

**CORRECTION**

**EXERCICE 1**

1.1. Le théorème de l'énergie cinétique donne  $\Delta E_C = W(\vec{P})_{P_1 P_2} = q(V_{P_1} - V_{P_2}) > 0$

Comme  $q = +2e > 0 \Rightarrow V_{P_1} - V_{P_2} > 0 \Rightarrow V_{P_1} > V_{P_2}$  : le potentiel de la plaque  $P_1$  est supérieur au potentiel de la plaque  $P_2$ .

1.2. Le théorème de l'énergie cinétique appliquée à la particule entre les plaques  $P_1$  et  $P_2$  donne :

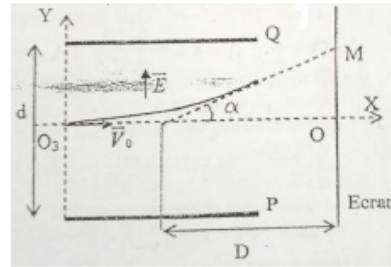
$$\Delta E_C = W(\vec{P})_{P_1 P_2} = q(V_{P_1} - V_{P_2}) = \frac{1}{2} m V_0^2 \Rightarrow V_0 = \sqrt{\frac{2qU_0}{m}}$$

1.3. AN :  $V_0 = \sqrt{\frac{2 \times 2 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \times 4 \cdot 10^3}{24 \times 1,67 \cdot 10^{-27}}} = 2,53 \cdot 10^5 \text{ m/s}$

2.1.  $U_{PQ} = U$

Caractéristiques de  $\vec{F}$  :

- direction : verticale
- sens : celui de  $\vec{E}$
- norme :  $F = qE = q \frac{U}{d}$



2.2. Le théorème du centre d'inertie appliqué à la particule dans le champ électrique donne :

$$\vec{F} = m\vec{a} \Rightarrow q\vec{E} = m\vec{a} \Rightarrow qE = ma \Rightarrow a = \frac{q}{m} E$$

$$\vec{a} \begin{cases} a_x = 0 \\ a_y = \frac{q}{m} E \end{cases} \quad \vec{V} \begin{cases} V_x = V_0 \\ V_y = \frac{qE}{m} t \end{cases} \quad \overrightarrow{OM} \begin{cases} x = V_0 \cdot t \quad (1) \\ y = \frac{qE}{2m} t^2 \quad (2) \end{cases}$$

En combinant les équations (1) et (2), on obtient l'équation de la trajectoire :

$y = \frac{qE}{2mV_0^2} x^2 = \frac{qU}{2mdV_0^2} x^2$  : la trajectoire est un arc de parabole dont la concavité est dirigée suivant les  $y$  croissants.

2.5.1. On a d'une part  $\tan \alpha = \frac{z}{D}$  (3) et d'autre part  $\tan \alpha = \left( \frac{dy}{dx} \right)_{x=l} = \frac{qUl}{mdV_0^2}$  (4)

Les équations (3) et (4) donnent :

$$\frac{z}{D} = \frac{qUl}{mdV_0^2} \Rightarrow z = \frac{DqlU}{mdV_0^2}$$

En remplaçant dans cette expression  $V_0^2 = \frac{2qU_0}{m}$ , on obtient après simplification  $z = \frac{DU}{2dU_0}$  : la distance OM ne dépendra pas des caractéristiques des ions positifs utilisés, car elle est indépendante de  $m$  et  $q$ .

2.5.2.  $u = U_{max} \cdot \sin(\omega t) = U_m \cdot \sin(\omega t)$

Sachant que  $-U_m \leq u \leq U_m$  et que  $z = \frac{Dqlu}{mdV_0^2} \Rightarrow u = \frac{mdV_0^2 z}{Dql}$

$$-U_m \leq \frac{mdV_0^2 z}{Dql} \leq U_m \Rightarrow -\frac{DqlU_m}{mdV_0^2} \leq z \leq \frac{DqlU_m}{mdV_0^2}$$

En faisant les applications numériques, on trouve  $-2,87 \text{ cm} \leq z \leq 2,87 \text{ cm}$  : la longueur du segment vertical est donc 5,75 cm.

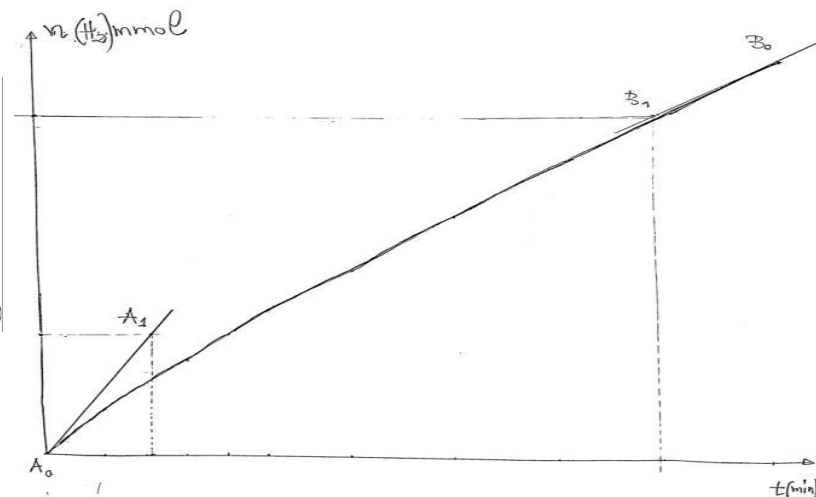
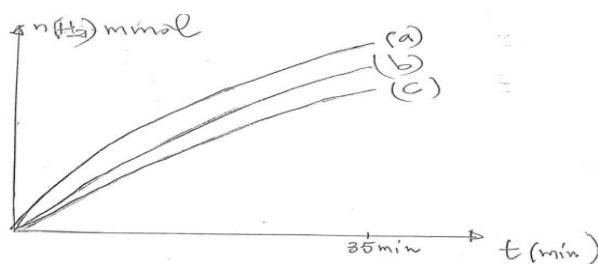
**EXERCICE 2**

- Un acide au sens de Bronsted est une substance chimique capable de libérer un proton  $H^+$ .  
La base conjuguée de l'acide méthanoïque est l'ion méthanoate de formule  $HCOO^-$ .
  - Le coefficient d'ionisation de l'acide méthanoïque est le nombre de moles d'acides ionisé sur son nombre de moles initial :  $\alpha = \frac{n(HCOOH)_{ionisé}}{n(HCOOH)_{initial}}$
  - Calcul de  $\alpha$  :  $\alpha = \frac{n(HCOOH)_{ionisé}}{n(HCOOH)_{initial}} = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$  ; or  $[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-pH}}{C_a} = 0,28$
  - L'acide méthanoïque peut être qualifié d'acide faible car son coefficient d'ionisation est inférieur à 1 ( $\alpha < 1$ ).
- Equation-bilan de la réaction entre les solutions A et B :
 
$$HCOOH + OH^- \rightarrow HCOO^- + H_2O$$
  - Nature du mélange obtenu : c'est une solution tampon car il s'agit d'un mélange équimolaire d'un acide faible avec sa base conjuguée.  
Propriété caractéristique : son pH varie très peu lors d'addition modérée d'eau, de base ou d'acide.
  - Valeur du pKa : Le pKa ( $HCOOH/HCOO^-$ ) = 3,8 car à la demi-équivalence pH = pKa.
- calcul de  $V_1$  et  $V_2$  :  
Il s'agit d'un mélange équimolaire de l'acide et de sa base conjuguée :  
 $n(HCOOH) = n(HCOO^-)$   
 $\Rightarrow C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$  et  $V_1 + V_2 = V$ 

$$\begin{cases} 2 \cdot 10^{-3} V_1 = 3 \cdot 10^{-3} V_2 \\ V_1 + V_2 = 100 \end{cases} \quad V_1 = 60 \text{ mL et } V_2 = 40 \text{ mL}$$

### EXERCICE 3

- Tracer la courbe  $n(H_2) = f(t)$



- La vitesse de formation :

A  $t = 0$  min

$A_0(0; 0)$   $A_1(5,2 \text{ min}; 1,02 \text{ mmol})$

$$V_{t=0} = \frac{y_{A_1} - y_{A_0}}{t_1 - t_0} = \frac{1,02 - 0}{5,2 - 0} = 0,196 \text{ mmol/L}$$

A  $t = 35$  min

$B_0(35 \text{ min}; 3,25 \text{ mmol})$   $B_1(29,8 \text{ min}; 2,83 \text{ mmol})$

$$V_{t=35} = \frac{y_{B_0} - y_{B_1}}{t_0 - t_1} = \frac{3,25 - 2,83}{35 - 29,8} = 0,08 \text{ mmol/L}$$

La vitesse de formation diminue au cours du temps. Car les nombres de mole des réactifs diminuent au cours du temps.

- $V_{t=35} \neq 0$  donc la réaction n'est pas terminée à  $t = 35$  min.

- Le réactif limitant :

Le nombre de mole initiale de zinc :

$$n(Zn) = \frac{m}{M} = \frac{500 \cdot 10^{-3}}{65,4} = 7,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 7,64 \text{ mmol}$$

Le nombre de mol de  $H_3O^+$  initial :

$$n(H_3O^+) = C \cdot V = 0,4 \times 75 \cdot 10^{-3} = 0,03 \text{ mol} = 30 \text{ mmol}$$

$$\frac{n(Zn)}{1} = 7,64 \text{ mmol} \quad \text{et} \quad \frac{n(H_3O^+)}{2} = \frac{30}{2} = 15 \text{ mmol}$$

$$\frac{n(Zn)}{1} < \frac{n(H_3O^+)}{2} \Rightarrow Zn \text{ est le réactif limitant.}$$

La moitié du nombre de mol de Zn :

$$\frac{n(Zn)}{2} = \frac{7,64}{2} = 3,82 \text{ mmol}$$

## EXERCICE 4

1. Montrons que :

$$[HNO_2] = C_0 - 3[NO_3^-]$$

$$n(HNO_2)_{rest} = n(HNO_2)_i - n(HNO_2)_{réa} \quad \text{or} \quad n(HNO_2)_{réa} = 3 \times n(NO_3^-)$$

$$n(HNO_2)_{rest} = n(HNO_2)_i - 3 \times n(NO_3^-) \quad \text{puis on divise par } V.$$

$$[HNO_2] = C_0 - 3[NO_3^-]$$

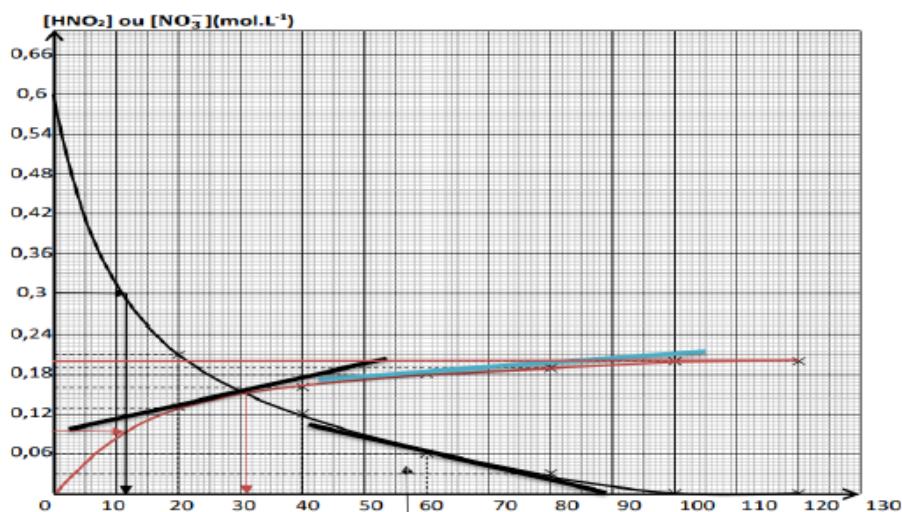
2. Déterminons  $C_0$

$$C_0 = 3 \times [NO_3^-]_{\infty} = 3 \times 0,20 = 0,60 \text{ mol.L}^{-1}.$$

Complétons le tableau :

t (h)	0	20	40	60	80	100	120
$[NO_3^-]$ (mol.L <sup>-1</sup> )	0	0,13	0,16	0,18	0,19	0,20	0,20
$[HNO_2]$ (mol.L <sup>-1</sup> )	0,6	0,21	0,12	0,06	0,03	0	0

Tracé des courbes :



3. Définition de la vitesse instantanée de formation de  $HNO_2$  : c'est l'opposé de la dérivée de la concentration de  $HNO_2$  par rapport au temps à la date t considérée  $\left( V = -\frac{d[HNO_2]}{dt} \right)$ .

On détermine graphiquement la vitesse de disparition à  $t_1 = 60$  h.

On trouve  $V_1 = 2.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1} \text{ h}^{-1}$

A la date  $t_2 = 100$  h,  $V_2 = 0$ .

La vitesse de disparition diminue au cours du temps. Le facteur cinétique responsable est la diminution de la concentration des réactifs.

4. Date à laquelle les deux courbes se croisent. Composition en acide nitreux et ion nitrate

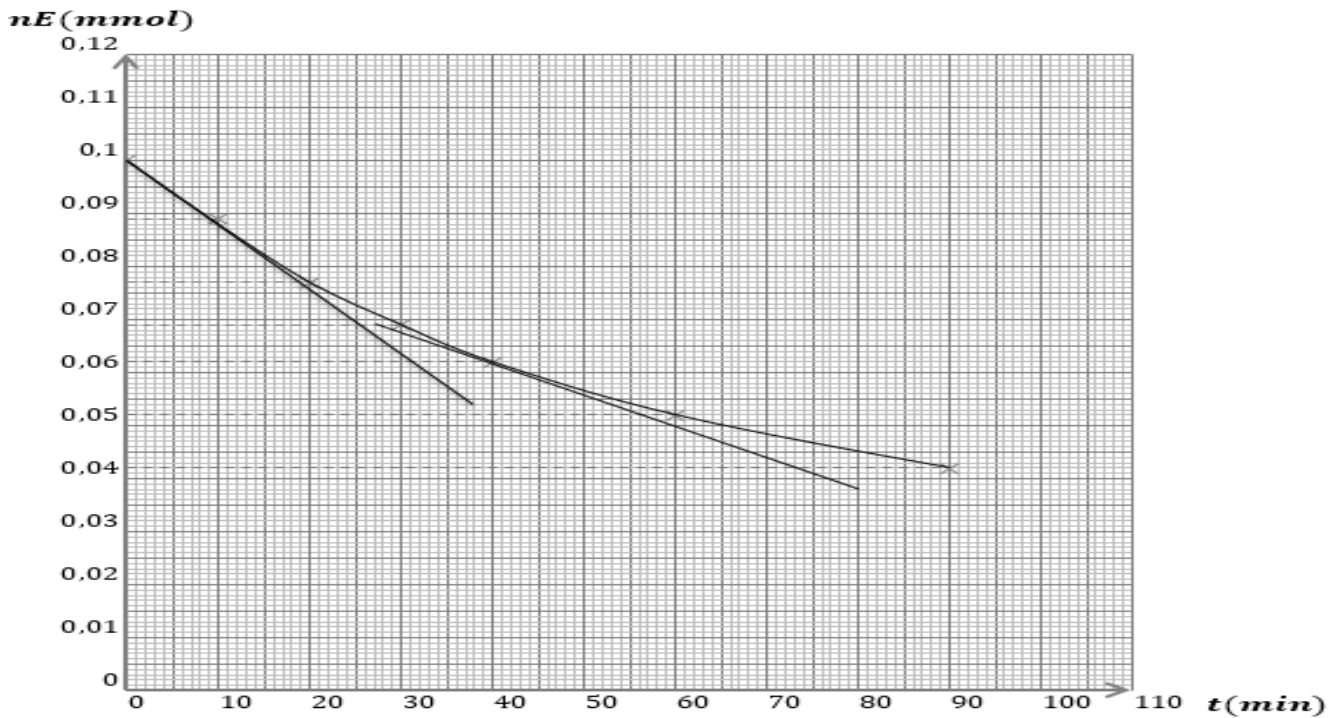
- Date à laquelle les deux courbes se croisent. Graphiquement on trouve  $t = 31$  h.

- Composition en acide nitreux et ion nitrate.  $[HNO_2] = [NO_3^-] = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$ .

5. Temps de demi-réaction.  $[HNO_2]_{1/2} = 0,3 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow t_{1/2} = 11$  h

Ou bien  $[NO_3^-]_{1/2} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow t_{1/2} = 11$  h.

## EXERCICE 5



1.1. Pour stopper (bloquer, ralentir) la réaction d'hydrolyse.

1.2. Equation bilan :  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH} + \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$

1.3.  $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = 0,5 \text{ mol}$  ;  $\frac{n(\text{H}_2\text{O})}{1} > \frac{n(\text{E})}{1}$  : l'eau est en excès.

1.4. Equation-bilan :  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH} + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow (\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO}^- + \text{Na}^+) + \text{H}_2\text{O}$

Montrons que la relation  $n_F = n_0 - C_b \cdot V_b$

$n_a(\text{restant}) = n_b = C_b V_b$  ;  $n_E = n_0 - n_a = n_0 - C_b \cdot V_b$

t (min)	0	10	20	30	40	60	90
$n_E$ (mmol)	0,100	0,089	0,077	0,069	0,062	0,052	0,042

1.5. Définition :

La vitesse instantanée de disparition de l'ester est l'opposée de la dérivée par rapport au temps du nombre de mole d'ester à la date considérée.

Valeurs de V ; graphiquement :

$V_1 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mmol} \cdot \text{min}^{-1}$  ;  $V_2 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mmol}^{-1}$

La vitesse diminue au cours du temps avec la concentration des réactifs.

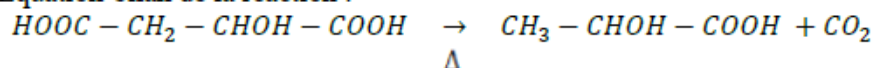
1.6. Le rendement de la réaction :

$$R = \frac{n_a}{n_0} = \frac{C_b \cdot V_b}{n_0} \quad \text{AN : } R = 80\%$$

Le rendement est élevé (sup à 33%) car l'eau est en excès.

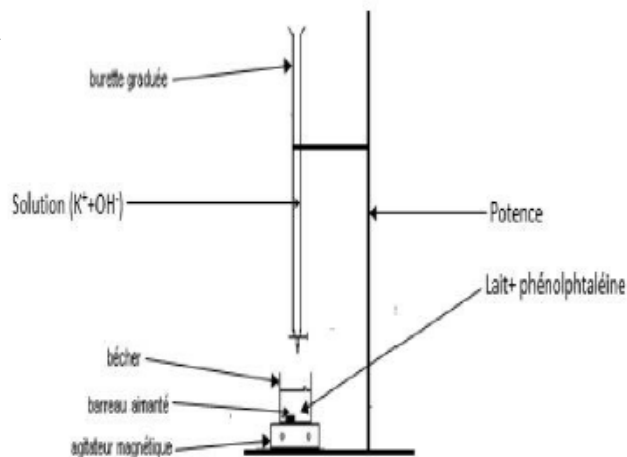
## EXERCICE 6

1. Equation-bilan de la réaction :

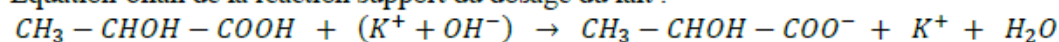


2.

a) Schéma annoté du dispositif de dosage :



b) Equation-bilan de la réaction support du dosage du lait :



Déterminons la constante de réaction :

Si on note l'acide lactique AH et A<sup>-</sup> sa base conjuguée on a :

$$K = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}][\text{OH}^-]} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_2\text{O}^+]}{[\text{AH}][\text{OH}^-][\text{H}_2\text{O}^+]} = \frac{K_a(\text{AH}/\text{A}^-)}{K_a(\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-)} = \frac{10^{-3,9}}{10^{-14}} = 10^{10,1} = 1,26 \cdot 10^{10}$$

$K = 1,26 \cdot 10^{10} > 10^3$  donc la réaction est totale.

c) Définition de l'équivalence acido-basique : il y a équivalence acido-basique lorsque les réactifs (acide et base) sont mélangés dans des proportions stœchiométriques.

Calcul de la concentration massique :

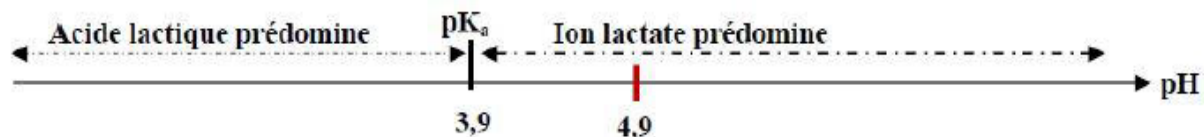
$$\text{A l'équivalence on a : } \frac{n_A}{1} = \frac{n_{\text{OH}^-}}{1} \Rightarrow C_A V_A = C_b V_{bE} \text{ or } C_A = \frac{C_m}{M_A} \Rightarrow \frac{C_m}{M_A} V_A = C_b V_{bE}$$

$$\Rightarrow C_m = \frac{C_b V_{bE} M_A}{V_A} \quad \text{AN: } C_m = \frac{0,1 \times 8,4 \times 90}{20} = 3,8$$

$C_m = 3,8 \text{ g.L}^{-1} > 1,8 \text{ g.L}^{-1}$  ; donc le lait dosé n'est pas frais.

d) Afin d'avoir un lait frais, il faut « stopper » la transformation du lactose en acide lactique par abaissement notable de la température : on peut conserver le lait au réfrigérateur.

e) Diagramme de prédominance :



Le pH du lait étudié étant supérieur au pKa du couple, la forme basique (ion lactate) prédomine.

**FIN DE LA CORRECTION**