Cinq exercices type bac

Sujets de baccalauréat réécrits pour n'exploiter que les titrages : suivi conductimétrique (partie 1) puis suivi pH-métrique (partie 2).

✓ Savoirs et savoir-faire

Savoirs	Savoir-faire / capacités
• Titrage : réaction support, équivalence, relation stœchiométrique. • Suivi conductimétrique : $\sigma = \sum_i \lambda_i C_i$, sens de variation avant et après l'équivalence. • Suivi pH-métrique : saut de pH, courbe dérivée, méthode des tangentes. • Dilution et verrerie de précision.	• Identifier l'espèce titrée, l'espèce titrante et les ions spectateurs. • Déterminer un volume équivalent V_E sur une courbe de titrage et expliquer la méthode employée. • Écrire l'équation de la réaction support d'un titrage. • Exploiter la relation stœchiométrique pour déterminer une concentration, une masse ou un titre massique. • Choisir la verrerie adaptée à une dilution et justifier ce choix. • Confronter un résultat à une valeur de référence et conclure.

Partie 1 – Titrages conductimétriques

Sujet A – Dosage de la vitamine C

D'après Bac – Asie 2023 (Jour 2), exercice 1

L'acide ascorbique, communément appelé **vitamine C**, est un antioxydant présent dans de nombreux fruits et légumes. Il est aussi prescrit comme complément alimentaire. La vitamine C se dégrade à l'air, à la lumière et en présence d'oxydants.

Un comprimé de vitamine C a été laissé plusieurs jours à l'air libre : la vitamine C qu'il contient a réagi avec le dioxygène de l'air. On souhaite déterminer la **masse d'acide ascorbique restant** dans le comprimé à l'aide d'un titrage avec suivi conductimétrique d'une réaction acido-basique.

Données

- L'acide ascorbique, de formule brute $C_6H_8O_6$, est un diacide noté AH_2. Dans le domaine de pH considéré, seule la première acidité intervient : le couple mis en jeu est AH_2/AH^-.
- Masse molaire de l'acide ascorbique : $M(C_6H_8O_6) = 176{,}1\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Conductivités molaires ioniques à 25 °C :

Ion	Na^+	HO^-	AH^-
λ en $\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	5,01	19,9	3,42

Préparation de la solution titrante

Au laboratoire, on dispose d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-) de concentration $C_0 = 0{,}200\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, ainsi que de la verrerie suivante :

- fioles jaugées de 20,0 mL, 25,0 mL, 50,0 mL, 100,0 mL, 200,0 mL, 250,0 mL, 500,0 mL, 1000 mL ;
- pipettes jaugées de 1,0 mL, 5,0 mL, 10,0 mL, 20,0 mL.

1. Déterminer le volume V_0 de solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_0 à prélever afin d'obtenir, par dilution, un volume $V_1 = 200{,}0\,\text{mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 1{,}00\times10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. Préciser la verrerie nécessaire pour mesurer V_0 et V_1. Justifier.

Titrage de la solution S_A

Une solution aqueuse S_A est préparée par dissolution complète d'un comprimé de vitamine C dans l'eau. Le volume de la solution S_A est $V = 200{,}0\,\text{mL}$.

On prélève un volume $V_A = 20{,}0\,\text{mL}$ de la solution aqueuse S_A que l'on titre par la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 1{,}00\times10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Les couples acide-base mis en jeu sont AH_2/AH^- pour l'acide ascorbique et H_2O/HO^-.

La conductivité de la solution est relevée en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé. La courbe de titrage est tracée figure 1 ci-dessous.

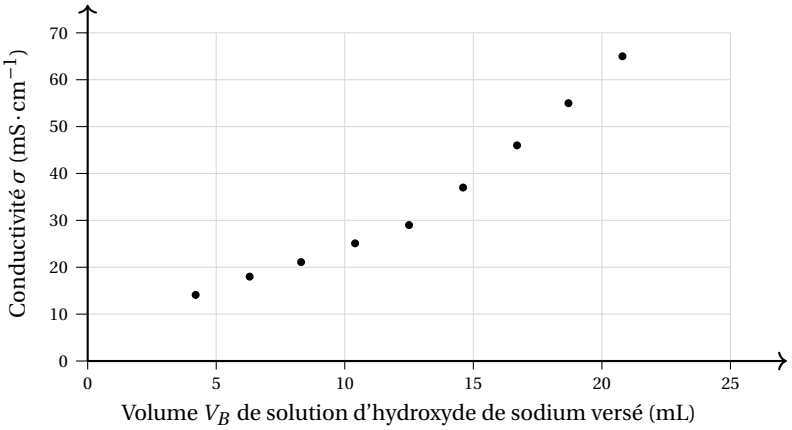


FIGURE 1 – Conductivité de la solution en fonction du volume de solution d'hydroxyde de sodium versé.

3. Identifier l'espèce titrée et l'espèce titrante. Préciser, en justifiant, laquelle des deux solutions est placée dans la burette et laquelle est placée dans le bécher. Quel ion est spectateur ?
4. Écrire l'équation de la réaction support du titrage, avec les notations simplifiées AH_2 et AH^-. Justifier qu'il s'agit d'une transformation acide-base au sens de Brønsted.
5. Justifier le changement de pente observé sur le graphique de la figure 1, en s'appuyant sur les conductivités molaires ioniques fournies. On précisera, pour chaque étape, quels sont les ions présents et comment leur concentration évolue.
6. Déterminer le volume V_{BE} à l'équivalence, en explicitant la méthode utilisée.
7. À l'équivalence, écrire la relation entre la quantité initiale d'acide ascorbique $n_i(AH_2)$ présente dans le prélèvement de 20,0 mL et la quantité d'ions hydroxyde $n_E(HO^-)$ versés. Calculer $n_E(HO^-)$, puis en déduire $n_i(AH_2)$. Déterminer ensuite la quantité d'acide ascorbique contenue dans les 200,0 mL de solution S_A, c'est-à-dire dans le comprimé. Expliquer le facteur 10 entre les deux quantités.
8. En déduire la valeur de la masse m de vitamine C contenue dans le comprimé resté à l'air libre, puis vérifier que cette valeur est comprise entre 190 mg et 230 mg.
9. L'emballage indique que chaque comprimé contient 250 mg d'acide ascorbique. On donne l'incertitude-type sur la masse déterminée : $u(m) = 6\,\text{mg}$. Calculer l'écart normalisé $z = \dfrac{|m - m_{\text{réf}}|}{u(m)}$. On considère que la valeur mesurée est compatible avec la valeur de référence si $z \leqslant 2$. Conclure quant à la dégradation de la vitamine C.

Sujet B – Contrôle d'une solution d'ammoniaque

D'après Bac – Nouvelle-Calédonie 2019, exercice 3

Le nitrate d'ammonium est un solide ionique utilisé en grande quantité comme engrais. Sa synthèse fait intervenir deux réactifs : l'acide nitrique et l'ammoniaque.

On souhaite **vérifier la concentration molaire d'ammoniac** NH_3 d'une solution S_4 d'ammoniaque, avant de l'utiliser pour cette synthèse.

Données

- La conductivité σ (en $S \cdot m^{-1}$) d'une solution est donnée par la relation $\sigma = \sum_i \lambda_i C_i$, avec λ_i la conductivité molaire ionique de chacune des espèces ioniques présentes et C_i leur concentration molaire (exprimée en $mol \cdot m^{-3}$ lorsque σ est en $S \cdot m^{-1}$).
- Conductivités molaires ioniques à 25 °C :

Ion	NH_4^+	Cl^-	H_3O^+
λ en $mS \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$	7,35	7,63	34,98

Titrage de la solution d'ammoniaque

On réalise un titrage de la solution S_4 par une solution d'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) de concentration molaire égale à $C = 1{,}0\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Une prise d'essai de volume $V = 20{,}0\,\text{mL}$ de la solution S_4 est versée dans un bécher de 500 mL et complétée d'environ 400 mL d'eau distillée. Le titrage est suivi par mesure de la conductivité de la solution.

Les résultats obtenus sont reproduits sur le graphique ci-dessous.

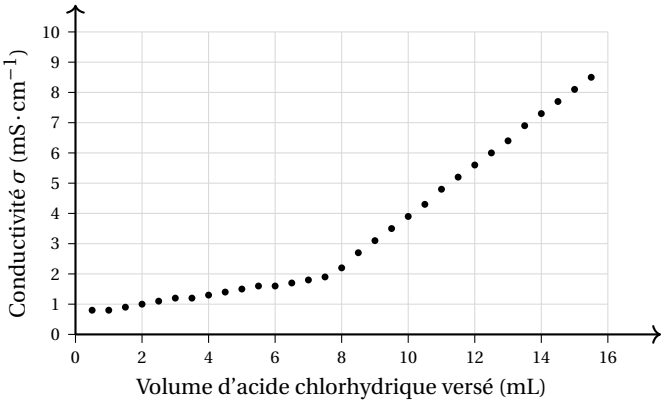


FIGURE 2 – Courbe de titrage de la solution d'ammoniaque S_4 par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire égale à 1,0 mol·L^{-1}, suivie par conductimétrie.

1. Représenter le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac NH_3. Expliquer pourquoi cette espèce peut se comporter comme une base de Brønsted. Donner la formule de son acide conjugué.
2. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
3. L'ajout d'eau distillée modifie-t-il la concentration en ammoniac dans le bécher ? Modifie-t-il la quantité de matière d'ammoniac à titrer ? En déduire s'il modifie le volume équivalent.
   Pour calculer la concentration de la solution S_4, faut-il utiliser $V = 20{,}0\,\text{mL}$ ou le volume total du mélange dans le bécher ? Justifier.
4. Compléter le tableau ci-dessous en indiquant comment évolue la **quantité de matière** de chaque espèce (augmente, diminue, reste constante, reste nulle…), avant puis après l'équivalence. En déduire l'évolution de la conductivité dans les deux domaines et justifier que la pente change à l'équivalence.

Espèce	Avant l'équivalence	Après l'équivalence
NH_3		
H_3O^+		
NH_4^+		
Cl^-		

5. À l'équivalence, les deux réactifs ont été entièrement consommés. Expliquer pourtant pourquoi la conductivité de la solution n'est pas nulle à cet instant.
6. Déterminer graphiquement le volume équivalent V_E en précisant la méthode utilisée, puis montrer que la valeur de la concentration molaire de la solution S_4 d'ammoniaque est de 0,38 mol·L^{-1}.
7. On recommence le titrage du même prélèvement de S_4 avec une solution d'acide chlorhydrique **deux fois moins concentrée**. Comment évolue le volume équivalent ? Justifier.

Partie 2 – Titrages pH-métriques

Sujet C – Analyse d'un comprimé d'aspirine

D'après Bac – Centres étrangers 2026 (Jour 1), exercice 3

D'après des travaux de recherche menés par l'Organisation mondiale de la Santé (OMS), on estime qu'un médicament sur dix en circulation dans le monde n'a pas la qualité attendue. On analyse ici un comprimé d'aspirine 500 mg intercepté par les douanes. Son principe actif, l'acide acétylsalicylique, est noté AH et se comporte comme un acide.

Titrage avec suivi pH-métrique du principe actif

On prépare $V = 500{,}0\,\text{mL}$ d'une solution S en dissolvant complètement le comprimé dans de l'eau distillée ; son principe actif AH passe ainsi en solution.

On prélève un échantillon de volume $V_a = 20{,}0\,\text{mL}$ de cette solution S pour le titrer par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-) de concentration apportée $C_b = 1{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}$.

Cette solution titrante a été préparée à partir d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_0 = 5{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
On dispose de fioles jaugées de 50,0 mL, 100,0 mL et 200,0 mL, et de pipettes jaugées de 1,0 mL, 2,0 mL, 10,0 mL et 25,0 mL.
La courbe de suivi pH-métrique de ce titrage, ainsi que celle de sa dérivée, sont données figure 3. La masse molaire de l'aspirine est $M(C_9H_8O_4) = 180{,}2\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

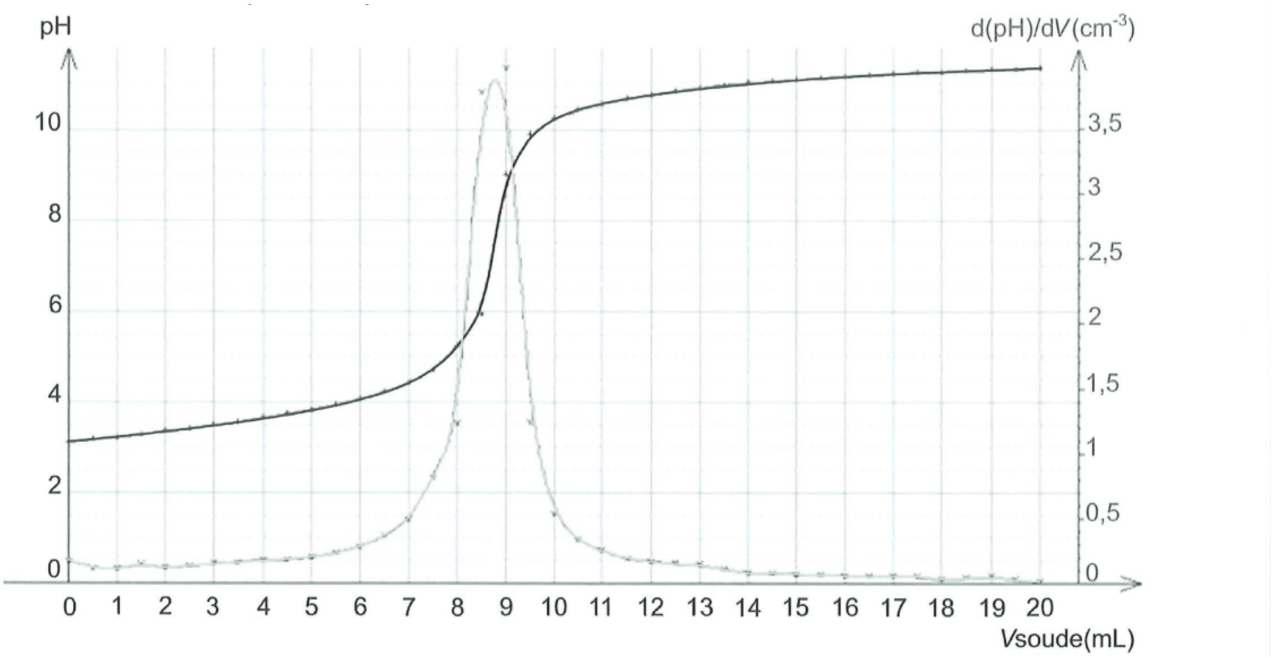


FIGURE 3 – Suivi pH-métrique du titrage de la solution S et courbe dérivée $\dfrac{\text{d}\,pH}{\text{d}V}$.

1. Calculer le facteur de dilution, puis sélectionner, parmi la verrerie disponible, celle qui est utilisée pour effectuer la dilution de la solution titrante d'hydroxyde de sodium de concentration C_0 afin d'obtenir la solution de concentration C_b. Justifier la réponse.
2. Écrire l'équation de la réaction support du titrage entre l'ion hydroxyde et l'aspirine. On utilisera la notation AH pour désigner l'aspirine.
3. Définir l'équivalence d'un titrage.
4. Déterminer la valeur du volume à l'équivalence en précisant la méthode utilisée.
5. La pharmacopée européenne admet une limite de ±15 % de la masse affichée pour commercialiser un médicament. Vérifier, à l'aide du résultat du dosage pH-métrique, si les comprimés d'aspirine interceptés par les douanes sont commercialisables.

Sujet D – Étude d'une lessive « multi-usages »

D'après Bac – Métropole septembre 2025 (Jour 1), exercice 2

Le carbonate de sodium, de formule Na_2CO_3, entre dans la composition de nombreuses lessives pour le nettoyage des sols et des murs. Il permet de « solubiliser » les corps gras, facilitant ainsi l'action des tensioactifs.

On souhaite vérifier que le pourcentage en masse de carbonate de sodium présent dans une lessive « multi-usages » est bien compris entre 30 et 60 %, comme annoncé par le fabricant.

Détermination du pourcentage en masse de carbonate de sodium

On réalise le protocole expérimental suivant :

- peser une masse $m = 4{,}0\,\text{g}$ de lessive et la dissoudre dans une fiole jaugée de 100,0 mL ;
- diluer d'un facteur 10 la solution de lessive obtenue ;
- prélever un volume $V = 50{,}0\,\text{mL}$ de solution de lessive diluée puis réaliser son titrage par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0{,}10\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

La masse molaire du carbonate de sodium est $M(Na_2CO_3) = 106{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
La courbe du suivi pH-métrique de ce titrage ainsi que celle de la dérivée sont données figure 4.

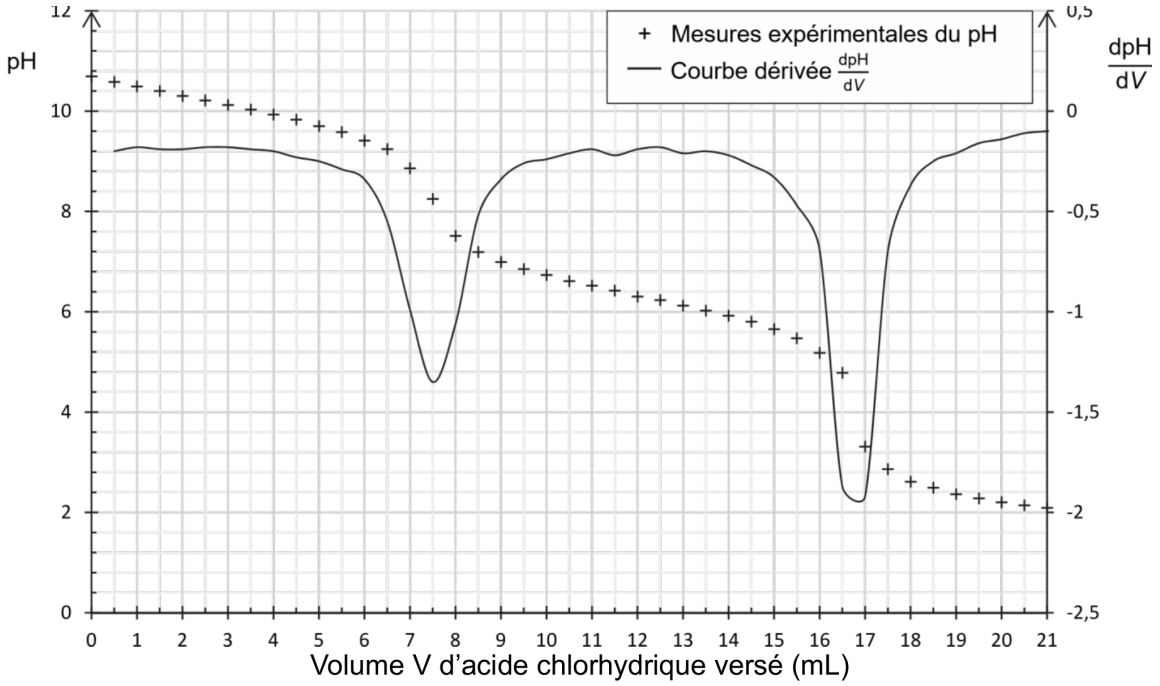


FIGURE 4 – Courbes de suivi pH-métrique et dérivée $\frac{\mathrm{d}\,pH}{\mathrm{d}V}$ du titrage de la solution de lessive diluée.

1. Réaliser un schéma légendé du dispositif expérimental du titrage pH-métrique.
2. Préciser, en justifiant, la verrerie à utiliser pour préparer un volume de 100,0 mL de solution de lessive diluée 10 fois.
3. Dans la suite, on admet que les ions carbonate sont les seules espèces titrées jusqu'à la première équivalence. Écrire l'équation de la réaction support du titrage entre les ions carbonate et les ions oxonium jusqu'à cette première équivalence.
4. Déterminer le volume $V_{éq1}$ à la première équivalence (on précisera la méthode), puis en déduire le pourcentage en masse de carbonate de sodium Na_2CO_3 présent dans la lessive « multi-usages » étudiée. Commenter.
5. On réalise une expérience similaire en remplaçant la lessive par une solution de carbonate de sodium pur. Dans ce cas, le volume versé à la seconde équivalence $V_{éq2}$ est le double du volume versé à la première équivalence $V_{éq1}$.
   Lire les volumes $V_{éq1}$ et $V_{éq2}$ obtenus lors du titrage de la lessive et comparer $V_{éq2}$ à $2\,V_{éq1}$. En déduire la nature probable d'une autre espèce basique présente dans la lessive.

Sujet E – Contrôle qualité d'une solution d'éthanolamine

D'après Bac – Amérique du Nord 2026 (Jour 1), exercice 1, partie 2

Le principe de la valorisation du dioxyde de carbone consiste à le considérer comme une matière première : il est capté à la sortie des fumées industrielles, comme celles des cimenteries, puis exploité. Le procédé le plus couramment utilisé est le lavage aux amines, qui repose sur une réaction acido-basique entre le CO_2 et une solution aqueuse d'éthanolamine, une base faible.

L'éthanolamine peut s'altérer au fil du temps, entraînant une diminution progressive de sa concentration. Un technicien souhaite s'assurer que la solution aqueuse S d'éthanolamine dont il dispose peut encore être utilisée pour le captage du dioxyde de carbone. Pour cela, il réalise un titrage pH-métrique.

La solution S est préalablement diluée 50 fois. La solution obtenue est notée S_{50}.

Données

- Masse molaire de l'éthanolamine : $M(C_2H_7NO) = 61{,}0\,g\cdot mol^{-1}$;
- Densité des solutions aqueuses d'éthanolamine : $d = 1{,}0$;
- Masse volumique de l'eau : $\rho_{eau} = 1{,}00\,g\cdot mL^{-1}$;
- Couple acide-base de l'éthanolamine : $C_2H_8NO^+/C_2H_7NO$.
- Le *titre massique* d'une solution est le rapport de la masse d'éthanolamine dissoute à la masse de solution. Une solution neuve, utilisée pour le captage du dioxyde de carbone, a un titre massique de 20 %.

La concentration en éthanolamine influence l'efficacité du captage : une concentration trop faible réduit la performance, une concentration trop élevée accroît les risques de corrosion des équipements.

Titre massique en éthanolamine	15 %	20 %	25 %	30 %
Efficacité de captation du CO_2	faible	bonne	bonne à très bonne	très bonne
Tolérance à la corrosion des équipements	très bonne	acceptable	risques accrus	très mauvaise

Verrerie à disposition :

- béchers : 50 mL, 100 mL, 250 mL ;
- pipettes jaugées : 5,0 mL, 10,0 mL, 20,0 mL ;
- pipettes graduées : 5,0 mL, 10,0 mL ;
- éprouvettes graduées : 20 mL, 100 mL, 250 mL ;
- fioles jaugées : 50,0 mL, 100,0 mL, 250,0 mL.

Le technicien dose par titrage avec suivi pH-métrique un volume $V_B = 25{,}0\,\text{mL}$ de solution diluée S_{50}. La solution titrante est de l'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0{,}10\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

L'équation de la réaction modélisant la transformation observée durant le dosage est :

$$C_2H_7NO(aq) + H_3O^+(aq) \longrightarrow C_2H_8NO^+(aq) + H_2O(l)$$

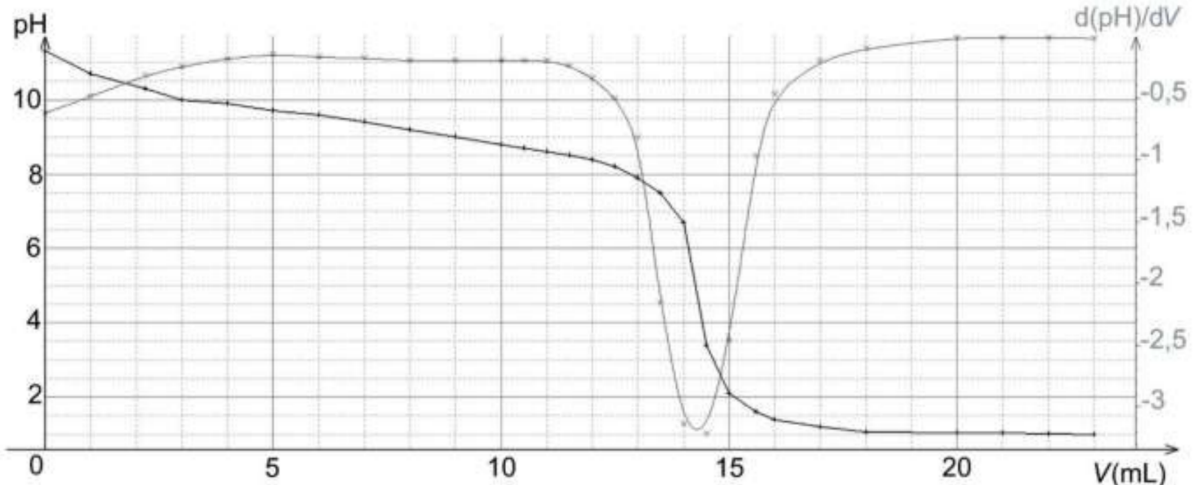


FIGURE 5 – Courbe de suivi pH-métrique du titrage de la solution S_{50} par l'acide chlorhydrique, et courbe dérivée $\frac{\text{d}\,pH}{\text{d}V}$.

1. Choisir le matériel qui permet de préparer 250,0 mL de solution S_{50} à partir de la solution S en justifiant la verrerie choisie.
2. Définir l'équivalence d'un titrage.
3. Déterminer, à partir de la courbe de titrage, le volume V_E de solution titrante versé à l'équivalence. Expliquer la méthode employée.
4. En déduire la valeur du titre massique en éthanolamine, en %, de la solution S (on prendra pour masse volumique de la solution $\rho = d\,\rho_{\text{eau}}$).
5. Commenter le résultat en discutant la possibilité d'utiliser cette solution d'éthanolamine pour capter le dioxyde de carbone.