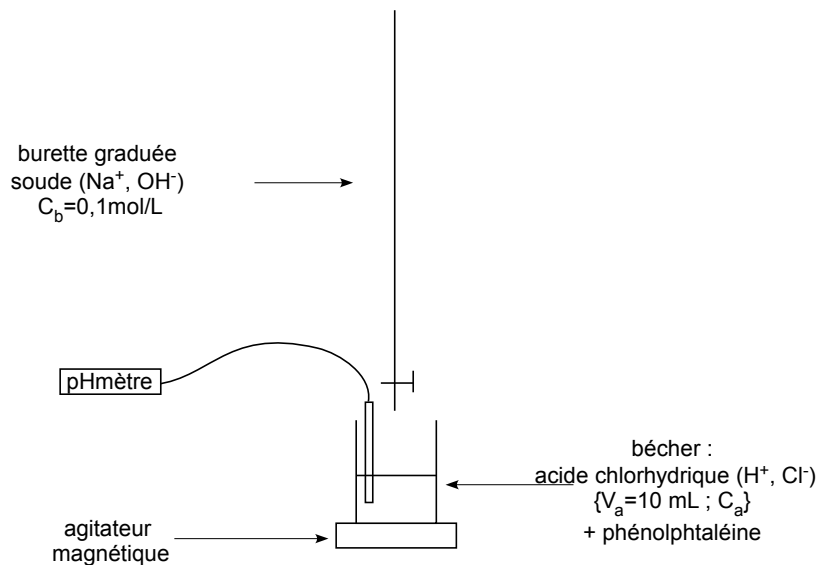


TP Acide - Base

1 Dosage d'un acide fort par une base forte

Compte rendu et exploitation

1.



2. L'acide chlorhydrique est un acide fort, donc il se dissocie totalement dans l'eau. En solution, on a les ions H^+ et Cl^- et non la molécule HCl . Le proton H^+ n'est pas stable dans l'eau. Il est hydraté et devient l'ion hydronium H_3O^+ . **Ainsi, l'acide chlorhydrique est composé d'ions H_3O^+ .**

La soude NaOH est une base forte. Donc elle se dissocie totalement pour donner en solution les ions OH^- et Na^+ .

H_3O^+ appartient au couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ de $\text{pK}_{a1} = 0$.

OH^- appartient au couple $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ de $\text{pK}_{a2} = 14$.

3. On classe ces deux couples sur une échelle en pK_a , et en appliquant la règle du gamma, on en déduit la réaction de dosage :

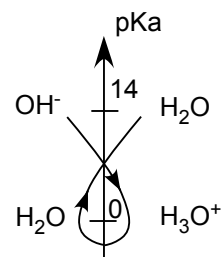


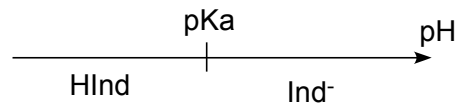
Expression de la constante d'équilibre :

$$K = \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{1}{K_e} = \frac{1}{10^{-14}} = 10^{14}$$

$K > 10^4$ donc la réaction est totale.

4. Un indicateur coloré est un couple acide/base dont l'espèce acide n'a pas la même couleur que l'espèce basique. Notons HInd/Ind^- le couple de l'indicateur coloré caractérisé par son pK_a .

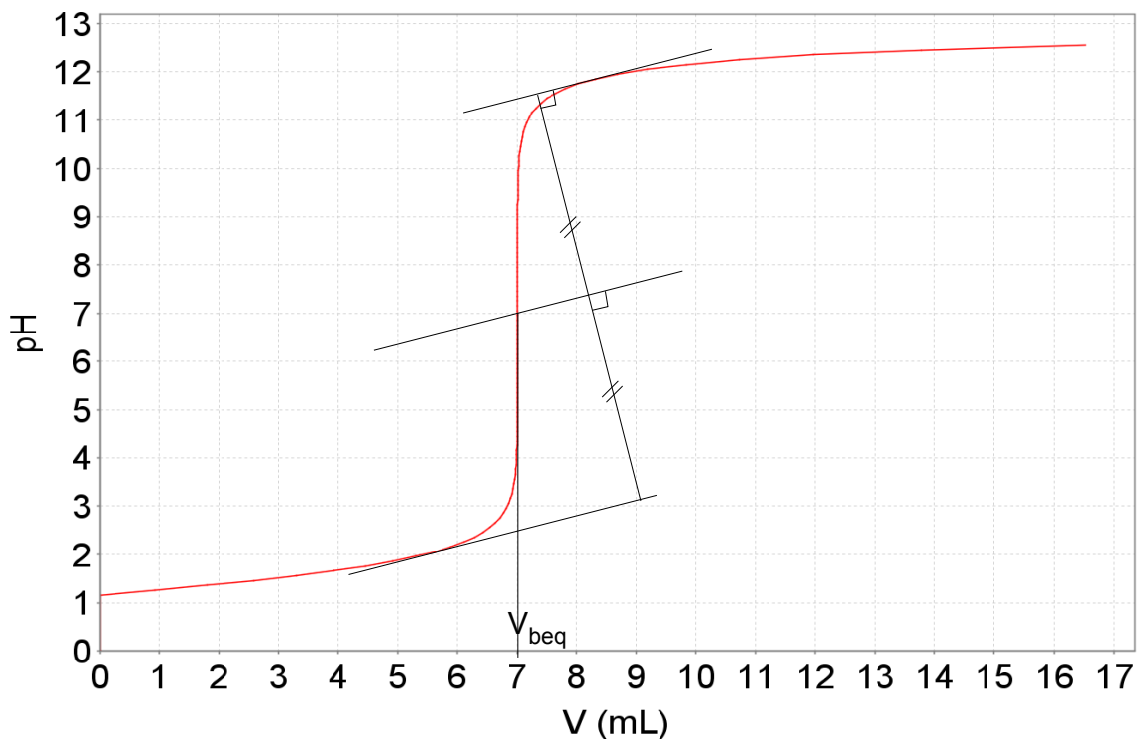




La valeur du volume versé de soude correspondant au changement de couleur de l'indicateur dépend de votre dosage. Dans la suite, je prends cette valeur :

$$V_{\text{beq1}} = 7,5 \text{ mL}$$

5.



6. Par la méthode des tangentes, on trouve le volume équivalent suivant :

$$V_{\text{beq},2} = 7 \text{ mL}$$

Cette valeur est du même ordre de grandeur que celle obtenue avec l'indicateur coloré. La valeur déterminée avec la courbe est plus précise. La perception du changement de couleur de l'indicateur dépend de la quantité introduite. De plus, la zone de virage correspond à un pH compris entre 8,2 et 10. Sur la courbe, on constate que le pH à l'équivalence est plutôt de l'ordre de 7. Ainsi, le changement de couleur de l'indicateur correspond à un volume légèrement supérieur au volume versé pour atteindre l'équivalence.

7.

$$C_a \times V_a = C_b \times V_{\text{beq}} \quad \Rightarrow \quad C_a = \frac{C_b \times V_{\text{beq}}}{V_a}$$

Attention à bien mettre les volumes dans la même unité.

$$C_a = \frac{0,1 \times 0,007}{0,01} = 0,07 \text{ mol/L}$$

8.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Dans le bécher, on a introduit $V_a = 10 \text{ mL}$ d'une solution à $C_a = 0,07 \text{ mol/L}$ en ions H_3O^+ . Puis on a complété avec de l'eau distillée jusqu'à atteindre un volume $V_f = 100 \text{ mL}$. On a fait une dilution. La concentration C_f en ions H_3O^+ est donnée par la relation de dilution :

$$C_a \times V_a = C_f \times V_f \quad \Rightarrow \quad C_f = \frac{C_a \times V_a}{V_f}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \left(\frac{C_a \times V_a}{V_f} \right)$$

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{0,07 \times 0,01}{0,1} \right) = -\log (0,007) = 2,15$$

Cette valeur est à comparer avec celle mesurée à $V_b = 0$. On obtient le même ordre de grandeur. La valeur calculée n'est qu'une estimation puisque nous n'avons pas mesuré exactement le volume final de 100 mL.

2 Dosage d'un acide faible par une base forte

Compte rendu et exploitation

- On veut préparer un volume $V_f = 500 \text{ mL}$ de solution de vinaigre diluée 10 fois à partir de la solution mère de concentration C_0 . Il faut déterminer le volume V_0 à prélever pour obtenir une concentration finale $V_f = V_0/10$. La relation de dilution est :

$$V_0 \times C_0 = V_f \times C_f \quad \Rightarrow \quad V_0 = \frac{V_f \times C_f}{C_0}$$

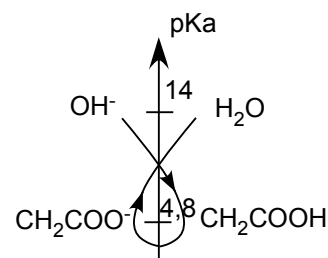
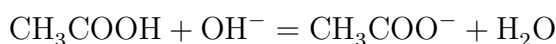
$$V_0 = \frac{V_f \times C_0/10}{C_0} = \frac{V_f}{10} = \frac{500}{10} = 50 \text{ mL}$$

Protocole :

- Prélever 50 mL de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée.
 - Introduire ce volume dans une fiole jaugée de 500 mL
 - Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Les couples acide/base mis en jeu sont :



En appliquant la règle du gamma, on trouve la réaction de dosage :



On exprime la constante d'équilibre en fonction des concentrations :

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}$$

Il faut faire apparaître l'expression de la constante d'acide K_{a1} :

$$K_{a1} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Pour cela, on multiplie le dénominateur et le numérateur par $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

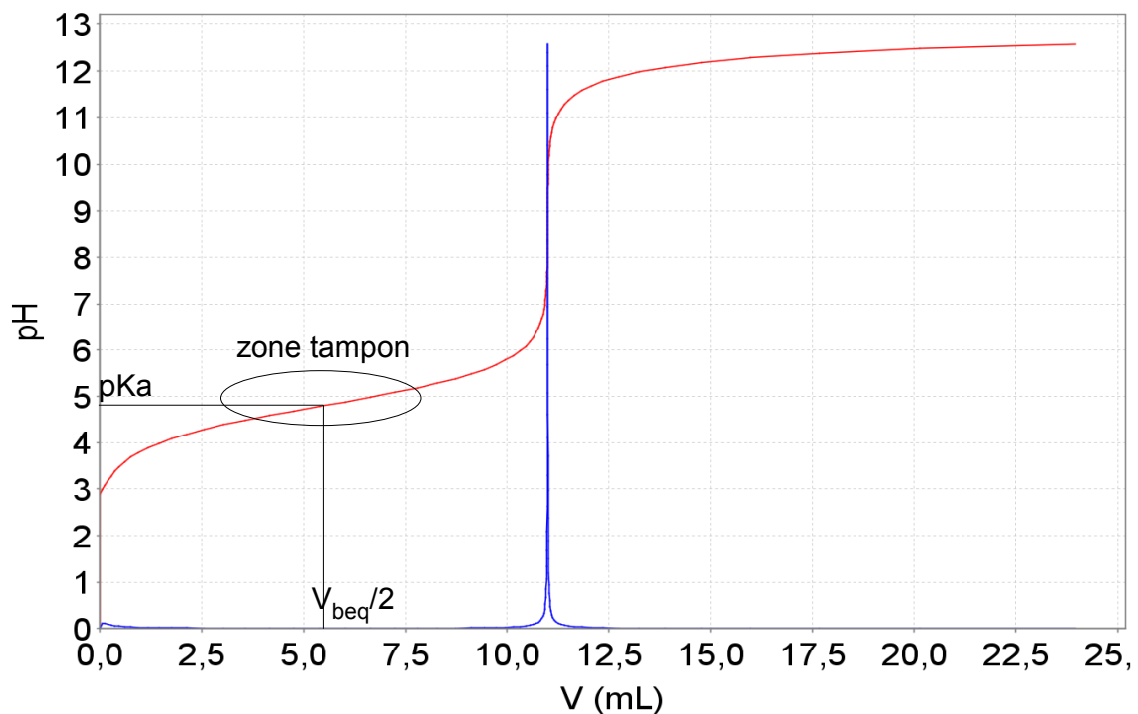
$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K = \frac{K_{a1}}{K_e} = \frac{10^{-4,8}}{10^{-14}}$$

$$K = 1,6 \cdot 10^9$$

$K > 10^4$, donc la réaction de dosage est totale.

3.



4. Par la méthode de la dérivée, on détermine le volume équivalent :

$$V_{beq} = 11 \text{ mL}$$

La relation de dosage est :

$$C'_a \times V_a = C_b \times V_{beq} \quad \Rightarrow \quad C'_a = \frac{C_b \times V_{beq}}{V_a}$$

$$C'_a = \frac{0,1 \times 0,011}{0,01} = 0,11 \text{ mol/L}$$

La solution titrée est une solution diluée 10 fois. Donc $C_a = 10 \times C'_a = 1,1 \text{ mol/L}$.

5. On calcule d'abord la quantité de matière d'acide acétique contenue dans 100 mL de vinaigre :

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = C_a \times 0,1 = 0,11 \text{ mol}$$

Pour en déduire la masse correspondante, on utilise la masse molaire :

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2 \times M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{O}) = 60 \text{ g/mol}$$

La masse d'acide acétique vaut :

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \times M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,11 \times 60 = 6,6 \text{ g}$$

Le degré du vinaigre dosé est de 6,6. Sur la bouteille est indiquée 8°, ce qui est cohérent avec la résultat trouvé.

6. Voir courbe.