



# Titration détartrant pour cafetière.

## CORRECTION

### II. Exploitation du titrage :

<http://labotp.org>

Lycée Louis Armand

- 0,5 1) L'ajout d'eau dans la solution  $S_0$  ne modifie pas la quantité de matière **initiale** d'acide sulfamique. Cette quantité de matière initiale dépend de la masse d'acide  $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$  apportée.
- 0,5 2) couples acide/base en présence  $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$  demi-équation:  $\text{HO}^- (\text{aq}) + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} (\text{l})$   
 et  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$  demi-équation:  $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{H}^+$   
 équation de la réaction:  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- 0,5 3) On a la réaction :  $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{NH}_2\text{SO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+$  qui indique que la disparition d'une mole de  $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$  conduit à la formation d'une mole de  $\text{H}_3\text{O}^+$ .  
 Donc  $n_{\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}}^{\text{apportée}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+}^{\text{formée dans la solution } S_0}$ .

titre

0,5

unités

0,5

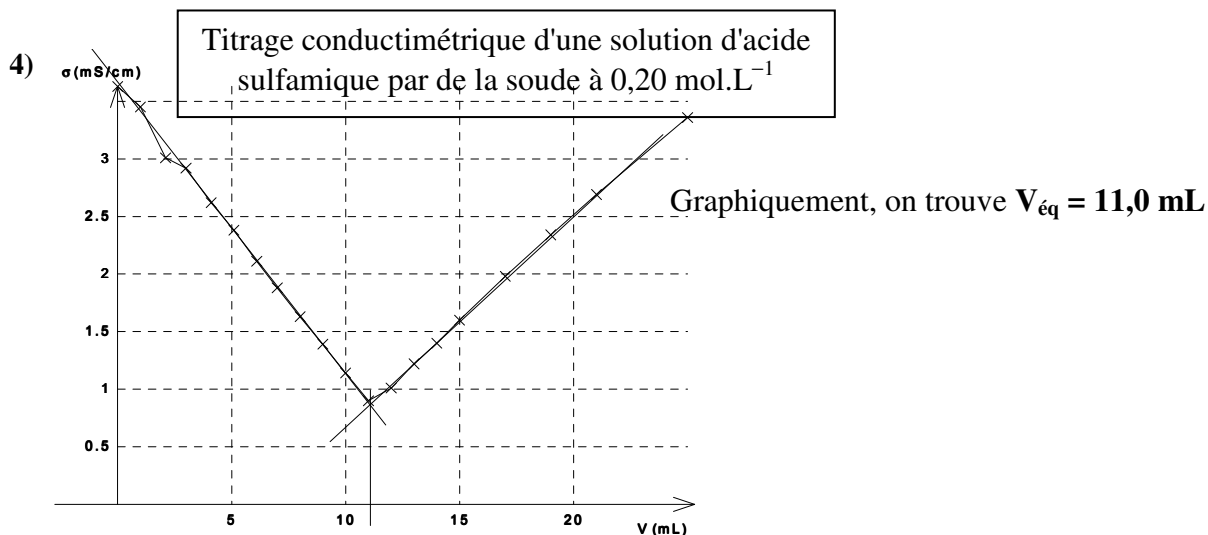
grille

0,25

 $V_{\text{eq}}$ 

0,5

1,75



- 0,25 5) À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques et sont alors totalement consommés

0,5 donc  $n_{\text{HO}^-}^{\text{versée}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+}^{\text{initiale}}$

0,5 6) on a  $n_{\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+}$  donc  $n_{\text{HO}^-}^{\text{versée}} = n_{\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}}$

7) soit  $c_B \cdot V_{\text{eq}} = c_0 \cdot V_0$

0,5

$$c_0 = \frac{c_B \cdot V_{\text{eq}}}{V_0}$$

8)  $n_{\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}} = \frac{m}{M} = c_0 \cdot V$

0,5 donc  $m_{\text{acide}} = c_0 \cdot V \cdot M$

0,5 soit  $m_{\text{acide}} = \frac{c_B \cdot V_{\text{eq}}}{V_0} \cdot V \cdot M_{\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}}$

### 9) *pourcentage massique*

$$9.1. P(\%) = \frac{m_{\text{acide}}}{m_{\text{sachet}}} \times 100$$

$$P(\%) = \frac{c_B \cdot V_{\text{eq}} \cdot \frac{V}{V_0} \cdot M_{\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}}}{m_{\text{sachet}}} \times 100$$

1

$$P(\%) = \frac{c_B \cdot V_{\text{eq}} \cdot V \cdot M_{\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}}}{m_{\text{sachet}} \cdot V_0} \times 100$$

1

$$9.2. P(\%) = \left( \frac{0,20 \times 11,0 \cdot 10^{-3} \times 500 \cdot 10^{-3} \times (14,0 + 3 \times 1,0 + 32,1 + 3 \times 16,0)}{20,0 \times 5,0 \cdot 10^{-3}} \right) \times 100$$

**P(%) massique = 107 %**

1

**9.3.** Ce résultat semble faux, le pourcentage massique ne peut pas dépasser 100%. (100% signifie que le sachet de détartrant contient de l'acide sulfamique pur)

### 10) *Erreur sur $V_{\text{eq}}$*

0,5

**10.1.** Si  $V_{\text{eq}}$  était plus petit de 0,5 mL: alors  $V_{\text{eq}} = 10,5$  mL.

On aurait % massique = **102 %**

0,5

**10.2.** On peut conclure que le sachet doit être de l'acide sulfamique pur, en effet une simple erreur de 0,5 mL sur  $V_{\text{eq}}$  modifie la valeur du pourcentage massique de **5 %**.

Il faut travailler avec beaucoup de rigueur pour limiter l'erreur sur la valeur de  $V_{\text{eq}}$ .