

Objectif : Mesurer le pH de solutions d'acide sulfamique $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$ obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H_3O^+ apporté et déterminer s'il se comporte comme un acide fort.

Protocole de la préparation de 100 mL de la solution d'acide sulfamique à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

On détermine la masse d'acide sulfamique à prélever avec la relation $m = C.V.M$

$$m = 0,10 \times 0,1 \times 97 = 0,97 \text{ g}$$

A l'aide d'une balance électronique, on pèse dans un bécher préalablement taré une masse $m = 0,97 \text{ g}$

On introduit un peu d'eau distillée, on agite jusqu'à dissolution.

On introduit cette solution dans une fiole jaugée de 100 mL que l'on complète à 100 mL avec de l'eau distillée.

On agite.

Protocole de dilution :

On souhaite produire 50 mL de solutions obtenues par dilutions d'un facteur 10.

La solution mère a une concentration égale à $C_{m\grave{e}re} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Sachant qu'il y a conservation de la quantité de matière, on peut écrire :

$$n_{m\grave{e}re} = n_{fille} \text{ alors } C_{m\grave{e}re} \cdot V_{m\grave{e}re} = C_{fille} \cdot V_{fille}$$

Le volume de la solution mère à prélever est donc :

$$V_{m\grave{e}re} = \frac{C_{fille} \cdot V_{fille}}{C_{m\grave{e}re}} \text{ soit } V_{m\grave{e}re} = \frac{0,010 \times 50}{0,10} \text{ alors } V_{m\grave{e}re} = 5,0 \text{ mL}$$

On obtient 50 mL d'une solution de concentration $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Technique de dilution :

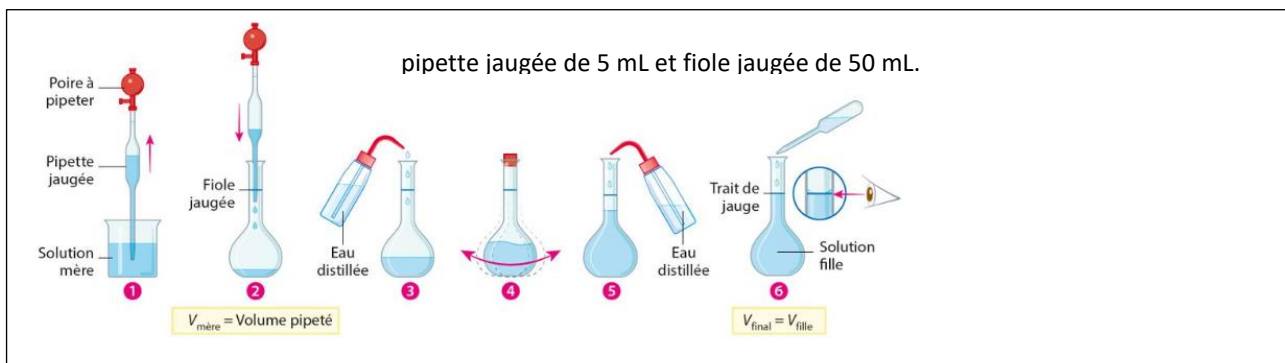
On remplit un tiers d'une fiole jaugée de 50 mL avec de l'eau distillée.

On prélève 5,0 mL de solution d'acide sulfamique de concentration $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL.

On verse ce volume d'acide dans la fiole jaugée. On agite.

On complète à 50 mL avec de l'eau distillée.

On agite.



Technique d'étalonnage du pH-mètre :

On allume pH-mètre. On rince l'électrode avec de l'eau distillée et on essuie doucement l'extrémité de l'électrode.

On règle le pH-mètre sur la température de 25°C .

On plonge l'électrode dans la solution tampon pH7. (Solution tampon : solution dont la valeur du pH varie peu lors d'ajout d'acide, de base ou d'eau). On règle le pH-mètre de telle manière à afficher 7,00.

On sort l'électrode et on la rince avec de l'eau distillée et on l'essuie.

On plonge maintenant l'électrode dans une solution tampon pH4. On règle le pH-mètre sur 4.

On sort l'électrode et on la rince.

On laisse l'électrode dans un bécher contenant de l'eau distillée en attendant la suite des mesures.

Technique de mesure du pH des différentes solutions :

Après avoir rincé et essuyé l'électrode, on mesure le pH de la solution d'acide sulfamique de concentration $C_{mère} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On note la valeur du pH stabilisé.
 On verse la solution préalablement diluée de concentration de concentration $C_{filie} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher et on mesure le pH.
 On reprend la solution $C_{filie} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ précédemment obtenue et on effectue une nouvelle dilution au $10^{ème}$.
 On obtient une nouvelle solution de concentration $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 On mesure le pH de cette solution d'acide sulfamique et on recommence ces manipulations jusqu'à obtenir une solution de concentration $C = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

2

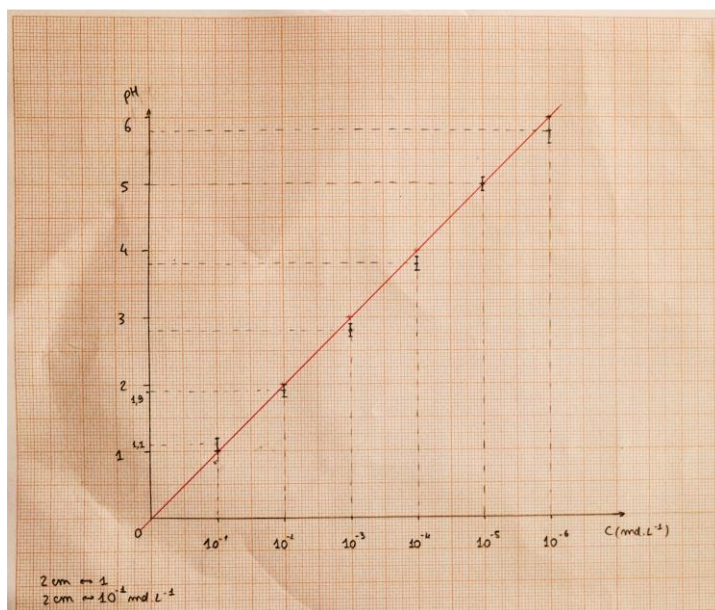
Résultats expérimentaux :

Concentration (mol.L ⁻¹) / Groupe	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-5}$	$1,0 \times 10^{-6}$
1	2,20	3,23	4,25	5,10	5,76
2	1,78	2,72	3,77	5,07	6,25
3	1,85	2,75	3,68	5,08	5,30
4	1,94	2,77	3,74	4,98	5,87
5	1,90	2,58	3,60	4,61	6,01
$pH = \overline{pH} \pm \widehat{u}_{pH}$	$1,9 \pm 0,1$	$2,8 \pm 0,2$	$3,8 \pm 0,1$	$5,0 \pm 0,1$	$5,8 \pm 0,2$

2

Graphique :

Graphique sur lequel sont représentés les résultats expérimentaux avec leurs intervalles d'incertitudes et la droite théorique correspondant à la relation $pH = -\log C$



2

Analyse critique :

On constate que la droite théorique (acide fort $pH = -\log C$) passe par plusieurs intervalles des données expérimentales avec toutefois des écarts pour certaines valeurs avec les intervalles d'incertitudes.

On peut en conclure :

- que l'acide sulfamique peut être considéré comme un acide fort car la relation $pH = -\log C$ semble vérifiée.
- que la zone de validité du pH-mètre indiquée comme étant égale à [2 ; 6] n'est peut-être pas vérifiée pour la solution la plus diluée.
- que des imprécisions dans les préparations des différentes solutions ont pu exister, d'autant que la réalisation de ces dilutions s'appuyait sur la dilution précédente. Les erreurs ont pu s'accumuler au fil de celles-ci.

2