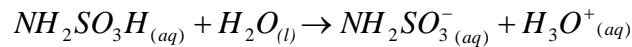


Méthodes : exploitation d'un dosage direct

Dosage d'un acide fort par suivi conductimétrique

Les poudres détartrantes pour cafetière vendus dans le commerce contiennent de l'acide sulfamique (ou acide amidosulfurique) de formule $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$.

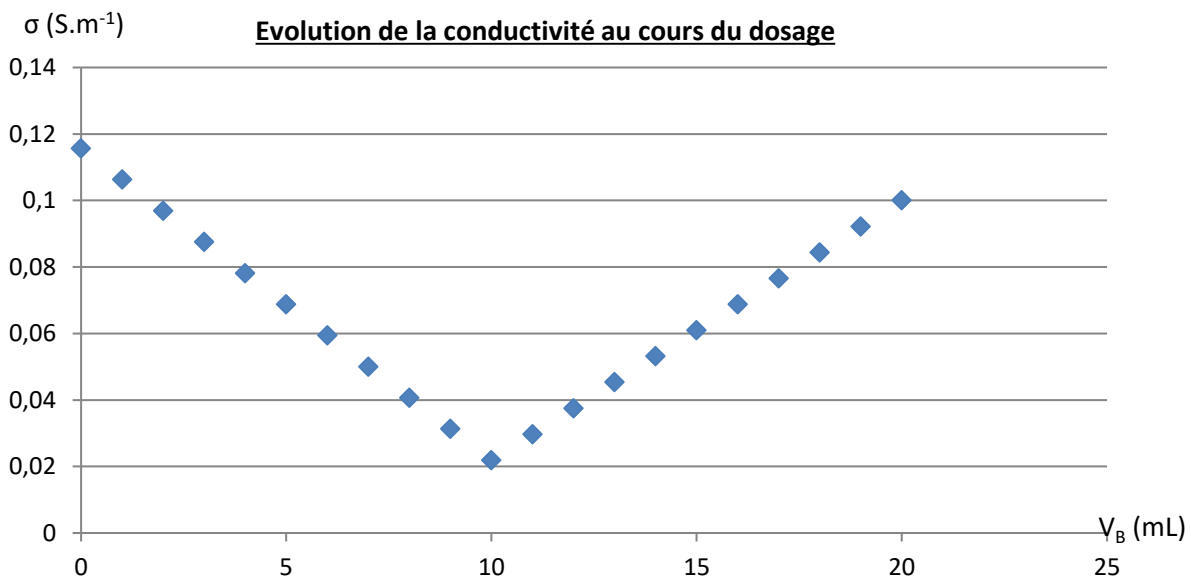
L'acide sulfamique est un acide fort : sa réaction avec l'eau est la suivante :



On cherche à déterminer la concentration C_A d'une solution obtenue par dissolution de 5,00 g de poudre de détartrant dans 1,00L.

Pour cela, on dose les ions H_3O^+ présent dans un volume $V_A = 10,0\text{mL}$ de cette solution à l'aide d'une solution de soude de concentration molaire $C_B = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour déterminer l'équivalence du dosage, on suit l'évolution de la conductivité σ de la solution. Le résultat est donné par le graphique ci-dessous :

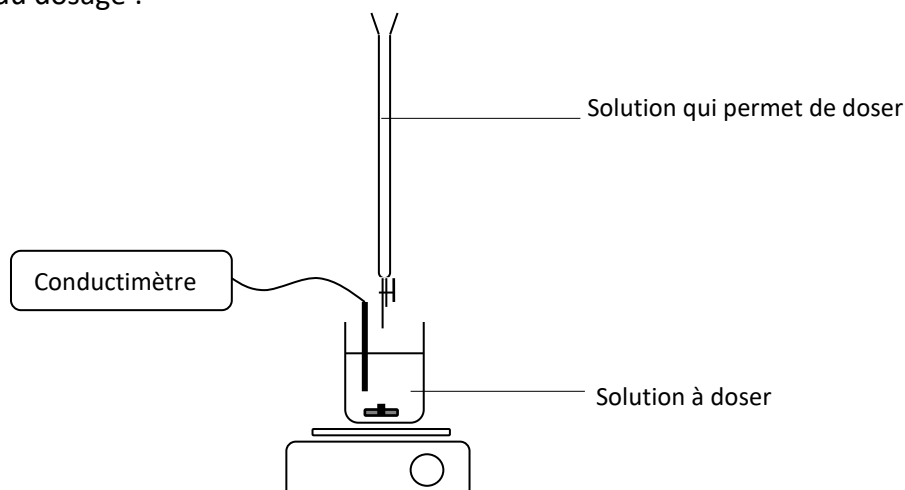


Donnée : $M(\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}) = 97,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

On donne les conductivités molaires ioniques des ions :

ion	λ ($\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$)
$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$	35
$\text{HO}^-_{(aq)}$	20
$\text{Na}^+_{(aq)}$	5
$\text{NH}_2\text{SO}_3^-_{(aq)}$	2

- Faire un schéma du dispositif de dosage en indiquant la place des différentes espèces chimiques au début du dosage :



- **Etablir l'équation de la réaction support du dosage :**
 - Identifier les espèces qui réagissent ensemble au cours du dosage (surligner sur le schéma)
 - Etablir l'équation de la réaction (échange de proton dans le cas d'une réaction acido-basique) :

Rq : la réaction support d'un dosage est toujours une réaction totale !

- **Rappeler la définition de l'équivalence :**
L'équivalence est le moment où il y a changement de réactif limitant ; H_3O^+ et OH^- sont alors introduits en proportion stoechiométriques.
- **Traduire la définition de l'équivalence par une relation entre quantités de matières :**
On établit la relation entre les quantités de matière en utilisant un tableau de proportionnalité :

- **Utilisation des données de l'énoncé :**

- **Détermination de l'équivalence :**

- Masse d'acide sulfamique présent dans 5,0g de poudre :

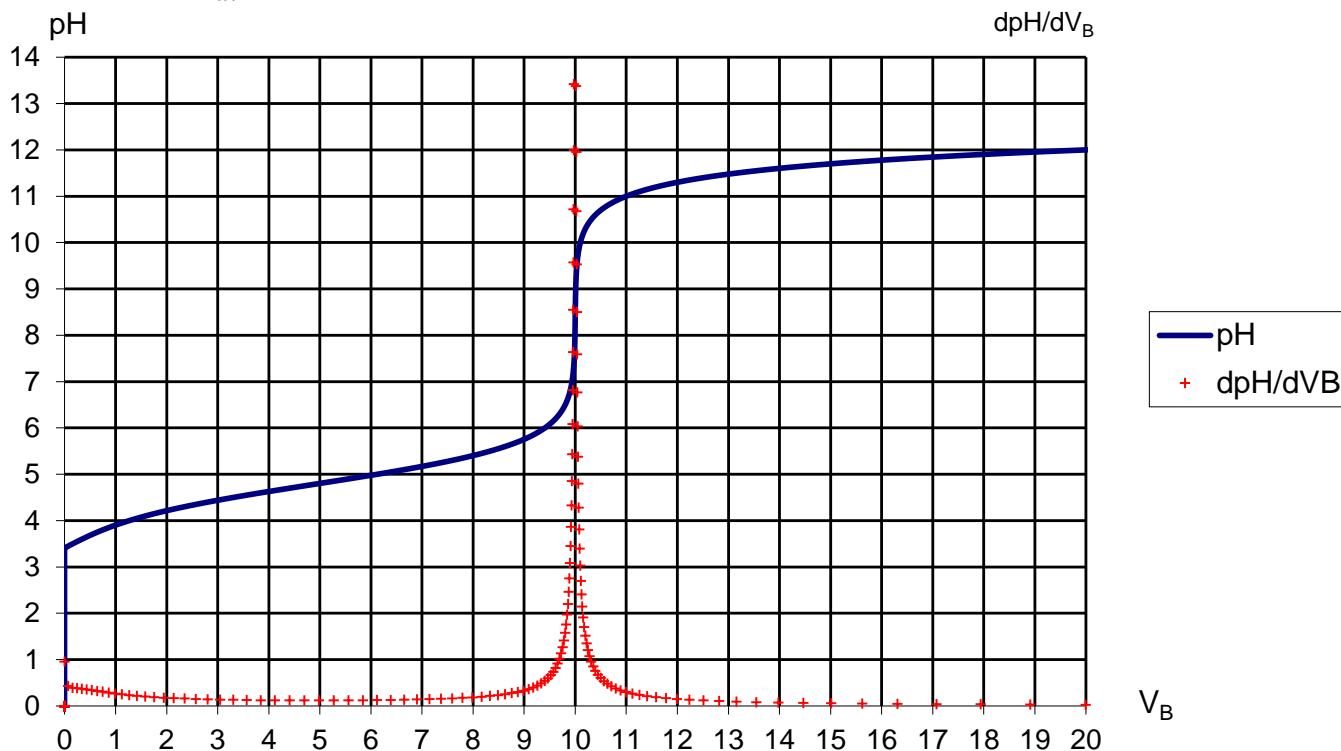
- Pourcentage d'acide sulfamique :

Dosage de l'acide acétique d'un vinaigre par suivi pH-métrique

On dose $V_A = 10$ mL de vinaigre dilué 10 fois par de la soude de concentration

$$C_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}.$$

On suit l'évolution du pH de la solution au cours du dosage. On utilise les fonctionnalités du logiciel pour tracer la courbe $\frac{dpH}{dV}$ (dérivée du pH par rapport au volume).



Le degré du vinaigre est la masse d'acide acétique que contient 100mL de vinaigre.
Calculer le degré du vinaigre.

- **Faire un schéma du dispositif de dosage** en indiquant la place des différentes espèces chimiques au début du dosage :

- **Etablir l'équation de la réaction support du dosage :**

- **Rappeler la définition de l'équivalence :**

- Traduire la définition de l'équivalence par une relation entre quantités de matières :

- Utilisation des données de l'énoncé :

- Détermination de l'équivalence :

- Méthode des tangentes parallèles :



- Méthode utilisation de la dérivée du pH :

- Calcul de la concentration C du vinaigre :

- Masse d'acide dans 100 mL de vinaigre :

- Détection de l'équivalence avec un indicateur coloré :

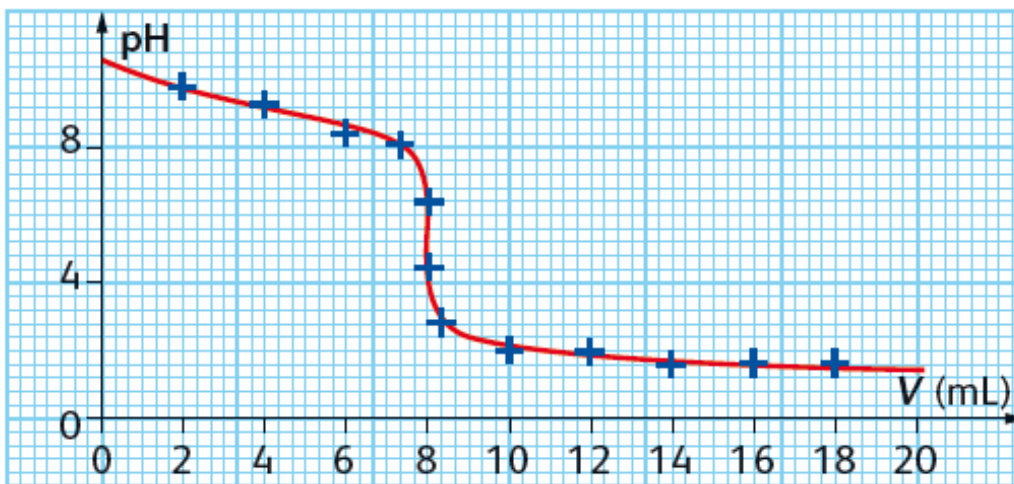
Critère de choix de l'indicateur : le pH à l'équivalence doit être compris dans la zone de virage de l'indicateur.

indicateur	teinte de la forme acide	teinte de la forme basique	pH de virage
hélianthine	rouge	jaune	3,1-4,4
rouge de méthyle	rouge	jaune	4,2-6,2
bleu de bromothymol	jaune	bleu	6,0-7,6
phénolphtaléine	incolore	rouge violacé	8,2-10,0

Quel indicateur coloré pourrait-on utiliser pour réaliser le dosage ? Justifier.
Indiquer le changement de couleur qui permettra de repérer l'équivalence.

Dosage d'une base par suivi pH métrique

On réalise le titrage pH-métrique d'une solution d'ammoniac (NH_3) de volume $V_S = 10,0 \text{ mL}$, de concentration c_S par de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient la courbe ci-dessous, représentant le pH en fonction du volume V d'acide chlorhydrique versé.



Déterminer la concentration c_S de la solution d'ammoniac.

Méthode de résolution :

- **Faire un schéma du dispositif de dosage** en indiquant la place des différentes espèces chimiques au début du dosage :

- **Etablir l'équation de la réaction support du dosage :**

- **Rappeler la définition de l'équivalence :**

- Traduire la définition de l'équivalence par une relation entre quantités de matières :
- Utilisation des données de l'énoncé :
- Détermination de l'équivalence :
- Calcul de la concentration :
- Détection de l'équivalence avec un indicateur coloré :

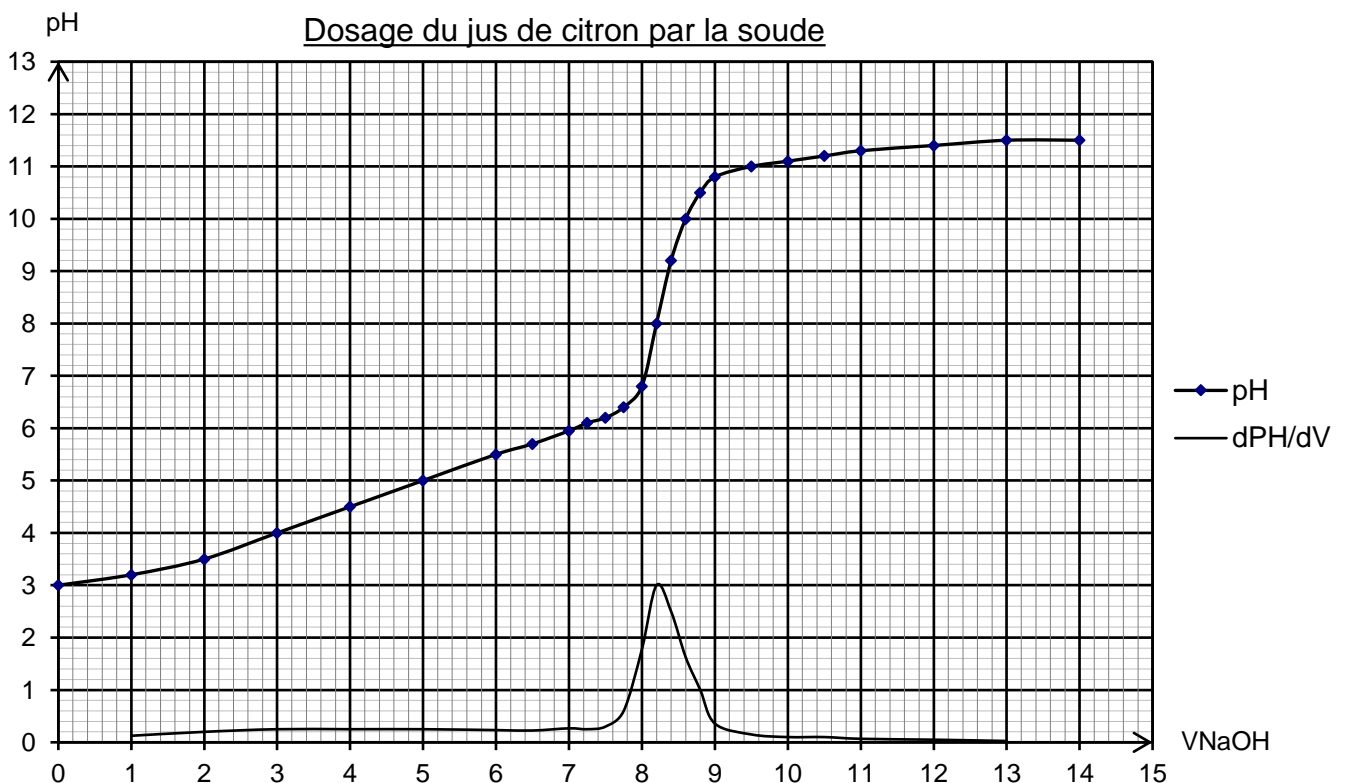
indicateur	teinte de la forme acide	teinte de la forme basique	pH de virage
hélianthine	rouge	jaune	3,1-4,4
rouge de méthyle	rouge	jaune	4,2-6,2
bleu de bromothymol	jaune	bleu	6,0-7,6
phénolphtaléine	incolore	rouge violacé	8,2-10,0

Quel indicateur coloré pourrait-on utiliser pour réaliser le dosage ? Justifier.
Indiquer le changement de couleur qui permettra de repérer l'équivalence.

Dosage d'un Triacide par suivi pH-métrique

L'acide citrique est un acide présent dans le jus de citron. C'est un triacide qu'on notera H_3A dont la masse molaire vaut $M = 192 \text{ g.mol}^{-1}$

On dose $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de jus de citron par de la soude de concentration $C_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.



Calculer la masse d'acide citrique présent dans 100mL de jus de citron.

