

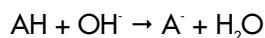
## Thème 4 – Chapitre 2 – Activité 1

### DOSAGE DE L'ASPIRINE

Éléments de réponse

#### PROTOCOLE

1.1.



1.2.

L'hydrogénophtalate de potassium se comporte comme un monoacide faible que l'on symbolise par AH. Au point équivalent du dosage,  $n_{AH} = n_{OH^-}$ .

Donc  $m_{AH} / M_{AH} = C_{NaOH} \times Ve$  d'où la masse d'hydrogénophtalate à peser est :

$$m_{AH} = M_{AH} \times C_{NaOH} \times Ve = 204,22 \times 0,05 \times 0,015 = 0,1532 \text{ g}$$

#### QUESTIONS

1.

Le calcul du 1.2. permet de déterminer la concentration de la solution de NaOH :

$$C_{NaOH} = m_{AH} / (M_{AH} \times Ve)$$

En se servant du tableau 3, on obtient :

$$C_1 = 0,1531 / (204,22 \times 0,0158) = 0,04745 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_2 = 0,1633 / (204,22 \times 0,0170) = 0,04704 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$|C_1 - C_2| = 0,04745 - 0,04704 = 0,00041 = 4,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2,8 \text{ sr} = 2,8 \times 2 \cdot 10^{-4} = 5,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

On a bien  $C_1 - C_2 < 2,8 \text{ sr}$ , les deux essais ont bien été obtenus en conditions de répétabilité, on peut effectuer la moyenne :  $C = (C_1 + C_2) / 2 = 0,04724 \text{ mol.L}^{-1}$ .

2.

Il s'agit d'un dosage entre une base forte (NaOH) et un acide faible (hydrogénophtalate de K), le pH à l'équivalence sera donc basique. En conséquence, on choisit un indicateur de pH dont la zone de virage est en milieu basique, ce qui est le cas de la phénolphthaléine.

3.

L'aspirine étant un monoacide faible symbolisé par AH, on peut aussi écrire qu'au point équivalent du dosage,  $n_{AH} = n_{OH^-}$ .

$$C_{AH} \times E_{AH} = C_{OH^-} \times Ve \text{ d'où } C_{AH} = (C_{OH^-} \times Ve) / E_{AH}$$

[ $E_{AH}$  représente la prise d'essai de la solution d'aspirine utilisée pour le dosage, soit 100 mL]

En se servant du tableau 4, on calcule les deux concentrations de la solution d'aspirine :

$$C_1 = (0,04724 \times 0,0120) / 0,1 = 5,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_2 = (0,04724 \times 0,0121) / 0,1 = 5,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$|C_1 - C_2| = 5,72 \cdot 10^{-3} - 5,67 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2,8 \times sr = 2,8 \times 1 \cdot 10^{-4} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

On a bien  $C_1 - C_2 < 2,8 \text{ sr}$  ; les deux essais ont bien été obtenus en conditions de répétabilité et on peut effectuer la moyenne :  $C = (C_1 + C_2) / 2 = 5,695 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

4.

On calcule la quantité de matière d'aspirine contenue dans 1 L de la solution d'aspirine préparée :

$$n = 5,695 \cdot 10^{-3} \times 1 = 5,695 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

D'où la masse d'aspirine correspondante :  $m = n \times M_{aspirine} = 5,695 \cdot 10^{-3} \times 180 = 1,025 \text{ g}$ .

Or, la solution d'aspirine a été préparée à partir de deux comprimés d'aspirine, donc la masse d'aspirine contenue dans un comprimé est égale à  $1,025 / 2 = 0,512 \text{ g} = 512 \text{ mg}$ .

5.

La spécification du fabricant est de 500 mg, on calcule donc l'inexactitude relative IR :

$$IR = (|\text{masse donnée par le fabricant} - \text{masse expérimentale}| / \text{masse donnée par le fabricant}) \times 100$$

$$IR = ((512 - 500) / 500) \times 100 = 2,4 \%$$

La spécification du fabricant est correcte.