

**Exercice n°1: Extraction d'un arôme: la menthone**

1) La technique utilisée est l'**hydrodistillation**.

- 2) 1: chauffe ballon;  
2: ballon;  
3: réfrigérant ou condenseur à eau;  
4: éprouvette graduée.  
5: distillat

3) A: ligne de front du solvant; B: ligne de dépôt.

4) Les dépôts 1, 2, 4 et 5 donnent une seule tache: ce sont des espèces chimiques pures. L'huile essentielle de menthe (dépôt 3) donne plusieurs taches dont 4 sont identifiables. En effet, 4 taches de l'huile essentielle de menthe sont au même niveau que les taches des dépôts 1, 2, 4 et 5. L'huile essentielle de menthe contient donc de la menthone, du menthol, de l'eucalyptol et de la menthofurame.

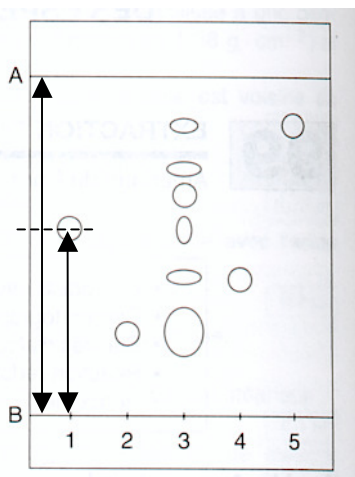
5) Le rapport frontal  $R_f$  est défini par:  $R_f = h / H$  avec:

h: hauteur atteinte par le **centre de la tache** de la menthone.

H: hauteur atteinte par l'éluant.

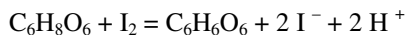
H et h sont mesurés par rapport à la ligne de dépôt.

Ici:  $h = 2,4$  cm et  $H = 4,5$  cm donc  $R_f = 0,53$ .

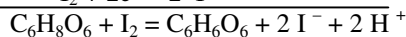
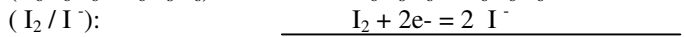
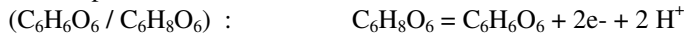


**Exercice n°2: Dosage de la vitamine C (8 points)**

1) Sachant que le diiode est un oxydant et que l'équation de la réaction est:



Les couples sont:



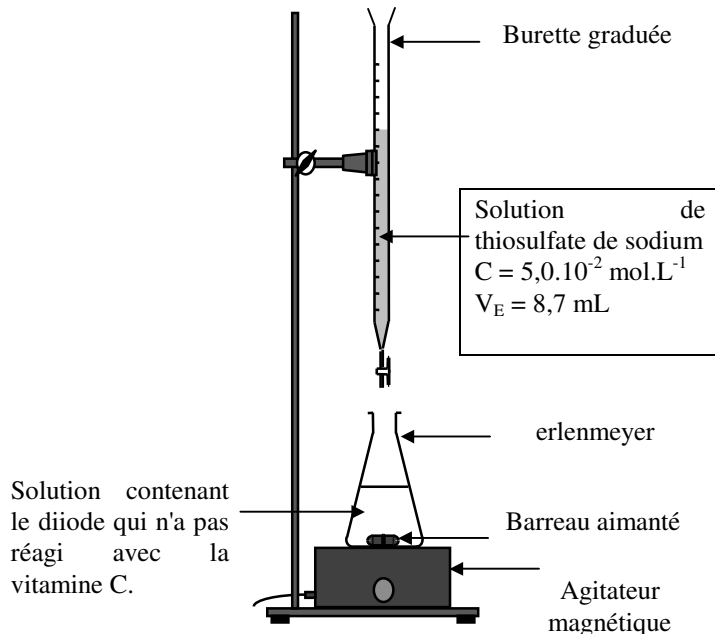
2) Quantité de diiode introduite:

$$n_1 = [I_2] \times V_1 = 5,0 \cdot 10^{-2} \times 10,0 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

3) La réaction est totale et le diiode est en excès. Compte tenu des coefficients stoechiométrique des réactifs, la quantité initiale  $n_0$  de vitamine C du prélèvement de  $S_0$  est égale à la quantité de diiode  $n_2$  qui a réagi:

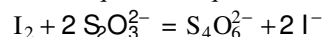
$$n_0 = n_2$$

4)



5) L'indicateur de fin de réaction est le thiodène (ou l'empois d'amidon). L'ajout de cet indicateur lorsque la solution est jaune pâle colore la solution en noir à cause de la présence du diiode. A l'équivalence, lorsque tout le diiode a réagi la solution passe du noir à l'incolore.

6) A l'équivalence les réactifs ont été mélangés dans les proportions stoechiométriques de l'équation de dosage:



donc:  $n_3 = n_E / 2$

7) On a:

$$n_3 = \frac{1}{2} \times C \times V_E = \frac{1}{2} \times 5,0 \cdot 10^{-2} \times 8,7 \cdot 10^{-3} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Et:  $n_1 = n_2 + n_3 \Leftrightarrow n_2 = n_1 - n_3$

$$n_2 = 5,0 \cdot 10^{-4} - 2,2 \cdot 10^{-4} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n_0$$

8) La quantité de vitamine C dans 10,0 mL de  $S_0$  est:

$$n_0 = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Or la solution  $S_0$  a un volume de 100,0 mL donc la quantité de vitamine C qu'elle contient est  $n'_0 = 10 \times n_0 = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

La masse de vitamine C correspondante est alors:

$$m(\text{vit C}) = n'_0 \times M = 2,8 \cdot 10^{-4} \times 176 = 0,49 \text{ g} \approx 490 \text{ mg}$$

On retrouve une valeur voisine de **500 mg à 2 % près**.