

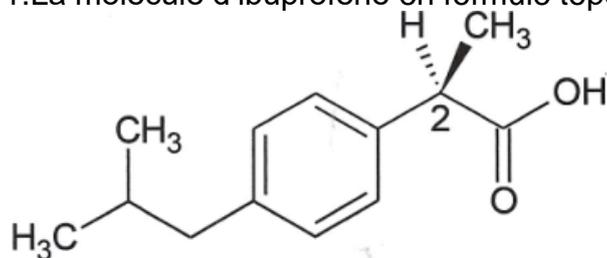
L'ibuprofène est la substance active de nombreux médicaments de la classe des anti-inflammatoires non stéroïdiens. Cet anti-inflammatoire est aussi un analgésique (antidouleur) et un antipyrétique (lutte contre la fièvre). On l'utilise par exemple pour soulager l'arthrite, les maux de tête ou encore les courbatures.

Dans les années 1960, les laboratoires Boots développent l'ibuprofène de formule brute $C_{13}H_{18}O_2$ et proposent une voie de synthèse en six étapes (voir document 1 et 2).

Dans les années 1990, la société BHC met au point un procédé reposant sur les principes de la chimie verte, une chimie qui réduit la pollution à la source et qui est plus respectueuse de l'environnement. La nouvelle voie de synthèse, beaucoup plus efficace que la voie traditionnelle, ne met en jeu que trois étapes (étapes 1, 2 et 3 du document 1). Ainsi la quantité de sous-produit est considérablement réduite, de plus l'unique sous-produit formé est valorisé.

D'après <http://fr.wikipedia.org/wiki/Ibuprofène> et <http://culturesciences.chimie.ens.fr/node/787>

1. La molécule d'ibuprofène en formule topologique :



Quel est le nom du groupe caractéristique oxygéné que comporte l'ibuprofène ? Quelle est la fonction chimique correspondante ?

3. Troisième partie : titrage d'un comprimé d'ibuprofène

Afin de réaliser le titrage de l'ibuprofène contenu dans un comprimé d'« ibuprofène 400 mg » :

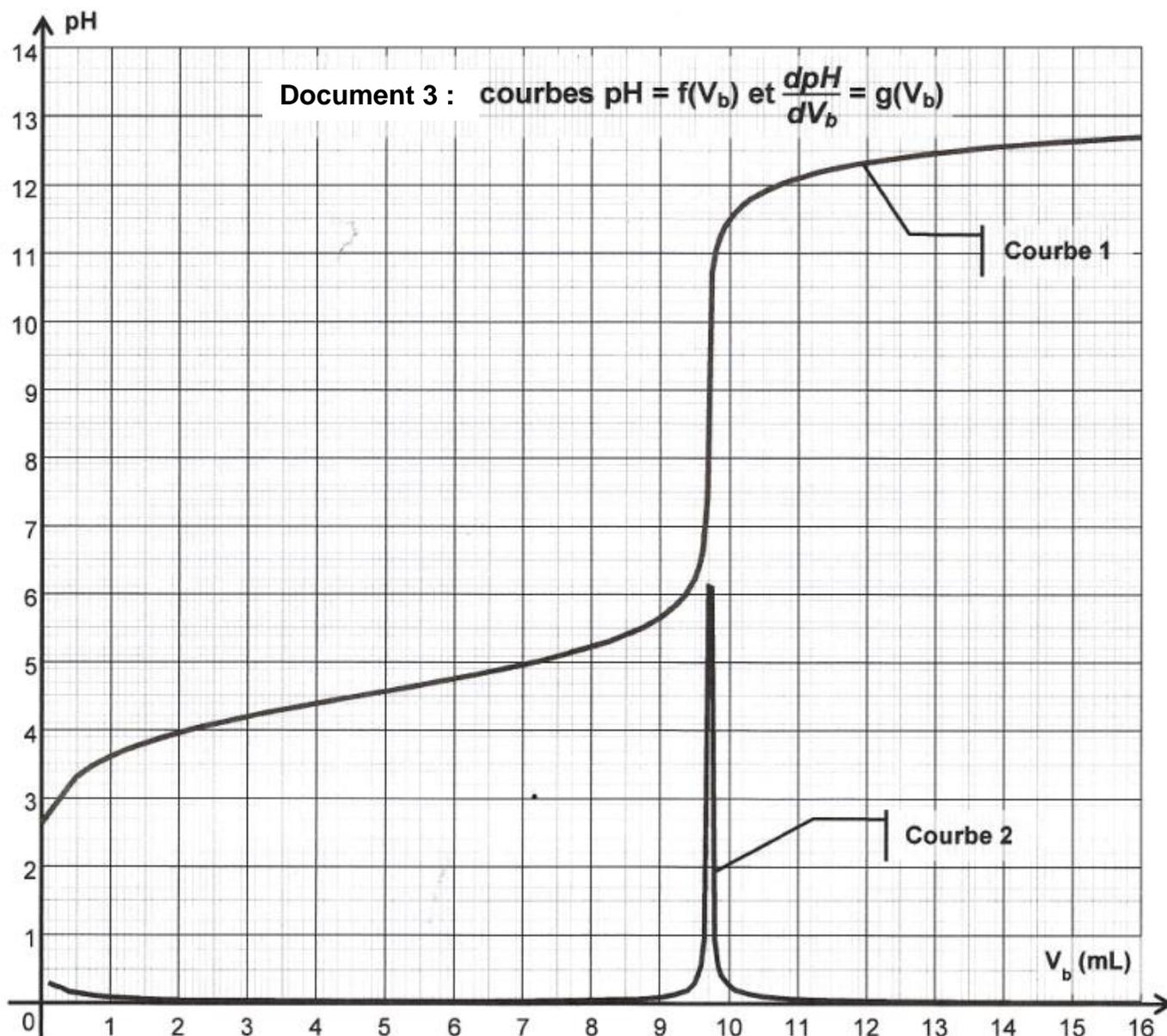
- on réduit en poudre le comprimé dans un mortier à l'aide d'un pilon ;
- on sépare la molécule active des excipients par dissolution dans l'éthanol que l'on évapore ensuite (les excipients sont insolubles dans l'éthanol) ;
- on introduit la poudre obtenue dans un becher et on ajoute environ 40 mL d'eau distillée ;
- le titrage est effectué à l'aide d'une burette graduée contenant une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^{+}_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)}$) de concentration molaire apportée $c_b = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$. Le titrage est suivi par pH-métrie (les courbes obtenues sont tracées dans le document 3 ci-après).

3.1. Réaliser un schéma du montage permettant d'effectuer le titrage.

3.2. Définir l'équivalence d'un titrage.

3.3. On rentre dans un tableur-grapheur les différentes valeurs du pH mesurées en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium ajoutée. On utilise les fonctionnalités du tableur-grapheur pour dériver le pH par rapport à V_b , la grandeur obtenue est notée $\frac{dpH}{dV_b}$. Les courbes

tracées suite au titrage pH-métrique sont $pH = f(V_b)$ et $\frac{dpH}{dV_b} = g(V_b)$ (document 3).



3.3.1. Parmi les courbes 1 et 2, quelle est celle qui représente $\text{pH} = f(V_b)$ et celle qui représente $\frac{d\text{pH}}{dV_b} = g(V_b)$? Justifier.

3.3.2. Déterminer la valeur du volume équivalent V_E par une méthode de votre choix.

On note, à présent, l'ibuprofène $\text{R}-\text{COOH}$.

3.4. À quel couple acide/base appartient l'ion hydroxyde HO^- ?

3.5. Écrire l'équation de la réaction support de titrage.

3.6. Quelles caractéristiques doit posséder une réaction chimique pour être utilisée lors d'un titrage ?

3.9. À l'aide des questions 3.3.2. et 3.5, déterminer la quantité de matière d'ions hydroxyde $n_E(\text{HO}^-)$ versée à l'équivalence et en déduire la quantité de matière $n_i(\text{ibu})$ d'ibuprofène titré.

3.10. Déduire des résultats précédents la masse m d'ibuprofène titré et comparer cette dernière à la valeur attendue.

3.11. On souhaite évaluer l'incertitude $U(m)$ sur la masse m liée aux différentes sources d'erreurs avec un niveau de confiance de 95%. Dans ces conditions :

- l'incertitude sur la mesure du volume versé par cette burette est $U_{\text{vol}} = 0,16 \text{ mL}$;
- l'incertitude sur la concentration en hydroxyde de sodium est $U_{\text{Cb}} = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'incertitude $U(m)$ sur la masse est alors telle que :
$$\frac{U(m)}{m} = \sqrt{\left(\frac{U_{\text{vol}}}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{U_{\text{Cb}}}{C_b}\right)^2}$$

Présenter le résultat de la valeur de la masse m sous la forme $m = m \pm U(m)$.

3.12. Parmi les indicateurs colorés acido-basiques proposés dans le tableau ci-après, quel est celui qui est le mieux adapté au titrage précédent ? Justifier.

| Indicateur coloré | Couleur acide | Zone de virage | Couleur basique |
|---------------------|---------------|----------------|-----------------|
| Vert de bromocrésol | jaune | 3,8 – 5,4 | bleu |
| Phénolphthaléine | incolor | 8,2 – 10 | rose |
| Jaune d'alizarine | jaune | 10,1 – 12,0 | rouge-orangé |

Données :

Masse molaire de l'ibuprofène : $M(C_{13}H_{18}O_2) = 206 \text{ g.mol}^{-1}$.

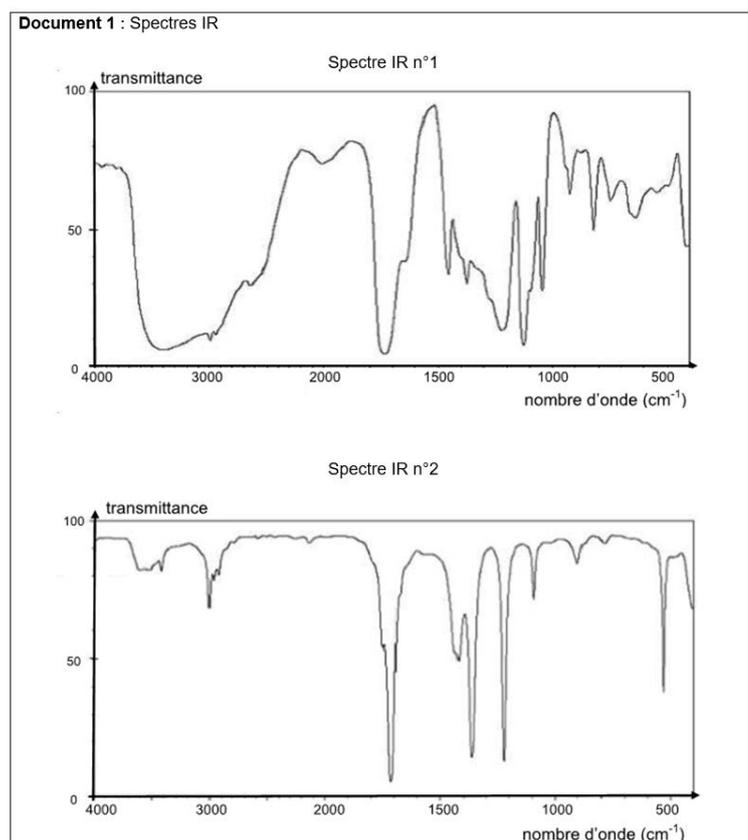
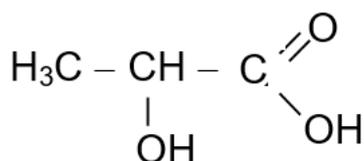
Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ à 25°C .

Exercice 2

Des tests d'effort sont pratiqués par des vétérinaires afin d'évaluer la condition physique des chevaux. Celle-ci est liée à l'apparition d'acide lactique dans les muscles pouvant entraîner des crampes douloureuses après un exercice physique prolongé. L'acide lactique est également à la base de la fabrication d'un polymère biodégradable, l'acide polylactique, utilisé en chirurgie vétérinaire pour réaliser des sutures.

1. L'acide lactique

La formule semi-développée de l'acide lactique est la suivante :



1.1. Étude de la molécule d'acide lactique

1.1.1. Donner la formule topologique de cet acide.

1.1.2. Entourer sur la représentation précédente les groupes caractéristiques présents dans la molécule et les nommer.

1.2. Analyse spectroscopique

1.2.1. Parmi les spectres IR proposés dans le document 1 ci-après, choisir en justifiant celui correspondant à l'acide lactique.

Donnée : bandes d'absorption en spectroscopie IR

| Liaison | C–C | C=O | O–H (acide carboxylique) | C–H | O–H (alcool) |
|------------------------------------|-------------|-------------|--------------------------|-------------|--------------|
| Nombre d'onde (cm^{-1}) | 1000 - 1250 | 1700 - 1800 | 2500 - 3200 | 2800 - 3000 | 3200 - 3700 |

1.2.2 Question indépendante : Dessiner le groupe carbonyle et donner le nom de ou des familles chimiques correspondantes

Exercice 3. Dosage spectrophotométrique de la vanilline dans un sachet de sucre vanillé

| | | |
|---------------------------|--|--|
| Espèce chimique | Vanilline (HVan) | Alcool vanillique (AVan) |
| Formule brute | $C_8H_8O_3$ | $C_8H_{10}O_3$ |
| Masse molaire moléculaire | 152,0 g.mol ⁻¹ | 154,0 g.mol ⁻¹ |
| Solubilité dans l'eau | Peu soluble sous sa forme acide. Soluble sous sa forme basique. | Peu soluble sous sa forme acide. Soluble sous sa forme basique. |
| pK _a (à 25°C) | 7,4 | 9,8 |

Sur l'étiquette du sachet de sucre vanillé, il est précisé l'information suivante :
« 4% en masse de gousse de vanille ». On souhaite vérifier cette information.

Protocole de préparation de la gamme étalon Dans une fiole jaugée de 1,00 L, introduire 100 mg de vanilline pure.

- Dissoudre complètement la vanilline et compléter jusqu'au trait de jauge avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. On obtient une solution mère notée F₀.
- Dans une fiole jaugée de 100,0 mL, introduire 1,00 mL de F₀ et compléter jusqu'au trait de jauge avec la solution d'hydroxyde de sodium. On note F₁ la solution fille obtenue.
- Préparer de même des solutions filles F₂ à F₆ en prélevant respectivement des volumes égaux à 2,0 ; 3,0 ; 4,0 ; 5,0 et 6,0 mL de F₀.
- Mesurer l'absorbance A des six solutions pour une longueur d'onde de 348 nm. À cette longueur d'onde, seule la vanilline absorbe.

Protocole de préparation de l'échantillon de sucre vanillé

- Dans une fiole jaugée de 500 mL, introduire 1,0 g de sucre vanillé.
- Dissoudre complètement le sucre et compléter jusqu'au trait de jauge avec la solution d'hydroxyde de sodium.
- Mesurer l'absorbance de la solution de sucre vanillé pour une longueur d'onde de 348 nm.

Résultats expérimentaux

| Solutions filles | F ₁ | F ₂ | F ₃ | F ₄ | F ₅ | F ₆ | sucre vanillé |
|--|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|---------------|
| Concentration (en μmol.L ⁻¹) | | 13 | 20 | 26 | 33 | 39 | |
| Absorbance A | 0,175 | 0,342 | 0,510 | 0,670 | 0,851 | 1,020 | 0,241 |

*D'après La chimie expérimentale (Chimie organique et minérale)
Romain BARBE, Jean-François LE MARÉCHAL – Édition 2007 DUNOD*

2.1. La masse molaire de la Vanilline vaut $M = 152 \text{ g.mol}^{-1}$. Montrer que la concentration de la solution mère F₀ est de $6,6 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ puis en déduire la concentration de la solution fille F₁.

2.2. Rappeler la loi de Beer Lambert puis déterminer sans faire de graphique mais en calculant une moyenne, la relation entre l'absorbance A et la concentration C en vanilline

2.3 En déduire la concentration molaire en vanilline C_v dans le sucre vanillé.

2.4 En déduire que la masse m de vanilline dans 1,0 g de sucre vanillé est d'environ 0,7 mg.

2.5 Sachant qu'un gramme de gousse de vanille peut contenir de 5 à 25 mg de vanilline, vérifier si la mention sur l'étiquette est acceptable.

Corrigé

Exercice 1 (9,5 pt)

Labolycee.org

Exercice 2 (d'après Bac Liban 2013) (3 pt)

[Corrigé labolycée](#)

Exercice 3 (6,5 pt)

[Corrigé Labolycée](#)