

## AE. 7A – Acide fort ou acide faible (activité p. 208)

Tous les acides et toutes les bases ne sont pas équivalents et ne se comportent pas de la même façon face à l'eau.

**Objectif** Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.

### Travail préliminaire Préparation d'une solution d'acide sulfamique

- Déterminer la masse  $m$  d'acide sulfamique à peser pour préparer  $V_3 = 100,0$  mL d'une solution aqueuse  $S_3$  d'acide sulfamique de concentration  $c = 5,0 \times 10^{-2}$  mol·L<sup>-1</sup>.
- Proposer un protocole pour réaliser cette solution en tenant compte de la précision de la balance disponible.
- Après validation du protocole par le professeur, le mettre en œuvre.

### Donnée

Produit ionique de l'eau à 25 °C :

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}[\text{HO}^-]_{\text{éq}}}{(c^0)^2}$$

$$K_e = 1,00 \times 10^{-14}$$

$$c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ exactement}$$

### 1 Solutions d'acides et de bases

	Solution à $c = 5,0 \times 10^{-2}$ mol·L <sup>-1</sup>	pH mesuré	$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ (en mol·L <sup>-1</sup> )	$[\text{HO}^-]_{\text{éq}}$ (en mol·L <sup>-1</sup> )
$S_1$	Acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ , $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ )			
$S_2$	Acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$			
$S_3$	Acide sulfamique $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}_{(\text{aq})}$			
$S_4$	Hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ , $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ )			
$S_5$	Ammoniac $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$			

### Matériel et produits

- Coupelle de pesée et spatule
- Balance au dixième ou au centième de gramme
- Pissette d'eau distillée
- Bêchers de 100 mL
- Fiole jaugée de 100,0 mL
- Pipette jaugée de 10,0 mL
- Pipette simple
- pH-mètre et solutions tampons
- Acide sulfamique solide  $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}_{(\text{s})}$
- Solutions du **doc. 1**



### Questions

**1** Après avoir réalisé le **travail préliminaire**, mesurer le pH des solutions  $S_1$  à  $S_5$  puis calculer la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans chaque solution, avec deux chiffres significatifs. En déduire celle des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  pour  $S_4$  et  $S_5$ . Recopier et compléter le tableau du **doc. 1**.

**2 a.** Établir le tableau d'avancement de la réaction entre un acide AH et la base  $\text{H}_2\text{O}$  (☞ **Fiche 15 p. 615**). En déduire l'expression de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  de cette réaction puis la concentration maximale en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ , notée  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}$ , obtenue si la réaction est totale.

**b.** Pour chacun des trois acides, la valeur de la concentration en ions oxonium à l'équilibre  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$  issue de la mesure du pH est-elle proche de la valeur maximale  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}$  ou nettement inférieure ? L'écart éventuel entre ces deux valeurs paraît-il dû aux incertitudes de mesures ? (☞ **Fiche 6 p. 602**)

**3** Par analogie, déterminer si pour chacune des deux bases, la valeur de  $[\text{HO}^-]_{\text{éq}}$  issue de la mesure correspond à la valeur maximale  $[\text{HO}^-]_{\text{max}}$ . L'écart éventuel entre ces deux valeurs peut-il être dû aux incertitudes de mesures ?

### Bilan

- Les réactions avec l'eau des acides et bases utilisés ici sont-elles totales ou non totales ?

Réécrire les équations des réactions non totales en utilisant le signe  $\rightleftharpoons$ .

- **À l'oral** L'acide chlorhydrique est dit « fort » tandis que les acides éthanóïque et sulfamique sont dits « faibles ». L'hydroxyde de sodium est une base dite « forte » tandis que l'ammoniac est une base dite « faible ».

En utilisant les résultats, proposer une définition de ces termes.

(☞ **Cours 1 p. 212 et 2 p. 213**)