

Exercice 1.*

Un élève désire montrer expérimentalement que le couple acide méthanoïque, ion méthanoate (HCOOH , HCOO^-) met en jeu un acide faible et une base faible dans l'eau. Il détermine la valeur du pK_a de ce couple. Pour cela il procède de trois façons.

1. Il dispose d'une solution aqueuse (S_1) d'acide méthanoïque de concentration molaire $C_1 = 0.04 \text{ mol L}^{-1}$ et le pH -mètre indique la valeur 2,6.
 - (a) Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système.
 - (b) Calculer les concentrations des entités présentes en solution outre l'eau.
 - (c) Montrer que le taux d'avancement final est donné par l'expression

$$\tau_f = \frac{10^{-pH}}{C_1}.$$

Calculer sa valeur.

- (d) Peut-on dans ces conditions écrire

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_1)?$$

- (e) Déterminer, alors, la valeur du pK_a .
2. L'élève mesure ensuite le pH d'une solution aqueuse de méthanoate de sodium (HCOO^- , Na^+) de concentration molaire $C_2 = 0.04 \text{ mol L}^{-1}$. Il trouve que $pH = 8,2$.
 - (a) Montrer que le taux d'avancement final de cette réaction est donné par l'expression

$$\tau_f = \frac{10^{pH-pK_e}}{C_2}.$$

Calculer sa valeur.

- (b) Dédire la valeur du pK_a .
3. Au cours d'une troisième expérience l'élève étudie l'influence de la dilution sur la valeur du taux d'avancement final de la réaction de dissociation de l'ion méthanoate dans l'eau. Il trouve la courbe suivante.

- (a) Etablir en fonction de C et τ_f l'expression du K_a du couple (HCOOH , HCOO^-).

- (b) Dédire de cette expression et de la courbe $\tau_f^2 = f(\frac{1}{C})$ la valeur du pK_a du couple considéré.

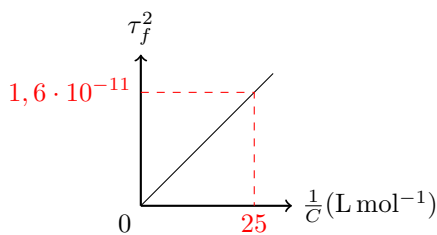


FIGURE 1 – Courbe $\tau_f^2 = f(\frac{1}{C})$.

*. Devoir de synthèse II, lycée 18 janvier 1952 Sfax.

Exercice 2.[†] (*)

On donne, à 25 °C, le produit ionique de l'eau $K_e = 10^{-14}$.

1. Rappeler dans le cadre de la théorie de Bronsted les définitions d'une base et d'un acide.
2. On considère les couples acide-base suivants :

C_1	HCOOH, ...	$pK_{a1} = 3,8$
C_2	..., (CH ₃) ₃ N	$pK_{b2} = 4,1$
C_3	..., CH ₃ NH ₂	$K_{a3} = 1.95 \times 10^{-11}$
C_4	NH ₄ ⁺ , ...	$K_{b4} = 1.6 \times 10^{-5}$

Compléter le tableau et classer les acides de ces couples par ordre de force décroissante.

3. On fait réagir les formes fortes des deux couples (C_1) et (C_3). Calculer la constante d'équilibre de la réaction et conclure.
4. On mélange un volume $V_1 = 10$ mL d'une solution aqueuse (S_1) de l'acide conjugué de la base (CH₃)₃N de concentration molaire $C_1 = 0.15$ mol L⁻¹ et un volume $V_2 = 25$ mL d'une solution aqueuse (S_2) de la base conjuguée de l'acide NH₄⁺ de concentration $C_2 = 0.1$ mol L⁻¹.
 - (a) Dresser le tableau d'avancement du système chimique et calculer la constante d'équilibre de la réaction ainsi que l'avancement final de la réaction.
 - (b) Calculer les concentrations des espèces chimiques autres que l'eau présentes en solution à l'état final et déduire le pH du mélange.

[†]. Devoir de contrôle II, lycée pilote Sfax du 13 février 2015.