

Concours d'accès au Cycle Préparatoire Intégré 2021

Epreuve de Chimie

Transformation chimique

Exercice I :

Un litre d'un monoacide commercial a une densité de 1,2 ; une pureté de 30 % en masse et une masse molaire de 36 g/mol.

Q1 : La concentration C de cet acide est :

- a. $C = 1 \text{ mol/L}$
- b. $C = 10 \text{ mol/L}$
- c. $C = 33,3 \text{ mol/L}$
- d. $C = 43,2 \text{ mol/L}$

Q2 : Le volume à prélever de la solution commerciale précédente pour préparer 100 ml d'une solution à 10^{-1} mol/L est égal à :

- a. $V = 1 \text{ mL}$
- b. $V = 10 \text{ mL}$
- c. $V = 100 \text{ mL}$
- d. $V = 1 \text{ L}$

Exercice II:

On dose une solution d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ de volume $V=15 \text{ mL}$ et de concentration C par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$. La figure 1 présente l'évolution du pH de la solution en fonction du volume V_b de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté.

Q3 : L'équation de la réaction de dosage :

- a. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{NaOH} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{Na}^+$
- b. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- c. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{NaOH} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} + \text{OH}^-$
- d. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$

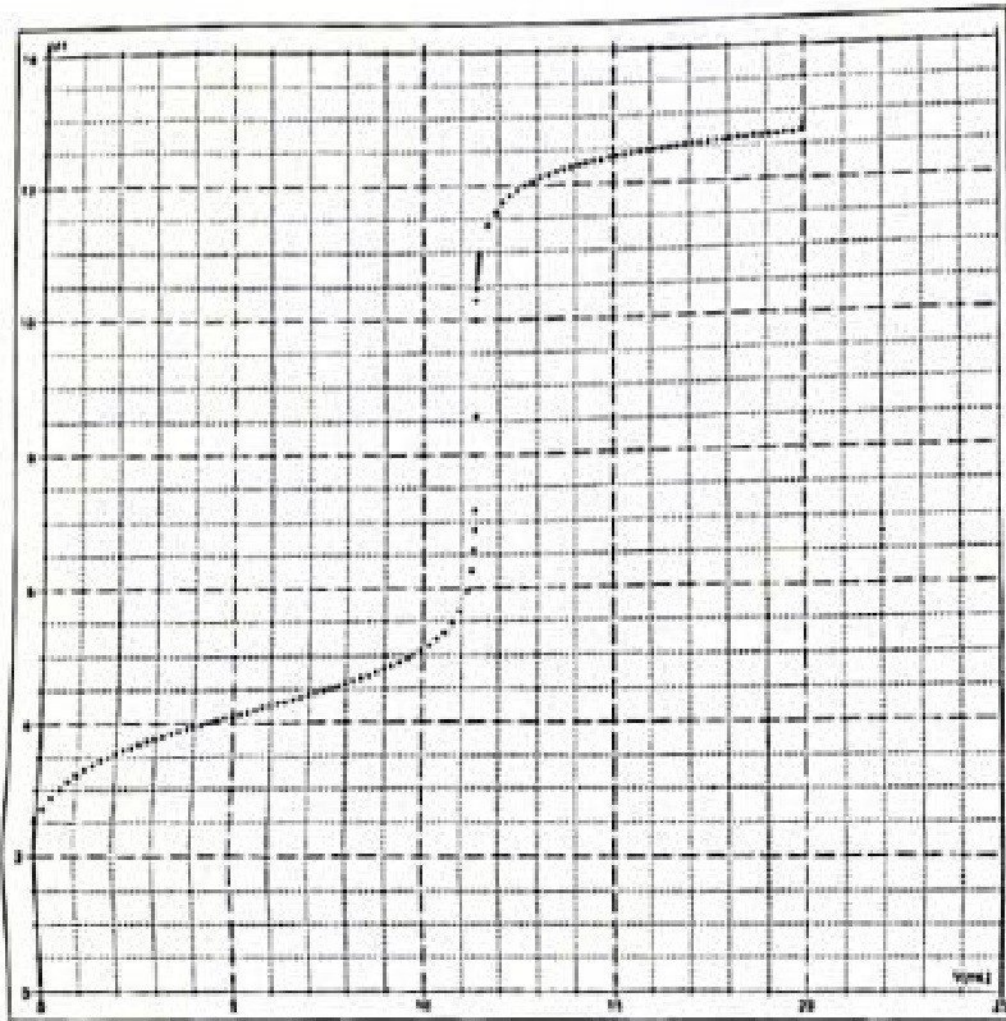


Figure 1 : Variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé

Q4 : La concentration de la solution d'acide benzoïque est égale à :

- a. $C_{(C_6H_5COOH)} = 2.10^{-1} \text{ mol/L}$
- b. $C_{(C_6H_5COOH)} = 2.10^{-2} \text{ mol/L}$
- c. $C_{(C_6H_5COOH)} = 1,5.10^{-1} \text{ mol/L}$
- d. $C_{(C_6H_5COOH)} = 1,5.10^{-2} \text{ mol/L}$

Q5 : Le pH à l'équivalence est égal à :

- a. $pH = 8$
- b. $pH = 4$
- c. $pH = 7$
- d. $pH = 11$

Q6 : Le pka du couple acide benzoïque/benzoate correspond à :

- a. $pka = 3,0$
- b. $pka = 4,5$
- c. $pka = 5,5$
- d. $pka = 8,5$

Q7 : L'indicateur coloré qui convient à ce dosage :

- a. Hélianthisine (3,2- 4,4)
- b. Bleu de Bromothymol (6,0- 7,6)
- c. Rouge de phénol (6,6- 8,4)
- d. Jaune d'alizarine (10,1-12)

Exercice III :

Une solution de 200 mL d'un acide faible AH de concentration égale à 1.10^{-3} mol/L a un pH égal à 4.

Q8 : L'avancement ϵ (en mol) de la réaction est égal à :

- a. $\epsilon = 2.10^{-5}$
- b. $\epsilon = 1.10^{-4}$
- c. $\epsilon = 2.10^{-4}$
- d. $\epsilon = 1.10^{-5}$

Q9 : Le taux d'avancement τ de la réaction correspond à :

- a. $\tau = 10\%$
- b. $\tau = 20\%$
- c. $\tau = 50\%$
- d. $\tau = 100\%$

Q10 : Le quotient Q de la réaction est :

- a. $Q = 1,1.10^{-4}$
- b. $Q = 2,5.10^{-4}$
- c. $Q = 5,5.10^{-5}$
- d. $Q = 1,1. 10^{-5}$

Cinétique

Exercice IV

Les ions peroxodisulfate oxydent les ions iodure I^- selon une transformation totale, modélisée par la réaction suivante :



Afin d'étudier la cinétique chimique de cette transformation, on prépare, à l'instant $t=0$, un mélange réactionnel (S) constitué par un volume $V_1=10$ mL d'une solution d'iodure de potassium KI de concentration molaire $C_1=0.5$ mol/L et un volume $V_2=10$ mL d'une solution de peroxodisulfate de potassium de concentration molaire C_2 .

On désignera par V le volume total du mélange (S). On supposera que $V=V_1+V_2$ et on négligera toute variation de température et de volume au cours de la transformation étudiée.

Par une méthode appropriée, on détermine à différents instants, la concentration molaire $[I_2]$ du diiode formé dans le mélange (S). Les résultats obtenus permettent de tracer la courbe de la figure 2 traduisant l'évolution temporelle de $[I_2]$. (Δ) est la tangente à la courbe $[I_2] = f(t)$ au point d'abscisse $t_1=24$ min.

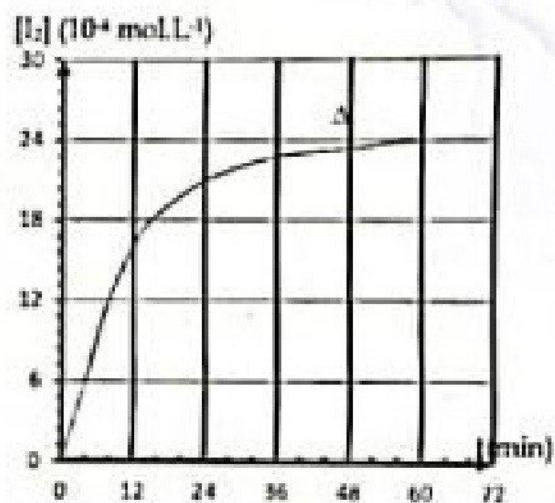


Figure 2 : Variation de la $[I_2]$ en fonction du temps

Q11 : L'avancement final de la réaction étudiée est égal à :

- a. $x_f = 24.10^{-4}$ mol
- b. $x_f = 24.10^{-6}$ mol
- c. $x_f = 48.10^{-4}$ mol
- d. $x_f = 48.10^{-6}$ mol

Q12 : Le réactif limitant de la réaction est :

- a. I_2
- b. I^-
- c. $S_2O_8^{2-}$
- d. SO_4^{2-}

Q13 : La concentration C_2 de la solution peroxodisulfate de potassium :

- a. $C_{(K_2S_2O_8)} = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
- b. $C_{(K_2S_2O_8)} = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
- c. $C_{(K_2S_2O_8)} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- d. $C_{(K_2S_2O_8)} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Q14 : La vitesse de la réaction est donnée par :

- a. $v(t) = -(V_1 + V_2) \frac{d[I_2]}{dt}$
- b. $v(t) = (V_1 + V_2) \frac{d[I_2]}{dt}$
- c. $v(t) = V_1 \frac{d[I_2]}{dt}$
- d. $v(t) = V_2 \frac{d[I_2]}{dt}$

Q15 : La vitesse de la réaction à $t=24 \text{ min}$ est :

- a. $v = 5,33 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$
- b. $v = 53,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$
- c. $v = 5,33 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$
- d. $v = 5,33 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$

Q16 : Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ en secondes est égal à :

- a. $t_{1/2} = 8$
- b. $t_{1/2} = 480$
- c. $t_{1/2} = 24$
- d. $t_{1/2} = 1460$

Oxydo-réduction

Exercice V :

Dans un bécher, on introduit $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de fer II ($FeSO_4$) de concentration $C_1 = 0,050 \text{ mol/L}$ et 8 mL d'acide sulfurique (H_2SO_4), dans lequel H^+ a une concentration de $1,0 \text{ mol/L}$.

ENSC-Université Ibn Tofail - B.P. 242 - Kénitra 14000

Tél : (212) 05 37 339 201- Fax : (212) 05-37-37-40-52

Courriel : ensc@univ-kenitra.ma - etudiant@univ-kenitra.ma

المسوحة ضو

On ajoute $V_2 = 2,0$ mL de solution de permanganate de potassium KMnO_4 ($C_2 = 0,025$ mol/L).

Les ions permanganate, violets, réagissent sur les ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III. Le mélange devient incolore.

Q17 : La réaction globale est :

- a. $5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- b. $5\text{Fe}^{2+} + 5\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow 5\text{Fe}^{3+} + 5\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- c. $1/5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow 1/5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- d. $5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$

Q18 : MnO_4^- réagit avec Fe^{2+} car :

- a. Fe^{2+} est un oxydant
- b. Fe^{2+} est un réducteur
- c. Fe^{2+} est un réducteur plus fort que Mn^{2+}
- d. Fe^{2+} est un réducteur plus faible que Mn^{2+}

Q19 : La quantité de matière (Fe^{2+} et MnO_4^-) présente dans le milieu réactionnel à l'état initial en mol est :

- | | |
|--|---|
| a. $n_i(\text{Fe}^{2+}) = 2,5 \cdot 10^{-3}$ | $n_i(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot 10^{-3}$ |
| b. $n_i(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot 10^{-4}$ | $n_i(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot 10^{-5}$ |
| c. $n_i(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot 10^{-3}$ | $n_i(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot 10^{-4}$ |
| d. $n_i(\text{Fe}^{2+}) = 2,5 \cdot 10^{-2}$ | $n_i(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot 10^{-3}$ |

Q20 : La quantité de matière (Fe^{2+} et MnO_4^-) présente dans le milieu réactionnel à l'état final en mol est :

- | | |
|--|---|
| a. $n_f(\text{Fe}^{2+}) = 4,5 \cdot 10^{-4}$ | $n_f(\text{MnO}_4^-) = 0$ |
| b. $n_f(\text{Fe}^{2+}) = 2,5 \cdot 10^{-4}$ | $n_f(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot 10^{-6}$ |
| c. $n_f(\text{Fe}^{2+}) = 0$ | $n_f(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot 10^{-6}$ |
| d. $n_f(\text{Fe}^{2+}) = 2,5 \cdot 10^{-4}$ | $n_f(\text{MnO}_4^-) = 0$ |