

Dosages par titrage direct

10 Extraits de sujets corrigés du bac S

© <http://labolycee.org>

Notions et contenus	Compétences exigibles
Dosages par titrage direct. Réaction support de titrage ; caractère quantitatif. Équivalence dans un titrage ; repérage de l'équivalence pour un titrage pH-métrique, conductimétrique et par utilisation d'un indicateur de fin de réaction.	- Établir l'équation de la réaction support de titrage à partir d'un protocole expérimental. <i>Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce chimique par titrage par le suivi d'une grandeur physique et par la visualisation d'un changement de couleur, dans le domaine de la santé, de l'environnement ou du contrôle de la qualité.</i> - Interpréter qualitativement un changement de pente dans un titrage conductimétrique.
<i>Les sujets sur les titrages se prêtent à des questions sur la précision des mesures et les calculs d'incertitudes.</i>	
Incertitudes et notions associées	Évaluer, à l'aide d'une formule fournie, l'incertitude d'une mesure obtenue lors de la réalisation d'un protocole dans lequel interviennent plusieurs sources d'erreurs.
Expression et acceptabilité du résultat	- Maîtriser l'usage des chiffres significatifs et l'écriture scientifique. Associer l'incertitude à cette écriture. - Évaluer la précision relative. - Commenter le résultat d'une opération de mesure en le comparant à une valeur de référence. - Faire des propositions pour améliorer la démarche.

Compétences attendues (mais officiellement non exigibles)

- Savoir schématiser un dispositif de titrage direct (pH-métrique, conductimétrique ou colorimétrique).
- Connaître les propriétés d'une réaction support de titrage.
- Définir l'équivalence d'un titrage et en déduire la relation à l'équivalence.
- Savoir repérer précisément l'équivalence dans un titrage pH-métrique (méthode des tangentes parallèles ou méthode de la dérivée) ou dans un titrage conductimétrique.
- Savoir choisir un indicateur coloré adapté à un titrage acido-basique.
- Savoir qu'un indicateur de fin de réaction est également dosé lors d'un titrage d'où la nécessité de n'en mettre que quelques gouttes pour ne pas fausser le résultat du titrage.

Il est attendu de l'élève qu'il puisse mener, **en autonomie**, les étapes nécessaires à la détermination de la concentration d'une espèce à l'aide d'un titrage direct (voir Extrait 8 par exemple).

MÉTHODE :

- Bien lire l'énoncé en se l'appropriant :
 - identifier l'espèce titrée et l'espèce titrante (placée dans la burette).
 - encadrer l'équation de la réaction support du titrage si elle est donnée.
 - différencier le volume titré (prélèvement) du volume de la solution dont on cherche la concentration (on n'a pas besoin de titrer l'intégralité d'un flacon pour vérifier sa concentration !)
 - noter si la solution a été diluée avant le titrage : la concentration trouvée sera donc celle de la solution fille et il faudra la multiplier par le facteur de dilution pour trouver la concentration de la solution mère.
- Rappeler la définition de l'équivalence, même si l'énoncé ne la demande pas (c'est une étape indispensable à la résolution du problème)
- Mettre des indices aux grandeurs utilisées dans les relations ($V_{\text{titré}}$, V_E , V_1 , V_{solution} , $n(A)_{\text{titré}}$, $n(B)_{\text{versé}}$, C_A mais pas V , n ou C tout court)
- Comme toujours, vérifier la cohérence de vos résultats.

*Les corrigés sont rédigés par les professeurs de l'association Labolycée.
Toute reproduction de ces corrigés sans l'autorisation de l'association est interdite.
Ces corrigés sont accessibles gratuitement et sans inscription sur <http://labolycee.org>*

Contacts : <https://twitter.com/Labolycee> ; <https://www.facebook.com/labolycee/> ;
labolycee@labolycee.org

Troisième partie : titrage d'un comprimé d'ibuprofène

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

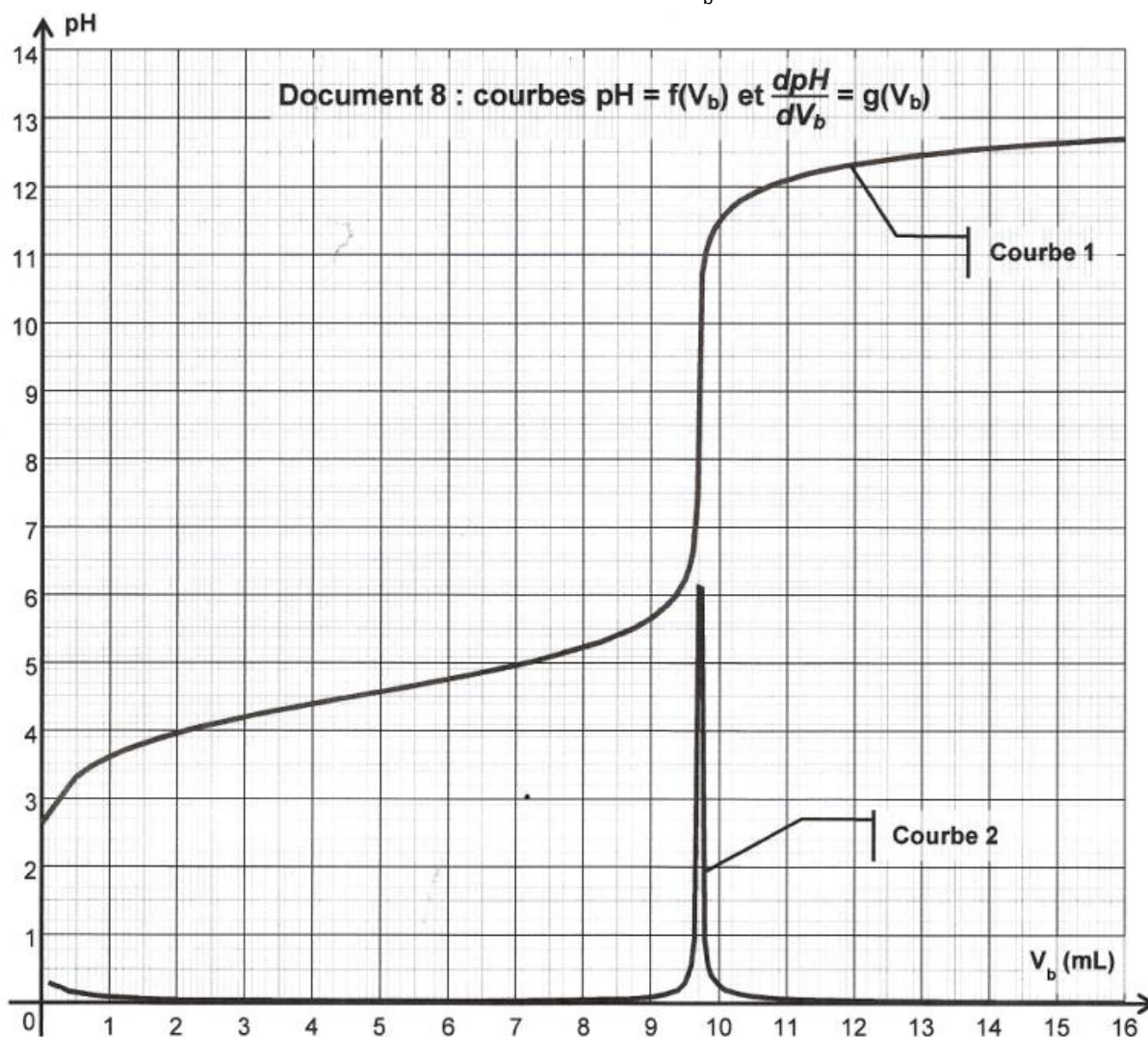
- on réduit en poudre le comprimé dans un mortier à l'aide d'un pilon ;
- on sépare la molécule active des excipients par dissolution dans l'éthanol que l'on évapore ensuite (les excipients sont insolubles dans l'éthanol) ;
- on introduit la poudre obtenue dans un becher et on ajoute environ 40 mL d'eau distillée ;
- le titrage est effectué à l'aide d'une burette graduée contenant une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) 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 $\text{pH} = f(V_b)$ et $\frac{dpH}{dV_b} = g(V_b)$ (document 8).



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 $\text{R}-\text{COOH}$.

ACCÈS CORRECTION

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.

3.12. 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
Phénolphtaléine	incolore	8,2 – 10	rose
Jaune d'alizarine	jaune	10,1 – 12,0	rouge-orangé

Données :

Masse molaire de l'ibuprofène : $M(\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2) = 206 \text{ g.mol}^{-1}$.

ACCÈS CORRECTION

EXERCICE I. COMPOSITION D'UN VIN

ACCÈS CORRECTION

La teneur maximale en dioxyde de soufre d'un vin est imposée par une réglementation européenne. Celle-ci précise également la notion d'acidité totale en lien avec la présence d'acide tartrique dans le vin.

Dans cet exercice, on s'intéresse à la détermination de ces deux grandeurs.

Les parties 1 et 2 sont indépendantes.

Les documents utiles à la résolution sont rassemblés en fin d'exercice.

Données :

- Masses molaires atomiques :

Élément	H	C	O	N	S
M (g/mol)	1,00	12,0	16,0	14,0	32,1

- Masse molaire de l'acide tartrique, noté H_2A : $M(H_2A) = 150 \text{ g.mol}^{-1}$.
- En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte violet foncé.
Les ions iodure I^- , les ions sulfate SO_4^{2-} et le dioxyde de soufre en solution sont incolores.

1. Dosage du dioxyde de soufre dans le vin.

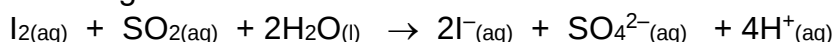
Un laboratoire départemental d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre $SO_{2(aq)}$ dans un vin blanc. Un technicien dose ce dernier à l'aide d'une solution aqueuse de diiode aqueux $I_{2(aq)}$.

Pour cela, il introduit dans un erlenmeyer, un volume $V_1 = (20,00 \pm 0,05) \text{ mL}$ de vin blanc limpide très peu coloré en vert pâle, 4 mL d'acide sulfurique incolore et 1 mL d'empois d'amidon également incolore.

La solution titrante, de concentration en diiode $C_2 = (1,00 \pm 0,01) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est ensuite ajoutée jusqu'à l'équivalence repérée par le changement de couleur du milieu réactionnel.

L'équivalence est obtenue après avoir versé un volume $V_E = (6,28 \pm 0,05) \text{ mL}$ de solution de diiode.

L'équation support du dosage est :



1.1. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.

1.2. Déterminer la concentration molaire C_1 en dioxyde de soufre de ce vin et en déduire que sa concentration massique C_{mexp} en dioxyde de soufre est égale à $0,201 \text{ g.L}^{-1}$.

1.3. Déterminer l'incertitude relative $\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}}$ dont on admet que, dans les conditions de

l'expérience, elle satisfait à : $\left(\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}} \right)^2 = \left(\frac{\Delta V_E}{V_E} \right)^2 + \left(\frac{\Delta C_2}{C_2} \right)^2$.

En déduire un encadrement de la concentration massique C_{mexp} obtenue par le technicien.

1.4. Cette concentration est-elle conforme à la réglementation européenne ? Justifier.

2. Acidité « totale » d'un vin et acide tartrique.

[ACCÈS CORRECTION](#)

2.3. Acidité totale d'un vin blanc.

Pour déterminer l'acidité totale d'un vin blanc d'appellation protégée, on introduit 20,0 mL de ce vin dans une fiole à vide et on procède au dégazage du vin. On doit alors ajouter un volume $V = 15,5$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C = 0,100$ mol.L⁻¹ à cet échantillon pour obtenir un mélange de pH = 7.

On admet que l'équation de la réaction qui se produit est : $\text{H}_2\text{A} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{A}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$

2.3.1. Quel est l'intérêt du dégazage du vin ?

2.3.2. Calculer la quantité de matière n_{HO^-} d'ions HO⁻ correspondante puis la masse d'acide tartrique pouvant réagir avec cette quantité d'ions HO⁻.
En déduire « l'acidité totale » du vin étudié.

DOCUMENTS POUR L'EXERCICE I

Document 1 : Extrait de la réglementation sur le vin.

Réglementation européenne :

... « La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L⁻¹ dans un vin blanc » ...

Document 2 : L'acide tartrique

L'acide tartrique est l'acide majoritaire dans le vin. Parmi les acides faibles que peut contenir le vin, on trouve également deux gaz dissous dans l'eau dont la présence contribue à apporter de l'acidité au vin : le dioxyde de soufre et le dioxyde de carbone.

Document 3 : Acidité totale d'un vin.

L'acidité du vin se mesure en g/L équivalent d'acide tartrique. Sa détermination se fait en amenant le pH du vin à 7,0 par addition d'une solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ sur un échantillon de vin dont on a extrait le gaz carbonique. Le volume de solution d'hydroxyde de sodium ajouté permettrait de faire réagir une masse d'acide tartrique qui correspond à l'acidité totale du vin.

[ACCÈS CORRECTION](#)

EXERCICE I – ACIDE LACTIQUE ET MÉDECINE ANIMALE

ACCÈS CORRECTION

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.

2. Test d'effort d'un cheval

Le test d'effort d'un cheval est constitué de plusieurs phases. Durant chacune d'elles, le cheval se déplace à une vitesse constante qui est augmentée d'une phase à l'autre et on mesure sa fréquence cardiaque ainsi que sa vitesse. Une prise de sang est effectuée à l'issue de chaque temps d'effort afin de doser l'acide lactique.

Donnée : masse molaire de l'acide lactique : $90,0 \text{ g.mol}^{-1}$

2.1. Dosage de l'acide lactique après une phase du test

Le cheval court durant trois minutes à la vitesse de 500 m/min . Un vétérinaire prélève ensuite sur ce cheval un volume $V = 1,00 \text{ mL}$ de sang dont il extrait l'acide lactique. Cet acide est dissous dans l'eau pour obtenir une solution S de volume $V_S = (50,00 \pm 0,05) \text{ mL}$. Il réalise le dosage de la totalité de cette solution S par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ de concentration molaire $C_1 = (1,00 \pm 0,01) \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour un volume de solution d'hydroxyde de sodium ajoutée $V_E = (4,0 \pm 0,4) \text{ mL}$.

2.1.1. Écrire l'équation de la réaction support du dosage en utilisant la notation AH pour l'acide lactique.

2.1.2. Exprimer la concentration molaire C_S en acide lactique de la solution S puis calculer sa valeur.

2.1.3. L'incertitude relative d'une grandeur X est définie par le rapport $\frac{\Delta X}{X}$.

On admet qu'une incertitude relative est négligeable devant une autre, si elle est environ dix fois plus petite. Dans l'hypothèse où les incertitudes relatives sur V_S et C_1 sont négligeables devant celle sur V_E , on admet que l'incertitude relative $\frac{\Delta C_S}{C_S}$ est égale à $\frac{\Delta V_E}{V_E}$.

Déterminer l'encadrement de la concentration molaire en acide lactique C_S obtenue par le vétérinaire.

2.1.4. En déduire l'encadrement de la concentration molaire C en acide lactique dans le sang du cheval.

ACCÈS CORRECTION

L'ibuprofène est une molécule de formule brute $C_{13}H_{18}O_2$. Son nom en nomenclature officielle est acide 2-(4-isobutylphényl)propanoïque.

De par ses propriétés anti-inflammatoire, antalgique et antipyrétique, elle constitue le principe actif de divers médicaments.

Partie 3 : Dosage de l'ibuprofène dans un médicament

L'étiquette d'un médicament classé dans la catégorie pharmaco-thérapeutique « anti-inflammatoire non stéroïdien » fournit les informations suivantes :

Composition

Ibuprofène.....400 mg

Excipients : amidon de maïs, silice colloïdale anhydre, amidon prégélatinisé, acide stéarique.

Forme pharmaceutique

Comprimé enrobé (boîte de 30)

Pour vérifier, la quantité d'ibuprofène contenu dans un comprimé, on procède à un titrage acido-basique selon le protocole suivant :

Étape 1. Préparation de la solution aqueuse d'ibuprofène

On broie le comprimé contenant l'ibuprofène dans 20 mL d'éthanol. On filtre le mélange obtenu. Le filtrat, contenant l'ibuprofène, est ensuite dilué dans de l'eau afin d'obtenir $V_s = 100$ mL de solution S. On admettra que cette solution S d'ibuprofène a le même comportement qu'une solution aqueuse.

Étape 2. Titrage acido-basique

La totalité du volume V_S de solution S est dosé à l'aide d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) de concentration $c_B = 1,50 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'indicateur coloré de fin de réaction est la phénolphtaléine.

L'équivalence est détectée pour 12,8 mL de solution d'hydroxyde de sodium.

Données :

Phénolphtaléine : incolore pour $pH < 8,2$; zone de virage pour pH compris entre 8,2 et 10 ; rose pour $pH > 10$.

Substance	Solubilité dans l'eau	Solubilité dans l'éthanol
ibuprofène noté $RCOOH$	très faible	importante
base conjuguée notée $RCOO^-$	importante	
excipients	pratiquement nulle	pratiquement nulle
éthanol	forte	

Écart relatif entre une valeur expérimentale G_{exp} et une valeur attendue G_a d'une grandeur quelconque G : $\left| \frac{G_{\text{exp}} - G_a}{G_a} \right|$.

- 3.1. Justifier l'usage de l'éthanol dans le protocole.
- 3.2. Écrire l'équation de la réaction support de dosage.
- 3.3. Comment repère-t-on expérimentalement l'équivalence lors du titrage ?
- 3.4. Déterminer la valeur de la masse d'ibuprofène dans un comprimé, déterminée par ce dosage.
- 3.5. Calculer l'écart relatif entre la masse mesurée et la masse annoncée par l'étiquette.

[ACCÈS CORRECTION](#)

Extrait 5 : Bac S Antilles 2014 (remplacement)

<http://labolycee.org>

Exercice III. LE DIOXYDE DE CARBONE : LE REDUIRE DANS L'ATMOSPHERE ET LE VALORISER

[ACCÈS CORRECTION](#)

1. Traitement des eaux usées alcalines par le dioxyde de carbone.

Document 1

Pour pouvoir déverser des eaux usées dans les canalisations ou dans les eaux du domaine public, il faut que celles-ci aient un pH généralement compris entre 6,5 et 8,5.

Les eaux usées alcalines (basiques) peuvent être « neutralisées » avec des acides minéraux ; cependant, le procédé technique est complexe et l'utilisation de ces acides n'est pas sans problème : corrosion, salinisation (chlorures, sulfates, phosphates, nitrates), risque de surdosage. La « neutralisation » au dioxyde de carbone s'impose dans la plupart des cas comme la solution la plus efficace. Les domaines industriels concernés sont multiples : blanchisseries, industries du papier et de la cellulose, industries textiles, laiteries...

D'après <http://www.carbagas.ch> et <http://www.linde-gas.fr>

Données :

Couples acide/ base :

$\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq}) : pK_{A1} = 6,4$ (à 25 °C)

$\text{HCO}_3^-(\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) : pK_{A2} = 10,3$ (à 25 °C)

$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

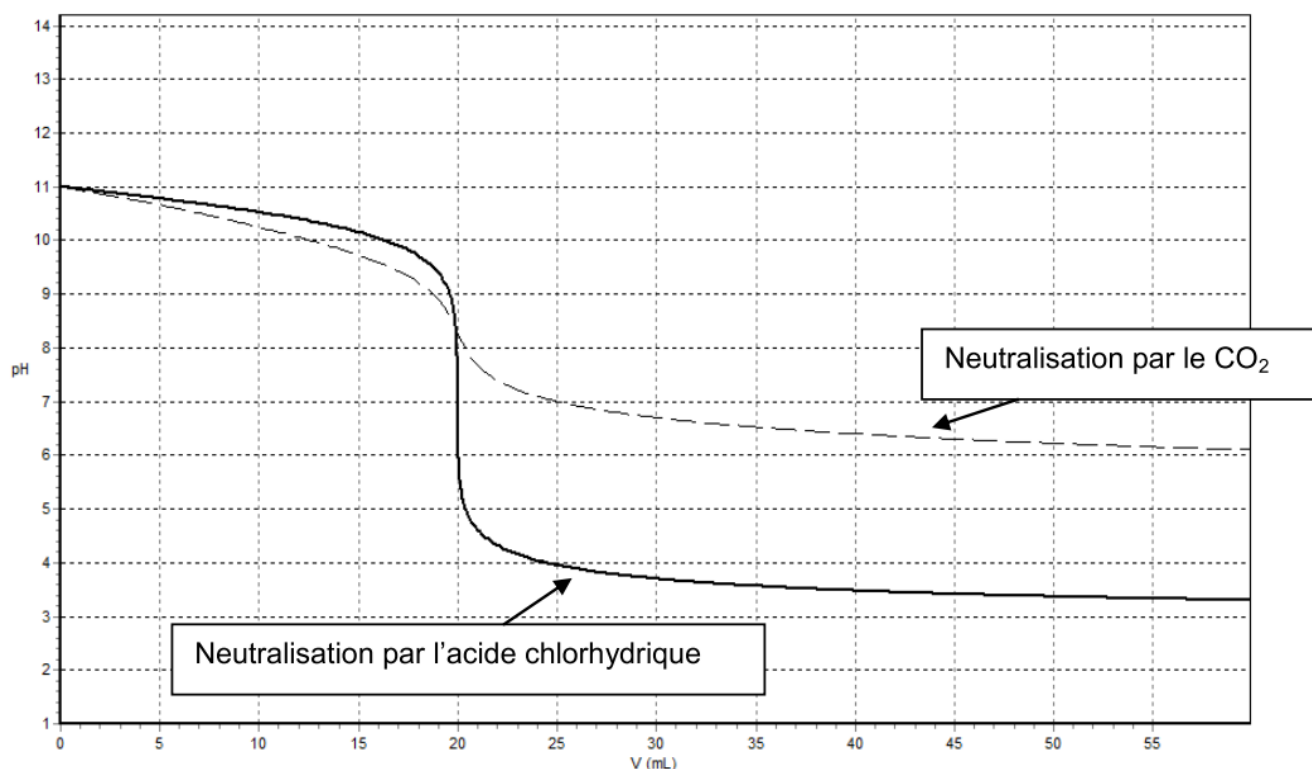
$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-(\text{aq})$

Un groupe d'élèves a comparé la « neutralisation » des eaux alcalines par un acide minéral et par le dioxyde de carbone à l'aide d'un logiciel de simulation.

Dans cette simulation, les eaux usées alcalines sont modélisées par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$) notée S, de concentration molaire apportée $c = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le document 2 montre l'évolution du pH de la solution S lorsqu'on ajoute une solution acide. Les solutions acides utilisées sont d'une part, une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$), d'autre part une solution aqueuse de dioxyde de carbone ($\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2(\text{aq})$), de mêmes concentrations molaires apportées $c_A = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Document 2 :



Courbes de "neutralisation" de la solution S par le dioxyde de carbone (pointillés) et par l'acide chlorhydrique (trait plein)

- 1.1. Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors de l'ajout de l'acide chlorhydrique dans la solution S.
- 1.2. Dans le cas de la neutralisation par le dioxyde de carbone, quelle est l'espèce carbonatée qui prédomine (parmi CO_3^{2-} , HCO_3^- et CO_2) à l'équivalence du titrage ? Justifier.
- 1.3. En déduire l'équation de la réaction lors de l'ajout de la solution de dioxyde de carbone dans la solution S.
- 1.4. Comparer les points d'équivalence et interpréter le résultat.
- 1.5. Soit V_E le volume à l'équivalence. Pour les deux neutralisations, évaluer graphiquement les variations du pH autour de $V_E \pm 2$ gouttes. En déduire la neutralisation la plus adaptée au traitement des eaux usées.

ACCÈS CORRECTION

EXERCICE I. : À PROPOS DE L'ACIDE CITRIQUE

L'acide citrique est un acide organique présent en particulier dans les agrumes. Produit à près de deux millions de tonnes par an dans le monde, ses usages sont multiples, notamment dans l'agro-alimentaire et dans l'industrie des cosmétiques, mais aussi dans les produits ménagers.

ACCÈS CORRECTION

2. L'acide citrique, un détartrant

On lit sur l'étiquette d'un sachet de détartrant à destination des cafetières ou des bouilloires :

Détartrant poudre : élimine le calcaire déposé dans les tuyaux de la machine.

Formule : 100% acide citrique, non corrosif pour les parties métalliques.

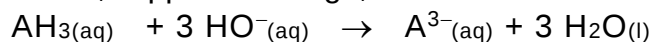
Contenance : 40,0 g.

Afin de vérifier l'indication de l'étiquette du détartrant, on dissout le contenu d'un sachet dans un volume d'eau distillée égal à 2,00 L. La solution ainsi obtenue est notée S.

On réalise alors le titrage pH-métrique d'une prise d'essai de 10,0 mL de la solution S par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$), de concentration molaire égale à $(1,00 \pm 0,02) \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

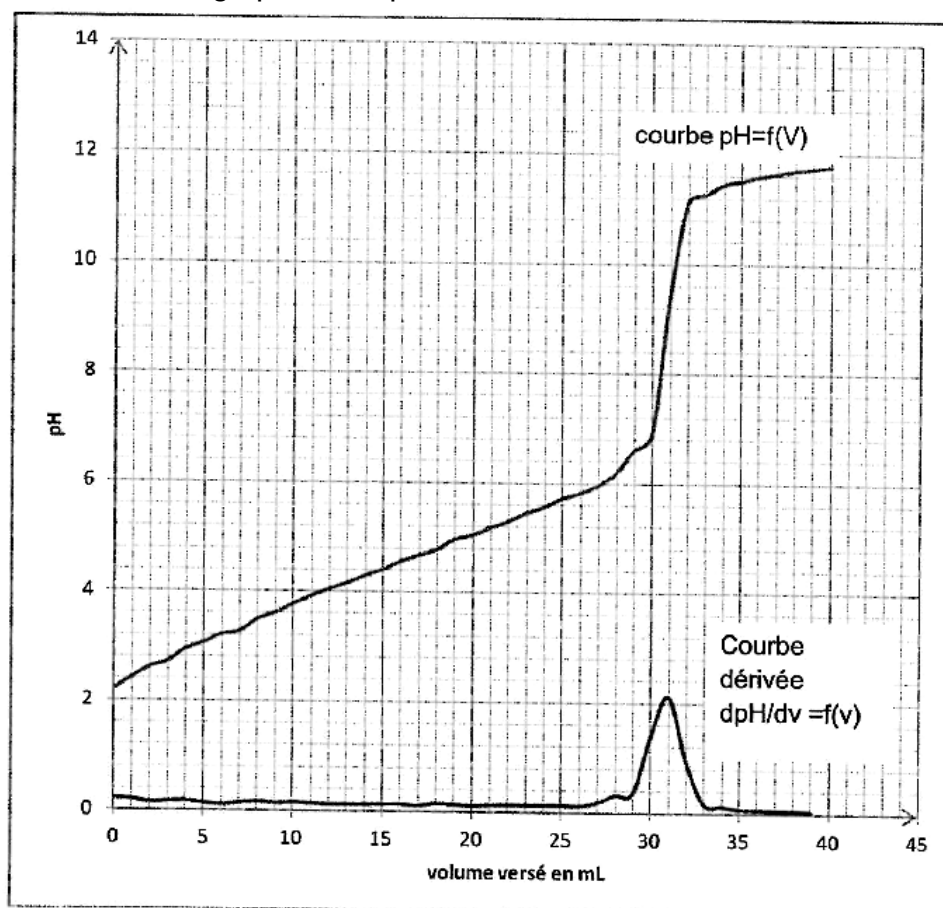
2.1. L'acide citrique étant un triacide, il est noté AH_3 .

L'équation de la réaction, support du titrage, est la suivante :



2.1.1. À partir de l'exploitation des courbes données ci-dessous déterminer la concentration molaire d'acide citrique de la solution titrée.

Titration pH-métrique de la solution de détartrant



2.1.2. Calculer le pourcentage en masse, noté p , d'acide citrique dans le sachet de détartrant.

2.1.3. L'incertitude Δp sur le pourcentage en masse p est donnée par la

$$\text{relation } \Delta p = p \sqrt{\left(\frac{\Delta C_B}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{eq}}{V_{eq}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_A}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2}$$

La précision relative de la verrerie étant de 0,5 % et celle sur le volume équivalent estimée à 1 %, déterminer l'incertitude relative sur le pourcentage en masse p .

Le résultat obtenu pour le pourcentage en masse p est-il en cohérence avec l'étiquette ?

[ACCÈS CORRECTION](#)

Document 5 : Quelques noms commerciaux et caractéristiques des produits « anti-chlorose »

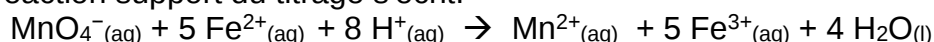
Nom du produit commercial	Teneur en fer (g.L ⁻¹)	Utilisation référencée
Fer A 400 LiquidoFer 400	40	Dépôt sur les sols
Fer Cler	25	Dépôt sur les sols
Fer Soni H39F	20	Dépôt sur les sols et pulvérisation sur les feuilles
FerroTonus	40	Dépôt sur les sols
PlantoFer 30	30	Dépôt sur les sols
FerMi H31	10	Dépôt sur les sols et pulvérisation sur les feuilles

Une solution inconnue « anti-chlorose » est à disposition d'un jardinier. Afin d'utiliser le plus efficacement possible ce produit, il doit retrouver le fournisseur du produit et ainsi consulter sur son site commercial la dose d'application nécessaire et suffisante pour traiter les rosiers. Pour cela, il doit doser les ions fer (II) que la solution contient en suivant le protocole décrit dans le document 6.

Document 6. Protocole de titrage des ions fer (II) dans une solution « anti-chlorose »

- Diluer 30 fois une solution « anti-chlorose » S contenant les ions Fe²⁺ de concentration molaire volumique c à déterminer. La solution ainsi obtenue est appelée S' ;
- Introduire dans un erlenmeyer un volume $V_1 = 20,0$ mL de solution S' et de l'acide sulfurique ;
- Réaliser le titrage à l'aide d'une solution titrante de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 5,0 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹ en ions permanganate MnO₄⁻.

L'équation de la réaction support du titrage s'écrit:



On admet que toutes les espèces chimiques mises en jeu au cours de ce titrage sont incolores ou peu colorées, à l'exception des ions permanganate MnO₄⁻ qui donnent au liquide une couleur violette.

Donnée: Masse molaire atomique du fer : $M(\text{Fe}) = 56$ g.mol⁻¹

2.1. En quoi l'usage d'une telle solution peut permettre de lutter contre la chlorose des végétaux ?

2.2. Lors du titrage réalisé, l'équivalence est obtenue pour un volume versé $V_E = 9,5$ mL de la solution de permanganate de potassium. Comment cette équivalence est-elle repérée ?

2.3. À partir de ce titrage, le jardinier détermine le nom du produit commercial mis à sa disposition. Expliquer sa démarche, détailler ses calculs et donner le nom du produit commercial.

2.4. Pour estimer l'incertitude sur la valeur de la concentration obtenue par cette méthode de titrage, l'expérimentateur est amené à reproduire un grand nombre de fois la même manipulation dans les mêmes conditions.

Un des titrages réalisés donne une valeur de concentration très élevée en ions Fe^{2+} par rapport aux autres. Il est possible d'identifier deux erreurs de manipulations :

- la solution titrante de permanganate de potassium a été diluée par mégarde ;
- le volume de solution à doser a été prélevé en trop faible quantité.

2.4.1. Indiquer dans quel sens chacune de ces deux erreurs de manipulation modifie la valeur expérimentale du volume V_E de solution titrante versée à l'équivalence. Justifier chaque réponse.

2.4.2. Si l'on admet qu'une seule erreur de manipulation est la cause de la valeur très élevée de la concentration en ions Fe^{2+} , laquelle a été commise ? Justifier votre réponse.

ACCÈS CORRECTION

Extrait 8 : Bac S 2014 Pondichéry

<http://labolycee.org>

Exercice III : Contrôles de la qualité d'un lait (sujet très complet)

ACCÈS CORRECTION

Le lait de vache est un liquide biologique de densité 1,03. Il est constitué de 87 % d'eau, 4,7 % de lactose et de 3,5 à 4 % de matières grasses (proportions en masse). Il renferme aussi de la caséine, des vitamines A et D, et des ions minéraux : calcium, sodium, potassium, magnésium, chlorure...

L'industrie laitière met en œuvre divers contrôles de qualité du lait, avant de procéder à sa transformation (production de yaourts par exemple) ou à sa commercialisation. Cet exercice est consacré à deux de ces tests : la détermination de l'acidité Dornic et le dosage de la teneur en ions chlorure.

Données

- Masses molaires atomiques :

Atome	H	C	N	O	Na	Cl	Ag
$M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$	1,0	12,0	14,0	16,0	23,0	35,5	107,9

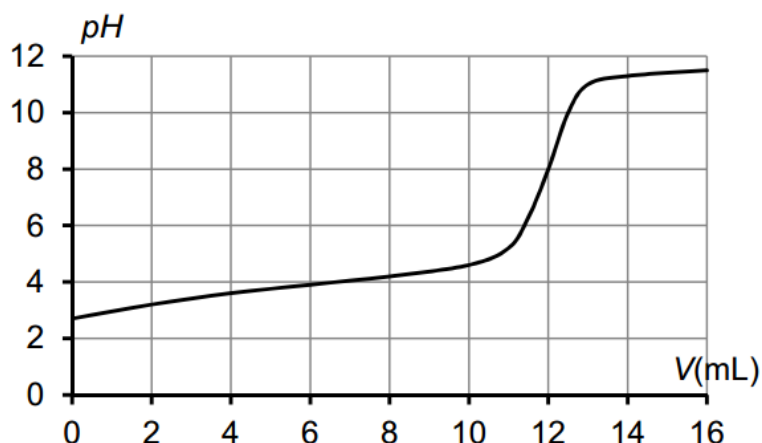
- Conductivités molaires ioniques à 25 °C

Ion	Ag^+	Cl^-	NO_3^-
$\lambda^\circ (\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1})$	6,19	7,63	7,14

- Couleurs et zone de virage d'indicateurs colorés acido-basiques usuels :

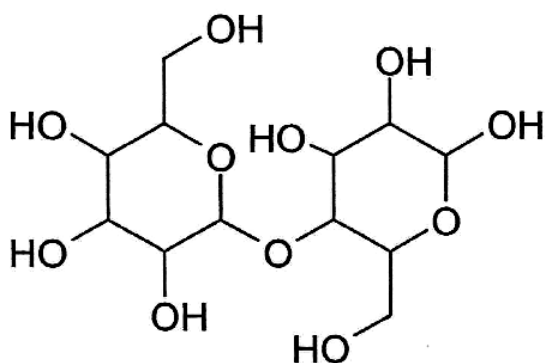
Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	rouge	$3,1 < \text{pH} < 4,4$	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	$6,0 < \text{pH} < 7,6$	bleu
Phénolphtaléine	incolore	$8,0 < \text{pH} < 10$	rosé

- Courbe de titrage suivi par pH-métrie de 20,0 mL de solution d'acide lactique de concentration molaire $3,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

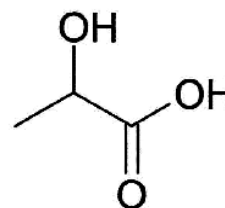


Document. L'échelle d'acidité Dornic

Un lait frais est légèrement acide, son *pH* est compris entre 6,6 et 6,8. Cependant, le lactose subit naturellement une dégradation biochimique progressive sous l'effet des bactéries, et il se transforme en acide lactique. En conséquence, plus le *pH* du lait est faible et moins il est frais.



Lactose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$



Acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$

L'industrie laitière utilise le degré Dornic pour quantifier l'acidité d'un lait. Cette unité doit son nom à Pierre Dornic (1864 - 1933), ingénieur agronome français. Un degré Dornic (1 °D) correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait.

Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir une acidité inférieure ou égale à 18 °D. Entre 18 °D et 40 °D, le lait caille (il «tourne») lorsqu'on le chauffe ; c'est la caséine qui floccule. Au-delà de 40 °D, il caille à température ambiante.

Les yaourts ont une acidité Dornic généralement comprise entre 80 °D et 100 °D.

Tableau de correspondance entre acidité Dornic et pH du lait :

Acidité Dornic (° D)	<i>pH</i>
Inférieure à 18	Entre 6,6 et 6,8
20	6,4
24	6,1
Entre 55 et 60	5,2

1. Méthode Dornic

Un technicien dose l'acidité d'un lait selon la méthode Dornic. C'est-à-dire qu'il réalise le titrage à l'aide d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) à $0,111 \text{ mol.L}^{-1}$, appelée soude Dornic. Il prélève 10,0 mL de lait, y ajoute deux gouttes de phénolphthaléine et verse la soude Dornic goutte à goutte en agitant le mélange, jusqu'à obtenir une couleur rose pâle. Le volume de soude versée est alors de $2,1 \pm 0,1 \text{ mL}$.

On admettra que l'acidité du lait est uniquement due à l'acide lactique.

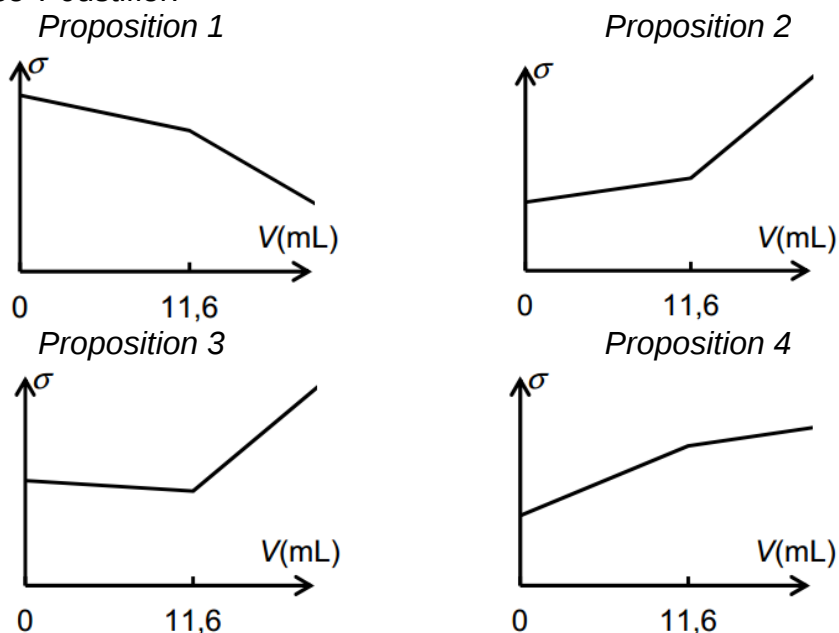
- 1.2. Écrire l'équation de la réaction support du titrage, en supposant que le seul acide présent dans le lait est l'acide lactique.
- 1.3. Justifier le choix de la phénolphthaléine comme indicateur de fin de réaction.
- 1.4. Pourquoi n'ajoute-t-on que deux gouttes de phénolphthaléine ?
- 1.5. Le lait dosé est-il frais ? Un raisonnement argumenté et des calculs rigoureux sont attendus.
- 1.6. Quel intérêt pratique y-a-t-il à choisir de la soude Dornic pour mesurer l'acidité d'un lait ?

2. Détermination de la teneur en ions chlorure

La mammite est une maladie fréquente dans les élevages de vaches laitières. Il s'agit d'une inflammation de la mamelle engendrant la présence de cellules inflammatoires et de bactéries dans le lait. La composition chimique et biologique du lait est alors sensiblement modifiée. La concentration de lactose diminue, tandis que la concentration en ions sodium et en ions chlorure augmente. Cette altération du lait le rend impropre à la consommation. Dans le lait frais normal, la concentration massique en ions chlorure est comprise entre $0,8 \text{ g.L}^{-1}$ et $1,2 \text{ g.L}^{-1}$. Pour un lait « mammiteux », cette concentration est égale ou supérieure à $1,4 \text{ g.L}^{-1}$.

Dans un laboratoire d'analyse, une technicienne titre 20,0 mL de lait mélangé à 200 mL d'eau déminéralisée par une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les ions argent réagissent avec les ions chlorure pour former un précipité de chlorure d'argent $\text{AgCl}_{(\text{s})}$. Le titrage est suivi par conductimétrie. Le volume équivalent déterminé par la technicienne est $11,6 \pm 0,1 \text{ mL}$.

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction support du dosage.
- 2.2. Parmi les représentations graphiques suivantes, quelle est celle qui représente l'allure de l'évolution de la conductivité σ du mélange en fonction du volume V de solution de nitrate d'argent versé ? Justifier.



- 2.3. Le lait analysé est-il « mammiteux » ? Une réponse argumentée et des calculs rigoureux sont attendus.

Données :

- $pK_e = 14,0$ à $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Masses molaires atomiques : $M(H) = 1,0\text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0\text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0\text{ g.mol}^{-1}$.
- Conductivités molaires ioniques à $25\text{ }^{\circ}\text{C}$:
 $\lambda(\text{HO}^-) = 19,8\text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{Na}^+) = 5,01\text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{ion ascorbate } A^-) = 2,5\text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

À la fin du XVI^e siècle, beaucoup de marins succombaient au scorbut. Cette mortalité était due à une carence en vitamine C aussi appelée « acide ascorbique ». Il s'agit d'un acide organique ayant entre autres des propriétés anti-oxydantes. Il est présent dans les citrons, les jus de fruits et les légumes frais.

Le nom « ascorbique » vient du préfixe grec *a* (privatif) et de *scorbut*, signifiant littéralement anti-scorbut.

La vitamine C intervient dans de nombreuses réactions d'oxydo-réduction dans l'organisme, dans le métabolisme du fer et des acides aminés.

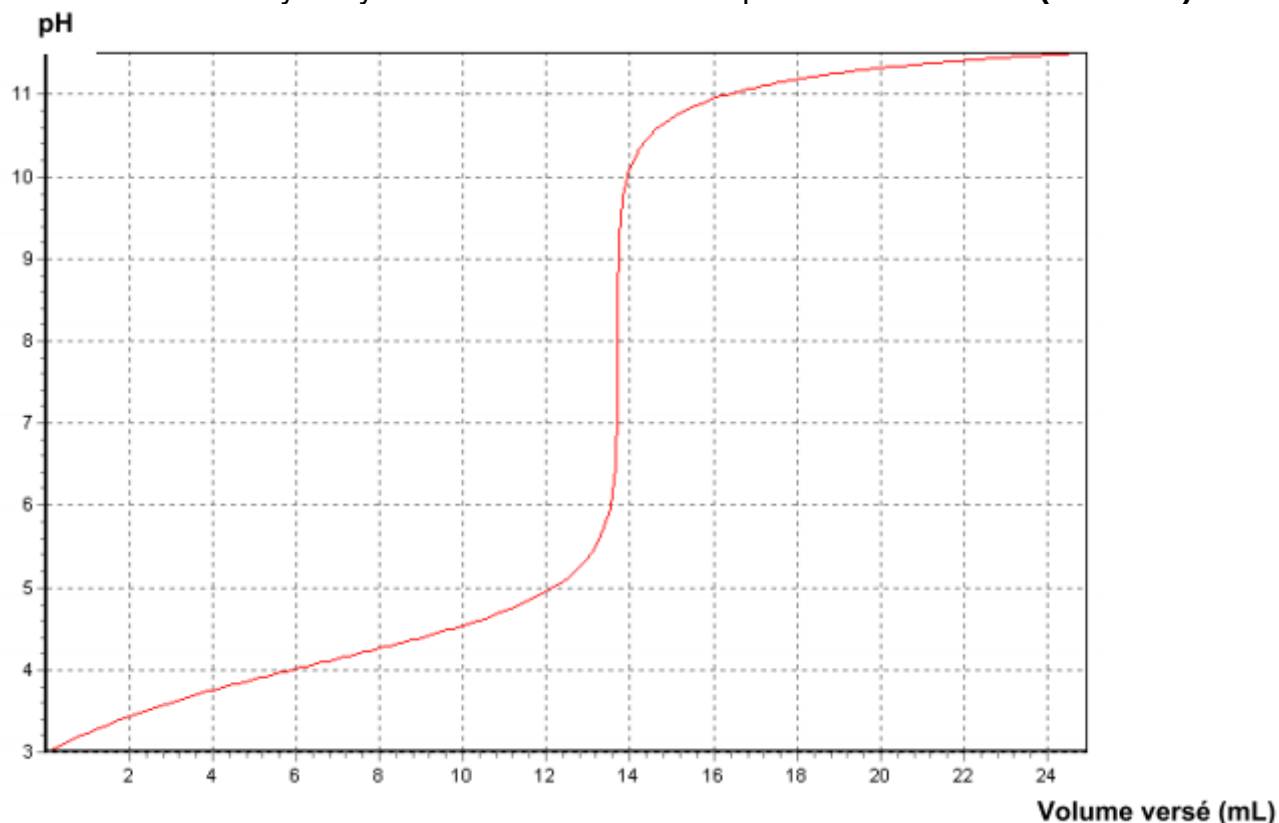
2. Titrage de l'acide ascorbique par suivi pH-métrique.

On souhaite vérifier l'indication figurant sur une boîte de comprimés de vitamine C vendue en pharmacie : le fabricant annonce que la masse d'acide ascorbique est de 500 mg par comprimé.

Un comprimé de vitamine C est écrasé dans un mortier. La poudre est ensuite dissoute dans une fiole jaugée de 200,0 mL que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en homogénéisant le mélange. On obtient la solution S.

On prélève 10,0 mL de cette solution que l'on titre avec une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$) de concentration molaire $1,00 \times 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

On suit le titrage par pH-métrie. Le graphique représentant l'évolution du pH en fonction du volume de solution d'hydroxyde de sodium versé est représenté ci-dessous (**ANNEXE**).



L'acide ascorbique sera noté AH dans la suite de l'exercice.

2.2. Réaliser un schéma annoté du montage expérimental nécessaire à la mise en œuvre du titrage. **ACCÈS CORRECTION**

2.3. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

2.4. À partir du protocole mis en œuvre et des résultats obtenus, déterminer la masse d'acide ascorbique contenue dans le comprimé. **L'ANNEXE EST À RENDRE AVEC LA COPIE.**

2.5. Préciser les sources d'erreurs possibles. Calculer l'écart relatif entre la masse théorique et la masse expérimentale. Commenter la valeur obtenue.

3. Autres méthodes de titrage.

Le titrage de l'acide ascorbique peut également se faire par d'autres techniques. Nous allons dans cette partie étudier succinctement deux : l'utilisation d'un indicateur coloré et le suivi conductimétrique.

3.1. Utilisation d'un indicateur coloré.

Parmi les indicateurs colorés proposés, lequel utiliseriez-vous pour le titrage de l'acide ascorbique par la solution d'hydroxyde de sodium effectué dans la partie 2 ?

Justifier la réponse et préciser comment l'équivalence est repérée.

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Vert de bromocrésol	Jaune	3,8 – 5,4	Bleu
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	Rouge
Phénolphthaléine	Incolore	8,2 – 10,0	Rose
Rouge d'alizarine	Violet	10,0 – 12,0	Jaune
Carmin d'indigo	Bleu	11,6 – 14,0	Jaune

ACCÈS CORRECTION

3.2. Titrage conductimétrique.

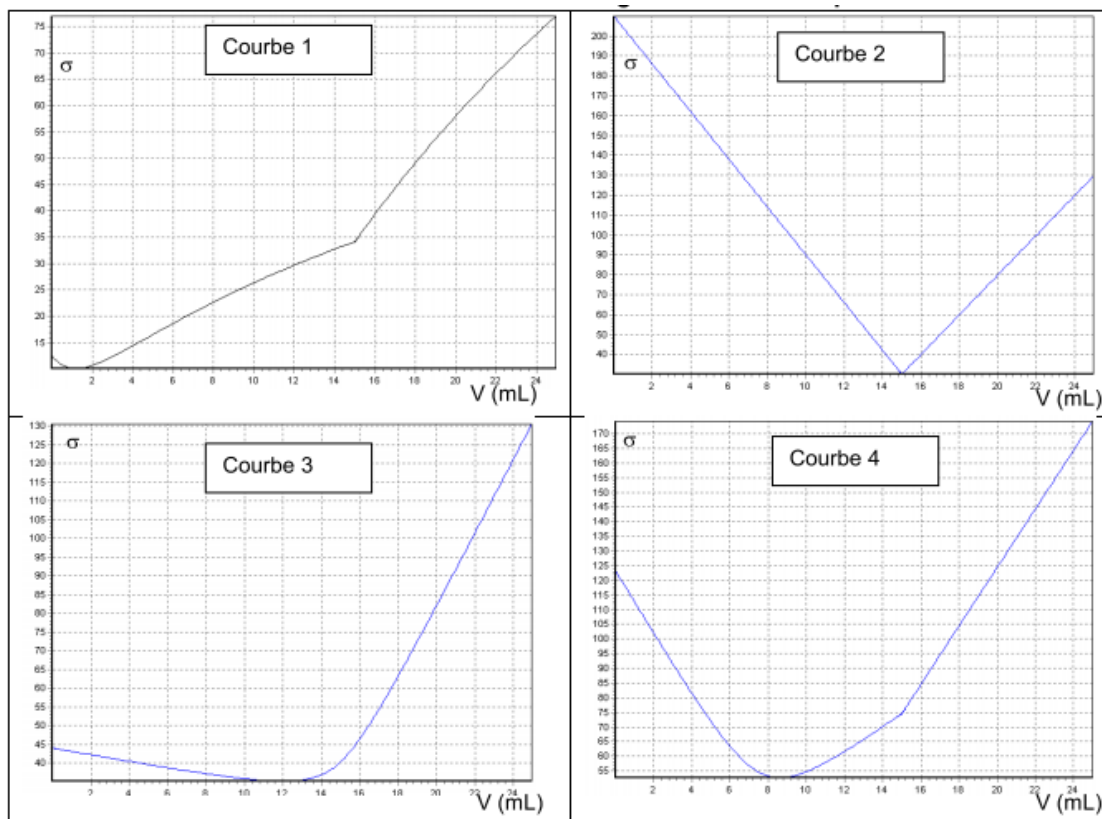
On envisage d'effectuer le titrage conductimétrique d'une solution S' d'acide ascorbique dont la concentration molaire est de l'ordre de $6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c'_B = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. On dispose de pipettes jaugées de 10,0 mL, 20,0 mL et 25,0 mL ainsi que de fioles jaugées de 50,0 mL, 100 mL, 200,0 mL et 250,0 mL.

3.2.1. Expliquer pourquoi il n'est pas pertinent de titrer la solution d'acide ascorbique S' par la solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire c'_B .

3.2.2. À partir des réactifs proposés, établir un protocole expérimental permettant d'effectuer le titrage conductimétrique en précisant :

- les éventuelles adaptations effectués au niveau des concentrations ;
- le volume de solution d'acide ascorbique prélevé.

3.2.3. Plusieurs allures de courbes modélisant ce titrage sont proposées ci-dessous. En argumentant, identifier la courbe qui peut correspondre au titrage conductimétrique de l'acide ascorbique par la solution d'hydroxyde de sodium.



ACCÈS CORRECTION

➤ numéros atomiques et masses molaires atomiques :

	H	C	N	O	P
Z	1	6	7	8	15
M (en g.mol ⁻¹)	1,0	12,0	14,0	16,0	31,0

3. L'acide phosphorique

Des études récentes laissent penser que l'acide phosphorique, H_3PO_4 , contenu dans certains sodas au cola est responsable d'un accroissement des risques d'insuffisance rénale et d'ostéoporose s'il est consommé en quantités trop importantes.

Cette partie vise à évaluer la consommation maximale de soda sans que l'acide phosphorique présente un risque pour la santé.

Dosage de l'acide phosphorique dans le soda étudié

Pour déterminer la concentration en acide phosphorique dans le soda, on dégaze un volume $V = 10,0$ mL de soda afin d'éliminer le dioxyde de carbone dissous.

On réalise ensuite le titrage de la boisson dégazée par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq})$; $\text{HO}^-(\text{aq})$) de concentration molaire $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le titrage est suivi par pH-métrie.

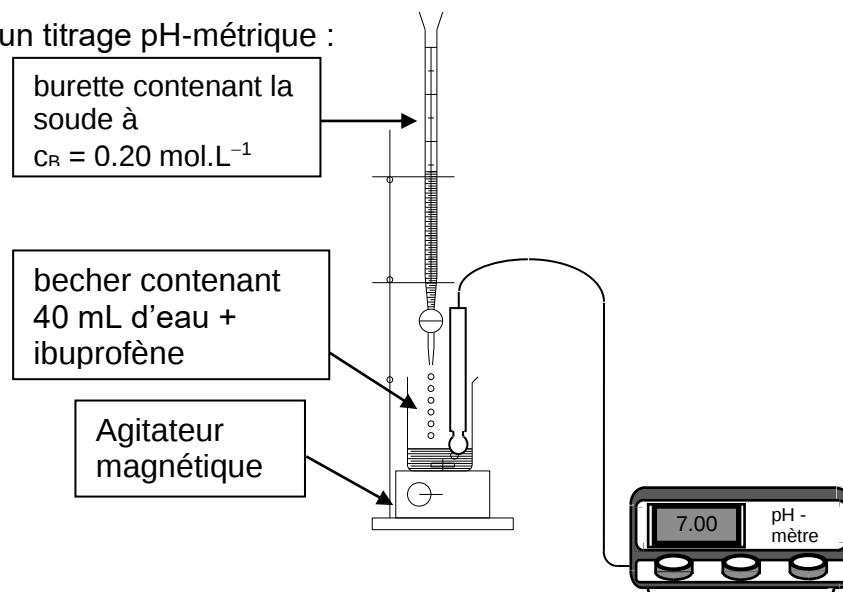
On donne ci-dessous les mesures effectuées lors de ce titrage, V étant le volume de solution d'hydroxyde de sodium versé :

V (mL)	0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10,0
pH	2,9	3,1	3,2	3,3	3,6	4,5	5,8	6,2	6,3	6,4	6,4

Dans cette partie, on admet que seul le couple $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})/\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})$ intervient et que l'acide benzoïque étant en faible quantité, sa présence influe très peu sur le dosage de l'acide phosphorique.

Combien de bouteilles de soda de 1,5 L une personne adulte peut-elle consommer par jour, sans que l'acide phosphorique ne présente un risque pour sa santé ?

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

Troisième partie : titrage d'un comprimé d'ibuprofène**3.1. Schéma du montage d'un titrage pH-métrique :**

3.2. À l'équivalence, il y a changement de réactif limitant. Le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stoechiométriques de l'équation de titrage : il n'en reste plus.

3.3.1. Lors du titrage, on ajoute une base dans une solution acide, dès lors le pH augmente. La courbe 1 représente $\text{pH} = f(V_b)$.

Lorsque le pH augmente fortement alors $\frac{d\text{pH}}{dV_b}$ est maximale, ce qui est visible sur la courbe 2 sous forme d'un pic.

3.3.2. La méthode des tangentes (<http://labolycee.org/anim/methode-tangente.swf>) permet de trouver un volume équivalent $V_E = 9,7 \text{ mL}$.

La dérivée passe par un extrémum (ici un maximum) à l'équivalence, la courbe 2 permet de confirmer le résultat.

3.4. L'anion hydroxyde appartient au couple acide/base : $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$.

3.5. L'équation de la réaction support du titrage est : $\text{R-COOH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}_2\text{O}$.

(transfert d'un proton de l'acide R-COOH vers la base HO^-)

3.6. Pour être utilisée lors d'un titrage, une réaction chimique doit être rapide et totale (et unique).

3.9. Quantité de matière d'ions hydroxyde $n_E(\text{HO}^-)$ versée à l'équivalence :

$$n_E(\text{HO}^-) = C_b \cdot V_E$$

$$n_E(\text{HO}^-) = 0,20 \times 9,7 \times 10^{-3} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Quantité de matière $n_i(\text{ibu})$ d'ibuprofène titré :

d'après l'équation support du titrage $n_i(\text{ibu}) = n_E(\text{HO}^-)$

$$n_i(\text{ibu}) = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3.10. masse m d'ibuprofène titré $m = n_i(\text{ibu}) \cdot M(\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2)$

$$m = 1,94 \times 10^{-3} \times 206 = 0,40 \text{ g}$$

Ce résultat est en accord avec l'indication « ibuprofène 400 mg » (= 0,400 g).

3.12. La zone de virage de l'indicateur coloré doit comprendre le pH à l'équivalence.

La méthode des tangentes montre que celui-ci vaut 8,5, ainsi seule la phénolphtaléine convient.

1. Dosage du dioxyde de soufre dans le vin.

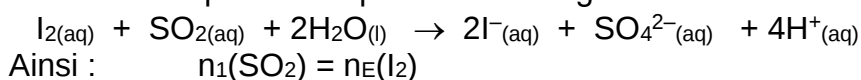
1.1. Pour $V < V_E$, le diiode I_2 versé est totalement consommé dès son ajout. La solution reste vert pâle.

Pour $V \geq V_E$, il n'y a plus de SO_2 dans le milieu réactionnel, le diiode ajouté devient en excès ; il colore la solution en violet foncé (grâce à l'emploi d'empois d'amidon).

On repère l'équivalence par le changement de couleur de vert pâle à violet foncé.

Rq : sans empois d'amidon, le changement de couleur du vert pâle vers le jaune pâle serait difficilement perceptible.

1.2. À l'équivalence, le réactif titré SO_2 et le réactif titrant I_2 ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation du dosage :



Soit $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_E \Leftrightarrow C_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{V_1}$

$$\text{AN : } C_1 = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 6,28 \times 10^{-3}}{20,00 \times 10^{-3}} = 3,14 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Concentration massique C_{mexp} en dioxyde de soufre :

$$C_{mexp} = C_1 \cdot M(SO_2)$$

$$\text{AN : } C_{mexp} = 3,14 \times 10^{-3} \times (32,1 + 2 \times 16,0) = 0,201 \text{ g.L}^{-1} = 201 \text{ mg.L}^{-1}$$

1.3. Incertitude relative : $\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}} = \sqrt{\left(\frac{\Delta V_E}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{\Delta C_2}{C_2}\right)^2}$

$$\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}} = \sqrt{\left(\frac{0,05}{6,28}\right)^2 + \left(\frac{0,01}{1,00}\right)^2} = 0,0128 = 1,28 \% \text{ soit environ } 1,3 \%$$

Donc : $\Delta C_{mexp} = 0,0128 \times 0,201 = 2,57 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$.

En arrondissant l'incertitude ΔC_{mexp} à la valeur supérieure du dernier chiffre significatif de C_{mexp} on a :

$$C_{mexp} = (0,201 \pm 0,003) \text{ g.L}^{-1}.$$

ou : $C_{mexp} - \Delta C_{mexp} < C_{mexp} < C_{mexp} + \Delta C_{mexp}$

$$0,198 \text{ g.L}^{-1} < C_{mexp} < 0,204 \text{ g.L}^{-1}$$

$$198 \text{ mg.L}^{-1} < C_{mexp} < 204 \text{ mg.L}^{-1}$$

1.4. Doc. 1 Réglementation européenne : ... « La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L^{-1} dans un vin blanc ». Or, compte tenu de l'incertitude, la concentration massique du vin est au plus égale à 204 mg.L^{-1} . Cette concentration est donc **conforme à la réglementation européenne**.

2. Acidité « totale » d'un vin et acide tartrique.

2.3. Acidité totale d'un vin blanc.

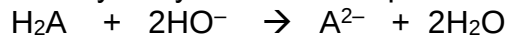
2.3.1. Le dégazage permet d'éliminer le dioxyde de carbone dissous dans le vin (gaz qui participent à son acidité) afin de ne tenir compte que de l'acidité due essentiellement à l'acide tartrique.

$$2.3.2. n(\text{HO}^-)_{\text{versé}} = C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{versé}}$$

$$\text{soit } n(\text{HO}^-)_{\text{versé}} = 0,100 \times 15,5 \times 10^{-3} = 1,55 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Masse d'acide tartrique pouvant réagir avec cette quantité d'ions HO^- :

L'acide tartrique réagit avec les ions hydroxyde suivant l'équation de la réaction :



$$\text{Ainsi : } \frac{n(\text{H}_2\text{A})_{\text{dosé}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{2}$$

$$\text{comme } m(\text{H}_2\text{A}) = n(\text{H}_2\text{A}) \times M(\text{H}_2\text{A}) \text{ alors } m(\text{H}_2\text{A})_{\text{dosé}} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{2} \times M(\text{H}_2\text{A})$$

$$m(\text{H}_2\text{A})_{\text{dosée}} = \frac{1,55 \times 10^{-3}}{2} \times 150$$

$$\text{soit } m(\text{H}_2\text{A})_{\text{dosé}} = 7,75 \times 10^{-4} \times 150 = 0,116 \text{ g pour } 20,0 \text{ mL de vin.}$$

Acidité totale du vin :

$$\text{Pour } 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL de vin, la masse d'acide tartrique serait : } \frac{0,11625 \times 1000}{20,0} = 5,81 \text{ g.}$$

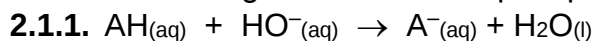
L'acidité totale du vin étudié est donc de **5,81 g.L⁻¹**.

Extrait 3 :

[Retour énoncé](#)

2. Test d'effort d'un cheval

2.1. Dosage de l'acide lactique après la phase de test.



2.1.2. À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$n(\text{AH})_{\text{initiale}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}$$

$$C_s \cdot V_s = C_1 \cdot V_E$$

$$\boxed{C_s = \frac{C_1 \cdot V_E}{V_s}} \quad \text{AN : } C_s = \frac{1,00 \times 10^{-3} \times 4,0}{50,00} = 8,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2.1.3. \text{Incertitude relative : } \frac{\Delta C_s}{C_s} = \frac{\Delta V_E}{V_E}$$

$$\text{incertitude absolue : } \Delta C_s = \frac{\Delta V_E}{V_E} \cdot C_s$$

$$(0,25 \text{ pt}) \Delta C_s = \frac{0,4}{4,0} \times 8,0 \times 10^{-5} = 0,8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Soit } (8,0 - 0,8) \times 10^{-5} < C_s < (8,0 + 0,8) \times 10^{-5}$$

$$(0,25 \text{ pt}) 7,2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} < C_s < 8,8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.1.4. Pour passer de la concentration C en acide lactique dans le sang du cheval à la concentration C_s , on a effectué une dilution.

Solution mère : $V = 1,00 \text{ mL}$

Solution fille : $V_s = 50,00 \text{ mL}$

$C = ?$

C_s

Au cours d'une dilution la quantité de matière d'acide lactique ne change pas :

$$C \cdot V = C_s \cdot V_s$$

$$C = \frac{C_s \cdot V_s}{V}$$

$$C = C_s \times 50,0$$

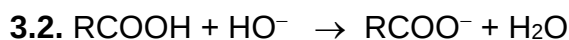
$$50,0 \times 7,2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} < C < 50,0 \times 8,8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$3,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} < C < 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Extrait 4 :[Retour énoncé](#)

3.1. L'ibuprofène se dissout dans l'éthanol grâce à sa grande solubilité dans ce dernier. Les excipients ne sont pas dissous lors de cette étape. Au cours de la filtration, ils seront retenus dans le filtre.

Cette étape a permis de purifier l'ibuprofène.



3.3. À l'équivalence l'ibuprofène est totalement consommé. Au delà de l'équivalence, les ions HO^- ajoutés ne réagissent plus, ils sont alors responsables d'une forte augmentation du pH. La phénolphtaléine change de couleur (incolore $\rightarrow$ rose) et permet le repérage de l'équivalence.

3.4. À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$n(\text{RCOOH})_{\text{initiale}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}$$

$$\frac{m(\text{RCOOH})}{M(\text{RCOOH})} = c_B \cdot V_{\text{éq}}$$

$$m(\text{RCOOH}) = c_B \cdot V_{\text{éq}} \cdot M(\text{RCOOH})$$

$$m(\text{RCOOH}) = 1,50 \times 10^{-1} \times 12,8 \times 10^{-3} \times 206,0 = 0,396 \text{ g} = \mathbf{396 \text{ mg}}$$

3.5. Écart relatif : $\frac{|m_{\text{exp}} - m|}{m}$

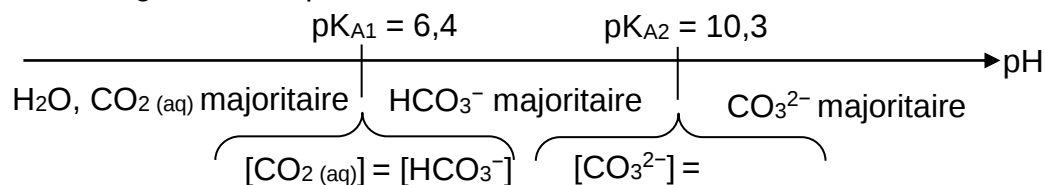
$$\text{Écart relatif} = \frac{|396 - 400|}{400} = 1,00\%$$

Ce faible écart relatif confirme l'indication portée sur l'étiquette du médicament.

Extrait 5 :[Retour énoncé](#)

1.2. À l'équivalence du titrage par le dioxyde de carbone, la méthode des tangentes (<http://www.labolycee.org/anim/methode-tangente.swf>) permet de déterminer le pH du milieu réactionnel. Ce pH est égal à 8,5.

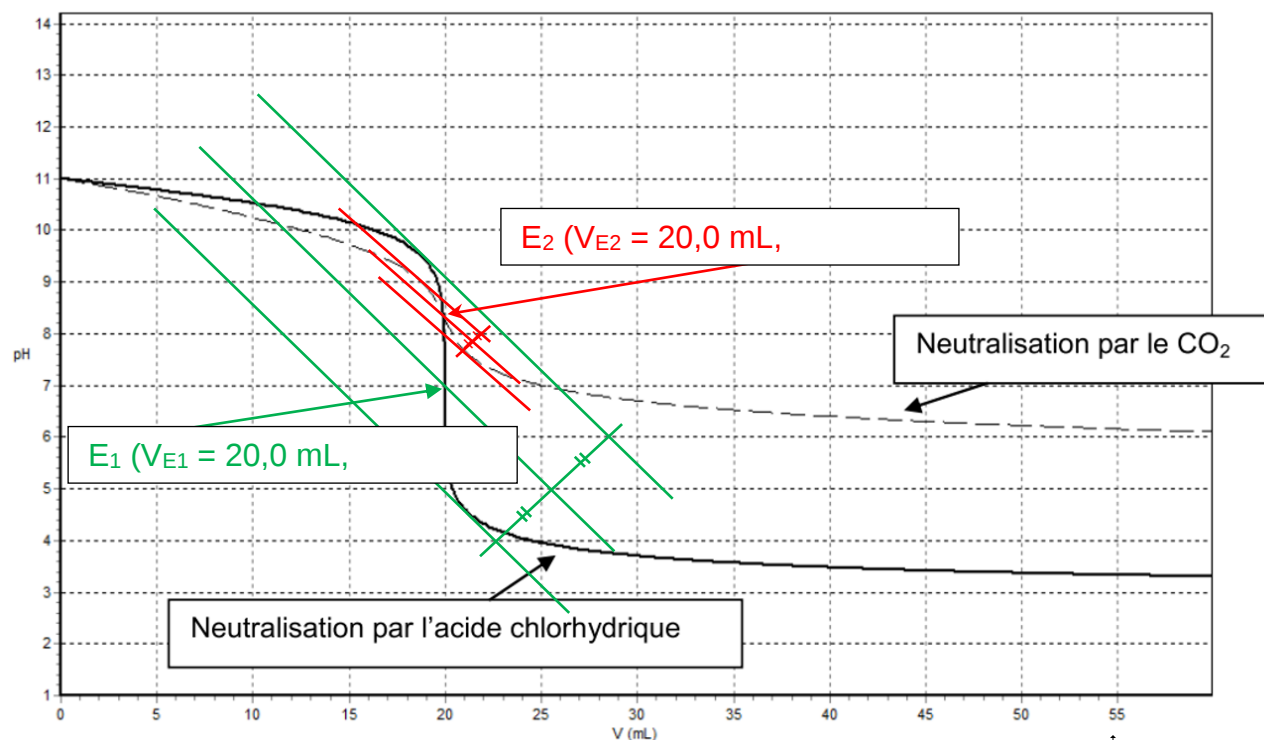
On construit un diagramme de prédominance :



On en déduit que HCO_3^- est l'espèce carbonatée qui prédomine à l'équivalence.



1.4. Recherche des points d'équivalence par la méthode des tangentes :



- Titrage des HO^- par les ions H_3O^+ : $\text{pH}_{\text{E1}} = 7,0$ et $V_{\text{E1}} = 20,0$ mL.
- Titrage des HO^- par le CO_2 : $\text{pH}_{\text{E2}} = 8,3$ et $V_{\text{E2}} = 20,0$ mL.

Dans les deux cas, le volume équivalent est de 20,0 mL.

Concernant le pH à l'équivalence, les deux neutralisations permettent de respecter le critère évoqué dans le document 1, à savoir un pH des eaux usées compris entre 6,5 et 8,5.

1.5. Supposons que deux gouttes correspondent à un volume de solution titrante ajoutée égal à 0,1 mL. Sur le document 2, on constate qu'avec l'acide chlorhydrique $5,5 < \text{pH}_1 < 8,6$ et avec le dioxyde de carbone $8,2 < \text{pH}_2 < 8,4$.

Effectuer la "neutralisation" avec la solution d'acide chlorhydrique expose à renvoyer dans le milieu naturel une eau usée de pH inférieur à 6,5 tandis que le pH varie très peu autour de l'équivalence dans le cas de l'utilisation du dioxyde de carbone.

Il est donc préférable de réaliser l'opération à l'aide de dioxyde de carbone.

Extrait 6 :

[Retour énoncé](#)

2. L'acide tartrique, un détartrant

2.1.1. On effectue un titrage pH-métrique de l'acide citrique par une solution d'hydroxyde de sodium $c_b = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le volume à l'équivalence est déterminé grâce à la courbe : il correspond à l'abscisse du point d'ordonnée maximale de la dérivée $\text{dpH}/\text{dv} = f(v)$ (on peut utiliser la méthode des tangentes).

On lit $V_{\text{eq}} = 31,0$ mL.

À l'équivalence les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques, d'après

l'équation de la réaction support du titrage, on a : $\frac{n_{(\text{Na}^+ + \text{HO}^-)}}{3} = \frac{n_{\text{acide}}}{1}$

Soit $\frac{C_B \cdot V_{\text{eq}}}{3} = \frac{C_A \cdot V_A}{1}$ où C_B est la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium et C_A est la concentration recherchée en acide citrique.

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_{\text{eq}}}{3V_A} \quad \text{AN : } C_A = \frac{1,00 \times 10^{-1} \times 31,0}{3 \times 10,0} = \mathbf{0,103 \text{ mol.L}^{-1} \text{ d'acide citrique}}$$

2.1.2. Pourcentage en masse : $p = \frac{m_A}{m_{\text{sachet}}}$ où m_A est la masse d'acide dans le sachet qui a été dissoute dans $V = 2,00 \text{ L}$ d'eau.

$$C_A = \frac{n_A}{V} = \frac{m_A}{M \cdot V} \text{ donc } m_A = C_A \cdot V \cdot M$$

$$p = \frac{C_A \cdot V \cdot M}{m_{\text{sachet}}}$$

$$p = \frac{0,103 \times 2,00 \times 192}{40,0} = 0,992 = \mathbf{99,2\%}$$

avec C_A non arrondie

2.1.3. Notons l'incertitude $\Delta p = U(p)$

U pour uncertainty

L'incertitude relative a pour expression : $\frac{U(p)}{p} = \sqrt{\left(\frac{U(C_B)}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{U(V_{\text{eq}})}{V_{\text{eq}}}\right)^2 + \left(\frac{U(V_A)}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{U(V)}{V}\right)^2}$

$$\frac{U(p)}{p} = \sqrt{\left(\frac{0,02 \times 10^{-1}}{1,00 \times 10^{-1}}\right)^2 + (0,01)^2 + (0,005)^2 + (0,005)^2}$$

$$\frac{U(p)}{p} = 0,02 \quad \text{donc } U(p) = p \times 0,02 = 99,2 \times 0,02 = 2 \%$$

Le sachet indique 100% d'acide citrique ce qui est cohérent avec $p = 99,2 \pm 2 \%$

Extrait 7 :

[Retour énoncé](#)

2.2. La solution titrante (contenue dans la burette) contient la seule espèce colorée (MnO_4^-). Avant l'équivalence, les ions MnO_4^- sont consommés par les ions Fe^{2+} de la solution titrée qui reste incolore. Lorsque l'équivalence est atteinte, les ions MnO_4^- ne sont plus transformés et colorent alors la solution contenue dans le bécher en violet : l'équivalence est donc repérée par la persistance de la coloration violette dans le bécher.

2.3. Afin de déterminer le nom du produit commercial, le jardinier doit déterminer sa concentration massique en fer.

L'équation de la réaction du titrage de S' (de concentration $c' = [\text{Fe}^{2+}]_{S'}$) est donnée dans le document 6 : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{liq})$

- À l'équivalence, les espèces réagissantes ont été introduites en quantités

stœchiométriques : $\boxed{\frac{n \text{ MnO}_4^-}{1} = \frac{n \text{ Fe}^{2+}}{5}} \Rightarrow n \text{ Fe}^{2+} = 5 \times n \text{ MnO}_4^-$

- $n \text{ MnO}_4^- = [\text{MnO}_4^-] \times V_E = c_2 \times V_E$

- $n \text{ Fe}^{2+} = [\text{Fe}^{2+}]_{S'} \times V_1 = c' \times V_1$ où c' est la concentration de S'

Il vient : $c' \times V_1 = 5 \times c_2 \times V_E \Rightarrow \boxed{c' = \frac{5 \times c_2 \times V_E}{V_1}}$

- La solution S (de concentration c) est 30 fois plus concentrée que S'

$$\boxed{c = 30 \times c'} = 30 \times \frac{5 \times c_2 \times V_E}{V_1} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1}$$

- La concentration massique en fer de S est obtenue : $C_{Fe} = c \cdot M(Fe)$

$$C_{Fe} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1} \times M(Fe)$$

$$C_{Fe} = \frac{150 \times 5,0 \cdot 10^{-2} \times 9,5}{20,0} \times 56 = 19,95 = \mathbf{20 \text{ g.L}^{-1}}$$

Par comparaison avec le tableau du document 5, on détermine la spécialité commerciale dosée : il s'agit du « **Fer Soni H39F** ».

2.4.1. $C_{Fe} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1} \times M(Fe) \Rightarrow V_E = \frac{C_{Fe} \times V_1}{150 \times c_2 \times M(Fe)}$

- si la solution titrante de permanganate de potassium a été diluée par mégarde, c_2 est trop faible

$$V_E = \frac{C_{Fe} \times V_1}{150 \times c_2 \times M(Fe)} \Rightarrow V_E \text{ augmente}$$

OU : Il faut verser un plus grand volume de MnO_4^- pour obtenir la même quantité d'ions MnO_4^- nécessaire à la consommation de la quantité de Fe^{2+} inchangée $\Rightarrow V_E$ augmente

- si le volume de solution à doser V_1 a été prélevé en trop faible quantité :

$$V_E = \frac{C_{Fe} \times V_1}{150 \times c_2 \times M(Fe)} \Rightarrow V_E \text{ diminue}$$

OU : La solution titrée contient une quantité plus faible d'ions Fe^{2+} , il faudra verser une plus petite quantité de MnO_4^- pour les consommer $\Rightarrow V_E$ diminue.

Remarque : Ne pas évoquer la notion de durée hors sujet ici, la réaction est rapide.

2.4.2. $C_{Fe} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1} \times M(Fe) \Rightarrow$ si la concentration en Fe^{2+} trouvée est trop grande, c'est que le volume versé à l'équivalence est trop important et donc qu'on a utilisé une **solution trop diluée de permanganate de potassium**.

Extrait 8 :

[Retour énoncé](#)

1.2. On utilise une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) pour doser l'acidité du lait : **l'espèce titrante est donc la base HO^-** .

D'après l'énoncé : On admettra que l'acidité du lait est uniquement due à l'acide lactique.

Donc **l'espèce titrée est l'acide lactique $C_3H_6O_3$** .

L'équation de la réaction support du titrage est donc : $C_3H_6O_{3(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow C_3H_5O_3^-_{(aq)} + H_2O$

1.3. Un indicateur coloré convient à un titrage pH-métrique si le pH à l'équivalence est inclut dans la zone de virage de l'indicateur coloré.

D'après la courbe de titrage pH-métrique similaire donnée, le pH à l'équivalence est environ égal à 8 ce qui confirme le choix de la phénolphthaléine (les deux autres indicateurs changeraient de teinte avant l'équivalence).

Remarque : la courbe de titrage n'étant pas en ANNEXE, elle n'était pas à rendre et donc la détermination rigoureuse du pH à l'équivalence par la méthode des tangentes parallèles est non exigée ici. De plus, la taille de la courbe n'aurait pas permis une détermination précise.

1.4. La phénolphthaléine appartient à un couple acide/base dont les deux formes ont une couleur différente. Sa forme acide réagit donc avec la base HO^- lors du titrage et augmente donc légèrement le volume à l'équivalence.

Il est ainsi nécessaire d'en verser très peu (« 2 gouttes ») pour ne pas fausser le titrage.

1.5. Pour savoir si le lait dosé est frais, il faut déterminer son degré Dornic (c'est-à-dire la masse d'acide lactique dans un litre de lait) et donc exploiter les résultats du titrage réalisé par le technicien.

Récapitulatif :

Espèce titrée : acide lactique du lait

Espèce titrante : l'ion hydroxyde

Volume titré : $V_{\text{titré}} = 10,0 \text{ mL}$

Volume versé à l'équivalence : $V_E = 2,1 \pm 0,1 \text{ mL}$

Concentration molaire C_A inconnue

Concentration molaire $C_B = 0,111 \text{ mol.L}^{-1}$

L'équivalence d'un titrage est définie par le changement de réactif limitant.

À l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stoechiométriques de l'équation de titrage : il n'en reste donc plus.

On peut donc écrire :
$$\frac{n(\text{acide lactique})_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1}$$

$$\text{Soit } C_A \cdot V_{\text{titré}} = C_B \cdot V_E$$

$$\Leftrightarrow C_A = \frac{C_B \cdot V_E}{V_{\text{titré}}} \quad (\text{concentration molaire})$$

Or la concentration massique t et la concentration molaire sont liées par la relation : $t = C_A \cdot M_A$

Donc : $t = \frac{C_B \cdot V_E}{V_{\text{titré}}} \cdot M(\text{acide lactique})$

$$\text{AN : } t = \frac{0,111 \times 2,1}{10,0} \times (3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 3 \times 16,0) = \mathbf{2,1 \text{ g.L}^{-1}}$$

D'après la définition du degré Dornic, le lait titré a une acidité de **21 °D**.

Il n'est donc **pas frais** car son acidité Dornic est **supérieure à 18 °D**.

1.6. On peut être étonné de la valeur particulière de la concentration de la soude Dornic ($0,111 \text{ mol.L}^{-1}$) mais celle-ci a été choisie pour déterminer facilement l'acidité Dornic : en effet, comme $C_B \cdot M(\text{acide lactique}) = 10$, on constate que pour un volume à l'équivalence de $2,1 \text{ mL}$, la concentration massique en acide lactique est $2,1 \text{ g.L}^{-1}$ et donc son acidité Dornic est 21 °D .

En titrant avec de la soude Dornic, il suffit de multiplier le volume à l'équivalence par 10 pour déterminer l'acidité Dornic ce qui est fort pratique.

2. Détermination de la teneur en ions chlorure

2.1. Espèce titrée : les ions chlorure $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ Espèce titrante : les ions argent $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$

L'équation support du titrage est : $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})}$

2.2. Le changement de pente correspond à l'équivalence, c'est-à-dire au changement de réactif limitant.

Avant l'équivalence : A chaque fois qu'un ion Cl^- réagit avec un ion Ag^+ , un ion spectateur NO_3^- tombe dans le bécher. C'est comme si un ion NO_3^- remplaçait un ion Cl^- . Comme les ions Cl^- ont une meilleure conductivité molaire ionique ($\lambda(\text{Cl}^-) > \lambda(\text{NO}_3^-)$), la conductivité σ du milieu diminue. On obtient ici une droite de pente négative.

Après équivalence: Il n'y a plus d'ions Cl^- . La concentration en ion Ag^+ et NO_3^- augmente donc la conductivité augmente. On obtient une droite de pente positive.

Conclusion : c'est la proposition 3 qui convient pour **ce** titrage.

2.3. Pour déterminer si le lait est mammiteux, il faut déterminer sa concentration massique en ions chlorure en exploitant les résultats du titrage.

Récapitulatif :

Espèce titrée : les ions chlorure $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

Espèce titrante : les ions argent $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$

Volume titré : $V_{\text{titré}} = 20,0 \text{ mL}$

Volume versé à l'équivalence : $V_E = 11,6 \pm 0,1 \text{ mL}$

Concentration C_1 inconnue

Concentration $C_2 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

D'après la définition de l'équivalence (cf 1.5.) : À l'équivalence : $\frac{n(\text{Cl}^-)_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(\text{Ag}^+)_{\text{versé}}}{1}$

Soit $C_1 \cdot V_{\text{titré}} = C_2 \cdot V_E \Leftrightarrow C_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{V_{\text{titré}}}$ (concentration molaire)

Or $t = C \cdot M$ donc $t = \frac{C_2 \cdot V_E}{V_{\text{titré}}} \cdot M(\text{Cl}^-)$

A.N. : $t = \frac{5,00 \times 10^{-2} \times 11,6 \times 35,5}{20,0} = 1,03 \text{ g.L}^{-1}$

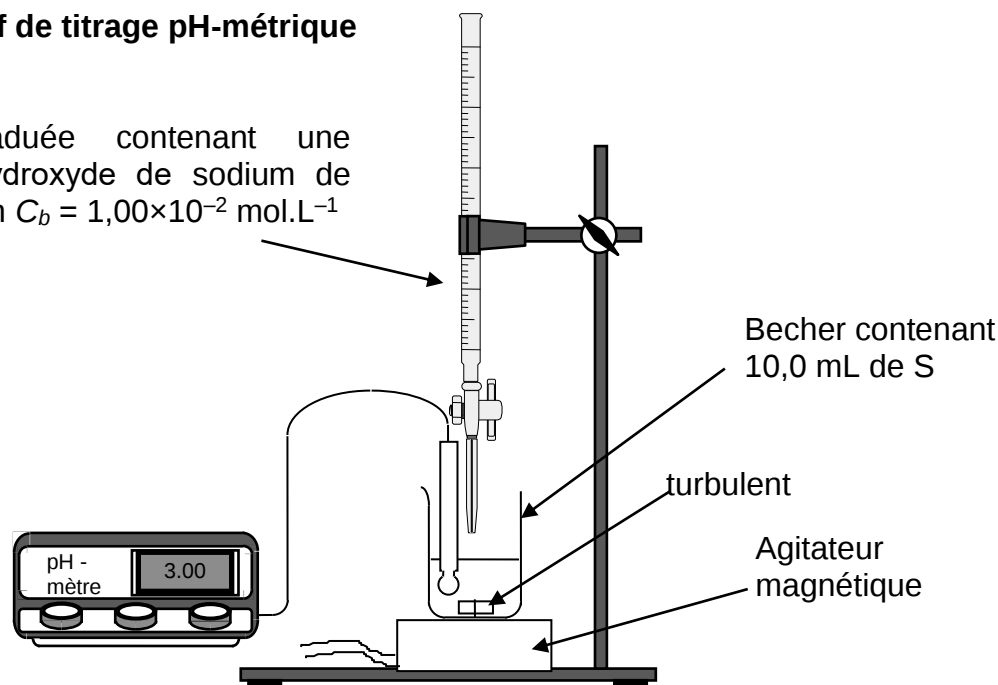
Le lait étudié **n'est donc pas «mammiteux»** car sa concentration massique en ions chlorure est comprise entre $0,8 \text{ g.L}^{-1}$ et $1,2 \text{ g.L}^{-1}$.

Extrait 9 :

[Retour énoncé](#)

2.2 Dispositif de titrage pH-métrique

Burette graduée contenant une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



2.3. Le réactif titré est l'acide ascorbique AH (acide), le réactif titrant est HO^- (base présente dans la solution d'hydroxyde de sodium).

L'équation de la réaction support de titrage est : $\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

2.4. Pour déterminer la masse d'acide ascorbique contenue dans le comprimé, il faut exploiter le protocole complet et ses résultats :

À l'équivalence, le réactif titré AH et le réactif titrant HO^- ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage : il n'en reste donc plus.

À l'équivalence :
$$\frac{n(\text{AH})_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1}$$
$$n(\text{AH})_{\text{titré}} = C_b \cdot V_E$$

On détermine le volume à l'équivalence par la méthode des tangentes parallèles sur l'ANNEXE :

$V_E = 13,6 \text{ mL}$ (voir ci-après)

Animation à voir : <http://labolycee.org/anims/methode-tangente.swf>

Masse d'acide ascorbique dans la prise d'essai de $V_A = 10,0 \text{ mL}$:

$$m(\text{AH})_{\text{titré}} = n(\text{AH})_{\text{titré}} \cdot M(\text{AH}) = C_b \cdot V_E \cdot M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$$

Le comprimé a été dissous dans $V_S = 200,0 \text{ mL}$ d'eau distillée, la fiole jaugée contient donc

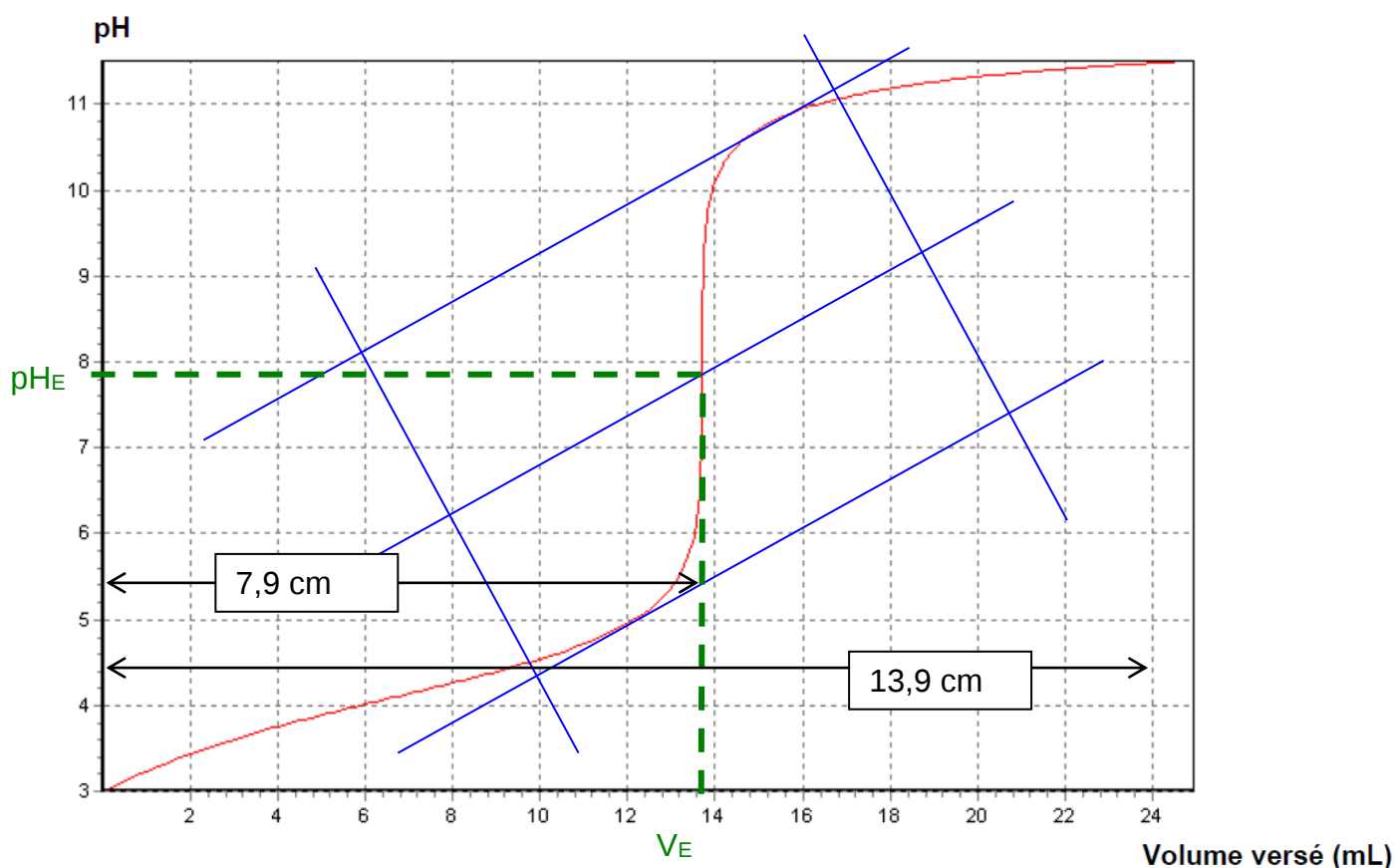
$$\frac{V_S}{V_A} = \frac{200,0}{10,0} = 20,0 \text{ fois plus d'acide que la prise d'essai.}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = m(\text{AH})_{\text{titré}} \cdot \frac{V_S}{V_A}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = C_b \cdot V_E \cdot M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) \cdot \frac{V_S}{V_A}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = 1,00 \times 10^{-2} \times 13,6 \times 10^{-3} \times (6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0) \times \frac{200,0}{10,0}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = 0,479 \text{ g} = \mathbf{479 \text{ mg}}$$



En faisant un rapport d'échelle :

13,9 cm	24,0 mL
7,9 cm	V_E

$$\text{donc } V_E = \frac{7,9 \times 24,0}{13,9} = \mathbf{13,6 \text{ mL}}$$

2.5. La masse obtenue est proche de la valeur indiquée par le fabricant (500 mg).

Calculons l'écart relatif :
$$\frac{|m(AH)_{\text{titré}} - m(AH)_{\text{théorique}}|}{m(AH)_{\text{théorique}}} = \frac{|479 - 500|}{500} = 4,2 \%$$

Étant inférieur à 5 %, cet écart relatif est acceptable.

Cependant, plusieurs sources d'erreurs sont possibles :

- Perte de solide lors du broyage dans le mortier et du transvasement dans la fiole jaugée,
- Trait de jauge des fioles jaugées (200,0 mL et 10,0 mL) mal repérés,
- Erreur sur la concentration C_b de la solution titrante,
- Imprécision lors de la détermination du volume à l'équivalence par une méthode graphique.

3. Autres méthodes de titrage.

3.1. Utilisation d'un indicateur coloré :

Un indicateur coloré est adapté à un titrage pH-métrique si le pH à l'équivalence est inclus dans sa zone de virage

Ici, $pH_E = 7,8$; on pourra utiliser le rouge de crésol qui virera du jaune (teinte acide au début du titrage car $pH < 7,2$) au rouge (teinte basique quand $pH > 8,8$).

3.2. Titrage conductimétrique :

3.2.1. D'après l'équation support du titrage, on a vu qu'à l'équivalence :
$$\frac{n(AH)_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(HO^-)_{\text{versé}}}{1}$$

$C'_A \cdot V'_A = c'_B \cdot V_E$ où C'_A est la concentration molaire de la solution titrée d'acide ascorbique,

V'_A est le volume de solution S' titré,

c'_B est la concentration molaire de la solution titrante d'hydroxyde de sodium,

V_E le volume versé à l'équivalence.

$$V_E = \frac{C'_A \cdot V'_A}{c'_B}$$

$$V_E = \frac{6 \times 10^{-3} \cdot V'_A}{1,00 \times 10^{-1}} = 6 \times 10^{-2} \cdot V'_A$$

D'après la verrerie disponible, V'_A vaut au maximum 25,0 mL, alors on aurait $V_E = 6 \times 10^{-2} \times 25,0 = 1,5$ mL.

Ce volume équivalent n'est pas assez élevé, il conduirait à une erreur relative trop grande.

(Exemple : une erreur de 0,1 mL relativement à $V_E = 15$ mL est faible, mais une même erreur de 0,1 mL relativement à $V_E = 1,5$ mL serait élevée).

Remarque : Il n'est pas correct d'utiliser la fiole jaugée de 250,0 mL pour délivrer précisément un volume. En effet, si on transvase son contenu dans un becher pour le titrage, tout le liquide ne tombe pas dedans.

La fiole jaugée porte la mention « In » pour volume intérieur.

La verrerie qui délivre un volume précis porte la mention « Ex » pour Expurger, comme par exemple une burette ou une pipette.

3.2.2. Afin d'obtenir un volume équivalent V_E plus élevé, il est nécessaire d'utiliser une solution d'hydroxyde de sodium moins concentrée. Par exemple dix fois moins concentrée ainsi $V_E = 15$ mL.

Protocole du titrage conductimétrique :

On prélève, à l'aide d'une pipette jaugée, 25,0 mL de la solution d'acide ascorbique.

On verse ces 25,0 mL dans un grand becher puis on ajoute un important volume d'eau distillée.

L'ensemble est placé sous agitation magnétique.

On place la cellule du conductimètre dans la solution d'acide ascorbique.

On remplit la burette avec la solution d'hydroxyde de sodium diluée 10 fois ($c''_B = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$).

On verse mL par mL la solution titrante et on relève la valeur de la conductivité σ du mélange réactionnel.

On trace la courbe $\sigma = f(V)$, avec V volume de la solution d'hydroxyde de sodium.

On modélise les deux parties de la courbe par des fonctions affines.

Le volume équivalent correspond à l'abscisse du point d'intersection des deux droites modélisées.

3.2.3. L'équation de la réaction support de titrage est : $\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

On rappelle que seuls les ions participent à la conductivité d'une solution.

En négligeant les effets de la dilution lors des ajouts de solution titrante :

Avant l'équivalence : À chaque fois qu'une molécule AH est consommée par un ion HO^{-} , un ion spectateur Na^{+} est ajouté au milieu réactionnel et un ion A^{-} se forme.

La solution devient de plus en plus concentrée en ions, sa conductivité augmente.

On obtient une droite de pente positive.

Seule la courbe 1, présente une droite positive pour $V < V_E$.

La courbe 1 correspond à ce titrage.

Facultatif ici mais utile si le sujet propose plusieurs courbes avec une pente positive avant l'équivalence (voir sujet 8 par exemple) :

Au-delà de l'équivalence: Il n'y a plus de molécules AH. La concentration en ion HO^{-} et Na^{+} augmente après chaque ajout (et celle de A^{-} ne varie pas) donc la conductivité augmente.

On obtient une droite de pente positive.

Cependant, avant l'équivalence, l'augmentation de conductivité est due à Na^{+} et A^{-} tandis qu'après l'équivalence, l'augmentation de conductivité est due à Na^{+} et HO^{-} .

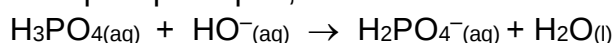
Comme les ions OH^{-} conduisent mieux le courant que les ions A^{-} ($\lambda(\text{HO}^{-}) > \lambda(\text{A}^{-})$), la pente de la droite est encore plus élevée. Ceci confirme le choix de la courbe 1.

Extrait 10 :

[Retour énoncé](#)

3. L'acide phosphorique

On effectue un titrage de l'acide phosphorique ;



Déterminons la quantité d'acide phosphorique présente dans 10,0 mL de soda.

À l'équivalence, on a versé autant d'ions HO^{-} qu'il y avait d'acide H_3PO_4 dans les 10,0 mL de soda (stoechiométrie : 1 pour 1).

$$n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = n_{\text{HO}^{-}}$$

$$n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = C \cdot V_{BE}$$

Il faut donc déterminer la valeur du volume versé à l'équivalence et en toute rigueur, il faudrait tracer la courbe représentative du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé ; puis mettre en œuvre la méthode des tangentes parallèles (voir fin de la correction).

Cependant, il s'agit ici d'une résolution de problème où le candidat doit estimer un résultat en faisant preuve d'initiatives :

- la masse d'un adulte n'est pas donnée
- aucune feuille de papier millimétré n'a été fournie avec le sujet.

Il faut donc être astucieux : Il est inutile de tracer la courbe de titrage et il suffit d'estimer que le saut de pH a lieu entre 5 et 6 mL et proposer la valeur $V_{BE} = 5,5$ mL par exemple.

Ainsi $n_{H_3PO_4} = 1,0 \times 10^{-2} \times 5,5 \times 10^{-3} = 5,5 \times 10^{-5} \text{ mol}$

Soit une masse de $m_{H_3PO_4} = n_{H_3PO_4} \times M_{H_3PO_4}$

AN : $m_{H_3PO_4} = 5,5 \times 10^{-5} \times (3 \times 1,0 + 31,0 + 4 \times 16,0) = 5,4 \text{ mg}$

Dans 10 mL de soda, il y a 5,4 mg d'acide phosphorique.

Par proportionnalité, dans 1,5 L = 1500 mL de soda il y a donc une masse de $150 \times 5,4 = 0,81 \text{ g}$ d'acide phosphorique.

La DJA est de $70 \text{ mg} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{jour}^{-1}$, donc une personne de 70 kg (par exemple) pourra ingérer sans danger $70 \times 70 = 4,9 \times 10^3 \text{ mg} = 4,9 \text{ g}$ d'acide phosphorique par jour.

Sachant qu'une bouteille contient 0,81 g d'acide phosphorique la personne pourra boire :

$$\frac{4,9}{0,81} \approx 6 \text{ bouteilles de 1,5 L de soda.}$$

Ce qui est largement supérieur à une consommation normale.

Courbe $pH=f(V)$ (non demandée)

