

# Compte-rendu de : TP 4 de chimie en solution

Modèle de la chimie expérimentale

Filière : SMC - S3

## Dosage pH-métrique d'un acide faible ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) par une base forte ( $\text{NaOH}$ )

Nom et prénom : AMRAOUI Mohamed et AIT SOUS Houssam

Date : le 16/12/2021

Section ! Groupe : 1

N° de la paillasse : 5



### Titre : dosage pH-métrique d'un acide faible par une base forte

#### Objectif :

Détermination du titre (la normalité, la molarité et la concentration massique) d'un acide faible par dosage pH-métrique,

**Principe :**

- ✓ Le titrage pH-métrique est une méthode qui consiste à suivre l'évolution du pH d'une solution lorsqu'on y ajoute, petit à petit, un réactif titrant,
- ✓ Le titrage pH-métrique réservé à suivre des réactions acido-basique,
- ✓ Lorsqu'une réaction se produit entre un acide et une base, le pH du mélange sera modifié,
- ✓ Lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, l'équivalence est atteinte,
- ✓ **À l'équivalence le pH varie brusquement,**
- ✓ La mesure du pH permet alors de déterminer le volume de la solution titrant à l'équivalence, noté  $V_E$ ,

**Mode opératoire avec les schémas annotés :**

Après avoir rincé tous les verreries avec l'eau distillée, les étapes à suivre sont :

<p>1- À l'aide d'une pipette, mesurer 10mL de la solution d'acide acétique (<math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>),</p>	<p>2- A l'aide d'une éprouvette graduée, mesurer 50mL de l'eau distillée,</p>
<p>3- Dans un bécher de 200mL, verser 10mL de la solution aqueuse d'acide acétique (<math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>) mesuré,</p> <p>❖ Puis ajouter 50mL de l'eau distillée mesurée aussi,</p>	<p>4- Remplir la burette avec la solution de soude NaOH),</p>
<p>5- Mesurer le pH de la solution d'acide acétique (<math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>) à <math>V_b=0\text{mL}</math> : pH=</p>	<p>6- ajouter la solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) 0,5mL par 0,5mL jusqu'à <math>V_b=16\text{mL}</math>,</p>

**1- Les équations des réactions mise en jeu sont les suivantes :**

- ✓ La réaction de dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est  $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HO}^-$ ,
- ✓ La réaction acido-basique qui se produit lorsqu'on verse la solution de soude dans la solution d'acide acétique est modélisée par l'équation chimique suivante :  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$ ,

**2- Tableau des résultats est le suivant :**

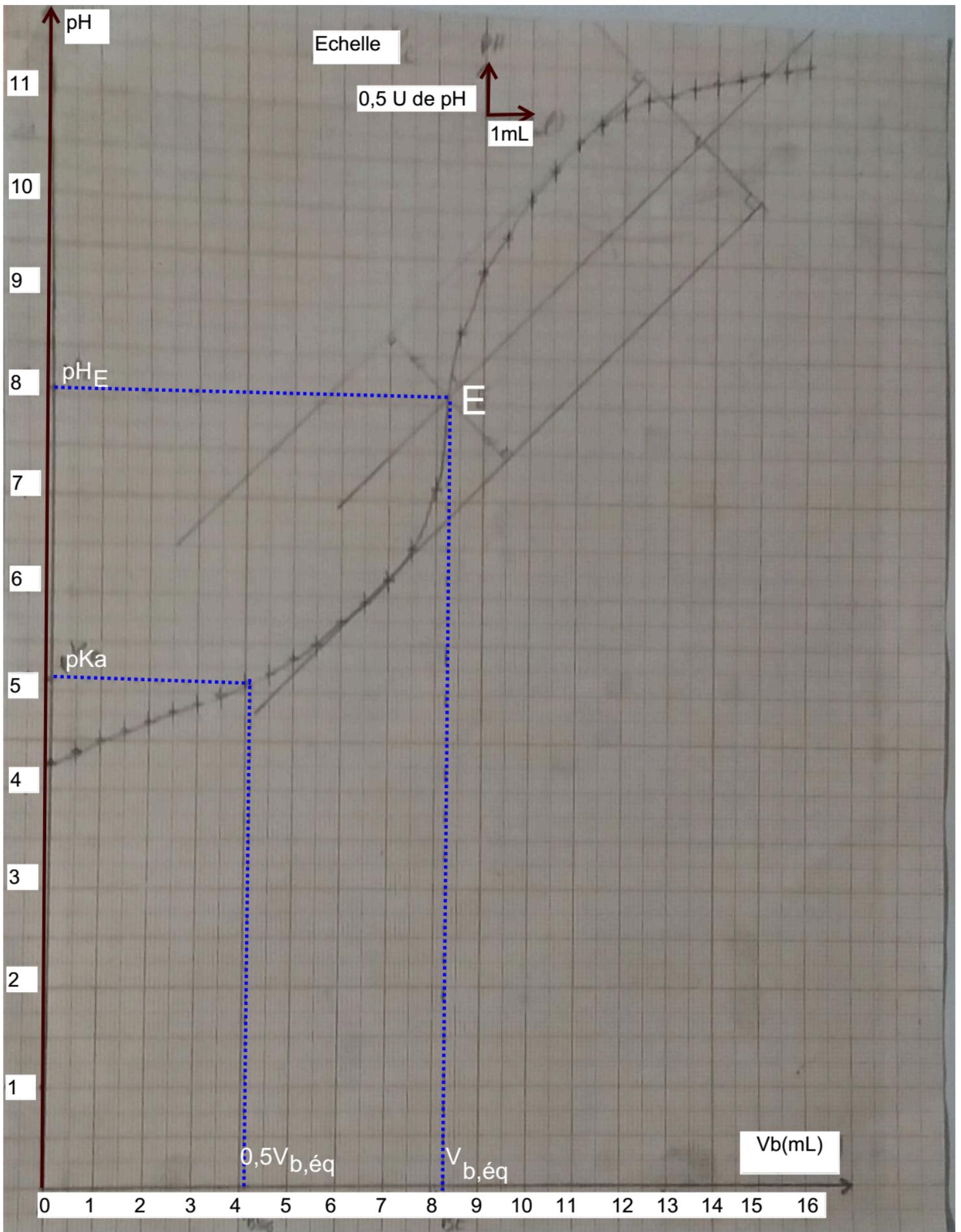
Vb(mL)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5	5,5	6	6,5	7	7,5	8
--------	---	-----	---	-----	---	-----	---	-----	---	-----	---	-----	---	-----	---	-----	---

pH	4,31	4,41	4,52	4,60	4,69	4,78	4,88	4,97	5,06	5,21	5,36	5,51	5,73	5,94	6,21	6,49	7,15
----	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------

La suite du tableau

8,5	9	9,5	10	10,5	11	11,5	12	12,5	13	13,5	14	14,5	15	15,5	16
8,77	9,41	9,74	10,13	10,46	10,75	10,96	11,09	11,18	11,26	11,33	11,40	11,46	11,51	11,55	11,60

**3- La courbe  $\text{pH}=\text{f}(\text{V}_b)$  est la suivante :**



A partir de la courbe on trouve les valeurs suivantes :

$V_{b, \text{équivalente}} = 8,25 \text{ mL}$ donc	$\text{pH}_{\text{équivalente}} = 8,15$ donc	$\text{pKa} = 5,1$ donc
--	--	-------------------------

$(V_{bE} \pm \Delta V_{bE}) = (8,3 \pm 0,1) \text{ mL}$	$(\text{pH}_E \pm \Delta \text{pH}) = (8,2 \pm 0,1)$	$\text{pKa} \pm \Delta \text{pKa} = (5,1 \pm 0,1)$
---	--	--

#### 4- Calculons le titre (en normalité, molarité et concentration massique) de la solution d'acide acétique :

□ **Pour la normalité N:** On sait que  $N_{\text{acé}} \cdot V_{\text{acé}} = N_b \cdot V_{b\text{éq}}$  : donc  $N_{\text{acé}} = \frac{N_b \cdot V_{b\text{éq}}}{V_{\text{acé}}}$

Comme on a  $N_b = 0,1 \text{ N}$  ,  $V_{b\text{éq}} = 8,25 \text{ mL}$  et  $V_{\text{acé}} = 10 \text{ mL}$

Application numérique :  $N_{\text{acé}} = \frac{0,1 \times 8,25}{10} = 0,0825 \text{ N}$

□ **Pour la molarité M:** on a l'acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) est monoacide ,

Donc le nombre d'équivalente est  $p=1$ , et on sait que  $P \times M_{\text{acé}} = N_{\text{acé}}$ , alors  $M_{\text{acé}} = \frac{N_{\text{acé}}}{P}$ ,

avec  $N_{\text{acé}} = 0,0825 \text{ N}$ , Application numérique :  $M_{\text{acé}} = \frac{N_{\text{acé}}}{1} = 0,0825 \text{ M}$

□ **Pour la concentration massique  $C_m$  :**

On sait que  $C_m = M_{\text{acé}} \cdot \mathcal{M}$  avec  $\mathcal{M}$  c'est la masse molaire d'où  $\mathcal{M}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g/mol}$  et  $M_{\text{acé}} = 0,0825 \text{ M}$

Application numérique :  $C_m = 60 \times 0,0825 \text{ M} = 4,95 \text{ g/L}$

#### 5- Calculons les incertitudes sur la détermination du titre de la solution d'acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) :

□ **Calculons  $\Delta N_{\text{acé}}$  :** puisque  $N_{\text{acé}} = \frac{N_b \cdot V_{b\text{éq}}}{V_{\text{acé}}}$  donc  $\text{Ln}(N_{\text{acé}}) = \text{Ln}(N_b) + \text{Ln}(V_{b\text{éq}}) - \text{Ln}(V_{\text{acé}})$

Alors  $\frac{dN_{\text{acé}}}{N_{\text{acé}}} = \frac{dN_b}{N_b} + \frac{dV_{b\text{éq}}}{V_{b\text{éq}}} - \frac{dV_{\text{acé}}}{V_{\text{acé}}}$  d'où  $\frac{\Delta N_{\text{acé}}}{N_{\text{acé}}} = \frac{\Delta N_b}{N_b} + \frac{\Delta V_{b\text{éq}}}{V_{b\text{éq}}} + \frac{\Delta V_{\text{acé}}}{V_{\text{acé}}}$

alors  $\Delta N_{\text{acé}} = \left[ \frac{\Delta N_b}{N_b} + \frac{\Delta V_{b\text{éq}}}{V_{b\text{éq}}} + \frac{\Delta V_{\text{acé}}}{V_{\text{acé}}} \right] \cdot N_{\text{acé}}$  donc  $\Delta N_{\text{acé}} = \left[ \frac{\Delta N_{\text{NaOH}}}{N_{\text{NaOH}}} + \frac{\Delta V_{\text{Burette}}}{V_{\text{NaOH.éq}}} + \frac{\Delta V_{\text{pipette}}}{V_{\text{acé}}} \right] \cdot N_{\text{acé}}$

Application numérique :  $\Delta N_{\text{acé}} = \left[ \frac{0,001}{0,1} + \frac{0,1}{8,25} + \frac{0,01}{10} \right] \times 0,0825 = 0,0019075$  donc  $\Delta N_{\text{acé}} = 0,002 \text{ N}$

Enfinement  $(N_{\text{acé}} + \Delta N_{\text{acé}}) = (0,083 \pm 0,002) \text{ N}$

□ **Calculons  $\Delta M_{\text{acé}}$  :** Puisque le nombre d'équivalente est  $p=1$ , et on sait que  $N=P.M$ , alors  $M=N$

D'où  $\Delta M_{\text{acé}} = \Delta N_{\text{acé}} = 0,002 \text{ M}$ , finalement  $(M_{\text{acé}} + \Delta M_{\text{acé}}) = (0,083 \pm 0,002) \text{ M}$

□ **Calculons  $\Delta C_m$  :** on a  $C_m = M \cdot \mathcal{M}$  donc  $\text{Ln}(C_m) = \text{Ln}(M) + \text{Ln}(\mathcal{M})$

Alors  $\frac{dC_m}{C_m} = \frac{dM}{M} + 0$  donc  $\Delta C_m = \frac{\Delta M}{M} \cdot C_m$  application  $\Delta C_m = \frac{0,002}{0,083} \times 4,95 = 0,1192771084 \text{ g/L}$

Donc  $\Delta C_m = 0,2 \text{ g/L}$  finalement  $(C_m + \Delta C_m) = (4,96 \pm 0,2) \text{ g/L}$

En fin le titre de la solution de l'acide acétique est bien présenté dans le tableau suivant :

La normalité	❖ $(N_{\text{acé}} + \Delta N_{\text{acé}}) = (0,083 \pm 0,002) \text{ N}$
La molarité	❖ $(M_{\text{acé}} + \Delta M_{\text{acé}}) = (0,083 \pm 0,002) \text{ M}$
La concentration massique	❖ $(C_m + \Delta C_m) = (4,96 \pm 0,2) \text{ g/L}$

#### 7- La manipulation sans indicateur coloré :

La courbe de titrage permet d'obtenir la valeur du pH à l'équivalence, alors on peut faire cette manipulation en basant seulement sur la mesure de pH, sans utilisé de l'indicateur coloré.

Ce dernier permet de choisir un indicateur coloré de fin de titrage, afin de réaliser un titrage colorimétrique du réactif titré,

#### 8- L'indicateur coloré qui peut utiliser pour cette manipulation est :

Parmi les indicateurs proposés, on peut utiliser \_\_\_\_\_ pour cette manipulation, parce que sa zone de virage contient la valeur du pH à l'équivalence,

□ **Observation et interprétation des résultats**

On remarque que la courbe est constituée de trois parties, et le **pH** augmente lors de l'addition du titrant :

✓ Première de la courbe : la valeur de pH est faible,

Elle augmente d'abord lentement car l'acide est en excès par rapport à la base, et la base est le réactif limitant.

✓ Deuxième partie de la courbe : le **pH** augmente d'autant plus que l'excès d'acide se réduit.

On observe un saut de **pH**. Ce saut de **pH** provient du changement de réactif limitant.

On est aux alentours du point d'équivalence, noté **E**. En ce point, on change de réactif limitant.

On passe d'un excès d'acide à un excès de base.

✓ Troisième partie de la courbe : Le **pH** augmente à nouveau lentement puis se stabilise,

Dans cette zone, l'acide est le réactif limitant et la base est le réactif en excès.

Cet excès impose un **pH** dont la valeur est élevée.

□ **Conclusion :**

Une solution d'acide faible peut donc être titrée par une solution d'une base forte, par le titrage pH-métrique,