

On donne : à 25°C. $K_e = 10^{-14}$

Exercice

La mesure du pH de chacune de trois solutions aqueuses d'acides, de même concentration molaire $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, donne les valeurs consignées dans le tableau suivant :

Acide	Solution aqueuse	pH
A_1H	(S_1)	2,55
A_2H	(S_2)	1,3
A_3H	(S_3)	3,05

- 1) Montrer que l'un des trois acides est fort tandis que les deux autres sont faibles.
- 2) a- Montrer que la constante d'acidité K_a de tout acide faible AH peut s'écrire sous la forme :
$$K_a = \frac{10^{-\text{pH}} \cdot \tau_f}{1 - \tau_f}$$

b- Montrer, tout en justifiant les approximations utilisées, que pour un acide faible : $\text{p}K_a = 2\text{pH} + \log C$.
- 3) Comparer les $\text{p}K_a$ des deux acides faibles et en déduire celui qui est le plus fort.
- 4) Le dosage d'un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de l'acide le plus faible par une solution aqueuse de soude, de concentration molaire C_B nécessite l'ajout d'un volume $V_{BE} = 5 \text{ mL}$ de solution basique pour atteindre l'équivalence.
 - a- Déterminer la concentration molaire C_B de la solution de soude utilisée.
 - b- La mesure du pH de la solution (S) obtenue lorsqu'on a ajouté un volume $V_B = 2,5 \text{ mL}$ de solution aqueuse de soude, donne la valeur 4,8. Donner en le justifiant, le nom de la solution (S) et rappeler l'énoncé de sa propriété caractéristique.