

#### Exercice 4

Une certaine quantité de substance X de masse moléculaire de 292,16 est dissoute dans une fiole jaugée de 5 mL.

On prélève 1mL de cette solution que l'on introduit dans une fiole jaugée de 10 mL et on porte au trait avec de l'eau. L'absorbance mesurée de cette solution est de 0,477 à 340 nm dans une cuvette de 1cm. Le coefficient d'absorption molaire est de  $6130 \text{ M}^{-1}$  à 340 nm

1. Calculer la concentration molaire dans la cuve
2. Quelle est la concentration molaire du composé dans la fiole de 5 mL
3. Combien a-t-il fallu de mg de ce composé pour faire la solution dans la fiole jaugée de 5 mL ?

#### Corrigé

##### Substance X

1. Calcul de la concentration molaire dans la cuve

Nous avons effectué une dilution,

En utilisant la loi de Beer Lambert, on calcule la concentration de la solution obtenue (2)

$$A = \epsilon \cdot l \cdot C \Rightarrow C = A / \epsilon \cdot l \Rightarrow C = 0.447 / 6130 \cdot 1 = 7.78 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$C_2 = 7.78 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la concentration molaire du composé dans le matras de 5 mL

On remarque que la concentration de la solution 1 est 10 fois plus concentrée que la solution 2 (réalisation d'une dilution décimale)

$$\text{On peut donc écrire } C_1 = 10 \cdot C_2 \Rightarrow C_1 = 10 \cdot 7.78 \cdot 10^{-5} = 7.78 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$C_1 = 7.78 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

3. Détermination de la masse du composé pour préparer la solution dans le matras de 5 mL

$$\left. \begin{array}{l} 7.78 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \dots\dots\dots > 1000 \text{ mL} \\ x \dots\dots\dots > 5 \text{ mL} \end{array} \right\} x = 3.89 \cdot 10^{-6} \text{ mole}$$

$$M = 292.16 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \dots\dots\dots > 292.16 \text{ g} \\ 3.89 \cdot 10^{-6} \text{ mole} \dots\dots\dots > m \end{array} \right\} m = 1.136 \text{ mg}$$