

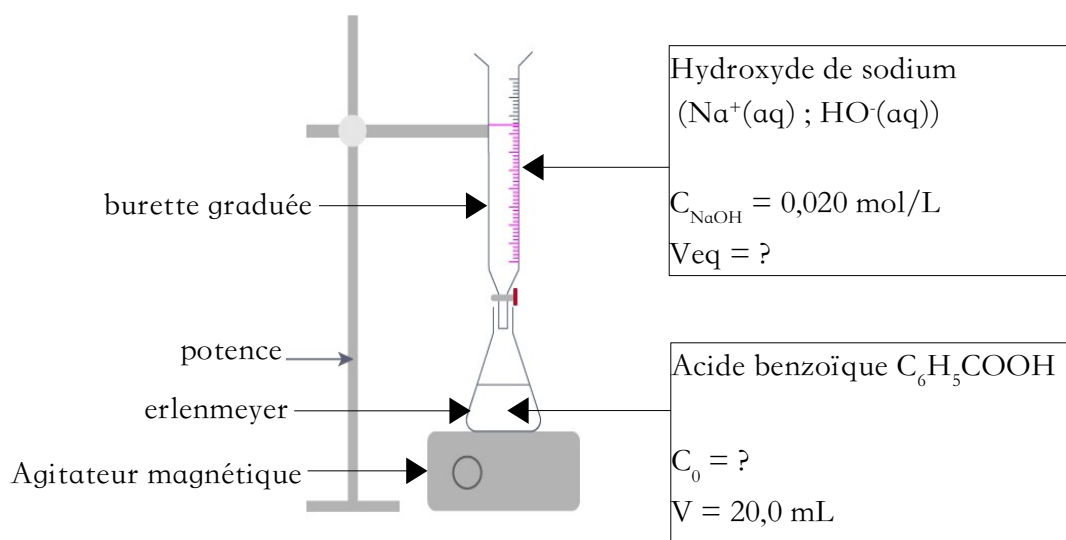
Activité
expérimentale n°3

Extraction liquide-liquide de l'acide benzoïque et rendement

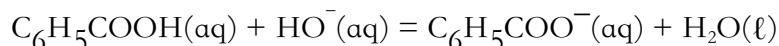
Correction

I. Etude préliminaire : analyse de la solution aqueuse d'acide benzoïque

1. On réalise un titrage de l'acide benzoïque présent dans un prélèvement de volume $V = 20,0$ mL d'une solution aqueuse saturée en acide benzoïque, appelée solution S_0 . La solution titrante est une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) ; \text{HO}^-(\text{aq})$) ou soude à $C_{\text{NaOH}} = 0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On utilisera le bleu de bromothymol (BBT) comme indicateur de fin de réaction.



L'équation de la réaction support du titrage est :



Expérimentalement on observe un changement de couleur du jaune vers le bleu pour $V_{\text{eq}} = 26,2$ mL

A l'équivalence les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques donc :

$$C_0 \cdot V = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{eq}} \Rightarrow C_0 = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{eq}} / V = 0,020 \times 26,2 / 20,0 = \underline{2,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

II. Deuxième partie : extraction simple et détermination de la constante de partage

2. L'acide benzoïque a une partie polaire hydrophile (le groupe COOH) qui peut faire des interactions

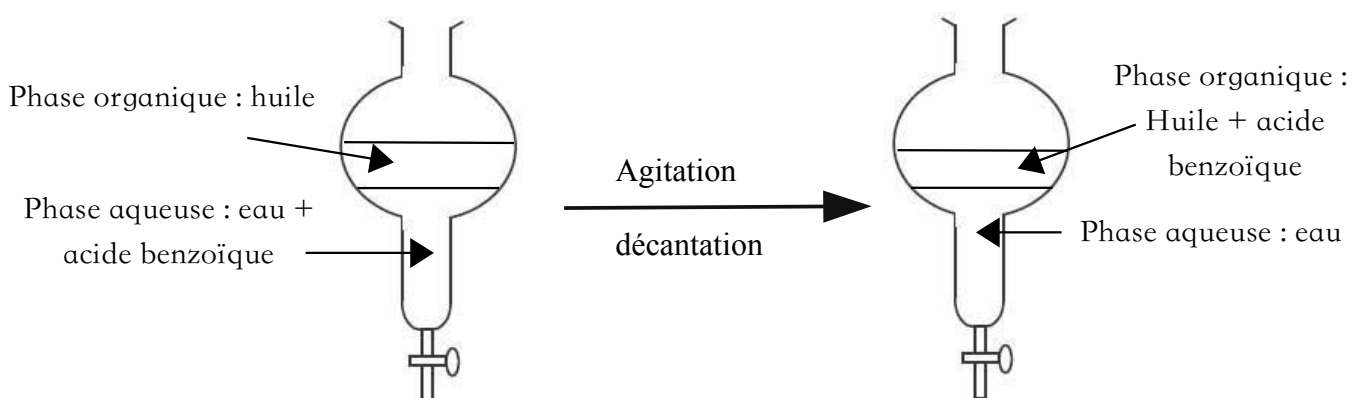
de Van der Waals de type Keesom, Debye et London avec l'eau, solvant polaire protique ainsi que des liaisons hydrogène.

L'acide benzoïque a une partie apolaire hydrophobe (le cycle aromatique) qui peut faire des interactions de Van der Waals de type London avec l'huile, solvant apolaire aprotique.

On constate que l'acide benzoïque est peu soluble dans l'eau et beaucoup dans l'huile ce qui signifie que le cycle aromatique fait des interactions de London plus importantes avec l'huile que les interactions qu'il pourrait faire avec l'eau. Cela est dû à la forte polarisabilité du cycle aromatique qui est volumineux.

3. L'huile de tournesol peut être utilisée comme solvant d'extraction car elle est non miscible avec l'eau et que l'acide benzoïque y est plus soluble que dans l'eau.

Schématisation de l'extraction de l'acide benzoïque de l'eau vers l'huile



La phase aqueuse se situe en dessous car la densité de l'eau est supérieure à celle de l'huile.

4. On effectue le même titrage qu'à la partie I. mais cette fois on dose l'acide benzoïque présent dans la phase aqueuse après l'extraction par une solution d'hydroxyde de sodium à $C_{\text{NaOH}} = 0,0040 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

A l'équivalence on obtient un changement de couleur pour $V_{\text{eq}} = 11,3 \text{ mL}$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}} \cdot V_0 = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{eq}} \Rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{eq}} / V_0$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}} = 0,0040 \times 11,3 / 10,0 = \underline{4,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

5. Le rendement expérimental s'exprime par : $\rho_1 = 1 - \frac{n_1}{n_0}$

- n_0 la quantité de matière d'acide benzoïque introduit dans l'ampoule à décanter en début d'extraction par ajout de 40,0 mL de solution S_0 : $n_0 = C_0 \cdot V_0 = 2,62 \cdot 10^{-2} \times 0,040 = \underline{1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$

- n_1 la quantité de matière d'acide benzoïque dans la phase aqueuse de 40 mL après l'extraction :

$$n_1 = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}} \cdot V_0 = 4,52 \cdot 10^{-3} \times 0,040 = \underline{1,81 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

On en déduit le rendement : $\rho_1 = 1 - \frac{n_1}{n_0} = 1 - (1,81 \cdot 10^{-4} / 1,05 \cdot 10^{-3}) = 0,83 = \underline{83\%}$

6. La quantité de matière d'acide benzoïque en phase organique, de volume 40,0 mL, se calcule par :

$$n_{\text{org}} = n_0 - n_1 = 1,05 \cdot 10^{-3} - 1,81 \cdot 10^{-4} = 8,69 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On en déduit $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{org}} = n_{\text{org}} / V_{\text{org}} = 8,69 \cdot 10^{-4} / 0,040 = \underline{2,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

On calcule la constante de partage par $K = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{org}} / [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}}$

$$K = 2,17 \cdot 10^{-2} / 4,52 \cdot 10^{-3} = \underline{4,8}$$

Ainsi l'acide benzoïque est 4,8 fois plus soluble dans l'huile que dans l'eau.

7. Avec les résultats des 9 groupes on détermine, par un calcul statistique de type A, la moyenne de la constante de partage et l'écart-type :

$$\bar{K} = 3,77 \quad \text{et} \quad \sigma(\bar{K}) = 1,38$$

On en déduit l'incertitude-type sur la valeur moyenne de K : $u(\bar{K}) = \frac{\sigma}{\sqrt{9}} = \frac{1,38}{\sqrt{9}} = 0,46$

Donc la constante de partage peut s'exprimer : $\bar{K} = (3,77 \pm 0,46)$

8. Avec un rendement de 83% on peut dire que l'huile est efficace pour extraire l'acide benzoïque d'une phase aqueuse et remplacer des solvants chlorés mauvais pour l'environnement.

III. Troisième partie : extraction double et comparaison du rendement

9. On effectue le même titrage qu'à la partie II. On dose l'acide benzoïque présent dans la phase aqueuse après la double extraction par une solution d'hydroxyde de sodium à $C_{\text{NaOH}} = 0,0040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

A l'équivalence on obtient un changement de couleur pour $V_{\text{eq}} = 5,8 \text{ mL}$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}} \cdot V_0 = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{eq}} \Rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{eq}} / V_0$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_{\text{aq}} = 0,0040 \times 5,8 / 10,0 = \underline{2,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

10. Le rendement expérimental s'exprime par : $\rho_1 = 1 - \frac{n_2}{n_0}$

- n_0 la quantité de matière d'acide benzoïque introduit dans l'ampoule à décanter en début d'extraction par ajout de 40,0 mL de solution S_0 :

$$n_0 = C_0 \cdot V_0 = 2,62 \cdot 10^{-2} \times 0,040 = \underline{1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

- n_2 la quantité de matière d'acide benzoïque dans la phase aqueuse de 40 mL après la double extraction :

$$n_2 = [C_6H_5COOH]_{\text{aq}} \cdot V_0 = 2,32 \cdot 10^{-3} \times 0,040 = \underline{9,28 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}$$

On en déduit le rendement : $\rho_1 = 1 - \frac{n_2}{n_0} = 1 - (9,28 \cdot 10^{-5} / 1,05 \cdot 10^{-3}) = 0,88 = \underline{88\%}$

On constate que le rendement de la double extraction est meilleur que celui de la simple extraction. Il vaut donc mieux réaliser n fois l'extraction avec un volume V de solvant extracteur qu'une seule fois avec un volume $n \cdot V$ de solvant extracteur.