Structure et transformation de la matière	TP9A Act. exp.	Mesure de pH Détermination d'une constante d'acidité	TS

Compétences exigibles : *- Mesurer le pH d'une solution aqueuse*
- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité

1 Mesure du pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque

On dispose d'un volume V = 100 mL d'une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $c_0 = 5{,}0.10^{-2}$ mol.L^{-1} que l'on a obtenu en mélangeant de l'acide éthanoïque pur avec de l'eau.

✍ **1.** Ecrire l'équation chimique de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau en complétant le tableau d'avancement ci-dessous :

(en mol)	avancement	+	=	+	
état initial	x = 0		en excès		
en cours	x				
état final	SI TOTALE : x_{max}				
	REEL : x_f				

✍ **2.** Exprimer la concentration en ion oxonium $[H_3O^+]$ en fonction de l'avancement x et du volume V de la solution.

✍ **3.** Déterminer l'expression de l'avancement maximale x_{max} si la réaction est totale.

✍ **4.** Rappeler l'expression du pH en fonction de la concentration en ion oxonium $[H_3O^+]$. En déduire la valeur théorique du pH attendu (c'est-à-dire dans la solution à l'état final) si la réaction est totale.

☞ Mesurer la valeur du pH de la solution.

Appel n°1	Appeler le professeur pour vérifier vos réponses et votre mesure de pH

✍ **5.** La valeur du pH mesuré est-elle en accord avec la valeur théorique attendue ? En déduire alors la valeur de l'avancement final réel x_f dans l'état final.

✍ **6.** Expliquer pourquoi on parle ici de ***réaction limitée*** et non de réaction totale. Faire la liste des espèces chimiques présentes dans l'état final, donc présentes dans la solution aqueuse d'acide éthanoïque.

2 Détermination de la constante d'acidité du couple CH_3COOH/CH_3COO^-

Document 1 Constante d'acidité Ka

Chaque couple acide/base, *AH/A*$^-$, est caractérisé par une **constante d'acidité** notée ***Ka***. C'est une constante associée à la réaction de l'acide AH de ce couple avec l'eau. Cette constante est propre à chaque couple, elle ne dépend que de la température, elle est sans unité et s'écrit : $Ka = \dfrac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[AH]_f}$.

Les grandeurs (sans unités) entre crochets sont équivalentes aux concentrations molaires exprimées en mol.L^{-1}.
On utilise aussi la grandeur ***pKa*** telle que ***pKa = - log Ka***.

✍ **7.** En utilisant les résultats du tableau d'avancement de la partie 1, déterminer la valeur de la constante d'acidité du couple acide éthanoïque / ion éthanoate.

✍ **8.** En déduire la valeur du pKa de couple.

Appel n°2	Appeler le professeur pour vérifier vos réponses ou en cas de difficulté

3 Analyse des résultats et incertitude de répétabilité

✍ **9.** Comparer votre valeur déterminée expérimentalement à la valeur donnée dans les tables de chimie (à 25°C) : pKa (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,75.

Document 2 Incertitude de répétabilité

L'incertitude **U(x)** appelée dans ce cas **incertitude de répétabilité** est liée à l'écart-type **σ** de la série de mesures, au nombre **n** de mesures indépendantes et au facteur d'élargissement **k** qui dépend du faible nombre de mesures réalisées et du niveau de confiance choisi. L'incertitude de répétabilité U(x) est estimée selon la formule : $U(x) = k \times \frac{\sigma}{\sqrt{n}}$.

La valeur du facteur d'élargissement **k** figure dans un tableau (donné en exemple ci-dessous pour **n** allant de 2 à 16) issu de la loi statistique dite « loi de Student ».

n	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
$k_{95\,\%}$	12,7	4,30	3,18	2,78	2,57	2,45	2,37	2,31	2,26	2,23	2,20	2,18	2,16	2,15	2,13

✍ **10.** Récupérer dans le tableau ci-dessous les valeurs de pKa des autres groupes de TP (en attendant, pour les plus rapides, faire la partie 4.).

groupe n°	1	2	3	4	5	6	7	8
pKa								

✍ **11.** Déterminer la valeur moyenne pKa_m ainsi que l'incertitude de répétabilité *U(pKa)* liée à cette série de mesures. Ecrire le résultat sous la forme $pKa = pKa_m \pm U(pKa)$.

✍ **12.** Comparer de nouveau le résultat précédent à la valeur donnée dans les tables de chimie. Conclure.

Appel n°3	Appeler le professeur pour vérifier vos réponses ou en cas de difficulté

4 Pour les plus rapides : pH de solutions diluées d'acide éthanoïque

☞ Préparer deux solutions diluées d'acide éthanoïque à partir de la solution mère précédente :

- 100,0 mL d'une solution de concentration $c_a = 1{,}0\times10^{-2}$ mol.L^{-1}
- 50,0 mL d'une solution de concentration $c_b = 5{,}0\times10^{-3}$ mol.L^{-1}.

Chacun des deux binômes réalisera intégralement l'une des deux solutions en ayant au préalable réfléchi au protocole opératoire.

☞ Mesurer le pH de ces deux solutions filles et compléter le tableau ci-dessous :

	Solution mère	Solution fille a	Solution fille b
Concentration molaire (mol.L^{-1})	$5{,}0.10^{-2}$	$1{,}0\times10^{-2}$	$5{,}0\times10^{-3}$
pH mesuré			
pKa du couple déduit			

✍ **13.** En déduire, pour les deux solutions filles préparées, et de la même façon que dans la partie 1, la valeur du pKa du couple acide éthanoïque / ion éthanoate. Compléter la dernière ligne du tableau.

✍ **14.** Conclure en associant chacun des débuts de phrase avec une ou plusieurs fin(s) :

Le pH d'une solution dépend	de la concentration molaire apportée en acide de la solution
Le pKa d'un couple	dépend du couple acidobasique considéré