

# Rapport Complet en Bonne et Due Forme – Expérience 4

**Titre de l'Expérience:** Titrage Acide Base

**Nom de Auteur:** Layan Rasoul (300135170)

**Nom du partenaire de l'auteur qui fait la soumission:** Layan Rasoul (300135170)

**Nom du TA (Démonstrateur):** Christelle Hajjar

**Date de l'Expérience:** le 31 octobre, 2019

**Date de soumission:** le 7 novembre, 2019

**Attachez ici (au besoin; indiquez le(s) document(s) branché(s)):**

**Absence motivé:** \_\_\_\_\_

**Permission pour le changement d'une Séance de Laboratoire:** \_\_\_\_\_

**Changement de la section de laboratoire:** \_\_\_\_\_

**Laissez-Passer:** \_\_\_\_\_

## **Introduction :**

Selon la définition d'Arrhénius, un acide est une substance qui donne de protons (un ion d'hydrogène :  $H^+_{(aq)}$ ) lorsqu'il dissout dans l'eau, tandis qu'une base est une substance qui donne d'ions hydroxyde ( $OH^-_{(aq)}$ ) lorsqu'elle dissout dans l'eau. Cependant, la définition d'Arrhénius est un peu limitée puisqu'elle ne peut pas expliquer le comportement basique de certaines substances qui ne libèrent pas d'ions hydroxyde lorsqu'ils dissolvent, comme les ions de bicarbonate ( $HCO_3^-_{(aq)}$ ) et les ions de carbonate ( $CO_3^{2-}_{(aq)}$ ). La définition de Brønsted-Lowry d'acides et bases est plus grande et exhaustive que la définition d'Arrhénius en matière de bases puisqu'elle inclut leur pouvoir d'accepter un proton (ce qui explique le comportement des bases comme qui ne libèrent pas d'ions hydroxyde le  $HCO_3^-_{(aq)}$  et le  $CO_3^{2-}_{(aq)}$ ). Néanmoins, cette définition a aussi des limites puisqu'il existe plusieurs substances qui possèdent des caractéristiques acides/bases même si elles ne contiennent pas d'hydrogène. La définition la plus universelle/globale est donc l'une de Lewis, qui définit les acides comme accepteurs de paires d'électrons et les bases comme donneurs de paires d'électrons. Pour ce laboratoire, la définition d'Arrhénius était suffisante puisqu'elle s'appliquait aux substances utilisées.

Les acides et les bases sont caractérisés par leur force et leur concentration. La concentration (mol/L; qui se nomme aussi la molarité : M) est déterminée par la quantité (en mol) d'acide ou de base ajoutée à un volume d'eau (L). Une solution plus concentrée contient plus d'acide/base et moins d'eau. Au contraire, une solution moins concentrée contient moins d'acide/base et plus d'eau. La force d'un acide ou d'une base est déterminée par le degré ce à quoi la substance dissout dans l'eau. Un acide fort et une base forte se dissocient presque complètement, tandis qu'un acide faible et une base faible ne se dissocient pas complètement.

Un titrage acide-base peut déterminer la concentration d'un acide inconnu ou d'une base inconnue. Quand un acide et une base réagissent, un sel et de l'eau sont produits et la réaction se nomme une réaction de neutralisation. Le point d'équivalence d'un titrage est l'instant où la

quantité de solution titrante est exactement suffisante pour neutraliser la quantité de la solution inconnue (la solution titrée); les moles de titrante sont égaux aux moles de titrée. Ces quantités peuvent être tous les deux déterminées par la stœchiométrie de la réaction. Le point d'équivalence peut être trouvé en utilisant un indicateur, qui est un acide ou une base faible pour lequel le degré de dissociation en solution dépend de l'acidité de la solution. Le point à lequel l'indicateur change de couleur se nomme le point de virage. Si l'indicateur est bien choisi pour un titrage particulier, le changement de couleur devrait se produire à l'instant où les quantités d'acide et de base sont pareils dans la solution : le point d'équivalence. Alors, dans un bon titrage, le point d'équivalence est très près du point de virage.

Le but de ce laboratoire était de déterminer la concentration d'une solution d'acide inconnu en la titrant avec une solution de  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$  étalonnée. 4 à 5 mL de la solution de base ( $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$  avec une concentration connue de 6 mol/L) étaient ajoutés à un cylindre gradué. Puis, la solution de base était diluée avec environ 245 à 250 mL d'eau distillée. Ensuite, la concentration de la solution de base diluée était déterminée en utilisant la formule de  $C_1V_1 = C_2V_2$ . La concentration de base diluée était déterminée en divisant le volume initial par le volume de la solution diluée, puis multipliant le résultat par la concentration initiale de la solution de base concentrée (6 mol/L). La solution de NaOH était ensuite étalonnée par un acide fort : l'acide hydrochlorique standard ( $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ). L'acide hydrochlorique est un acide monoprotique. Un acide monoprotique est un acide qui peut donner seulement un proton ( $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ ). Puisque les acides monoprotiques peuvent donner seulement un ion d'hydrogène, ils ont seulement un point d'équivalence (donc, le HCl a seulement un point d'équivalence). D'autre part, l'acide inconnu (pour lequel on détermine la concentration) est diprotique, qui veut dire qu'il peut donner deux protons ( $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ ). Par conséquent, l'acide inconnu devrait avoir deux points d'équivalence.

**Procédure:**

Comme décrite dans le manuel de laboratoire (ref) ;

« Toute Autour, La Chimie Nous Entoure », Manuel de chimie générale, Dr. Rashmi

Venkateswaran, 2019.<sup>1</sup>

**Discussion:****Tableau 1 – Le titrage de HCl et le NaOH (Essai #3)**

<b>Essai #3</b>	
Concentration de la solution de NaOH <sub>(aq)</sub> concentrée (mol/L)	6.00
Concentration approximative de la solution de NaOH <sub>(aq)</sub> diluée (mol/L)	0.100
Concentration de la solution de HCl <sub>(aq)</sub> (mol/L)	0.100
Volume de la solution de HCl <sub>(aq)</sub> utilisé (mL)	10.00
Volume de la solution de NaOH <sub>(aq)</sub> utilisé au point de virage du titrage (mL)	11.742

**Tableau 2 – Le titrage de l'acide inconnu #10 et le NaOH (Essai #2)**

<b>Essai #2</b>	
Concentration de la solution de NaOH <sub>(aq)</sub> concentrée (mol/L)	6.00
Concentration approximative de la solution de NaOH <sub>(aq)</sub> diluée (mol/L)	0.100
Volume de la solution de l'acide inconnu #10 utilisé (mL)	10.00
Volume de la solution de NaOH <sub>(aq)</sub> utilisé au point de virage du titrage (mL)	17.742

Dans un bécher propre, 5.00 mL de NaOH<sub>(aq)</sub> concentrée (6.00 mol/L) était dilué avec 250 mL d'eau distillé pour former une solution de NaOH<sub>(aq)</sub> diluée avec une concentration approximative de 0.100 mol/L. Le volume initial de la solution NaOH concentrée est important

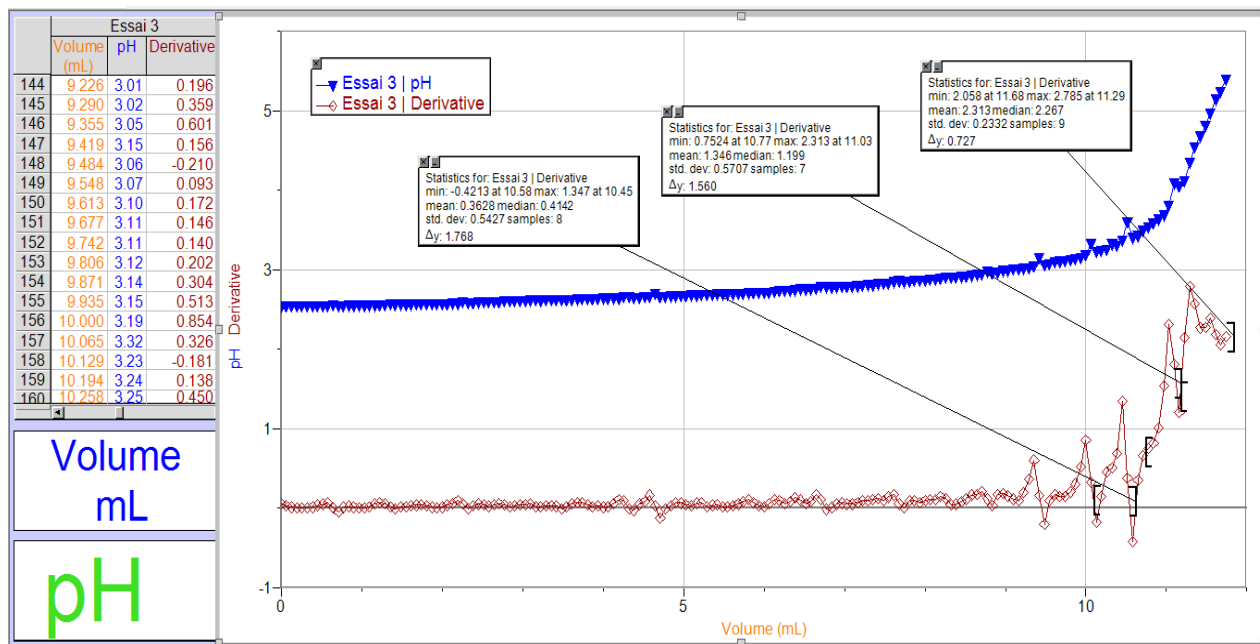
---

<sup>1</sup> « Toute Autour, La Chimie Nous Entoure », Manuel de chimie générale, Dr. Rashmi Venkateswaran, 2019.

car avec un volume initial plus grand, la concentration de la solution de NaOH diluée va aussi augmenter et devenir plus concentrée; avec un volume initial plus petit, la concentration de la solution de NaOH diluée va aussi diminuer et devenir moins concentrée. L'importance de ce volume initial vient du fait qu'une solution de base plus diluée va atteindre le point d'équivalence dans une manière plus graduelle et stable qu'avec une solution de base plus concentrée, ce qui donnerait un point d'équivalence plus précis.

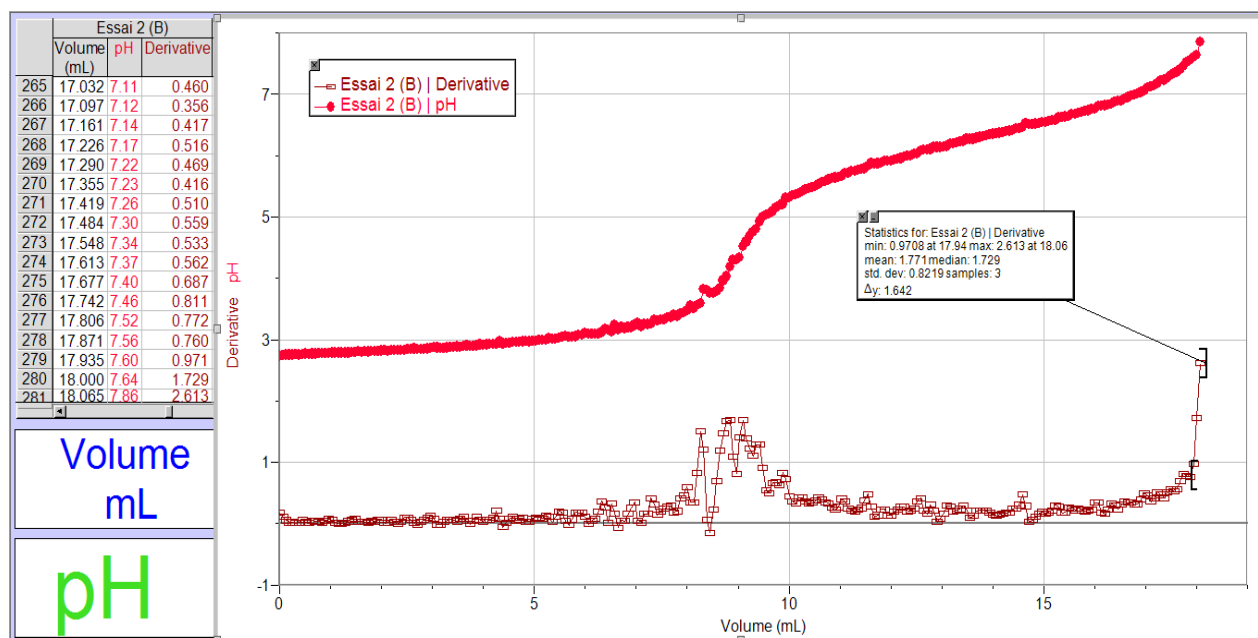
Juste avant d'utiliser la solution de NaOH diluée, elle était étalonnée et sa concentration approximative était déterminée puisque la solution de base n'est pas stable pour longtemps. Les solutions de NaOH sont instables puisqu'elles ont tendance à absorber le dioxyde de carbone atmosphérique ( $\text{CO}_{2(g)}$ ), ce qui cause leurs concentrations à changer<sup>2</sup>. Donc, la concentration de la solution de NaOH est déterminée juste avant de l'utiliser pour assurer une valeur précise, car au long du titrage, sa concentration change puisqu'elle continue à absorber le  $\text{CO}_2$  atmosphérique.

**Graphique 1 – Le titrage de HCl et le NaOH avec sa dérivée (Essai #3)**



<sup>2</sup> <http://www.titrations.info/acid-base-titration-solutions>

## Graphique 2 – Le titrage de l'acide inconnu #10 et le NaOH avec sa dérivée (Essai #2)



Le volume au point d'équivalence déterminé par Logger Pro est moins que le volume observé visuellement au point de virage (le point où le couleur de l'indicateur change) car l'indicateur phénolphthaléine change de couleur à un pH de 8.2<sup>3</sup>, tandis que le point d'équivalence se trouve à un pH de 7.0.

Une source d'erreur inhérente à l'expérience est le fait que l'agitation du bécher avec l'agitateur et le barreau aimanté était parfois inconsistant, ce qui peut causer plus de CO<sub>2</sub> atmosphérique à entrer la solution du bécher. Cela causerait la solution de NaOH diluée à absorber plus de CO<sub>2</sub> atmosphérique, ce qui diminuerait la concentration de la solution de NaOH diluée et rendrait la concentration de la solution titrée finale plus acide. En plus, de temps en temps, l'appareil compte-gouttes n'était pas très précis et manquait à compter certaines gouttes. Cela causerait le LabQuest2 à enregistrer une quantité incorrecte de NaOH, ce qui rendrait la concentration de la solution titrée finale plus basique. En outre, puisqu'on a utilisé la même solution de NaOH diluée (dans un bécher découvert) à travers six titrages, lorsqu'on a atteint le

<sup>3</sup> <https://sciencing.com/phenolphthalein-change-color-5271431.html>

sixième titrage, la concentration de la solution de NaOH diluée pourrait avoir changée assez pour pouvoir considérablement affecter les résultats du titrage et leur exactitude. Finalement, puisqu'on a arrêté le titrage trop tôt (avant que le graphique se soit stabilisé à un plateau), les points d'équivalence qu'on a pu voir et utiliser dans nos calculs étaient affectés.

### **Conclusion:**

En conclusion, en utilisant les titrages, on a pu déterminer la concentration d'une solution d'acide inconnu (#10 – l'acide maléique) en la titrant avec une solution de NaOH<sub>(aq)</sub> étalonnée.

### **Référence(s):**

<sup>1</sup> « Toute Autour, La Chimie Nous Entoure », Manuel de chimie générale, Dr. Rashmi Venkateswaran, 2019.

<sup>2</sup> Anonyme, « Solutions used in acid-base titrations », <http://www.titrations.info/acid-base-titration-solutions>, consulté le 6 novembre 2019.

<sup>3</sup> Baum, J., « Why Does Phenolphthalein Change Color? », <https://sciencing.com/phenolphthalein-change-color-5271431.html>, consulté le 6 novembre 2019.

Annexe:

Données brutes:

\* Rapport individuelle \*

Lab 4 - Titrage

Oct. 31, 2019

$$n = CV$$

$$-n_{\text{base}} = -n_{\text{acide}}$$

$$V = \frac{n}{C}$$

$$\text{NaOH} = 5 \text{ mL} = 6 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{eau}} = 250 \text{ mL}$$



Étape #12 : 3,0 mL

$$\text{NaOH } V_{\text{final}} = 38 \text{ mL}$$

$$\text{NaOH } V_{\text{initial}} = 340 \text{ mL}$$

Précise Volume = 2 mL

$$C_{\text{dil}} = \frac{6 \text{ mol}}{\text{L}} \cdot \left( \frac{50.005 \text{ mL}}{0.255 \text{ L}} \right)$$

$$= 0.11765 \text{ mol/L}$$

$$\text{HCl} = 0,100 \text{ M}$$

$$V_{\text{HCl initial}} = \del{25,0 \text{ mL}} 27,90 \text{ mL}$$

2,1 mL → transféré au bécher

$$V_{\text{initial HCl}} = 25,00 \text{ mL} \quad V_{\text{HCl bécher}} = 10,00 \text{ mL}$$

$$V_{\text{final HCl}} = 15,00 \text{ mL}$$

$$\text{pH initial} = \cancel{2,47} 2,46$$

$$V_{\text{initial NaOH}} = 40,00 \text{ mL}$$

$$\cancel{V_{\text{final NaOH}} = 30,00 \text{ mL}}$$

$$V_{\text{final NaOH}} = 40,00 - 11,935 \text{ mL} \\ = 28,065 \text{ mL}$$

$$V_{\text{initial HCl}} = \cancel{30,15}, 00 \text{ mL}$$

$$V_{\text{final HCl}} = 5,00 \text{ mL}$$

$$V_{\text{HCl becher}} : 10,00 \text{ mL}$$

Essai # 2 :

$$\rightarrow \text{pH initial} = 2,54$$

$$\rightarrow V_{\text{final}} = 40 - 11,335 = 28,665$$

Essai # 3 :

$$\rightarrow \text{pH initial} = 2,55$$

$$\rightarrow V_{\text{final}} = 40 - 11,742 \text{ mL} = 28,258 \text{ mL}$$

photo  
pris  
pour  
l'essai  
# 2

Partie - Acide Inconnu #10

Run 4 (1)  $\text{pH}_{\text{initial}} = 2,83$

$V_{\text{final}} = 40 - 16,258$   
 $= 23,742 \text{ mL}$

Run 5 (2)  $\text{pH}_{\text{initial}} = 2,73$

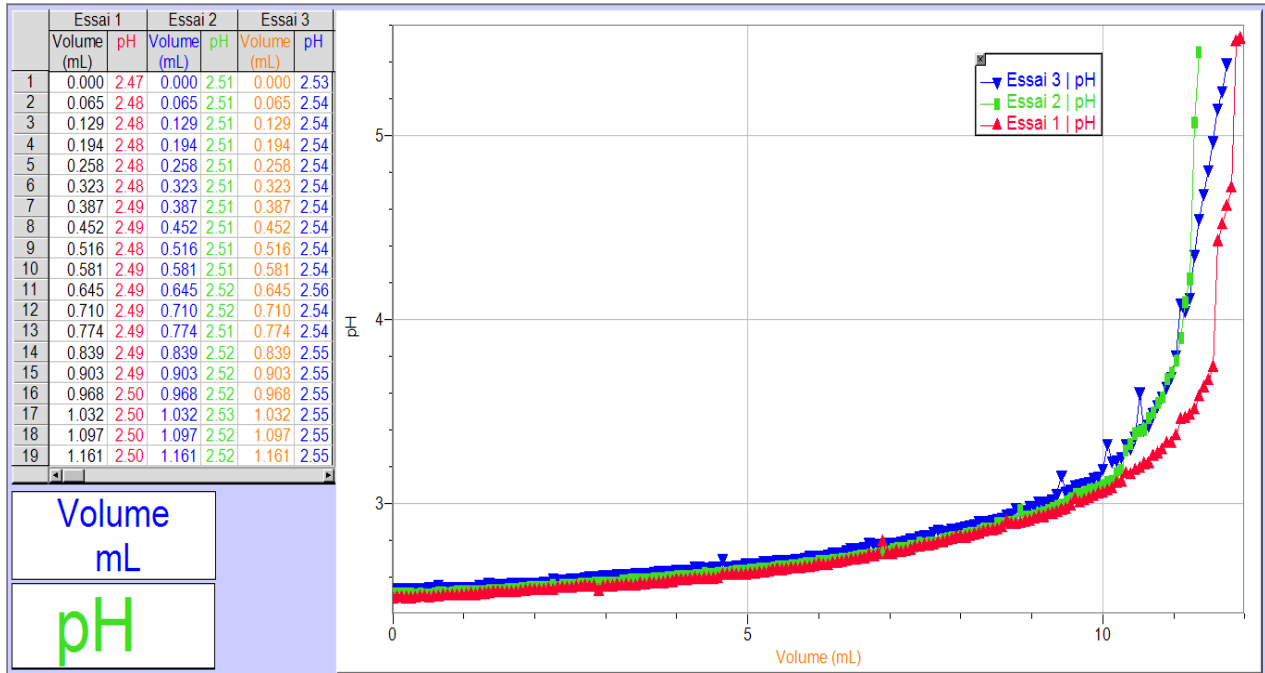
$V_{\text{final}} = 40 - 18,065 \text{ mL} = 21,935 \text{ mL}$

Run 5 (3)  $\text{pH}_{\text{initial}} = 2,97$

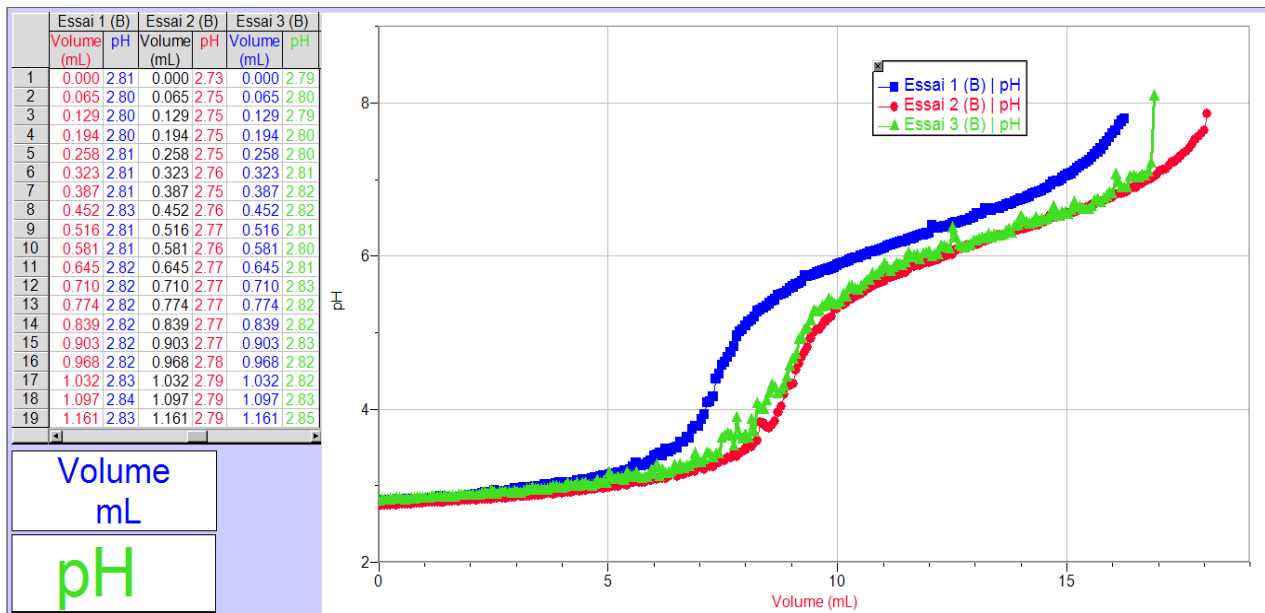
$V_{\text{final}} = 40 - 16,903 \text{ mL}$   
 $= 23,097 \text{ mL}$

## Graphiques Supplémentaires

### Graphique 3 – Les trois titrages de HCl et le NaOH



### Graphique 4 – Les trois titrages de l'acide inconnu #10 et le NaOH



## Calculs

### Calculs

① Concentration <sup>approximative</sup> de la solution de NaOH diluée:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_1 = ?$$

$$V_1 = 255 \text{ mL} = 0.255 \text{ L}$$

$$C_2 = 6 \text{ mol/L}$$

$$V_2 = 5 \text{ mL} = 0.005 \text{ L}$$

$$C_1 (0.255 \text{ L}) = (6 \text{ mol/L})(0.005 \text{ L})$$

$$C_1 (0.255 \text{ L}) = (0.03 \text{ mol})$$

$$C_1 = \frac{(0.03 \text{ mol})}{(0.255 \text{ L})}$$

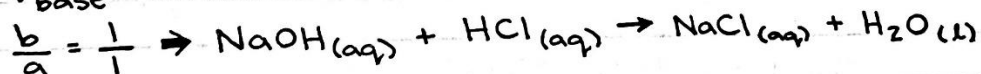
$$C_1 \cong 0.1 \text{ mol/L} \rightarrow \text{NaOH (aq)}$$

② Concentration exacte de la solution de NaOH diluée:

$$C_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = \frac{b}{a} (C_{\text{acid}} \cdot V_{\text{acid}})$$

$$C_{\text{base}} = ?$$

$$V_{\text{base}} = 11.29 \text{ mL} = 0.01129 \text{ L (Essai \#3)}$$



$$C_{\text{HCl}} = 0.100 \text{ M} = 0.100 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{HCl}} (\text{Essai \#3}) = 10.00 \text{ mL} = 0.010 \text{ L}$$

$$C_{\text{base}} \cdot (0.01129 \text{ L}) = \frac{1}{1} (0.100 \text{ mol/L}) \cdot (0.010 \text{ L})$$

$$C_{\text{base}} = \frac{(0.001 \text{ mol})}{(0.01129 \text{ L})}$$

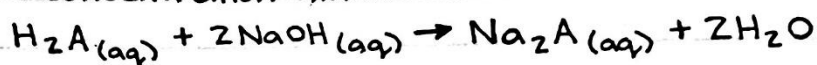
$$C_{\text{base}} = 0.088573959 \text{ mol/L}$$

$$C_{\text{base}} \cong 0.089 \text{ mol/L} \rightarrow \text{NaOH (aq)}$$

③ Le volume exact de la base ajouté au point d'équivalence dans le titrage de l'acide inconnu (#10):

$$V_{\text{base}} = 18.06 \text{ mL} = 0.01806 \text{ L (Essai \#2)}$$

La concentration exacte de l'acide inconnu:



$$\rightarrow \frac{b}{a} = \frac{2}{1}$$

$$C_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = \frac{b}{a} (C_{\text{acid}} \cdot V_{\text{acid}})$$

$$C_{\text{base}} = 0.088573959 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{base}} = 0.017742 \text{ L}$$

$$C_{\text{acid}} = ?$$

$$V_{\text{acid}} = 10.00 \text{ mL} = 0.010 \text{ L}$$

$$(0.088573959 \text{ mol/L})(0.017742 \text{ L}) = \frac{2}{1} (C_{\text{acid}} \cdot 0.010 \text{ L})$$

$$C_{\text{acid}} = \left( \frac{(0.088573959 \text{ mol/L})(0.017742 \text{ L})}{2} \right) \div 0.010 \text{ L}$$

$$C_{\text{acid}} = 0.078573959 \text{ mol/L}$$

$$\boxed{C_{\text{acid}} \cong 0.079 \text{ mol/L}} \rightarrow \text{Acide Inconnu \#10}$$

④ Une deuxième concentration pour la solution de HCl:

$$V_{\text{base}} = V_{\text{initial}} - V_{\text{final}} \text{ (Essai \#3)}$$

$$V_{\text{base}} = 40.00 \text{ mL} - 28.26 \text{ mL}$$

$$V_{\text{base}} = 11.74 \text{ mL} = 0.01174 \text{ L}$$

$$C_{\text{base}} = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{acid}} = 10.00 \text{ mL} = 0.010 \text{ L}$$

$$(0.1 \text{ mol/L})(0.01174 \text{ L}) = \frac{1}{1} (C_{\text{acid}} \cdot 0.010 \text{ L})$$

$$\boxed{C_{\text{acid}} \cong 0.1174 \text{ mol/L}} \rightarrow \text{HCl}_{(\text{aq})}$$

④ Une deuxième concentration pour l'acide inconnu (#10):

$$V_{\text{base}} = V_{\text{initial}} - V_{\text{final}} \quad (\text{Essai \#2})$$

$$V_{\text{base}} = 40.00 \text{ mL} - 18.07 \text{ mL}$$

$$V_{\text{base}} = 21.93 \text{ mL} = 0.02193 \text{ L}$$

$$C_{\text{base}} = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{acid}} = 10.00 \text{ mL} = 0.010 \text{ L}$$

$$(0.1 \text{ mol/L})(0.02193 \text{ L}) = \frac{2}{1} (C_{\text{acid}} \cdot 0.010 \text{ L})$$

$$C_{\text{acid}} \cong 0.1097 \text{ mol/L} \rightarrow \text{Acide Inconnu \#10}$$