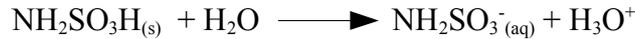


**Exercice 20 p 156 :**

Introduction pour comprendre l'exercice :

Les détartrants cafetières sont obtenues par dissolution de l'acide sulfamique  $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}_{(s)}$  dans l'eau selon l'équation bilan :



|                    |  |   |                      |                   |                                   |   |                        |
|--------------------|--|---|----------------------|-------------------|-----------------------------------|---|------------------------|
|                    | $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}_{(s)}$ | + | $\text{H}_2\text{O}$ | $\longrightarrow$ | $\text{NH}_2\text{SO}_3^-_{(aq)}$ | + | $\text{H}_3\text{O}^+$ |
| État initial       | $n_A$                                  |   | excès                |                   | 0                                 |   | 0                      |
| État intermédiaire | $n_A - x$                              |   | excès                |                   | x                                 |   | x                      |
| État final         | $n_A - x_{\max}$                       |   | excès                |                   | $x_{\max}$                        |   | $x_{\max}$             |

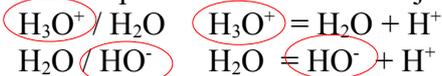
L'acide sulfamique est le réactif limitant donc à l'état final :

$$n_A - x_{\max} = 0 \quad \text{d'où} \quad n_{\text{H}_3\text{O}^+} = x_{\max} = n_A$$

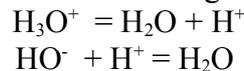
On réalise donc le dosage des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenus dans la solution ou l'on a dissout le détartrant cafetière, par les ions hydroxydes  $\text{HO}^-$  contenus dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. La connaissance de la quantité de matière d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  formés lors de la dissolution de l'acide sulfamique dans l'eau permet de remonter à la quantité de matière  $n_A$  d'acide sulfamique dissout.

a) Équation bilan de la réaction de dosage :

Les couples acide-base mis en jeu lors de cette réaction sont :



On en déduit donc l'équation bilan de la réaction de titrage :



b) Quantité de matière  $n_A$  d'acide contenu dans le volume de solution titré :

Réalisons un tableau d'avancement de la réaction lorsque l'état d'équivalence est atteint.

On rappelle que l'état d'équivalence est l'état final du système pour lequel les réactifs ont été introduits en proportion stoechiométriques.

|                    |                        |   |                     |                   |                      |
|--------------------|------------------------|---|---------------------|-------------------|----------------------|
|                    | $\text{H}_3\text{O}^+$ | + | $\text{HO}^-$       | $\longrightarrow$ | $\text{H}_2\text{O}$ |
| État initial       | $n_A$                  |   | $n_B$               |                   | excès                |
| État intermédiaire | $n_A - x$              |   | $n_B - x$           |                   | excès                |
| État final         | $n_A - x_{\max,eq}$    |   | $n_B - x_{\max,eq}$ |                   | excès                |

A l'état final on a  $n_A - x_{\max,eq} = n_B - x_{\max,eq} = 0$  mol

On en déduit donc que  $n_A = n_B$

Soit  $n_A = C_B \times V_{eq}$

AN :  $n_A = 0,100 \times 9,9 \times 10^{-3}$

$$n_A = 9,9 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

Il y a donc  $9,9 \times 10^{-4}$  mol d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans les 10 mL de solution titrée.

Quantité d'acide  $n_A'$  d'acide contenu dans la solution S :

Sachant qu'il y a  $9,9 \times 10^{-4}$  mol d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans les 10 mL de solution titrée, on en déduit la quantité d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenus dans le volume  $V_0$  de cette même solution. On a :

$$\frac{n'_A}{V_0} = \frac{n_A}{V}$$

$$\text{Soit } n'_A = \frac{n_A \times V_0}{V}$$

$$\text{AN : } n'_A = \frac{9,9 \times 10^{-4} \times 100}{10,0}$$

$$\mathbf{n'_A = 9,9 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

Il y a  $9,9 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans les 100 mL de solution S.

c) En déduire la masse d'acide  $m_A$  contenue dans la solution S :

On sait que  $m_A = n_A \times M_A$

avec  $M_A = M(\text{N}) + 3 \times M(\text{H}) + M(\text{S}) + 3 \times M(\text{O}) = 14,0 + 3 \times 1,0 + 32,1 + 3 \times 16,0$

$M_A = 97 \text{ g.mol}^{-1}$

Soit au final :  $m_A = 9,9 \times 10^{-3} \times 97$

$$\mathbf{m_A = 9,6 \times 10^{-1} \text{ g}}$$

d) Pourcentage massique d'acide sulfamique dans le détartrant étudié :

On a dissout 1,00g de détartrant commercial dans l'eau. Le dosage effectué sur la solution obtenue montre que l'on a dissout 0,96g d'acide sulfamique pur.

On en déduit que le détartrant cafetière utilisé à un pourcentage massique d'acide sulfamique de **96%**.