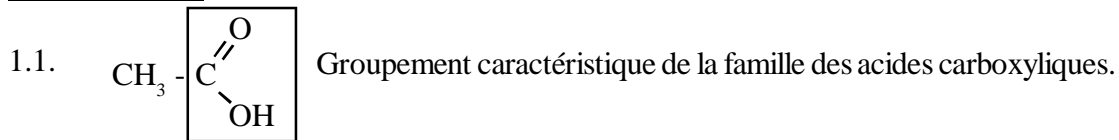


EXERCICE I.

1. Généralités.



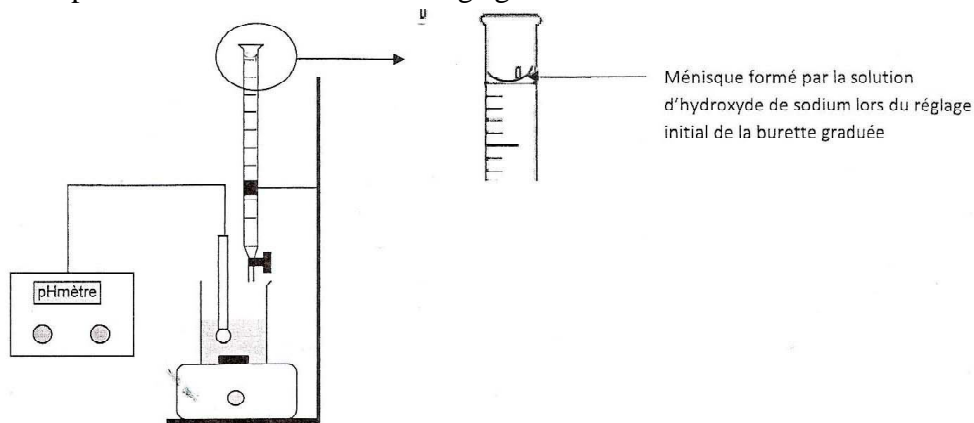
1.2. Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons H^+ .

2. Le dosage.

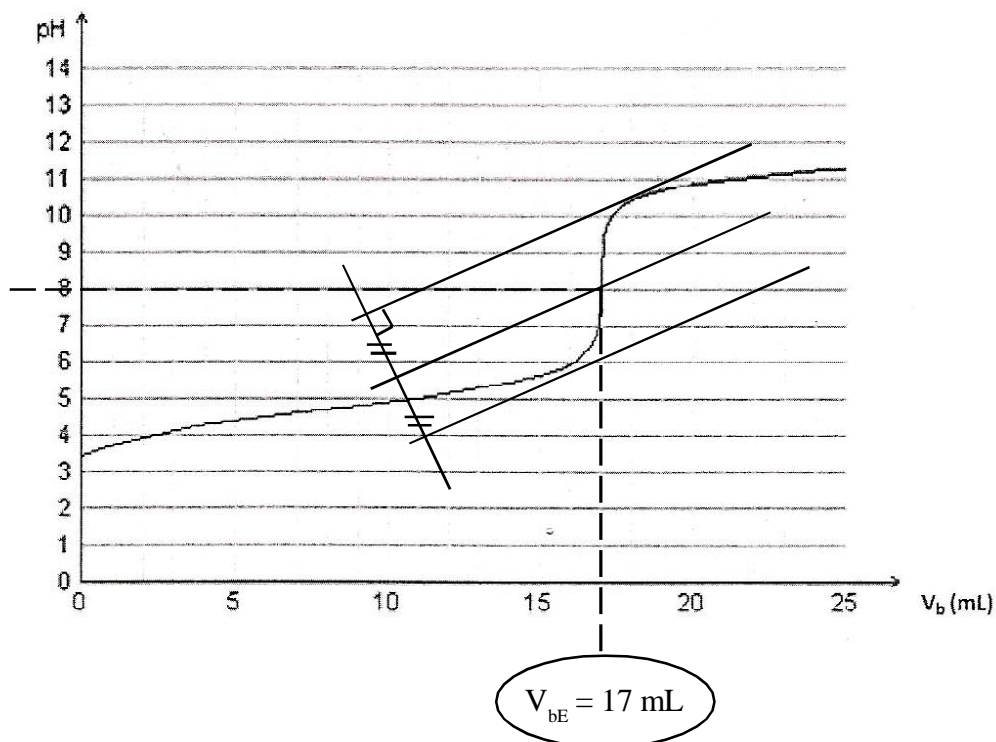
2.1. Pour prélever un volume précis de 10,0 mL on utilise une pipette jaugée (schéma 2) de 10,0 mL.

2.2. Pour effectuer un bon remplissage de la burette, il faut que le bas du ménisque de la solution soit au-dessus du trait zéro. Ce n'est pas le cas. Le réglage initial de la burette n'est pas bon.

La figure ci-dessous représente la bonne situation de réglage de la burette:



2.3.1. On utilise la méthode des tangentes.



2.3.2. Al'équivalence on est dans les proportions stoechiométriques. Compte tenu de l'équation du dosage donnée, pour 1 mole d'acide consommée, 1 mole de soude a été versée, on peut établir $n_a = n_{bE}$.

2.3.3. Or par ailleurs $n = c \times V$ ce qui donne $c_a \times V_a = c_b \times V_{bE}$ on en déduit $c_a = \frac{c_b \times V_{bE}}{V_a}$

$$c_a = \frac{c_b \times V_{bE}}{V_a} = \frac{0,10 \times 17,0}{10,0} = 0,17 \text{ mol/L}$$

2.3.4. Dans l'énoncé on me dit «on dilue d'abord 10 fois ce produit». La solution que nous venons de doser est donc 10 (x) moins concentrée que le solution commerciale. On en déduit $C = 10 \times c_a = 10 \times 0,17 = 1,7 \text{ mol/L}$.

2.3.5. L'acide éthanóique a pour formule brute $C_2H_4O_2$. On en déduit la masse molaire moléculaire:
 $M = 2 \times M(C) + 4 \times M(H) + 2 \times M(O) = 2 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 16 = 60 \text{ g/mol}$.

1 Litre de produit d'entretien contient donc 1,7 mol d'acide éthanóique, ayant une concentration $C = 1,7 \text{ mol/L}$.

On en déduit la masse d'acide éthanóique présente dans 1 L de cette solution en appliquant la relation:

$$m = n \times M = 1,7 \times 60 = 102 \text{ g}$$

2.3.6. Sur l'étiquette on indique «Contient 100 g d'acide acétique par litre de produit». Nous avons trouvé par le dosage une masse de 102 g par litre de solution. La valeur est voisine de celle indiquée.