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 $C_B = 1{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

✓ Correction

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $C_0\,V_0 = C_B\,V_1$, donc

$$V_0 = \frac{C_B\,V_1}{C_0} = \frac{1{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 200{,}0\,\text{mL}}{0{,}200\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 10{,}0\,\text{mL}.$$

2. Préciser la verrerie nécessaire pour mesurer V_0 et V_1. Justifier.

✓ Correction

Pour V_0 : **pipette jaugée de** 10,0 mL ; pour V_1 : **fiole jaugée de** 200,0 mL, complétée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. La verrerie jaugée mesure un volume fixé avec la meilleure précision, ce qui garantit la valeur de C_B.

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 $C_B = 1{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

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.

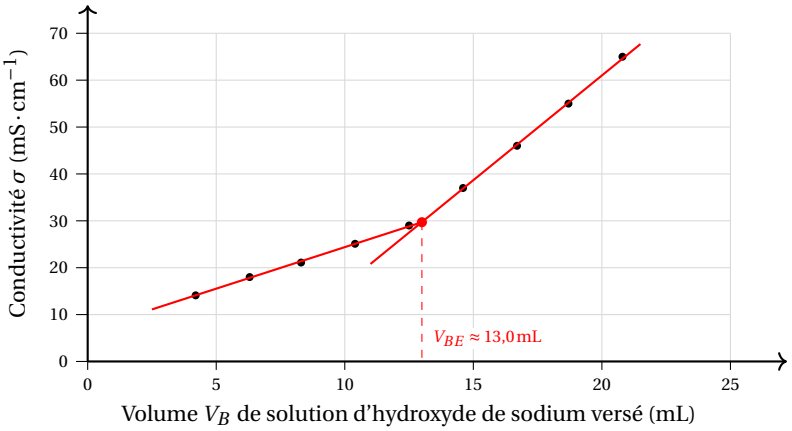


FIGURE 1 – Conductivité de la solution en fonction du volume de solution d'hydroxyde de sodium versé.

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 ?

✓ Correction

L'espèce **titrée** est l'acide ascorbique AH_2 contenu dans la solution S_A (dans le bécher) ; l'espèce **titrante** est l'ion hydroxyde HO^- de la solution d'hydroxyde de sodium (dans la burette).
La solution titrante est placée dans la burette, car il faut pouvoir en verser progressivement de petits volumes et mesurer avec précision le volume versé V_B. La solution à doser est placée dans le bécher.
L'ion Na^+ est **spectateur** : il n'intervient pas dans la réaction de titrage. Il participe néanmoins à la conductivité.

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.

✓ Correction

$$AH_2(aq) + HO^-(aq) \longrightarrow AH^-(aq) + H_2O(l)$$

AH_2 cède un proton H^+ : c'est un acide de Brønsted, dont la base conjuguée est AH^- (couple AH_2/AH^-). L'ion HO^- capte ce proton : c'est une base de Brønsted, dont l'acide conjugué est H_2O (couple H_2O/HO^-). La transformation consiste en un **transfert d'un proton** de AH_2 vers HO^- : c'est bien une transformation acide-base.

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.

✓ Correction

Avant l'équivalence. L'ion HO^- versé est entièrement consommé (réactif limitant) : sa concentration reste quasi nulle. Chaque ion HO^- qui réagit fait apparaître un ion AH^- et apporte un ion Na^+, tandis que la molécule neutre AH_2 disparaît. La conductivité augmente donc, avec une pente modérée liée à $\lambda_{AH^-} + \lambda_{Na^+} = 8{,}43\,\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$.
Après l'équivalence. Il n'y a plus d'AH_2 à consommer : l'ion HO^- versé s'accumule, en même temps que Na^+ ; la quantité d'AH^- ne varie plus. La pente est alors liée à $\lambda_{HO^-} + \lambda_{Na^+} = 24{,}9\,\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$, environ trois fois plus grande : la conductivité augmente **beaucoup plus vite**.
Le changement de pente, à l'intersection des deux portions de droites, marque l'équivalence.

6. Déterminer le volume V_{BE} à l'équivalence, en explicitant la méthode utilisée.

✓ Correction

On modélise les points situés avant l'équivalence par une première droite, puis ceux situés après l'équivalence par une seconde droite (construction en rouge sur la figure 1). L'abscisse de leur point d'intersection est le volume équivalent :

$$V_{BE} \approx 13{,}0\,\text{mL}.$$

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.

✓ Correction

Les nombres stœchiométriques valant 1 pour les deux réactifs :

$$n_i(AH_2) = n_E(HO^-) = C_B\,V_{BE} = 1{,}00\times10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\times13{,}0\times10^{-3}\,\text{L} = 1{,}30\times10^{-4}\,\text{mol}$$

dans les 20,0 mL prélevés.
La solution S_A est homogène et son volume est $\dfrac{200{,}0\,\text{mL}}{20{,}0\,\text{mL}} = 10$ fois plus grand que celui du prélèvement : elle contient 10 fois plus d'acide ascorbique.

$$n(AH_2)_{\text{comprimé}} = 10\times1{,}30\times10^{-4}\,\text{mol} = 1{,}30\times10^{-3}\,\text{mol}.$$

Le facteur 10 ne provient pas d'une dilution, mais du **rapport des volumes** entre la solution préparée et le prélèvement titré.

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.

✓ Correction

$$m = n(AH_2)_{\text{comprimé}} \times M = 1{,}30 \times 10^{-3}\,\text{mol} \times 176{,}1\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0{,}229\,\text{g} = 229\,\text{mg},$$

valeur bien 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.

✓ Correction

$$z = \frac{|229\,\text{mg} - 250\,\text{mg}|}{6\,\text{mg}} \approx 3{,}5.$$

Comme $z > 2$, la masse mesurée n'est **pas compatible** avec les 250 mg annoncés : une partie de la vitamine C a réagi avec le dioxygène, elle s'est donc **dégradée** au contact de l'air.

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 $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$) 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 $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ lorsque σ est en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$).
- Conductivités molaires ioniques à 25 °C :

Ion	NH_4^+	Cl^-	H_3O^+
λ en $\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	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.

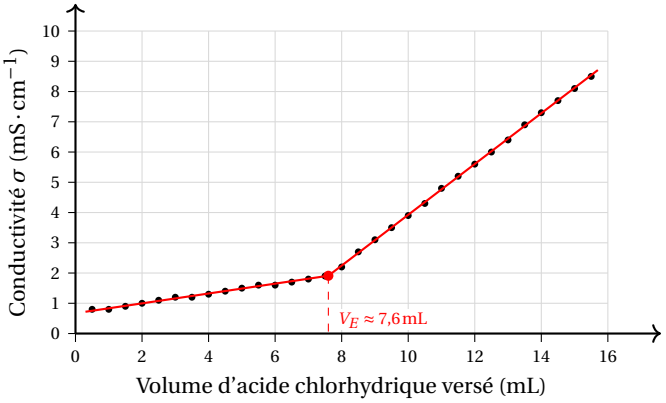
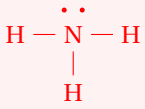


FIGURE 2 – Courbe de titrage de la solution d'ammoniaque S_4 par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire égale à $1{,}0\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, suivie par conductimétrie.

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.

✓ Correction

L'atome d'azote est entouré de trois liaisons simples N−H et porte un **doublet non liant** :



Ce doublet non liant peut **capter un proton** H^+ : l'ammoniac est donc une **base de Brønsted**. En captant un proton, il se transforme en son acide conjugué, l'ion ammonium NH_4^+ (couple NH_4^+/NH_3).

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

✓ Correction

$$NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \longrightarrow NH_4^+(aq) + H_2O(l)$$

L'ammoniac capte un proton de l'ion oxonium : c'est l'ion H_3O^+, apporté par l'acide chlorhydrique, qui est l'espèce titrante. L'ion Cl^- est spectateur.

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 $V = 20{,}0\,mL$ ou le volume total du mélange dans le bécher ? Justifier.

✓ Correction

L'ajout d'eau **dilue** la solution : la concentration en ammoniac diminue. En revanche, la **quantité de matière** d'ammoniac ne change pas, puisqu'on n'a ajouté que de l'eau.
Or l'équivalence est atteinte lorsque $n(NH_3) = C\,V_E$: elle ne dépend que de la quantité de matière à titrer, pas de la concentration. Le volume équivalent est donc **inchangé** par l'ajout d'eau.
Pour calculer la concentration de S_4, il faut utiliser le volume de la **prise d'essai**, $V = 20{,}0\,mL$: c'est ce volume qui contient la quantité d'ammoniac effectivement titrée. Utiliser le volume total conduirait à une concentration fausse (trop faible).

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	diminue (réactif en excès)	nulle
H_3O^+	quasi nulle (réactif limitant)	augmente (réactif en excès)
NH_4^+	augmente	reste constante
Cl^-	augmente	augmente

✓ Correction

Avant l'équivalence : chaque ion H_3O^+ versé est consommé ; pour chaque molécule neutre NH_3 qui disparaît, deux ions apparaissent en solution, NH_4^+ et Cl^-. La conductivité augmente donc, avec une pente modérée liée à $\lambda_{NH_4^+} + \lambda_{Cl^-} = 14{,}98\,mS\cdot m^2\cdot mol^{-1}$.
Après l'équivalence : les ions H_3O^+ s'accumulent, en plus des ions Cl^-. La pente est alors liée à $\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{Cl^-} = 42{,}61\,mS\cdot m^2\cdot mol^{-1}$, près de trois fois plus grande : la conductivité augmente **beaucoup plus vite**, d'où le changement de pente à l'équivalence.

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.

✓ Correction

À l'équivalence, il ne reste pratiquement ni NH_3 ni H_3O^+, mais la solution contient toujours les ions NH_4^+ et Cl^-, formés en quantités importantes au cours du titrage. Ces ions assurent donc une conductivité non nulle.

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 $0{,}38\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

✓ Correction

On modélise les points avant puis après l'équivalence par deux droites (construction en rouge sur la figure 2) ; l'abscisse de leur intersection donne $V_E \approx 7{,}6\,\text{mL}$.
À l'équivalence, les nombres stœchiométriques valant 1 :

$$n(NH_3) = n_E(H_3O^+) = C\,V_E = 1{,}0\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 7{,}6\times10^{-3}\,\text{L} = 7{,}6\times10^{-3}\,\text{mol}.$$

Cette quantité est contenue dans la prise d'essai $V = 20{,}0\,\text{mL}$, donc

$$C_{S_4} = \frac{n(NH_3)}{V} = \frac{7{,}6\times10^{-3}\,\text{mol}}{20{,}0\times10^{-3}\,\text{L}} = 0{,}38\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

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.

✓ Correction

À l'équivalence, la quantité d'ions oxonium versés doit rester égale à la quantité d'ammoniac à titrer :

$$C\,V_E = n(NH_3) = \text{constante}.$$

Si la concentration C de la solution titrante est divisée par 2, il faut verser un volume V_E **deux fois plus grand**, soit environ 15,2 mL.

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 $C_b = 1{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

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 $M(C_9H_8O_4) = 180{,}2\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

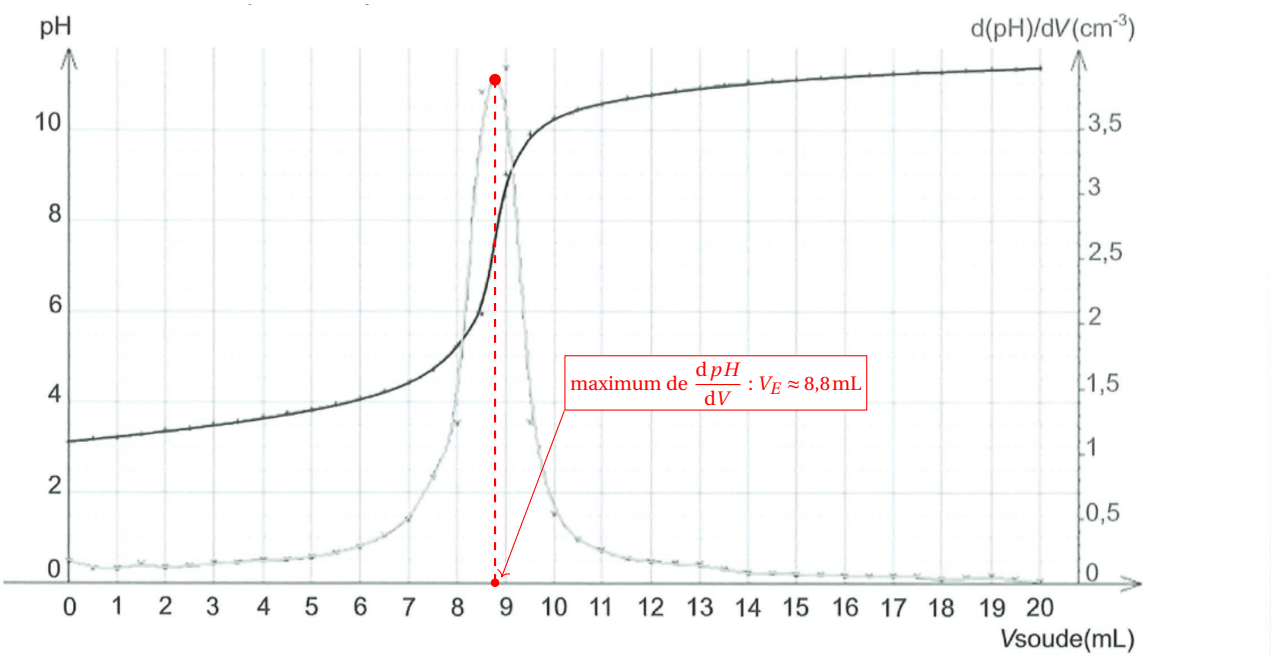


FIGURE 3 – Suivi pH-métrique du titrage de la solution S et courbe dérivée $\dfrac{\text{d}\,pH}{\text{d}V}$.

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.

✓ Correction

$$F = \frac{C_0}{C_b} = \frac{5{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}}{1{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 5.$$

Comme $C_0\,V_0 = C_b\,V_{\text{fiole}}$, il faut $V_{\text{fiole}} = 5\,V_0$: parmi la verrerie disponible, seul le couple **pipette jaugée de** 10,0 mL et **fiole jaugée de** 50,0 mL convient (on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge). La verrerie jaugée assure un facteur de dilution précis.

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.

✓ Correction

$$AH(aq) + HO^-(aq) \longrightarrow A^-(aq) + H_2O(l)$$

L'aspirine cède un proton à l'ion hydroxyde : elle joue le rôle d'acide, l'ion HO^- celui de base. L'ion Na^+ est spectateur.

3. Définir l'équivalence d'un titrage.

✓ Correction

L'équivalence est atteinte lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de la réaction : ils sont alors tous deux entièrement consommés. Ici, $n_i(AH) = n_E(HO^-) = C_b\,V_E$.

4. Déterminer la valeur du volume à l'équivalence en précisant la méthode utilisée.

✓ Correction

Au cours du saut de pH, le pH varie le plus vite à l'équivalence : on repère l'abscisse du **maximum de la courbe dérivée** $\frac{\mathrm{d}\,pH}{\mathrm{d}V}$ (construction en rouge sur la figure 3) :

$$V_E \approx 8{,}8\,\text{mL}.$$

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.

✓ Correction

À l'équivalence :

$$n(\text{AH}) = C_b\,V_E = 1{,}00\times10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\times 8{,}8\times10^{-3}\,\text{L} = 8{,}8\times10^{-5}\,\text{mol}$$

dans les 20,0 mL prélevés. La solution S a un volume $\dfrac{500{,}0\,\text{mL}}{20{,}0\,\text{mL}} = 25$ fois plus grand, donc le comprimé contient

$$n(\text{AH})_{\text{comprimé}} = 25\times8{,}8\times10^{-5}\,\text{mol} = 2{,}2\times10^{-3}\,\text{mol}, \qquad m = n\,M = 2{,}2\times10^{-3}\,\text{mol}\times180{,}2\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}\approx0{,}40\,\text{g}.$$

La masse admise est comprise entre $500\,\text{mg}\times(1-0{,}15) = 425\,\text{mg}$ et $500\,\text{mg}\times(1+0{,}15) = 575\,\text{mg}$. Or $m\approx400\,\text{mg} < 425\,\text{mg}$ (écart d'environ 20 %) : ces comprimés ne sont **pas 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.

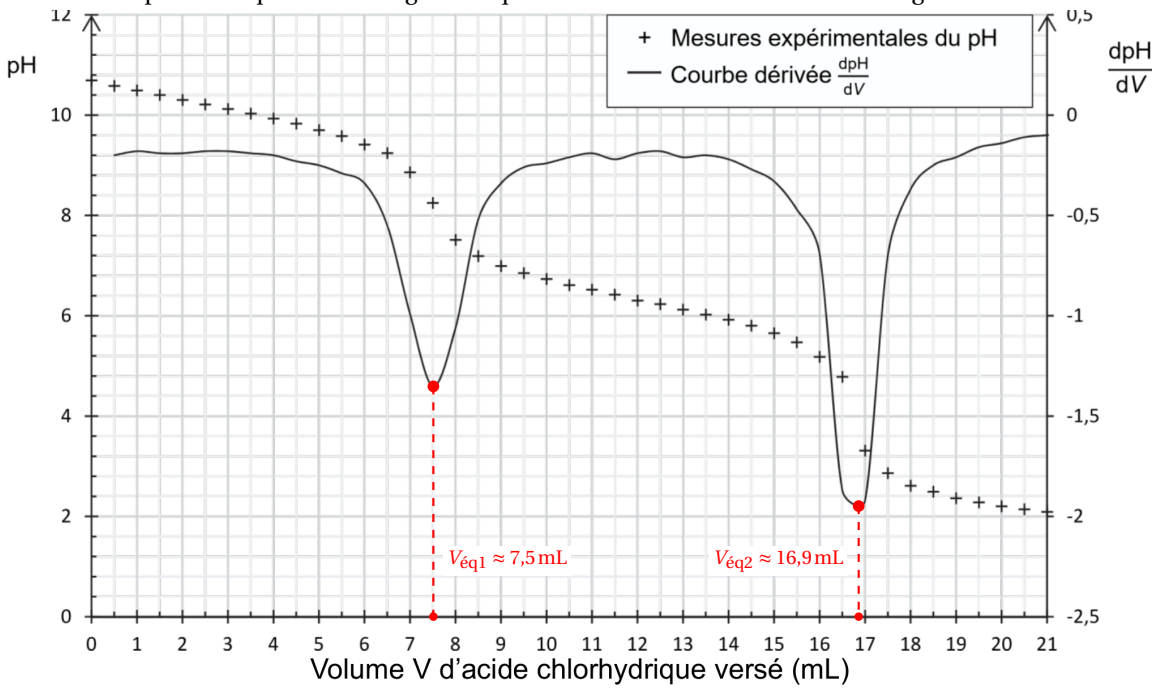
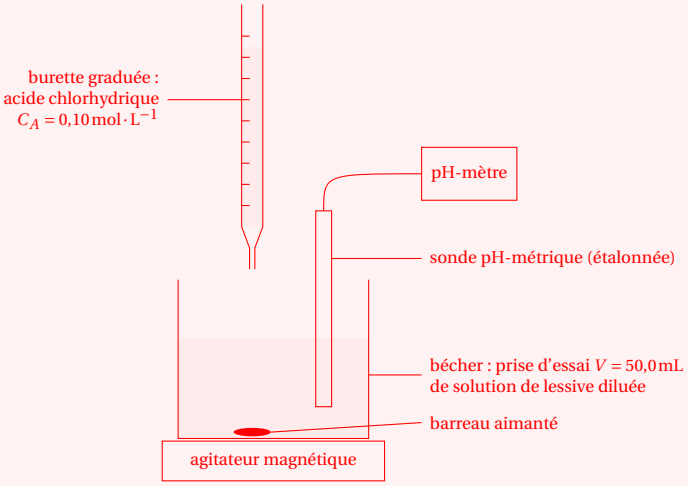


FIGURE 4 – Courbes de suivi pH-métrique et dérivée $\dfrac{\text{d}\,pH}{\text{d}V}$ du titrage de la solution de lessive diluée.

1. Réaliser un schéma légendé du dispositif expérimental du titrage pH-métrique.

✓ Correction



2. Préciser, en justifiant, la verrerie à utiliser pour préparer un volume de 100,0 mL de solution de lessive diluée 10 fois.

✓ Correction

Le volume à prélever vaut $V_0 = \dfrac{100{,}0\,\text{mL}}{10} = 10{,}0\,\text{mL}$: on utilise une **pipette jaugée de** 10,0 mL et une **fiole jaugée de** 100,0 mL, complétée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. La verrerie jaugée assure un facteur de dilution précis.

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.

✓ Correction

$$CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq) \longrightarrow HCO_3^-(aq) + H_2O(l)$$

Jusqu'à la première équivalence, chaque ion carbonate capte un seul proton et se transforme en ion hydrogénocarbonate.

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.

✓ Correction

La première équivalence correspond au premier saut de pH : on repère l'abscisse du premier **minimum de la courbe dérivée** (construction en rouge sur la figure 4) : $V_{éq1} \approx 7{,}5\,\text{mL}$.
Les nombres stœchiométriques valant 1 :

$$n(CO_3^{2-}) = n_E(H_3O^+) = C_A\,V_{éq1} = 0{,}10\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 7{,}5\times10^{-3}\,\text{L} = 7{,}5\times10^{-4}\,\text{mol}$$

dans les 50,0 mL de solution diluée, d'où

$$C_{dil} = \frac{7{,}5\times10^{-4}\,\text{mol}}{50{,}0\times10^{-3}\,\text{L}} = 1{,}5\times10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad C = 10\,C_{dil} = 0{,}15\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

pour la solution de lessive avant dilution. La fiole de 100,0 mL contient donc

$$n = C\,V = 0{,}15\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 0{,}1000\,\text{L} = 1{,}5\times10^{-2}\,\text{mol}, \qquad m(Na_2CO_3) = n\,M = 1{,}5\times10^{-2}\,\text{mol} \times 106{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \approx 1{,}6\,\text{g}.$$

$$\text{Pourcentage en masse} = \frac{1{,}6\,\text{g}}{4{,}0\,\text{g}} = 0{,}40 = 40\,\%.$$

Cette valeur est bien comprise entre 30 et 60 % : l'indication du fabricant est **vérifiée**.

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.

✓ Correction

Sur la figure 4 (minima de la courbe dérivée), on lit $V_{éq1} \approx 7{,}5\,\text{mL}$ et $V_{éq2} \approx 16{,}9\,\text{mL}$. Or $2\,V_{éq1} \approx 15{,}0\,\text{mL}$: $V_{éq2}$ est nettement **supérieur à** $2\,V_{éq1}$.
Pour du carbonate de sodium pur, les ions HCO_3^- titrés entre les deux équivalences sont uniquement ceux formés à partir des ions CO_3^{2-} : il faudrait autant d'acide pour la seconde étape que pour la première. Ici, la seconde étape consomme $16{,}9\,\text{mL} - 7{,}5\,\text{mL} = 9{,}4\,\text{mL}$ d'acide au lieu de $7{,}5\,\text{mL}$: une autre base, titrée seulement après la première équivalence, est présente. Il s'agit très probablement d'ions **hydrogénocarbonate** HCO_3^- (hydrogénocarbonate de sodium) déjà présents 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 : $M(C_2H_7NO) = 61{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- Densité des solutions aqueuses d'éthanolamine : $d = 1{,}0$;
- Masse volumique de l'eau : $\rho_{eau} = 1{,}00\,\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$;
- 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 :

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

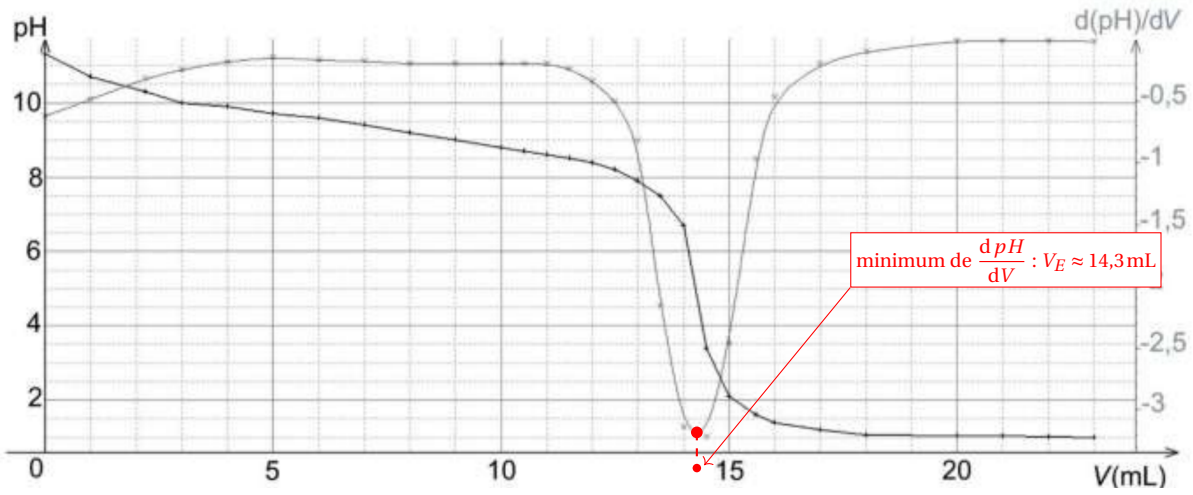


FIGURE 5 – Courbe de suivi pH-métrique du titrage de la solution S_{50} par l'acide chlorhydrique, et courbe dérivée $\frac{\mathrm{d}pH}{\mathrm{d}V}$.

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.

✓ Correction

Le facteur de dilution vaut 50 : le volume à prélever est

$$V_0 = \frac{250{,}0\,\mathrm{mL}}{50} = 5{,}0\,\mathrm{mL}.$$

On utilise une **pipette jaugée de** 5,0 mL et une **fiole jaugée de** 250,0 mL, complétée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. La verrerie jaugée est plus précise que les éprouvettes et pipettes graduées : elle assure un facteur de dilution précis.

2. Définir l'équivalence d'un titrage.

✓ Correction

L'équivalence est atteinte lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation de la réaction : ils sont alors tous deux entièrement consommés. Ici, $n_i(C_2H_7NO) = n_E(H_3O^+) = C_A\,V_E$.

3. Déterminer, à partir de la courbe de titrage, le volume V_E de solution titrante versé à l'équivalence. Expliquer la méthode employée.

✓ Correction

Le pH diminue le plus vite à l'équivalence, au milieu du saut de pH : on repère l'abscisse du **minimum de la courbe dérivée** $\frac{\mathrm{d}pH}{\mathrm{d}V}$ (construction en rouge sur la figure 5) :

$$V_E \approx 14{,}3\,\mathrm{mL}.$$

4. En déduire la valeur du titre massique en éthanolamine, en %, de la solution S (on prendra pour masse volumique de la solution $\rho = d\,\rho_{\text{eau}}$).

✓ Correction

À l'équivalence, les nombres stœchiométriques valant 1 :

$$n(C_2H_7NO) = C_A\,V_E = 0{,}10\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 14{,}3 \times 10^{-3}\,\text{L} = 1{,}43 \times 10^{-3}\,\text{mol}$$

dans les 25,0 mL de S_{50}, d'où

$$C_{50} = \frac{1{,}43 \times 10^{-3}\,\text{mol}}{25{,}0 \times 10^{-3}\,\text{L}} = 5{,}72 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad C = 50\,C_{50} = 2{,}86\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

pour la solution S. Un litre de S contient donc une masse d'éthanolamine $C\,M = 2{,}86\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 61{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 174\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, pour une masse de solution $\rho = d\,\rho_{\text{eau}} = 1{,}0 \times 10^3\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$t_m = \frac{C\,M}{\rho} = \frac{174\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}}{1{,}0 \times 10^3\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}} \approx 0{,}17 = 17\,\%.$$

5. Commenter le résultat en discutant la possibilité d'utiliser cette solution d'éthanolamine pour capter le dioxyde de carbone.

✓ Correction

Le titre massique mesuré, environ 17 %, est inférieur aux 20 % d'une solution neuve : l'éthanolamine s'est **partiellement altérée**.
D'après le tableau, ce titre se situe entre 15 % (captation faible) et 20 % (bonne captation) : la corrosion ne pose pas de problème, mais l'efficacité de captation du CO_2 est réduite. La solution reste utilisable avec une performance moindre ; pour retrouver une bonne captation, il faudrait la **remplacer ou la reconcentrer**.