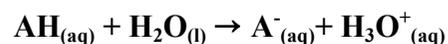


TP : ACIDES FORTS ET FAIBLES

Le pH d'une solution est directement lié à la concentration de cette solution en ions H_3O^+ :
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. On en déduit que : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$



Selon la théorie de BRØNSTED (photo), un acide est une substance capable de perdre un ou plusieurs protons (H^+) et une base une substance capable de capter un ou plusieurs protons. Les acides sont souvent notés AH et les bases A^- . Les ions H_3O^+ présents en solution sont produits par la réaction entre un acide HA et l'eau selon l'équation :



Rappel de la classe de troisième : une solution est acide si les ions H_3O^+ sont majoritaires par rapport aux ions HO^- . Elle est basique si on se trouve dans le cas contraire.

Elle est neutre si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$. Dans ce cas, $\text{pH} = 7$.

Dans cette expérience, nous utilisons des solutions de même concentration: $\text{Ca} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- acide éthanóique, ou acétique (CH_3COOH)
- acide chlorhydrique, préparée par dissolution de chlorure d'hydrogène $\text{HCl}(\text{g})$ dans l'eau.
- Soude ou hydroxyde de sodium (Na^+ ; HO^-)

PREMIERE PARTIE : MESURE DU PH DE DEUX SOLUTIONS ACIDES

✗ Manipulation

Étalonnez tout d'abord le pH-mètre en vous aidant de la notice avec les solutions tampon $\text{pH} = 4$ et $\text{pH} = 7$.

Toujours à l'aide la notice, mesurez le pH des solutions d'acide acétique et chlorhydrique fournies.

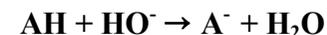
- 1) Notez les valeurs de pH mesuré pour chacune des deux solutions.

✗ Questions

- 2) Écrivez les équations de réaction du chlorure d'hydrogène et de l'acide acétique avec l'eau.
- 3) À l'aide d'un raisonnement simple sur les quantités de matière, déterminez la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que l'on doit obtenir dans les deux solutions.
- 4) À partir de la valeur de pH mesurée et de la formule donnée en introduction, calculez la concentration finale réelle en ions H_3O^+ dans la solution d'acide chlorhydrique (avec deux chiffres significatifs) puis dans celle d'acide acétique.
- 5) En comparant vos résultats des questions 3) et 4), expliquez pourquoi l'acide chlorhydrique est qualifié de « fort » et l'acide éthanóique de « faible ».

DEUXIEME PARTIE : DEUX INDICATEURS COLORES

Les ions hydroxyde de la soude réagissent fortement avec les acides selon la réaction :



- 1) Mesurez le pH (avec le papier) de la solution de soude et vérifiez qu'elle est fortement basique.
- 2) Introduisez à l'aide de l'éprouvette graduée environ 3 mL de solution d'acide éthanóique dans chacun des trois tubes à essai. Ajoutez quelques gouttes de BBT dans le premier, de phénolphtaléine dans le deuxième puis de jus de chou rouge dans le troisième. Ajoutez progressivement la solution de soude dans chacun des tubes à l'aide d'une pipette en plastique tout en agitant légèrement.

	6,0	7,6	
B.B.T	jaune	Zone de virage vert	Bleu
Phénolphtaléine	8,2	10	
	Incolore	Zone de virage Rose très pâle	Rose fuchsia

Le tableau ci-dessus donne les couleurs des deux indicateurs en fonction du pH. Interprétez qualitativement vos observations.

TROISIEME PARTIE : L'EFFET DE LA DILUTION

Préparez à partir de la solution initiale de concentration $\text{Ca} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de solution d'acide éthanóique à $5,0 \times 10^{-4}$ (diluée 10 fois).

- 1) Montrez par le calcul que lorsqu'on dilue 10 fois un acide, son pH augmente d'une unité.
- 2) Vérifiez cette affirmation par l'expérience. Commentez votre expérience et votre résultat.