

## 1 Situation déclenchante

Au laboratoire de Chimie, un préparateur a préparé deux solutions de concentration identique  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  : une d'acide chlorhydrique et une d'acide éthanoïque. Il les a placées dans deux bouteilles identiques. Il a collé sur chacune deux étiquettes indiquant leur contenu. Problème, lorsqu'il a voulu utiliser ces solutions, les étiquettes étaient effacées. Pouvez-vous l'aider à identifier le contenu de chaque bouteille ?

## 2 Documents à disposition

Doc 1 : le pH

Le pH d'une solution est lié à sa concentration en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  par la relation :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Doc 2 : Couples acide-base

Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un proton  $\text{H}^+$  ou ion hydrogène:  $\text{HA} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$

Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un proton  $\text{H}^+$  ou ion hydrogène :  $\text{A}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HA}$

Un couple acide/base, est défini par la demi-équation acido-basique :  $\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$  ou  $\text{BH}^+ \rightleftharpoons \text{B} + \text{H}^+$ .

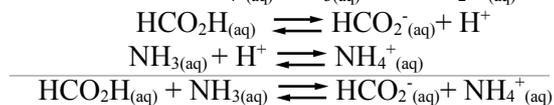
La double flèche  $\rightleftharpoons$  indique que l'échange peut se produire dans les deux sens. Le couple est noté  $\text{HA}/\text{A}^-$  ou  $\text{BH}^+/\text{B}$ .

Exemple : acide méthanoïque/ion méthanoate  $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$   $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+$

Doc 3 : Réaction acido-basique

Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide/base. Elle résulte du transfert d'un proton  $\text{H}^+$  entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

Exemple : réaction entre  $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}/\text{NH}_{3(\text{aq})}$  et  $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$  :



La double flèche  $\rightleftharpoons$  indique que la réaction peut se produire dans les deux sens.

Doc 4 : acide fort – acide faible

Un acide  $\text{HA}$  est **faible** si sa réaction avec l'eau n'est pas totale :  $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

L'acide  $\text{HA}$  n'est pas totalement transformé en ions  $\text{A}^-$ . La réaction est symbolisée par  $\rightleftharpoons$ .

Exemple : l'acide éthanoïque est un acide faible.

Un acide  $\text{HA}$  est **fort** si sa réaction avec l'eau est totale :  $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

L'acide  $\text{HA}$  est totalement transformé en ions  $\text{A}^-$ . La réaction est symbolisée par  $\rightarrow$ .

Exemple : le chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  est un acide fort.

Doc 5 Etalonnage du pH-mètre

**Pour mesurer avec précision le pH d'une solution aqueuse, on utilise un appareil appelé pH-mètre.**

**Avant toute utilisation, il est nécessaire de l'étalonner.**

Il est constitué d'une sonde de mesure reliée à un voltmètre électronique gradué en unité pH. La tension qui apparaît aux bornes de la sonde est une fonction affine du pH ( $U = a + b \times \text{pH}$  ;  $a$  et  $b$  dépendent de la température  $T$  et de la nature des électrodes).

Afin d'étalonner un pH-mètre (fixer  $a$  et  $b$ ), on lui indique la température  $T$  et on mesure le pH de deux solutions dites tampon de pH connu (voir fiche d'aide).

Entre chaque mesure, il est nécessaire de rincer la sonde pH-métrique et de la sécher avec du papier filtre.

### 3.1 Compréhension des documents

- Calculer la concentration en ion oxonium d'une solution de  $\text{pH} = 2$ .
- Que peut-on dire du  $\text{pH}$  d'une solution acide ? Que peut-on dire de sa concentration en ions oxonium ?
- Mêmes questions pour une solution basique.
- Compléter en indiquant l'acide ou la base conjuguée :  
 $\dots / \text{ClO}^-_{(\text{aq})} ; \text{CH}_3\text{NH}_3^+_{(\text{aq})} / \dots ; \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} / \dots ; \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \dots$
- Écrire la réaction acido-basique de l'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  avec l'eau.

### 3.2 Expériences préalables

#### Solution aqueuse d'acide éthanóïque

- Placer un bécher sur un agitateur magnétique et y verser 50 mL d'eau distillée. Mesurer le  $\text{pH}$  de l'eau distillée.  $\text{pH}_{\text{eau}} =$
- Avec précaution et en portant gants et lunettes, ajouter quelques gouttes d'acide éthanóïque concentré. Agiter puis mesurer le  $\text{pH}$  de la solution aqueuse obtenue.  $\text{pH}_1 =$
- Comment a évolué le  $\text{pH}$  ? En vous aidant du document 1, en déduire l'évolution de la concentration en ions oxonium.
- Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'acide éthanóïque et l'eau.
- Ajouter 0,5 g d'éthanoate de sodium  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}_{(\text{s})}$ .
- Agiter puis mesurer le  $\text{pH}$ .  $\text{pH}_2 =$
- Comment a varié la concentration en ions oxonium ?
- Dans quel sens le système chimique a-t-il évolué : sens direct ou sens inverse de l'équation de la réaction ?

### 3.3 Résolution du problème posé

- Proposer une méthode pour résoudre le problème posé
- Réaliser et exploiter les expériences
- Conclure

#### Aide :

##### Méthode 1

- Déterminer la quantité en moles d'acide éthanóïque dans 50 mL de la solution de concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Déterminer la quantité en moles d'ions oxonium obtenue.
- En déduire la quantité d'acide éthanóïque qui a réagi.
- Déterminer la quantité en moles d'acide chlorhydrique dans 50 mL de la solution de concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Déterminer la quantité en moles d'ions oxonium obtenue.
- En déduire la quantité d'acide chlorhydrique qui a réagi.

##### Méthode 2

- Construire un tableau d'avancement.
- On désigne par  $x_f$  l'avancement final obtenu lorsque le système chimique n'évolue plus.
- On désigne par  $x_{\text{max}}$  l'avancement maximal obtenu si la réaction était totale.
- Calculer  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$  dans les deux cas.

Matériel :

- 3 Bêchers de 100 mL
- 1 éprouvette graduée de 50 mL
- agitateur magnétique + barreau aimanté
- pissette d'eau ; propipette
- pH-mètre + solutions tampon (4, 7)+ fiche d'aide

Solutions

- flacon 1 (solution inconnue 1) solution  $S_1$  d'acide éthanóique  $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- flacon 2 (solution inconnue 2) solution  $S_2$  d'acide chlorhydrique  $C_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Acide éthanóique commercial dans burette graduée au fond
- Ethanoate de sodium solide