

Exercices chapitre 1

33 Le bicarbonate de soude (ou hydrogénocarbonate de sodium) est utilisé pour soigner, nettoyer ou cuisiner. Ses propriétés sont dues à la présence de l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- .

- Donner les deux couples acide-base auxquels cet ion appartient.
- Montrer que l'ion hydrogénocarbonate est une espèce amphotère.
- Mélangé à de l'acide éthanoïque, quel rôle joue cet ion ? Écrire l'équation de la réaction qui se produit.
- Reprendre la question précédente pour l'ion hydrogénocarbonate mis en présence d'ammoniac $\text{NH}_3\text{(aq)}$.

37 La vitamine C

Utiliser ses connaissances



L'acide ascorbique, également appelé vitamine C, est présent naturellement dans l'alimentation. Il a pour base conjuguée l'ion ascorbate $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-$.

- Quelle est la formule brute de l'acide ascorbique ?
- Écrire l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique et l'eau.
- Écrire l'équation de la réaction entre l'ion ascorbate et l'eau.

35 La phénolphthaléine existe sous deux formes, une incolore, notée $\text{AH}_{(aq)}$ et une rose, $\text{A}^-_{(aq)}$. On ajoute une solution de méthylamine $\text{CH}_3-\text{NH}_2\text{(aq)}$ à une solution de phénolphthaléine, incolore. Le mélange rosit.

- Montrer qu'une réaction chimique a lieu.
- Sachant qu'il se forme des ions méthylammonium $\text{CH}_3-\text{NH}_3^+_{(aq)}$, écrire l'équation de la réaction.
- Quelle particule a été transférée ? Quel réactif est une base de Brönsted ?
- Écrire les équations des réactions pouvant se produire lors d'un ajout d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$, $\text{Cl}^-_{(aq)}$). Comment évolue la couleur de la solution si l'ion H_3O^+ est apporté en excès ?



47 L'acide glycolique

Justifier un protocole • Interpréter un énoncé

Le « vesou » est un liquide très sucré obtenu par broyage de canne à sucre. Il contient des acides organiques dont l'acide glycolique.

Cet acide, qui est le plus petit des acides α -hydroxylés (AHA), est très utilisé dans les produits de soins pour la peau, notamment dans les peelings qui visent à régénérer la peau du visage.



Plants de canne à sucre.

Données

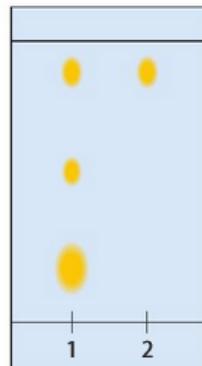
- Le bleu de bromophénol existe sous deux formes :
 - une forme acide, jaune, notée A_2H
 - une forme basique, bleue, notée A_2^-
- Masse volumique de l'acide glycolique : $\rho = 1,49 \text{ g mL}^{-1}$

1. Écrire la demi-équation acido-basique de l'acide glycolique, noté A_1H . À quel couple appartient-il ?

2. Une chromatographie révélée par le bleu de bromophénol permet de vérifier que le « vesou » contient bien de l'acide glycolique.

L'éluant est obtenu en mélangeant du butan-1-ol, une solution concentrée d'acide éthanoïque avec quelques gouttes de solution bleue de bleu de bromophénol. Il devient jaune.

On réalise un dépôt de vesou (1) et d'acide glycolique pur (2).



Après séchage, le chromatogramme, représenté ci-contre, présente des taches jaunes sur fond bleu.

a. Que montre le changement de couleur du bleu de bromophénol lors de la fabrication de l'éluant ?

Écrire l'équation de la réaction se produisant.

b. Lors du séchage de la plaque de chromatographie, l'acide éthanoïque s'évapore.

Proposer une explication à la couleur de la plaque observée après séchage.

Pourquoi les taches restent-elles jaunes ?

c. Interpréter le chromatogramme obtenu.

3. Proposer une méthode pour retrouver expérimentalement la masse volumique de l'acide glycolique. Indiquer le matériel utilisé.

4. Si la teneur en masse d'acide glycolique dans la matière organique extraite du « vesou » est de 0,1%, quelle masse m de « vesou » est nécessaire pour obtenir $V = 100 \text{ mL}$ d'acide glycolique pur ?

Adapté du sujet de Bac Asie, 2017.

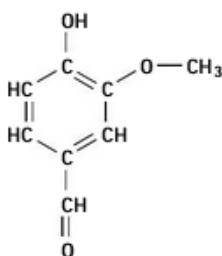
Exercices chapitre 2 (partie I)

72 La vanilline

L'arôme de vanille, la vanilline, est utilisé dans de nombreux domaines, comme la parfumerie ou l'industrie agro-alimentaire.

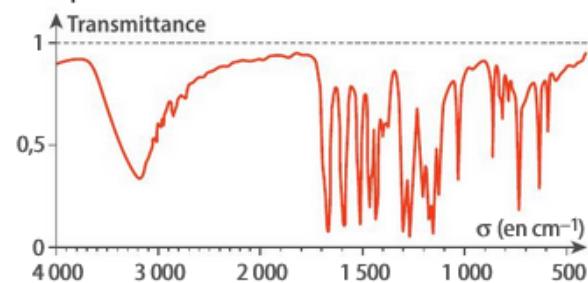
Données

- Masse molaire moléculaire : $M_{\text{vanilline}} = 152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Formule semi-développée de la vanilline ci-contre.



1. Synthèse de la vanilline

La vanilline peut être synthétisée. Pour vérifier la nature de la molécule synthétisée, on peut étudier son spectre IR.



Justifier que ce spectre correspond à la vanilline.

2. Principe du dosage de la vanilline

La vanilline contenue dans un échantillon du commerce est extraite à l'aide du protocole suivant :

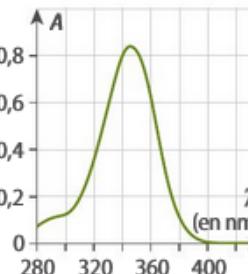
Protocole

- Extraire la vanilline d'un mélange d'arôme de vanille liquide du commerce de 1 mL à l'aide du dichlorométhane.
- Traiter la phase organique par une solution d'hydroxyde de sodium à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
La phase aqueuse a un volume de 250 mL.

La vanilline réagit avec l'ion hydroxyde pour former l'ion phénolate, que l'on peut doser par étalonnage.

On précise que la concentration en vanilline est égale à celle de l'ion phénolate.

Le spectre d'absorption UV-visible de l'ion phénolate est donné ci-contre (l'absorbance est nulle au-delà de 450 nm).



2.1 Une solution d'ion phénolate est-elle colorée ? Justifier la réponse.

2.2 Quelle longueur d'onde faut-il utiliser pour faire la mesure avec un spectrophotomètre ?

3. Dosage

On réalise le dosage par étalonnage en utilisant des solutions d'ion phénolate de concentrations c connues, dont on mesure les absorbances A .

c (en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	50	40	30	20	10
A	1,36	1,08	0,81	0,54	0,27

L'absorbance de la solution à doser est $A = 0,88$.

3.1 Tracer la courbe d'étalonnage.

3.2 La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ?

3.3 Déterminer en détaillant la méthode utilisée la concentration en vanilline dans la solution à doser.

3.4 Compte tenu du protocole suivi, en déduire la concentration en masse en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ de vanilline dans l'échantillon de vanille liquide du commerce.

Adapté des sujets de Bac Nouvelle-Calédonie, 2016 et de Bac Asie, 2013.

DES CLÉS POUR RÉUSSIR

- Identifier les bandes associées aux liaisons présentes dans la molécule.
- Choisir la longueur d'onde qui permet une mesure précise de l'absorbance.
- La concentration des ions phénolate est égale à celle de la vanilline.
- Utiliser la masse molaire et le volume de solution donné dans le protocole.

61 Lessive de soude

BAC

Tracer et exploiter un graphique • Faire preuve d'esprit critique

La lessive de soude est une solution dont l'unique soluté est l'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^{+}_{(\text{aq})}, \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$).



Pourcentage en masse 30 %
Masse volumique $\rho = 1,33 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Pour vérifier cette indication, on mesure la conductivité σ de différentes solutions étalons d'hydroxyde de sodium de concentrations c connues.

On obtient les mesures suivantes :

c (en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10,0	8,0	3,0	1,0
σ (en $\text{mS} \cdot \text{m}^{-1}$)	248	197	74,4	24,8

On dilue la solution de lessive de soude 2 000 fois. La solution diluée a la conductivité $\sigma = 119 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$.

a. Pourquoi dilue-t-on la solution avant de mesurer la conductivité ? Comment choisir le facteur de dilution ?

b. Tracer le graphique d'étalonnage.

c. Déterminer le pourcentage en masse de cette solution.

Exercices chapitre 2 (partie II)

62 Acide benzoïque

Utiliser un modèle • Exploiter l'énoncé

L'acide benzoïque C_6H_5COOH est un antiseptique. La dernière étape de sa synthèse est une réaction acide-base entre l'ion benzoate $C_6H_5COO^-$ et les ions oxonium H_3O^+ .

Protocole

- Sous une hotte, introduire la solution contenant des ions benzoate dans un erlenmeyer.
- Ajouter 20 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$) à 5,00 mol·L⁻¹.
- Recueillir les cristaux blancs formés, les rincer puis les mettre à l'étuve.

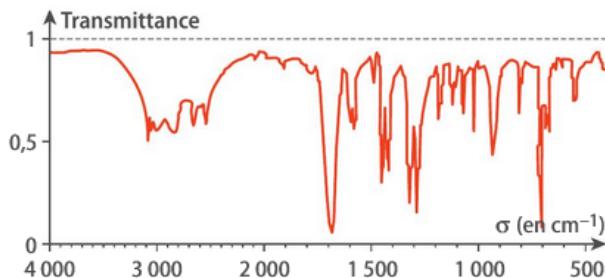
1. Étude de la réaction acide-base

a. Écrire l'équation de la réaction intervenant lors de l'ajout d'acide chlorhydrique.

b. Calculer la quantité de matière d'ions oxonium introduits.

2. Vérification de la pureté

On réalise le spectre IR du solide obtenu.



Ce spectre correspond-il à l'acide benzoïque ?

28 On considère une solution d'acide chlorhydrique où $[H_3O^+] = 1,20 \times 10^{-3}$ mol·L⁻¹.

a. Calculer le pH de cette solution.

b. Par dilution de cette solution, la concentration des ions oxonium est divisée par dix.

Calculer le pH de la solution diluée.

27 Le pH de la salive d'un chien vaut 6,5.

■ Calculer sa concentration en ions oxonium.



66 Acide perchlorique

Estimer une incertitude • Faire preuve d'esprit critique

Une solution d'acide perchlorique ($H_3O^+_{(aq)}$, $ClO_4^-_{(aq)}$) de concentration $c = (2,2 \pm 0,1)$ mmol·L⁻¹ a une conductivité $\sigma = (91,5 \pm 0,5)$ mS·m⁻¹.

a. En utilisant la loi de Kohlrausch, déterminer la conductivité molaire ionique $\lambda_{ClO_4^-}$ de l'ion perchlorate ClO_4^- .

b. L'incertitude-type sur cette mesure vérifie :

$$\frac{u(\lambda_{ClO_4^-})}{\lambda_{ClO_4^-}} = \sqrt{\left(\frac{u(c)}{c}\right)^2 + \left(\frac{u(\sigma)}{\sigma}\right)^2}$$

Déterminer $u(\lambda_{ClO_4^-})$ et présenter le résultat de la détermination de $\lambda_{ClO_4^-}$ avec son incertitude-type.

c. La valeur de référence est $\lambda_{ClO_4^-} = 6,73$ mS·m²·mol⁻¹.

Calculer le quotient $\frac{|mesure - référence|}{incertitude-type}$ et conclure.

62 Acide benzoïque

Utiliser un modèle • Exploiter l'énoncé

L'acide benzoïque C_6H_5COOH est un antiseptique. La dernière étape de sa synthèse est une réaction acide-base entre l'ion benzoate $C_6H_5COO^-$ et les ions oxonium H_3O^+ .

Protocole

- Sous une hotte, introduire la solution contenant des ions benzoate dans un erlenmeyer.
- Ajouter 20 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$) à 5,00 mol·L⁻¹.
- Recueillir les cristaux blancs formés, les rincer puis les mettre à l'étuve.

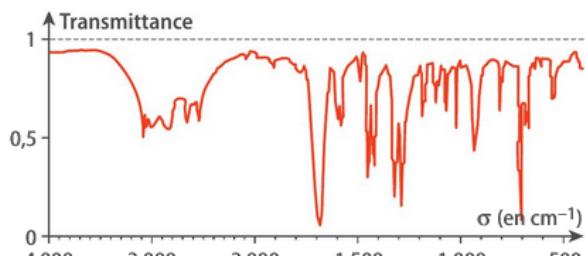
1. Étude de la réaction acide-base

a. Écrire l'équation de la réaction intervenant lors de l'ajout d'acide chlorhydrique.

b. Calculer la quantité de matière d'ions oxonium introduits.

2. Vérification de la pureté

On réalise le spectre IR du solide obtenu.



Ce spectre correspond-il à l'acide benzoïque ?

Exercices chapitre 3

52 Titrage de l'acide salicylique dans le Synthol®

Médicament créé en 1925 par M. Roger, pharmacien à Orléans, le Synthol® est une solution alcoolisée utilisée en application locale pour calmer les douleurs et désinfecter.

100 g de solution contiennent 0,0105 g d'acide salicylique.



Données

- Formule brute de l'acide salicylique : $C_7H_6O_3$
- Masse molaire de l'acide salicylique $M_A = 138 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse volumique du Synthol® : $\rho = 0,950 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

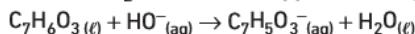
On admet que l'acide salicylique est le seul composé acide dans la solution pharmaceutique.

Les électrodes pH-métriques utilisées au lycée sont adaptées uniquement à des solutions aqueuses.

1.1. Calculer la quantité de matière d'acide salicylique contenu dans $V_A = 100,0 \text{ mL}$ de Synthol®.

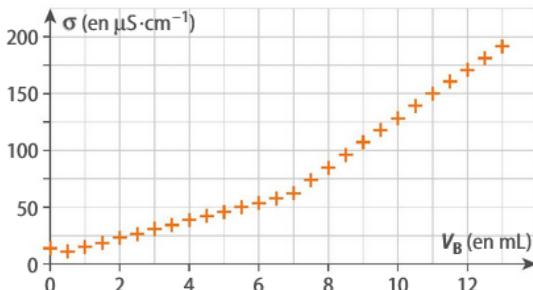
1.2. En déduire la concentration c_A de l'acide salicylique dans la solution pharmaceutique.

2. Pour vérifier cette valeur, on réalise un titrage conductimétrique de $V_A = 100,0 \text{ mL}$ de Synthol par une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^{+}_{(aq)}$, $HO^{-}_{(aq)}$) de concentration c_B . La réaction support du titrage est :



On ajoute progressivement au volume V_A de Synthol®, à l'aide d'une burette graduée, une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^{+}_{(aq)}$, $HO^{-}_{(aq)}$) de concentration $c_B = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On mesure la conductivité et on obtient la courbe ci-après.

Le volume de solution dosée étant grand devant l'ajout de solution titrante, on peut considérer le volume de solution dans le bêcher constant.



2.1. Faire un schéma légendé du dispositif.

2.2. Définir l'équivalence.

2.3. Expliquer pourquoi la conductivité augmente après l'équivalence.

2.4. Calculer la concentration en acide salicylique de la solution dosée. Comparer cette valeur à celle trouvée dans la question **1.2.**

2.5. Serait-il possible de réaliser au lycée le titrage pH-métrique du Synthol® ? Justifier.

Adapté du sujet de Bac Métropole, 2009.

DES CLÉS POUR RÉUSSIR

1.1. Utiliser la masse volumique du Synthol®.

2.1. Ne pas oublier les appareils de mesure et l'agitation.

☞ Cours 3 p. 96

2.2. Faire le bilan des évolutions des concentrations en ions avant et après l'équivalence.

53 Résolution de problème Le beurre est-il rance ?

L'acide butanoïque $C_4H_8O_2$ est l'un des composés responsables de l'odeur très forte et du goût piquant de certains fromages et beurres rances.

Un beurre est rance si le pourcentage en masse d'acide butanoïque qu'il contient est supérieur ou égal à 4 %.

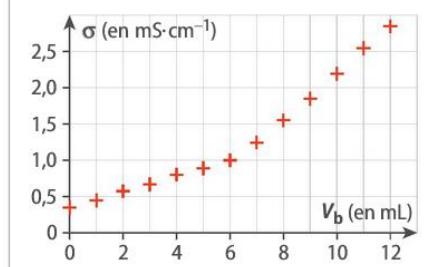


Protocole Titrage de l'acide butanoïque dans le beurre

- Dans un bêcher, on introduit 8,0 g de beurre fondu auquel on ajoute un grand volume d'eau distillée.
- On agite afin de dissoudre dans l'eau la totalité de l'acide butanoïque présent dans le beurre.
- Dans le bêcher, on plonge la sonde d'un conductimètre, puis on verse millilitre par millilitre, une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^{+}_{(aq)}$, $HO^{-}_{(aq)}$) de concentration $c = 4,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour chaque volume V_b ajouté de solution titrante, on mesure la conductivité σ de la solution (doc. 1).

Doc. 1 Courbe de titrage



Données

- Masse molaire de l'acide butanoïque : $M = 88,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Couple acide butanoïque/ion butanoate : $C_4H_8O_2/C_4H_7O_2^-$
- On considère que seul l'acide butanoïque réagit avec le réactif titrant.

Adapté du sujet de Bac Métropole, septembre 2017.

QUESTION PRÉLIMINAIRE

Déterminer l'équation de la réaction de titrage.

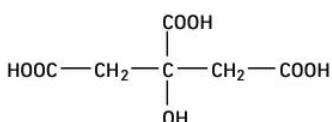
PROBLÈME

Le beurre analysé est-il rance ?

48 Titrage de l'acide citrique d'une limonade

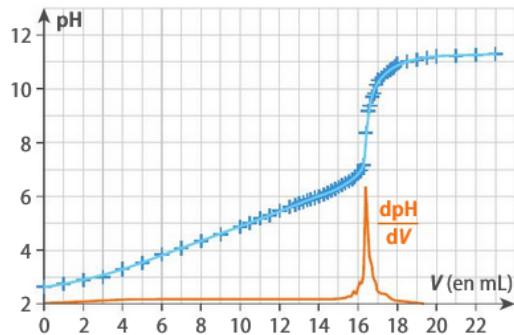
Justifier un protocole • Exploiter un graphique

Une limonade est une boisson gazeuse qui contient, entre autres, de l'acide citrique commercialisé sous le code E303. Sa formule met en évidence trois groupes carboxyle :



Protocole de titrage

- Chauffer la limonade à reflux pendant environ 20 minutes afin de la dégazer.
- Remplir la burette d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_B = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Prélever $V = 10,0 \text{ mL}$ de limonade dégazée, les verser dans un bêcher et ajouter 50 mL d'eau distillée.
- Réaliser le titrage avec un suivi pH-métrique de la solution obtenue par la solution de soude. On obtient la courbe de titrage ci-dessous.



Donnée Masse molaire de l'acide citrique : $M = 192 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Sachant que le gaz dissous est du dioxyde de carbone, pourquoi est-il nécessaire de dégazer la limonade avant le titrage ? Chapitre 1
- Identifier le réactif titré et le réactif titrant.
- Recopier la formule semi-développée de l'acide citrique et entourer les fonctions acides carboxyliques. Pourquoi est-il qualifié de triacide ?
- Faire le schéma légendé du montage de titrage.
- En notant l'acide citrique AH_3 , écrire la réaction support du titrage sachant qu'il se forme l'ion A^{3-} correspondant.
- Déterminer le volume équivalent V_E du titrage en expliquant la méthode employée.
- En déduire la concentration en quantité de matière et la concentration en masse en acide citrique de la limonade.

47 Basicité d'un béton

Exploiter un énoncé • Estimer une incertitude

L'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$, un des constituants du béton, confère à l'eau qui se trouve dans les pores du béton un caractère basique.

Nadia, étudiante en génie civil, étudie un volume $V_B = 100,0 \text{ mL}$ d'eau recueillie à la surface d'un béton. On considérera que cette eau ne contient que les ions $\text{HO}^{-(\text{aq})}$ et $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$.



La concentration attendue en ion $\text{HO}^{-(\text{aq})}$ de cette eau vaut $c_{\text{réf}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Elle réalise le titrage de cet échantillon par une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$, $\text{Cl}^{-(\text{aq})}$) de concentration $c_A = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec un suivi conductimétrique. Elle mesure un volume équivalent $V_E = 10,8 \text{ mL}$.

- Écrire la réaction support du titrage.
- Peut-on suivre ce titrage par pH-métrie ? Pourquoi ?
- Définir l'équivalence et le volume équivalent.
- Déterminer la concentration c de la solution titrée.
- Recenser les sources d'incertitudes de ce titrage.
- L'incertitude-type sur la concentration de la solution titrante est $u(c_A) = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Les incertitudes-types sur les volumes sont considérées comme égales à 0,2 mL.

L'incertitude-type $u(c)$ sur la concentration c vérifie :

$$\frac{u(c)}{c} = \sqrt{\left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(c_A)}{c_A}\right)^2 + \left(\frac{u(V_B)}{V_B}\right)^2}$$

Calculer $u(c)$, puis $\frac{|c - c_{\text{réf}}|}{u(c)}$. Commenter le résultat.

46 Simuler une courbe de titrage conductimétrique

Fichiers Python

Programme à compléter
Fiche d'accompagnement
hatier-clic.fr/pct108

Le programme python fourni (hatier-clic.fr/pct108) utilise la situation et les données de l'exercice 44.

Son objectif est la création de listes de valeurs de quantités de matière pour chaque espèce ionique présente en solution impliquée dans ce titrage, puis le calcul de la conductivité du mélange à chaque état du titrage, en utilisant la loi de Kohlrausch.

- Compléter ce programme pour qu'il calcule les quantités de matière des quatre espèces ioniques impliquées avant et après l'équivalence.
- Exécuter le programme et imprimer la courbe de titrage simulée.
- Modifier la valeur du volume d'eau ajouté et décrire l'allure de la courbe de titrage obtenue quand ce volume est très faible, ou au contraire quand il est très élevé.