

Activité – Estimation d'une constante d'acidité

L'acide sulfamique est un solide blanc, utilisé comme détartrant ménager, notamment sous la forme des sachets de cristaux fournis avec les filtres à café.

Sa formule brute est $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$. En solution aqueuse, il appartient au couple acide/base : acide sulfamique/ion sulfamate, de formule $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}(\text{aq}) / \text{NH}_2\text{SO}_3^-(\text{aq})$.



But du TP : - Déterminer si L'acide sulfamique est un acide fort ou un acide faible

– Peut-on estimer la valeur de sa constante d'acidité à partir d'une mesure de pH ?

I. Préparation d'une solution d'acide sulfamique

- Proposer un protocole pour préparer une solution d'acide sulfamique de concentration en soluté apporté $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ sachant que la masse molaire de l'acide sulfamique est de 97 g.mol^{-1}
- Réaliser le protocole après accord du professeur.
- Écrire l'équation de la dissolution de l'acide sulfamique dans l'eau.

II. Comparaison de la solution d'acide sulfamique avec une solution d'acide chlorhydrique de même concentration

1) Rappel sur l'acide chlorhydrique

L'acide chlorhydrique est obtenu par réaction du chlorure d'hydrogène HCl avec l'eau.

- Écrire l'équation de cette réaction.
- En déduire la formule chimique des solutions d'acide chlorhydrique.

2) Mesures

- Mesurer le pH de la solution d'acide sulfamique préparée précédemment et noter le résultat : pH =
- Faire de même avec une solution d'acide chlorhydrique de même concentration en soluté apporté : $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Noter le résultat : pH =

3) Interprétation

Cette différence de pH s'explique par le caractère total ou non de la réaction de l'acide avec l'eau.

- Construire un tableau d'avancement de la réaction de l'acide noté AH avec l'eau.
- Calculer le taux d'avancement final, dans le cas de l'acide sulfamique puis dans le cas du chlorure d'hydrogène.
- Conclure sur le caractère fort ou faible des deux acides.

III. Constante d'acidité du couple

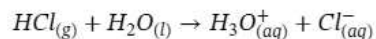
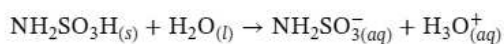
- A partir du tableau d'avancement de la réaction de l'acide sulfamique avec l'eau, montrer que la constante d'acidité du couple a pour expression :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]^2}{c_0 - [H_3O^+]}$$

- Calculer K_A .

Aide à la correction :

I : masse à prélever si on prépare 100mL : $m = MCV = 97 \cdot 0.01 \cdot 0.1 = 0.097g$



II : 1)

2)

$pH_{as} = 2.2$

$pH_{HCl} = 2$

Un acide fort réagit totalement avec l'eau, tandis qu'un acide faible ne s'y dissocie que partiellement
Quand la réaction est totale, $[H_3O^+] = x_{max}$ donc acide fort

Équation bilan		AH + H2O → H3O+ + A-			
État	Avanceme	Quantité de matière en mol			
Etat initial	0	0.01-x	excès	0	0
Au cours de la transformation	x				
Etat Final	x_f $= 10^{-pH} = 0.0063 \text{ mol}$	0.0037		0.0063	0.0063
Etat si réaction totale	x_{max} $= 0.01 \text{ mol}$	0	excès	0.01	0.01

III : $K_a = \frac{[NH_2SO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[NH_2SO_3H] \cdot [HCOOH]} = \frac{(10^{-pH}) \cdot (10^{-pH})}{(C - 10^{-pH})} = \frac{[H_3O^+]^2}{(C - [H_3O^+])} = \frac{(6.3 \cdot 10^{-3})^2}{3.7 \cdot 10^{-3}} = 0.011$