

OBJECTIF :

- Mesurer le pH de différentes solutions d'acide éthanoïque.
- Étudier l'influence de la concentration initiale et de la nature de l'acide sur le taux d'avancement final.

I. PRÉPARATION DE SOLUTIONS D'ACIDE ÉTHANOÏQUE

Rappel : la concentration molaire **apportée** d'un **soluté A**, notée **C(A)** est le rapport de la **quantité de soluté apportée n(A)**

par le volume **V_s** de la solution :
$$C(A) = \frac{n(A)}{V_s}$$

On dispose d'une **solution S₁ d'acide éthanoïque** (ou acétique) de concentration molaire apportée **C₁ = 5,0.10⁻² mol.L⁻¹**.

1. Écrire l'équation de la réaction entre **l'acide éthanoïque et l'eau**. Identifier les couples acide/base mis en jeu.
 2. Écrire un mode opératoire pour obtenir, à partir de la solution **S₁**, **V₂ = 100,0 mL** d'une solution **S₂** de concentration apportée **C₂ = 5,0.10⁻³ mol.L⁻¹**. Indiquer le matériel à utiliser.
- **Après accord du professeur**, préparer la solution **S₂**.

II. MESURES DE PH

Le pH se détermine à l'aide de **papier-pH** ou d'un **pH-mètre**. Un pH mètre est constitué d'une **sonde** de mesure reliée à un voltmètre électronique gradué en unité de pH. Mais avant toute utilisation de cet appareil, il faut **l'étalonner**, c'est-à-dire, à l'aide de deux solutions dites étalon, de pH connu, on va régler l'appareil.

- Relier la sonde de mesure à la console OrphyLAB.
- Ouvrir le logiciel **PilotOrphy** qui se trouve dans le répertoire "**SOFTWARE SEGUNDARIA**".
- Sélectionner le pH-mètre.
- Étalonner le pH-mètre avec les deux solutions tampon.
- **Entre chaque mesure il faut bien rincer l'électrode avec de l'eau distillé et la secher avec du papier !!!**

ATTENTION !!! LA SONDE EST TRES FRAGILE !!!

- Mesurer le pH des 2 solutions **en commençant par la solution la plus diluée** et compléter le tableau ci-contre :
3. Pourquoi faut-il commencer par la solution la moins concentrée ?
 4. A-t-on $pH = -\log C$? Comparer pH et $-\log C$.

Solutions	S ₂	S ₁
C (mol.L ⁻¹)		
pH		
- log C		

III. ÉTUDE DE LA TRANSFORMATION ENTRE L'ACIDE ÉTHANOÏQUE ET L'EAU

a. CAS DE LA SOLUTION S₁

On considère un volume **V₁** quelconque de la **solution S₁** d'acide éthanoïque de concentration **apportée C₁**.

Équation chimique					
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	0				
État intermédiaire	x				
État final (si transfo. totale)	x _{max}				
État final (si transfo. limitée)	x _f				

5. Compléter **littéralement** le tableau d'avancement de la réaction étudiée.
6. Montrer que dans le cas d'une transformation totale : $C_1 = [H_3O^+]_f$.
7. Montrer alors que $pH_1 = -\log C_1$ dans le cas d'une transformation totale.
8. Que peut-on alors en conclure, d'après la mesure de pH_1 , sur la nature de la transformation entre l'acide éthanóique et l'eau ?

b. TAUX D'AVANCEMENT FINAL τ_1

9. Définir le taux d'avancement final noté ici τ_1 .
10. Exprimer τ_1 en fonction du pH_1 et de C_1 .
11. Calculer la valeur τ_1 et conclure.

c. INFLUENCE DE C SUR τ

12. Compléter le tableau ci-contre. Détailler le calcul de τ_2 .
13. Comment varie le **taux d'avancement final τ** en fonction de la **concentration apportée C** ?

Solutions	S ₂	S ₁
C (mol.L ⁻¹)		
τ (en %)		

d. INFLUENCE DE LA NATURE DE L'ACIDE SUR τ

On dispose de 3 solutions d'acides différents mais de même concentration apportée :

- solution S₂ d'acide éthanóique CH₃COOH de concentration apportée : $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- solution S₃ d'acide méthanoíque HCOOH de concentration apportée : $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- solution S₄ de chlorure d'ammonium (NH₄⁺, Cl⁻) de concentration apportée : $C_4 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

→ Mesurer le pH des solutions S₃ et S₄ et compléter les deux premières lignes du tableau.

Solutions	S ₂	S ₃	S ₄
C (mol.L ⁻¹)			
pH			
τ (en %)			

14. Écrire les équations des réactions entre les acides des solutions S₃ et S₄ et l'eau (pour S₄ l'ion Cl⁻ est spectateur). Préciser les couples acide / base mis en jeu dans chacune des réactions.
15. Déterminer les valeurs des taux d'avancement final τ . Compléter le tableau.
16. À concentration égale, le taux d'avancement final τ dépend-il de la nature de l'acide ?
17. À concentration égale, quel est l'acide dont la réaction l'eau conduit à un équilibre le plus avancé dans le sens direct ? Justifier.