

**“LE PLUS CORROSIFS DE TOUS LES
ACIDES EST LE SILENCE”**

TITRAGE ACIDE BASE

Date : 09 novembre 2018

Introduction :

Selon la théorie d'Arrhenius, un acide est une espèce chimique qui cède un ou plusieurs proton H^+ tandis qu'une base est capable de libérer un ion OH^- une fois dans une solution aqueuse. Le titrage est une procédure conduite dans un laboratoire pour déterminer la concentration d'une solution inconnue à l'aide d'une autre qu'on connaît la concentration. Le titrage nécessite généralement des réactions de neutralisation, qui sont des réactions chimique ou une quantité de base réagit avec une quantité d'un acide pour produire un sel et de l'eau. Le point de neutralisation durant un titrage est également appelé le point d'équivalence qui indique le point ou l'acide et la base ont été complètement consommées. Pour savoir distinguer ce moment, on utilise un indicateur de pH qui change de couleur une fois qu'on atteint ce point. Pour ce laboratoire on va déterminer la concentration d'une solution de NaOH diluée, puis utiliser cette solution pour déterminer la concentration d'une autre solution d'acide inconnue.

Procédure :

Décrite dans le manuel de laboratoire (Titrage acide base, Dr. Rashmi Venkateswaran, 2018, Expérience 4, page 77)

Observations et Résultats :

Données brutes :

Figure 1: données brutes :

The image shows a page from a handwritten lab notebook. At the top, it is dated 'Jeudi novembre 2018' and signed 'escripnam Banakinas'. The page contains three rows of data for titration experiments. The first row is for an 'Acide standard' with 10 trials. The second row is for a '2ème essai' (2nd trial) and the third for a '3ème essai' (3rd trial). The data includes volumes of distilled water, NaOH solution, acid standard, and base added at the endpoint.

Essai	Volume d'eau distillée	Volume de NaOH	Volume de la solution dans le gubane	Volume de l'acide standard	Volume d'acide transféré	Volume d'acide dans le bécher	Volume d'eau rajouté dans le bécher d'acide	Volume d'eau et d'acide dans le bécher	Volume de la base ajoutée au point de virage	Volume d'acide dans le bécher
10 ^{ème} essai	250 ml	5 ml à 6 mol/L	2,4 ml - 24 gouttes	25 ml à 0,100 M	2,4 ml	10,00 ml	80 ml	90 ml	10,26 ml	10,00 ml
2ème essai								100 ml	9,82 ml	10,00 ml
3ème essai								100 ml	9,43 ml	10,00 ml

Figure 2: données brutes :

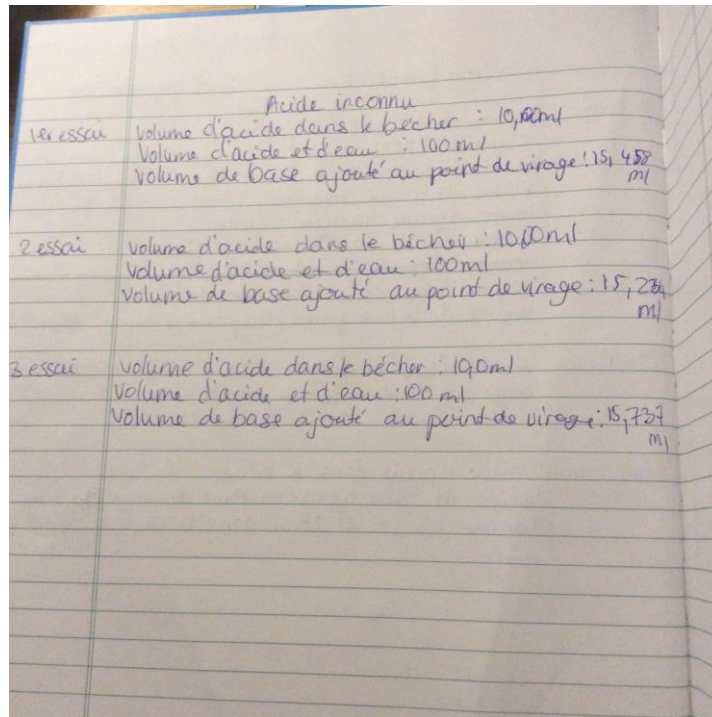


Figure 3: Représentation partielle des données recueillis pendant le titrage de notre NaOH inconnue avec la solution d'acide standard à l'aide du logiciel Logger Pro.

	Run 1			Run 2			Run 3		
	Volume (mL)	pH	FDT1	Volume (mL)	pH	FDT1	Volume (mL)	pH	FDT1
1	0.000	2.18	0.019	0.000	2.27	0.024	0.000	2.28	0.019
2	0.056	2.18	0.050	0.056	2.27	0.051	0.056	2.28	0.034
3	0.112	2.18	0.118	0.112	2.27	0.085	0.112	2.29	0.034
4	0.167	2.20	0.097	0.167	2.28	0.108	0.167	2.29	0.019
5	0.223	2.19	0.018	0.223	2.28	0.144	0.223	2.29	0.035
6	0.279	2.19	0.031	0.279	2.30	0.048	0.279	2.29	0.035
7	0.335	2.20	0.030	0.335	2.30	-0.178	0.335	2.29	0.019
8	0.391	2.20	0.019	0.391	2.27	-0.187	0.391	2.29	0.035
9	0.446	2.20	0.033	0.446	2.27	-0.060	0.446	2.30	0.040
10	0.502	2.20	0.030	0.502	2.27	-0.014	0.502	2.30	0.042
11	0.558	2.20	0.012	0.558	2.27	0.005	0.558	2.30	0.049
12	0.614	2.20	0.015	0.614	2.27	0.048	0.614	2.30	0.060
13	0.670	2.20	0.042	0.670	2.27	0.171	0.670	2.30	0.155
14	0.725	2.21	0.065	0.725	2.28	0.396	0.725	2.33	0.072
15	0.781	2.21	0.053	0.781	2.33	0.253	0.781	2.32	-0.106
16	0.837	2.21	0.054	0.837	2.32	-0.119	0.837	2.31	-0.093
17	0.893	2.22	0.065	0.893	2.30	-0.117	0.893	2.30	-0.002
18	0.949	2.22	0.040	0.949	2.30	0.005	0.949	2.31	0.098
19	1.004	2.22	0.014	1.004	2.31	0.029	1.004	2.32	0.137
20	1.060	2.22	0.012	1.060	2.30	0.074	1.060	2.33	0.104
21	1.116	2.22	0.030	1.116	2.32	0.079	1.116	2.33	0.111
22	1.172	2.23	0.033	1.172	2.32	-0.069	1.172	2.33	0.178
23	1.228	2.23	0.019	1.228	2.30	-0.117	1.228	2.33	0.376
24	1.283	2.23	0.032	1.283	2.30	-0.070	1.283	2.38	0.445
25	1.339	2.23	0.025	1.339	2.30	-0.049	1.339	2.41	0.088
26	1.395	2.23	-0.010	1.395	2.30	-0.031	1.395	2.39	-0.203
27	1.451	2.23	0.014	1.451	2.29	-0.002	1.451	2.37	-0.177
28	1.507	2.23	0.063	1.507	2.30	0.021	1.507	2.37	-0.115

Figure 4: Représentation partielle des données recueillis pendant le titrage de notre acide diprotique inconnue avec la solution de NaOH étalonnée à l'aide du logiciel Logger Pro.

	Run 4			Run 5			Run 6		
	Volume (mL)	pH	FDT1	Volume (mL)	pH	FDT1	Volume (mL)	pH	FDT1
1	0.000	2.46	0.000	0.000	2.53	0.000	0.000	2.57	0.005
2	0.056	2.46	0.000	0.056	2.53	0.000	0.056	2.57	0.013
3	0.112	2.46	0.000	0.112	2.53	0.000	0.112	2.57	0.037
4	0.167	2.46	0.000	0.167	2.53	0.000	0.167	2.57	0.055
5	0.223	2.46	0.002	0.223	2.53	0.000	0.223	2.57	0.094
6	0.279	2.46	0.007	0.279	2.53	0.000	0.279	2.58	0.140
7	0.335	2.46	0.022	0.335	2.53	0.000	0.335	2.59	0.122
8	0.391	2.46	0.002	0.391	2.53	0.000	0.391	2.60	0.089
9	0.446	2.46	-0.012	0.446	2.53	0.000	0.446	2.60	0.058
10	0.502	2.46	0.025	0.502	2.53	0.000	0.502	2.60	0.050
11	0.558	2.46	0.032	0.558	2.53	0.000	0.558	2.60	0.055
12	0.614	2.46	0.017	0.614	2.53	0.000	0.614	2.61	0.009
13	0.670	2.46	0.026	0.670	2.53	0.000	0.670	2.60	-0.001
14	0.725	2.46	0.014	0.725	2.53	0.000	0.725	2.60	0.057
15	0.781	2.46	0.029	0.781	2.53	0.002	0.781	2.60	0.196
16	0.837	2.46	0.086	0.837	2.53	0.007	0.837	2.64	0.081
17	0.893	2.47	0.072	0.893	2.53	0.025	0.893	2.62	-0.119
18	0.949	2.47	0.031	0.949	2.53	0.010	0.949	2.61	-0.082
19	1.004	2.47	0.040	1.004	2.53	0.007	1.004	2.61	-0.021
20	1.060	2.48	0.050	1.060	2.53	0.017	1.060	2.61	0.091
21	1.116	2.48	0.074	1.116	2.53	-0.015	1.116	2.62	0.119
22	1.172	2.49	0.074	1.172	2.53	0.000	1.172	2.63	0.052
23	1.228	2.49	0.052	1.228	2.53	0.012	1.228	2.63	-0.007
24	1.283	2.49	0.045	1.283	2.53	-0.022	1.283	2.62	-0.005
25	1.339	2.49	0.042	1.339	2.53	-0.022	1.339	2.63	-0.002
26	1.395	2.50	0.037	1.395	2.53	0.012	1.395	2.62	0.010
27	1.451	2.50	0.022	1.451	2.53	-0.002	1.451	2.63	0.036
28	1.507	2.50	0.045	1.507	2.53	-0.022	1.507	2.62	0.113

Données traitées :

Figure 5 : pH en fonction du volume et la première dérivée du premier essai du titrage du NaOH avec l'acide standard.

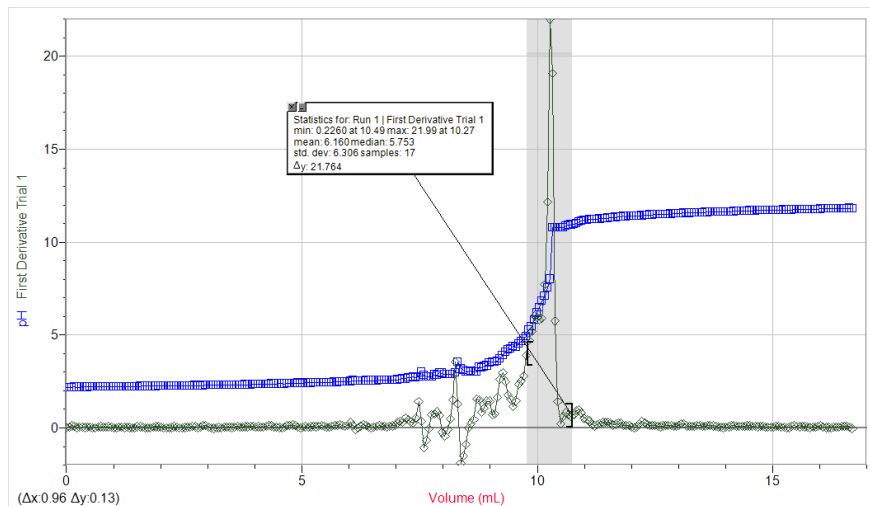


Figure 6 : pH en fonction du volume et la première dérivée du deuxième essai du titrage du NaOH avec l'acide standard.

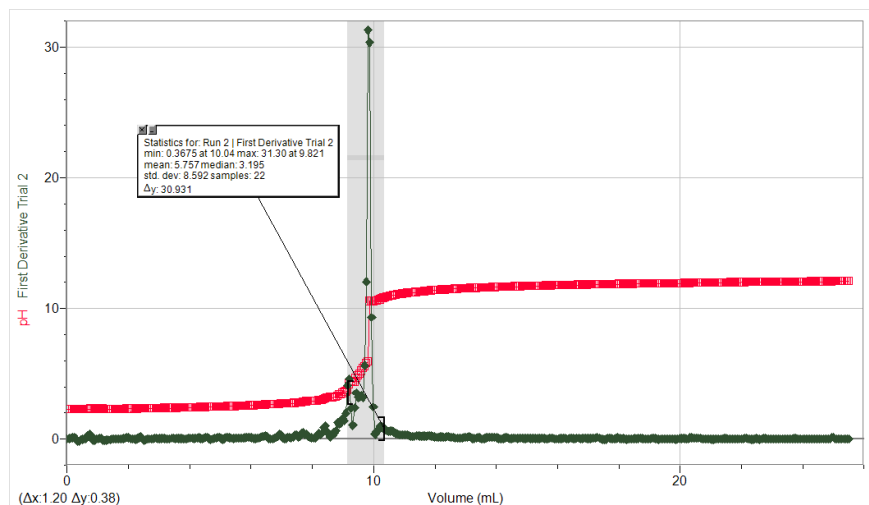


Figure 7 : pH en fonction du volume et la première dérivée du troisième essai du titrage du NaOH avec l'acide standard.

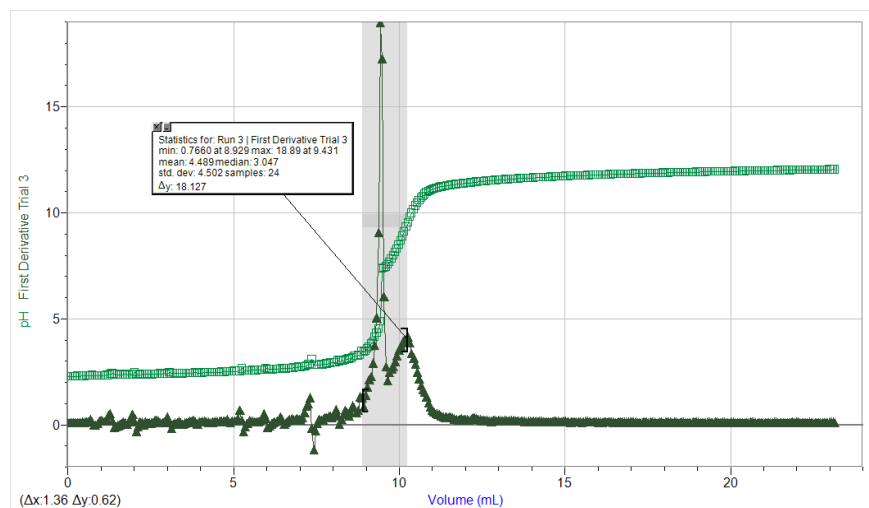


Figure 8 : pH en fonction du volume et la première dérivée du premier essai du titrage de l'acide diprotique inconnue avec le NaOH.

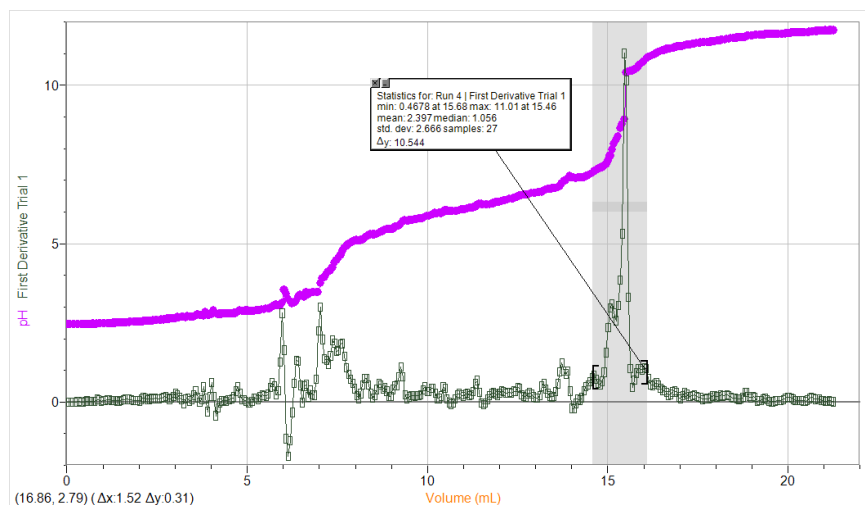


Figure 9 : pH en fonction du volume et la première dérivée du deuxième essai du titrage de l'acide diprotique inconnue avec le NaOH.

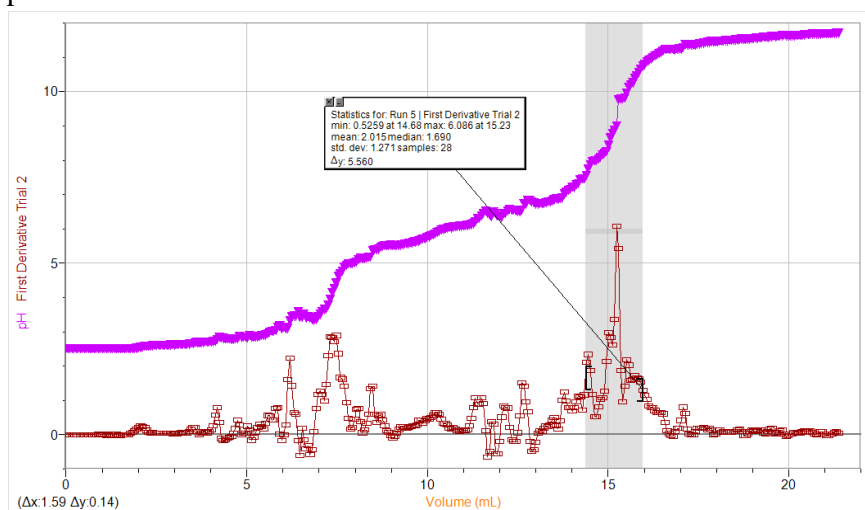
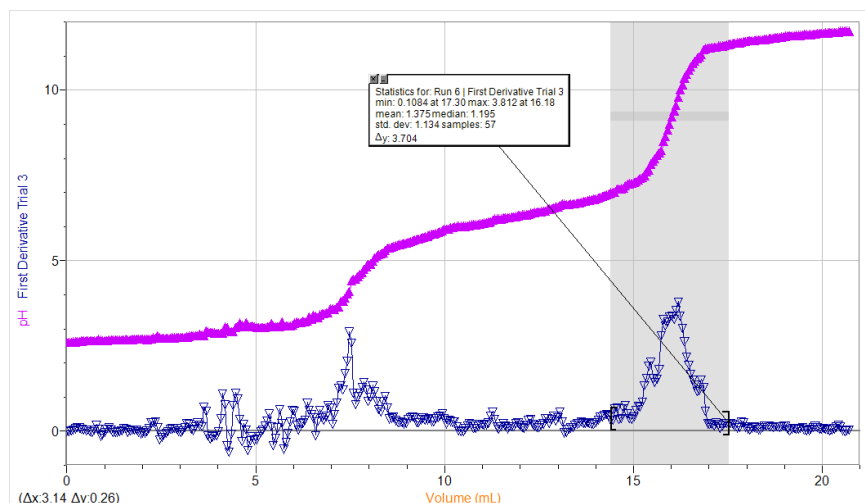


Figure 10 : pH en fonction du volume et la première dérivée du troisième essai du titrage de l'acide diprotique inconnue avec le NaOH.



Observations:

On a pu observer le phénolphtaléine changer de couleur de transparent à mauve au point d'équivalence pour chaque essai.

Calculs :

Calcul de la concentration de NaOH pour le premier essai :

$$C_{NaOH} \times V_{NaOH} = C_{HCl} \times V_{HCl}$$

$$C_{NaOH} = C_{HCl} \times \frac{V_{HCl}}{V_{NaOH}}$$

$$C_{NaOH} = 0,100 \text{ M} \times \frac{10,00 \text{ mL}}{10,27 \text{ mL}}$$

$$C_{NaOH} \approx 0,0974 \text{ M}$$

$$C_{NaOH} = 9,74 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{incertitude} : \frac{0,05}{10,00} \times 100 + \frac{0,01}{10,27} \times 100 = 0,597\%$$

$$\frac{0,597 \times 9,74 \times 10^{-2}}{100} = 5,81 \times 10^{-4}$$

Réponse final : $C_{NaOH} = 9,74 \times 10^{-2} \text{ M} \pm 5,81 \times 10^{-4}$

Moyenne de la concentration de NaOH pour les trois essais :

$$C_{NaOH} \text{ moy} = \frac{9,74 \times 10^{-2} \text{ M} + 1,08 \times 10^{-1} \text{ M} + 1,06 \times 10^{-1} \text{ M}}{3} \approx 0,104 \text{ M}$$

$$\approx \underline{1,04 \times 10^{-1} \text{ M}}$$

Calcul de la concentration de l'acide inconnue pour le premier essai :

$$2C_{H_2A}V_{H_2A} = C_{NaOH}V_{NaOH}$$

$$C_{H_2A} = \frac{1}{2} \frac{C_{NaOH} V_{NaOH}}{V_{H_2A}}$$

$$C_{H_2A} = \frac{1}{2} \frac{(9,74 \times 10^{-2} M)(15,46 \text{ mL})}{(10,00 \text{ mL})}$$

$$C_{H_2A} = 0,0753 \text{ M}$$

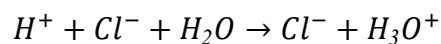
$$C_{H_2A} = 7,53 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Moyenne de la concentration de H_2A pour les trois essais :

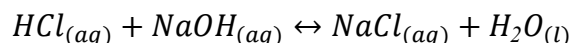
$$C_{H_2A} \text{ moy} = \frac{7,53 \times 10^{-2} \text{ M} + 7,42 \times 10^{-2} \text{ M} + 7,88 \times 10^{-2} \text{ M}}{3} = 0,0761 \text{ M} = 7,61 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Discussion :

Le premier but de cette expérience était de déterminer la concentration d'une solution de NaOH à travers le titrage avec une solution d'acide standard HCl à 0,100 M. Pour obtenir la solution de NaOH qu'on va travailler avec, on a diluer une solution de NaOH initiale plus concentrée. La concentration de cette solution initiale pourrait être utilisé pour calculer la concentration de la solution diluée théorique, et la comparer avec les résultats expérimentales, pour trouver le pourcentage d'erreurs. La concentration de la solution de NaOH diluée est nécessaire, pour après l'utiliser pour titre un acide inconnue, et achever notre deuxième but de cette expérience. En premier, vue que l'acide chlorhydrique est un acide fort, il réagit complètement avec l'eau pour former une solution de cation et d'hydronium, ce qui donne un pH bas, comme le montre les graphiques:



Au fur et à mesure que la base est ajoutée à l'acide, les ions OH^- de l'hydroxyde de sodium réagissent avec les ions H^+ et neutralisent la solution, ce qui cause une augmentation dans le pH:



Quand l'acide est complètement neutralisée, on arrive au point d'équivalence, le pH est alors 7 parce que c'est une base et un acide forts. A ce point, le nombre de mol de NaOH est égal au nombre de mol de HCl, et le coefficient de stoechiométrie est 1, ce qui nous permet d'utiliser l'équation $C_1V_1 = C_2V_2$ pour trouver la concentration de NaOH.

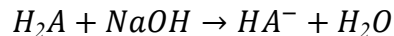
Vue que le rapport de stoechiométrie est 1, que le graphe montre que la moyenne du volume de base qu'on a utilisée pour neutraliser l'acide est presque 10, la même que celle du volume de l'acide utilisé, la concentration de la base devait alors être très proche de celle de l'acide. Nos résultats coïncide bien avec cette théorie, vue que 0,104 M est très proche de 0,100 M.

Le deuxième but de l'expérience était de déterminer la concentration d'un acide inconnue à l'aide de la base. Le titrage est divisé en plusieurs parties comme le montre les graphes.

En premier quand l'acide diprotique est seule dans le bécher la réaction suivante prend lieu :



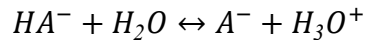
Ensuite au fur et à mesure qu'on ajoute la base, le premier l'acide réagit comme suit :



Au demi point d'équivalence, la concentration de l'acide et de la base conjuguée sont les même, ce qui cause que le pH soit égal à la première constante d'ionisation d'après l'équation :

$$pH = pK_{a_1} + \log \left[\frac{[HA^-]}{[H_2A]} \right] \text{ qui devient } pH = pK_{a_1}$$

Au premier point d'équivalence, tous le H_2A est neutralisée en HA^- , l'équation devient:



Au deuxième point de demi-équivalence, la concentration de HA^- est égal à la concentration de A^- ce qui donne un pH égal à la deuxième constante d'ionisation, d'après l'équation est:

$$pH = pK_{a_2} + \log \left[\frac{[A^-]}{[HA^-]} \right] \text{ qui devient } pH = pK_{a_2}$$

Arrivé au deuxième point d'équivalence, la concentration de HA^- est presque négligeable, parce que ca a était transformer complètement en A^- . Le pH continu à augmenter à cause de l'ajout du NaOH dans la solution, et l'augmentation des ions OH^- .

Une source d'erreur aléatoire durant ce laboratoire, est que l'eau des solutions acides et bases aurait pu s'évaporer, ce qui aurait causé un changement dans la concentration des solutions.

Une deuxième source d'erreur systématique, et que le compte goutte pourrait avoir compter un pourrait avoir compter un peu plus ou moins du volume exacte.

Conclusion :

La concentration du NaOH diluée est alors $1,04 \times 10^{-1} M$, et celle de l'acide inconnue est $7,61 \times 10^{-2} M$.

Référence :

- Notes de cours
- chem.libretexts.org/Demos,_Techniques,_and_Experiments/General_Lab_Techniques/Titration/Titration_Of_A_Weak_Polyprotic_Acid, Libretexts, "Titration of a Weak Polyprotic Acid." *Chemistry LibreTexts*, National Science Foundation.