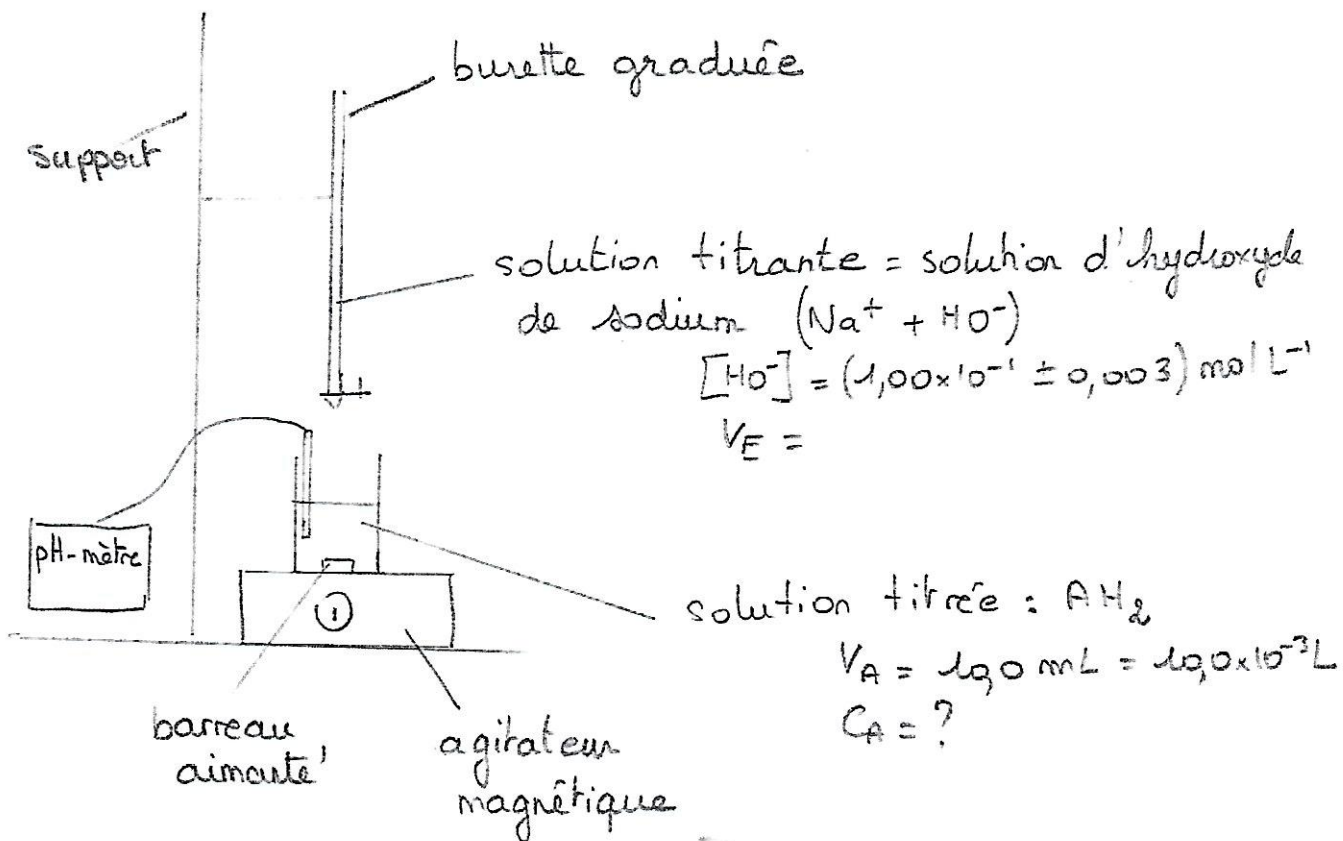


gélule dissous $\Rightarrow V_S = 100,0 \text{ mL}$

$$[HO^-] = (1,00 \cdot 10^{-1} \pm 0,003) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\left. \begin{array}{l} V_A = 10,0 \text{ mL} = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ C_A = ? \end{array} \right\} S$$

1)



2) A l'équivalence, les réactifs ont été introduits en quantités stoechiométriques, ils ont donc été entièrement consommés, ainsi :

$$\frac{n(\text{AH}_2)}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)}{2}$$

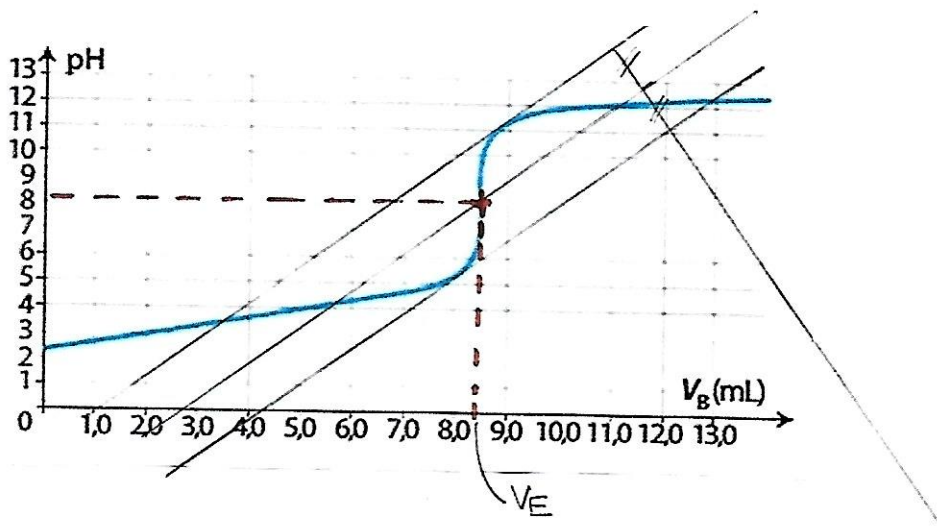
Calculons C_A :

$$C_A \times V_A = \frac{[HO^-] \times V_E}{2}$$

$$C_A = \frac{[H_3O^+] \times V_E}{2 \times V_A}$$

(10)

Graphiquement par la méthode des tangentes on trouve V_E :



$$V_E = 8,5 \text{ mL} = 8,5 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$\text{d'où } C_A = \frac{1,00 \cdot 10^{-1} \times 8,5 \cdot 10^{-3}}{2 \times 10,0 \times 10^{-3}}$$

$$\underline{C_A = 4,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

Trouvons la quantité de matière n_0 d' AH_2 dans la gélule :

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

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

$$m = C \times V$$

$$n_0 = C_A \times V$$

$$n_0 = 4,25 \cdot 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3}$$

$$\underline{n_0 = 4,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Cherchons alors m_{exp} :

$$M = \frac{m}{n} \quad \begin{array}{l} \text{g} \\ \text{mol} \end{array}$$

$\underbrace{\hspace{1.5cm}}_{\text{g/mol}}$

$$m_{exp} = m_0 \times M$$

$$m_{exp} = 4,25 \times 10^{-3} \times 116$$

$$m_{exp} = \underline{4,93 \cdot 10^{-1} \text{ g}} \\ = \underline{493 \text{ mg}}$$

3) Les sources d'erreurs possibles sont:

- gélule non entièrement vidée
- erreur sur le volume V_A prélevé
- erreur sur la concentration de la solution titrante $[HO^-]$
- erreur sur la détermination du volume équivalent
- erreur sur le volume V de préparation de solution.

4) on a $m_{exp} = m_0 \times M$ et $m_0 = C_A \times V$

$$m_{exp} = C_A \times V \times M \quad \text{et} \quad C_A = \frac{[HO^-] \times V_E}{2 \times V_A}$$

$$\text{d'où} \quad m_{exp} = \frac{[HO^-] \times V_E \times V \times M}{2 \times V_A}$$

L'incertitude type $u(m_{exp})$ est donc:

$$u(m_{exp}) = m_{exp} \times \sqrt{\left(\frac{u([HO^-])}{[HO^-]}\right)^2 + \left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(V)}{V}\right)^2 + \left(\frac{u(V_A)}{V_A}\right)^2}$$

11

TR1
ch3

10

Pour répondre au problème, on va calculer la masse d'ions I^- contenus dans les 100 mL de solution S. (13) TR1 Ch3 (11)

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits en quantités stoechiométriques, ils ont donc été entièrement consommés, ainsi :

$$\frac{n(I^-)}{2} = \frac{n(Pb^{2+})}{1}$$

$$\frac{[I^-] \times V}{2} = [Pb^{2+}] \times V_E$$

$$[I^-] = \frac{2 \times [Pb^{2+}] \times V_E}{V}$$

Graphiquement on détermine $V_E = 100 \text{ mL} = 100 \times 10^{-3} \text{ L}$

$$[I^-] = \frac{2 \times 5,00 \cdot 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3}}{50,0 \times 10^{-3}}$$

$$[I^-] = \underline{2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Calculons maintenant la quantité de matière n dans les 100,0 mL de solution S.

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

mol/L

$$n = C \times V = [I^-] \times V$$

$$n = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = \underline{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

et calculons la masse : $M = \frac{m}{n}$ (14)
g/mol mol

$$m_{I^-} = M \times n$$

$$m_{I^-} = 126,9 \times 2,00 \cdot 10^{-3}$$

$$\underline{m_{I^-}} = \underline{2,54 \cdot 10^{-1} \text{ g}}$$
$$= \underline{254 \text{ mg}}$$

Dans 50,0 g d'algues il y a 254 mg de I^- .

Pour un adolescent, il est recommandé 150 μg d' I^- par jour.

donc :

masse d'algues	masse d' I^-
50,0 g	$254 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
?	$150 \cdot 10^{-6} \text{ g}$

$$\frac{50,0 \times 150 \cdot 10^{-6}}{254 \cdot 10^{-3}} = 2,95 \cdot 10^{-2} \text{ g d'algues}$$

Par jour un adolescent peut consommer $2,95 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ soit 29,5 mg d'algues par jour.

d'appert maximal est de 900 μg / jour, l'adolescent ne doit pas dépasser : $\frac{50,0 \times 900 \cdot 10^{-6}}{254 \cdot 10^{-3}} = 1,77 \cdot 10^{-1} \text{ g}$ soit 177 mg d'algues par jour.