

Travaux Pratiques de Chimie Générale

Acidimétrie

L'acidimétrie est une méthode d'analyse quantitative ayant pour but de doser une solution acide de titre inconnu.

- Un **acide** est une substance susceptible de **céder** en milieu aqueux un ou plusieurs protons H_3O^+ .
- Une **base** est une substance susceptible de **fixer** en milieu aqueux un ou plusieurs protons H_3O^+ ou de céder OH^- .
- L'**acidité** d'une solution est caractérisée par sa concentration en ions H_3O^+ ou par son pH défini comme suit : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$.

Méthode volumétrique

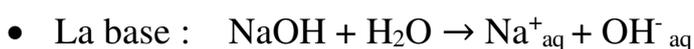
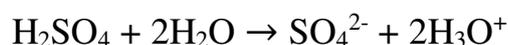
- Elle consiste à utiliser un indicateur coloré dont la propriété essentielle est de changer la coloration dans un domaine restreint de pH.
- Pour une réaction donnée, on choisira un indicateur dont la zone de virage encadre le point d'équivalence.

Dosage volumétrique d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 par une solution titrée de soude NaOH.

1 – L'objectif :

- L'étalonnage d'une solution d'acide sulfurique par une solution de soude.
- Détermination de titre (normalité, molarité et concentration massique) d'une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4).

2 - Equations de réactions :



3 - Indicateur de fin de réaction :

- La réaction se produit sans changement de coloration, donc il est nécessaire d'ajouter un indicateur coloré, choisi convenablement.
- Dans notre dosage, l'indicateur coloré choisi est la phénolphthaléine qui a un intervalle de virage 8,0 – 9,9.
- La fin de réaction est signalée par l'apparition d'une coloration rose due à la dernière goutte de NaOH qui ne réagit plus sur H₂SO₄, le dosage est donc terminé.

4 - Matériel :

Le matériel nécessaire pour effectuer le dosage :

- Une burette de 25 mL.
- Une pipette de 10 mL.
- Un erlenmeyer.
- Deux béchers.
- Un agitateur magnétique.
- Un barreau aimanté.
- Une pissette.
- Un cristalliseur.

5 - Solutions :

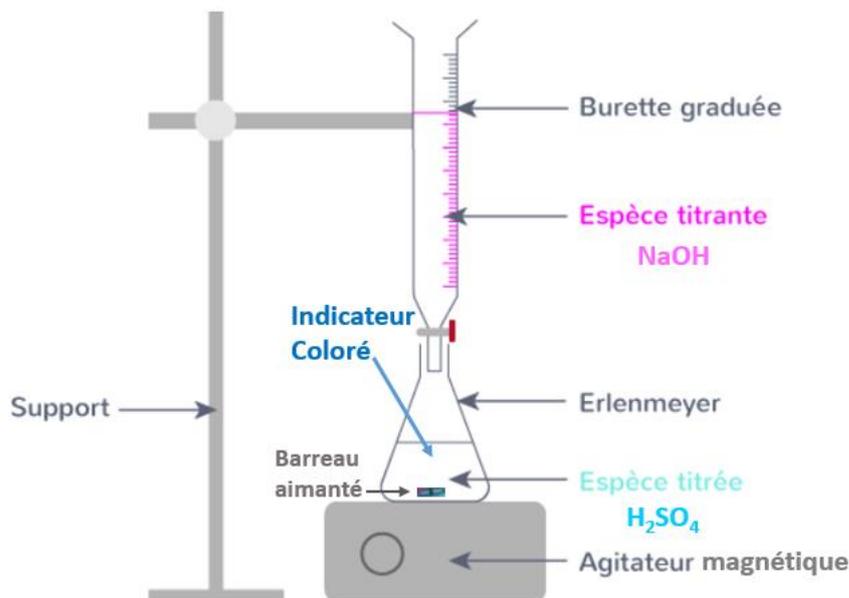
Les solutions nécessaires pour effectuer le dosage :

- Solution d'acide sulfurique H₂SO₄ de titre inconnu.
- Solution de la soude NaOH de normalité 0,1 mol.d'éq/L.
- Solution de phénolphthaléine (indicateur coloré).
- Eau distillée.

6 - Mode opératoire :

- Burette : Solution de NaOH de titre connu.
 - Mettre la solution de soude 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 H₂SO₄ de titre inconnu, prélevée à l'aide de la pipette, plus 3 gouttes de la solution de phénolphthaléine (qui joue le rôle de l'indicateur coloré).
 - Verser à l'aide d'une pipette 10 mL de la solution d'acide sulfurique H₂SO₄ de titre inconnu dans un erlenmeyer.
 - Rajouter 3 gouttes de la solution de phénolphthaléine.

- Verser 1 mL de la solution de NaOH et agiter l'erenmeyer jusqu'à décoloration de la solution, puis continuer à ajouter NaOH.
 - Ne surtout pas remettre la burette à zéro.
- Dès que la coloration se produit, ajouter normalement la soude jusqu'à l'apparition d'une couleur rose persistante.
 - Faire un dosage grossier (un dosage d'essai) et trois dosages à la goutte près (3 dosages précis).



Dispositif expérimental du titrage de la solution de H₂SO₄ par NaOH.

7 - Résultats :

- **Tableau de mesure du titrage de l'acide sulfurique H₂SO₄ par NaOH.**

	V ₁	V ₂	V ₃	V _m
V _{NaOH}	9,5	9,6	9,5	9,533

- $V_{NaOH} = V_b = V_m = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$ (car nous avons effectué 3 dosages précis)

$$V_m = (9,5 \pm 0,1) \text{ mL}$$

- **Calcul du titre de la solution de l'acide sulfurique H₂SO₄**

A. 1. Calcul de la normalité de la solution d'acide sulfurique H₂SO₄

Au point d'équivalence : $n_{\text{éq}}(\text{Acide}) = n_{\text{éq}}(\text{Base})$

$$\frac{N_a V_a}{1000} = \frac{N_b V_b}{1000}$$

$$N_a = (N_b \times V_b) / V_a$$

$$N_a = (N_b \times V_m) / V_a$$

$$V_b = V_m = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$$

Par application numérique :

$$N_a = (0,1 \times 9,53) / 10$$

$$N_a = \mathbf{0,0953 \text{ mol.d'ég/L}}$$

$$N_b = 0,1 \text{ N}$$

$$V_b = V_m = 9,53 \text{ mL}$$

$$V_a = 10 \text{ mL}$$

2. Calcul de l'incertitude de la normalité de la solution d'acide sulfurique H₂SO₄

$$N_a = (N_b \times V_b) / V_a$$

$$\log N_a = \log N_b + \log V_b - \log V_a$$

$$dN_a/N_a = dN_b/N_b + dV_b/V_b - dV_a/V_a$$

$$\Delta N_a/N_a = \Delta N_b/N_b + \Delta V_b/V_b + \Delta V_a/V_a$$

$$\Delta N_a = N_a (\Delta N_b/N_b + \Delta V_b/V_b + \Delta V_a/V_a)$$

Par application numérique :

$$\Delta N_a = 0,0953 (0 + 0,1/9,53 + 0,01/10)$$

$$\Delta N_a = \mathbf{0,001953 \text{ mol.d'ég/L}}$$

$$\Delta N_b = 0$$

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

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

3. L'écriture scientifique de la normalité de la solution d'acide sulfurique H₂SO₄

$$(N_a \pm \Delta N_a) = (0,095 \pm 0,002) \text{ mol.d'ég/L}$$

B. 1. Calcul de la concentration molaire de la solution d'acide sulfurique H₂SO₄

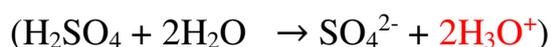
$$C_a = N_a / P$$

Par application numérique :

$$C_a = 0,095 / 2$$

$$C_a = \mathbf{0,04765 \text{ mol/L}}$$

P est le nombre d'éléments actifs mis en jeu lors de la réaction de dissociation de H₂SO₄ en milieu aqueux. Puisque H₂SO₄ est un diacide, il libère 2 H₃O⁺, donc P = 2.



2. Calcul de l'incertitude de la concentration molaire de la solution d'acide sulfurique H_2SO_4

$$C_a = N_a / P$$

$$\Delta C_a = \Delta N_a / P$$

Par application numérique :

$$\Delta C_a = 0,001953/2$$

$$\Delta C_a = 0,0009765 \text{ mol/L}$$

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

3. L'écriture scientifique de la concentration molaire de la solution d'acide sulfurique H_2SO_4

$$(C_a \pm \Delta C_a) = (0,048 \pm 0,001) \text{ mol/L}$$

C. 1. Calcul de la concentration massique de la solution d'acide sulfurique H_2SO_4

$$C_a' = C_a \times M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Par application numérique :

$$C_a = 0,048 \text{ mol/L}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \times 1) + 32 + (4 \times 16) = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol}$$

$$C_a' = 0,04765 \times 98$$

$$C_a' = 4,6697 \text{ g/L}$$

2. Calcul de l'incertitude de la concentration massique de la solution d'acide sulfurique H_2SO_4

$$C_a' = C_a \times M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$\Delta C_a' = C_a' (\Delta C_a / C_a) = \Delta C_a \times M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Par application numérique :

$$\Delta C_a' = 0,001 \times 98$$

$$\Delta C_a' = 0,098 \text{ g/L}$$

3. L'écriture scientifique de la concentration massique de la solution d'acide sulfurique H_2SO_4

$$(C_a' \pm \Delta C_a') = (4,7 \pm 0,1) \text{ g/L}$$