

1 pH d'une solution aqueuse

OBJECTIF

- Mesurer le pH d'une solution aqueuse.
- Mettre en évidence la différence entre un acide fort et un acide faible.

1 Mesures du pH de solutions acides

Pour déterminer le pH d'une solution constituée d'un mélange inconnu de chlorure d'ammonium et d'ammoniac, vous allez comparer trois méthodes.

- Première méthode : vous disposez de trois indicateurs colorés : hélianthine, bleu de bromothymol et phénolphthaléine, ainsi que de tubes à essais pour faire les tests que vous souhaitez. Proposez des protocoles pour vos tests et mettez-les en œuvre. À l'aide du tableau des indicateurs colorés en rabat de couverture, estimez le pH des solutions en précisant un intervalle de confiance.
- Deuxième méthode : vous disposez uniquement de papier pH. Même question.
- Troisième méthode : vous disposez à présent d'un pH-mètre et de son électrode de verre (Fig. 1). Même question. **Aide**
- Comparer les trois méthodes du point de vue de leur rapidité de mise en œuvre et de leur précision.



Fig. 1 pH-mètre de bureau.

2 Applications



Il s'agit d'utiliser la valeur du pH affichée par le pH-mètre pour étudier la réaction d'un acide avec l'eau dans le cas d'une solution de chlorure d'hydrogène HCl et de l'acide éthanóique CH₃COOH.

PROTOCOLE

- ▶ À partir d'une solution mère d'acide chlorhydrique de concentration 0,10 mol.L⁻¹, préparer par dilution 100,0 mL d'une des solutions filles de concentration (exprimée en mol.L⁻¹) : 1,0.10⁻² ; 5,0.10⁻³ ; 2,0.10⁻³ ou 1,0.10⁻³ en vous coordonnant avec le reste de la classe.
- ▶ Mesurer le pH des solutions filles.
- ▶ Préparer collectivement des solutions d'acide éthanóique CH₃COOH aux mêmes concentrations que ci-dessus.
- ▶ Mesurer le pH.

- Calculer le pH des différentes solutions à l'aide de la relation $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- À partir des mesures expérimentales et des résultats de la question a, en déduire que la réaction d'équation $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ne permet pas de modéliser la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau contrairement à la réaction $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ qui, elle, modélise la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau.

Aide & Méthode

- Pour utiliser un pH-mètre, il faut :
 - **le brancher correctement** : le pH-mètre est relié à une électrode de verre, celle-ci est fixée sur un support (Fig. 1). L'électrode est rincée avec de l'eau distillée et essuyée sommairement ;
 - **l'étalonner** : suivre la notice du pH-mètre utilisé ;
 - **mesurer** : immerger l'électrode de verre dans la solution à étudier. Le pH s'affiche. Retirer et rincer l'électrode de verre comme précédemment. L'introduire dans une solution de conservation.

Par binôme :

- 3 tubes à essais
- 4 fioles jaugées de 100 mL
- Pipettes jaugées de 10 mL, 5 mL, 2 mL et 1 mL
- 4 béchers de 100 mL pour les prélèvements et la mesure de pH
- Propipettes
- UN agitateur en verre
- Un barreau magnétique et un système d'agitation magnétique
- Un ph mètre, des solutions étalons, une électrode en verre
- Du papier pH
- Lunette, gants

Pour la classe

- Solution d'acide chlorhydrique à 0,10 mol/L (environ 200 mL) . La précision de la concentration de cette solution est importante, il faut l'étalonner à partir d'une solution de soude elle-même étalonner à partir d'une solution d'acide oxalique.
- Une solution d'acide éthanique à 0,10 mol/L (environ 200 mL). La précision de la concentration de cette solution est importante, il faut l'étalonner à partir d'une solution de soude elle-même étalonner à partir d'une solution d'acide oxalique.
- Une solution de bleu de bromothymol
- Une solution de phénolphthaléine
- Une solution d'héliantine
- Eau distillée, pissettes
- Solution à pH 5 (mélange d'une solution d'ammoniac et et chlorure d'ammonium, ajuster le pH)