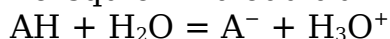


TP 5 - Coefficient de dissociation d'un acide

Lorsqu'on introduit un acide AH dans de l'eau, il y a une réaction d'équation



L'acide AH se dissocie alors pour former des ions H_3O^+ .

DOC1 : coefficient de dissociation d'un acide

▪ Le coefficient de dissociation d'un acide est donné par la formule $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0}$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$: concentration des ions H_3O^+ dans la solution en fin de réaction

C_0 : concentration initiale de l'acide avant sa réaction avec l'eau

▪ On rappelle que la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est liée au pH de la solution par la relation $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

▪ Plus un acide est fort, plus le coefficient de dissociation est élevé

▪ Un acide est dit « acide fort » lorsque sa réaction avec l'eau est considérée comme totale. On a alors :

$$\alpha = 1 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0$$

DOC2 : constante d'acidité d'un couple

▪ On définit la constante d'acidité K_A du couple AH/A^- par la relation $K_A = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$

▪ On définit le $\text{p}K_A$ du couple par la relation : $\text{p}K_A = -\log K_A$

▪ On peut montrer que le coefficient de dissociation de l'acide est relié à la constante d'acidité par la

$$\text{relation : } K_A = C_0 \times \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

- Dans un grand bécher numéroté S_1 , verser environ 100 mL d'une solution S_1 d'acide éthanoïque

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$ de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1. Donner l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau
2. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$
3. Mesurer le pH de la solution
4. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide éthanoïque
5. Calculer la constante d'acidité K_A du couple puis la valeur de son $\text{p}K_A$

Préparation de la solution S_2 :

Préparer une solution S_2 d'acide éthanoïque en réalisant le protocole suivant :

- Verser 50,0 mL de la solution S_1 dans une fiole de 100,0 mL
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Verser la solution dans un bécher numéroté S_2

Préparation de la solution S_3 :

Préparer une solution S_3 d'acide éthanoïque en réalisant le protocole suivant :

- Verser 25,0 mL de la solution S_1 dans une fiole de 100,0 mL
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Verser la solution dans un bécher numéroté S_3

Préparation de la solution S₄ :

Préparer une solution S₄ d'acide éthanoïque en réalisant le protocole suivant :

- Verser 10,0 mL de la solution S₁ dans une fiole de 100,0 mL
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Verser la solution dans un bécher numéroté S₄

Pour chacune des 3 solutions :

6. Déterminer la concentration de la solution

7. Mesurer le pH de la solution

8. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide éthanoïque

9. Calculer la constante d'acidité K_A du couple CH₃CO₂H/CH₃CO₂⁻ puis la valeur de son pK_A

10. Récapituler les résultats en recopiant et en complétant le tableau suivant :

<i>Solutions</i>	S₁	S₂	S₃	S₄
<i>Concentration</i>	1,0.10 ⁻² mol.L ⁻¹			
<i>Coefficient de dissociation de l'acide</i>				
<i>pK_A</i>				

11. Que peut-on conclure ?

12. Le pK_A théorique de l'acide éthanoïque est de 4,75 ; calculer l'écart relatif entre la valeur théorique et la valeur expérimentale