potassium colore la solution en violet (violet + orange donne une couleur rouge-violet).
- Le point d'équivalence est donc repéré par l'apparition de la couleur rouge-violet.

9 - Résultats :

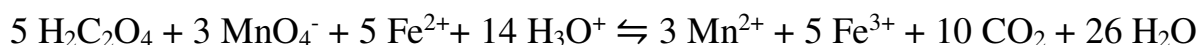
• Tableau de mesure du titrage de la solution FeSO_4 par KMnO_4 .

	V_1	V_2	V_3	V_m
V_{KMnO_4}	21,4	21,6	21,5	21,5

- $V_{\text{KMnO}_4} = V_{\text{ox}} = V_m = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$ (car nous avons effectué 3 dosages précis)

$$V_m = (21,5 \pm 0,1) \text{ mL}$$

- L'équation globale de la réaction :



• Calcul du titre de la solution de sulfate ferreux FeSO_4

A. 1. Calcul de la normalité de la solution de sulfate ferreux FeSO_4

Au point d'équivalence : $n_{\text{eq}}(\text{ox}) = n_{\text{eq}}(\text{red}_1) + n_{\text{eq}}(\text{red}_2)$

Au point d'équivalence, les nombres de moles d'équivalents de l'oxydant KMnO_4 sont égaux aux nombres de moles d'équivalents des 2 réducteurs ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ et FeSO_4) mis en jeu au cours de ce dosage, ce qui se traduit par l'équation suivante :

$$\frac{N_{\text{ox}} V_{\text{ox}}}{1000} = \frac{N_{\text{red1}} V_{\text{red1}}}{1000} + \frac{N_{\text{red2}} V_{\text{red2}}}{1000}$$

$$N_{\text{red2}} = [(N_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}}) - (N_{\text{red1}} \times V_{\text{red1}})] / V_{\text{red2}}$$

$$N_{\text{red2}} = [(N_{\text{ox}} \times V_m) - (N_{\text{red1}} \times V_{\text{red1}})] / V_{\text{red2}}$$

$$V_{\text{ox}} = V_m = (V_1 + V_2 + V_3) / 3 = 21,5 \text{ mL}$$

Par application numérique :

$$N_{\text{red2}} = [(0,0862 \times 21,5) - (0,1 \times 10)] / 10$$

$$N_{\text{red2}} = 0,08533 \text{ mol.d'eq/L}$$

2. Calcul de l'incertitude de la normalité de la solution de sulfate ferreux FeSO₄

$$N_{\text{red2}} = [(N_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}}) - (N_{\text{red1}} \times V_{\text{red1}})] / V_{\text{red2}}$$

$$\log N_{\text{red2}} = \log [(N_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}}) - (N_{\text{red1}} \times V_{\text{red1}})] - \log V_{\text{red2}}$$

$$dN_{\text{red2}} / N_{\text{red2}} = [d((N_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}}) - (N_{\text{red1}} \times V_{\text{red1}})) / (N_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}}) - (N_{\text{red1}} \times V_{\text{red1}})] - dV_{\text{red2}} / V_{\text{red2}}$$

$$dN_{\text{red2}} = N_{\text{red2}}[(V_{\text{ox}} dN_{\text{ox}}) + (N_{\text{ox}} dV_{\text{ox}}) - (V_{\text{red1}} dN_{\text{red1}}) - (N_{\text{red1}} dV_{\text{red1}})] / (N_{\text{ox}} V_{\text{ox}} - (N_{\text{red1}} V_{\text{red1}})) - dV_{\text{red2}} / V_{\text{red2}}$$

$$\Delta N_{\text{red2}} = N_{\text{red2}}[(V_{\text{ox}} \Delta N_{\text{ox}}) + (N_{\text{ox}} \Delta V_{\text{ox}}) + V_{\text{red1}} \Delta N_{\text{red1}} + N_{\text{red1}} \Delta V_{\text{red1}}] / (N_{\text{ox}} V_{\text{ox}} - (N_{\text{red1}} V_{\text{red1}})) + \Delta V_{\text{red2}} / V_{\text{red2}}$$

Par application numérique :

$$\Delta N_{\text{red2}} = 0,08533 [(21,5 \times 0,002) + (0,086 \times 0,1) + 10 \times 0,01 + 0,1 \times 0,01] / (0,086 \times 21,5) - (0,1 \times 10) + 0,01/10$$

$$\Delta N_{\text{red2}} = \mathbf{0,001015 \text{ mol.d'ég/L}}$$

$$\Delta N_{\text{red1}} = 0$$

$$\Delta V_{\text{ox}} = 0,1 (\Delta V_{\text{ox}} = \Delta V_{\text{burette}})$$

$$\Delta V_{\text{red1}} = 0,01 (\Delta V_{\text{red1}} = \Delta V_{\text{pipette}})$$

$$\Delta V_{\text{red2}} = 0,01 (\Delta V_{\text{red2}} = \Delta V_{\text{pipette}})$$

3. L'écriture scientifique de la normalité de la solution de sulfate ferreux FeSO₄

$$(N_{\text{red2}} \pm \Delta N_{\text{red2}}) = (0,085 \pm 0,002) \text{ mol.d'ég/L}$$

B. 1. Calcul de la concentration molaire de la solution de sulfate ferreux FeSO₄

$$\mathbf{C_{\text{red2}} = N_{\text{red2}} / P}$$

Par application numérique :

$$C_{\text{red2}} = 0,0853 / 1$$

$$\mathbf{C_{\text{red2}} = 0,0853 \text{ mol/L}}$$

P est le nombre d'éléments actifs mis en jeu lors de la réaction de FeSO₄, Puisque FeSO₄ libère 1 électron, donc $P = 1$. ($\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \mathbf{1 \text{ e}^-}$)

2. Calcul de l'incertitude de la concentration molaire de la solution de sulfate ferreux FeSO₄

$$C_{\text{red2}} = N_{\text{red2}} / P$$

$$\Delta C_{\text{red2}} = \Delta N_{\text{red2}} / P$$

Par application numérique :

$$\Delta C_{\text{red2}} = 0,001015 / 1 = 0,001015 \text{ mol./L}$$

$$\Delta C_{\text{red2}} = \mathbf{0,002 \text{ mol./L}}$$

$$(\Delta P / P) = 0$$

3. L'écriture scientifique de la concentration molaire de la solution de sulfate ferreux FeSO_4

$$(C_{\text{red2}} \pm \Delta C_{\text{red2}}) = (0,085 \pm 0,002) \text{ mol./L}$$

C. 1. Calcul de la concentration massique de la solution de sulfate ferreux FeSO_4

$$\mathbf{C'_{\text{red2}} = C_{\text{red2}} \times M(\text{FeSO}_4)}$$

$$M(\text{FeSO}_4) = M(\text{Fe}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

Par application numérique :

$$C'_{\text{red2}} = 0,0853 \times 152$$

$$\mathbf{C'_{\text{red2}} = 12,9702 \text{ g/L}}$$

$$C_{\text{red2}} = 0,086 \text{ mol/L}$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 56 + 32 + (4 \times 16) = 56 + 32 + 64 = 152 \text{ g/mol}$$

2. Calcul de l'incertitude de la concentration massique de la solution de sulfate ferreux FeSO_4

$$C'_{\text{red2}} = C_{\text{red2}} \times M(\text{FeSO}_4)$$

$$\Delta C'_{\text{red2}} = \Delta C_{\text{red2}} \times M(\text{FeSO}_4)$$

Par application numérique :

$$\Delta C'_{\text{red2}} = 0,001015 \times 152 = 0,1543 \text{ g/L}$$

$$\Delta C'_{\text{red2}} = \mathbf{0,2 \text{ g/L}}$$

3. L'écriture scientifique de la concentration massique de la solution de sulfate ferreux FeSO_4

$$(C'_{\text{red2}} \pm \Delta C'_{\text{red2}}) = (13,0 \pm 0,2) \text{ g/L}$$