



SUPPORT DE CAPSULE[©] :
Thème :
Dosage par
titrage conductimétrique
 Travail en autonomie



Mode d'emploi du support de capsule :

- Les exercices qui suivent sont des extraits officiels des épreuves de Sciences Physiques du BAC S.
- Pour être efficaces, ces exercices doivent être faits en autonomie sur feuille blanche. La capsule- correction pourra être visionnée pour s'auto-corriger. Bon travail à tous !

Correction



Exercice 1: Antilles-Guyane 2004

3. DOSAGE DE L'ASPIRINE SYNTHETISEE

Les élèves préparent un comprimé à partir de $m_i = 0,32$ g d'acide acétylsalicylique synthétisé. Ils désirent vérifier la teneur en aspirine du comprimé par dosage conductimétrique.

Pour cela, ils préparent une solution S en dissolvant le comprimé dans de l'eau distillée.

Le volume de la solution obtenue est $V = 250$ mL. Ils dosent $V_A = 100$ mL de cette solution avec une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$) ou soude de concentration $C_B = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

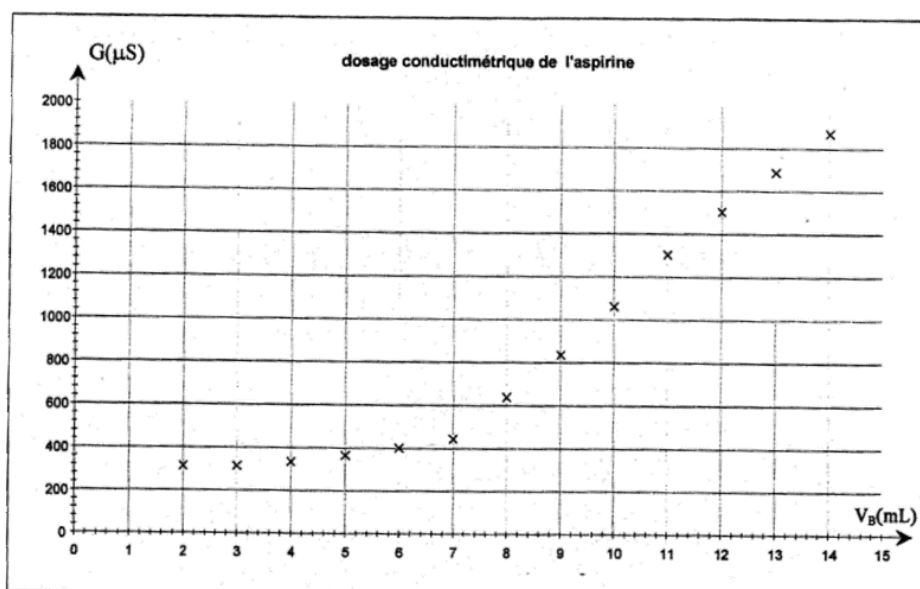
A partir des résultats obtenus par dosage conductimétrique, les élèves tracent la courbe $G = f(V_B)$ donnée en annexe (G étant la conductance de la solution).

3.1. Ecrire l'équation de la réaction acido-basique du dosage. L'acide acétylsalicylique est noté $\text{HA}_{(aq)}$ et l'ion acétylsalicylate $\text{A}^-_{(aq)}$.

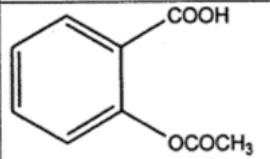
3.2. Déterminer graphiquement le volume V_{BE} de soude versé à l'équivalence en expliquant votre méthode (voir annexe 4, à rendre avec la copie).

3.3. Calculer la concentration C_A en acide acétylsalicylique de la solution S (expliquer clairement votre démarche)

3.4. Déterminer la masse m_A d'aspirine contenue dans le comprimé. Ce résultat est-il attendu ?



Données :

Espèce chimique	Formule	Masse molaire (g.mol ⁻¹)
acide acétylsalicylique (aspirine)		180

Exercice 2 : Antilles-Guyane 2018

Les tilapias sont produits dans de nombreux pays comme la Chine et l'Égypte (3,7 millions de tonnes en 2014 source FAO fish stat). C'est un poisson d'eau douce qui supporte mal un taux de salinité supérieur à 5 g.L⁻¹.



L'objectif de cet exercice est de savoir si l'augmentation de la salinité dans le delta d'un fleuve, due à l'élévation du niveau de la mer, permet encore l'élevage de ces poissons.

Données à 25°C :

- masse molaire atomique du chlore $M = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$
- conductivité molaire ionique de quelques ions :

Ions	Argent Ag ⁺	Chlorure Cl ⁻	Nitrate NO ₃ ⁻	Sodium Na ⁺
Conductivité molaire ionique λ (S.m ² .mol ⁻¹)	$6,1 \times 10^{-3}$	$7,6 \times 10^{-3}$	$7,1 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$

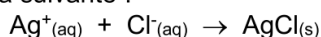
- la salinité S de l'eau de mer est la masse des ions dissous dans un litre d'eau de mer ;
- les proportions relatives des principaux ions sont pratiquement constantes dans l'eau des mers et des océans. Par conséquent, le titrage de l'un d'eux donne la teneur des autres et permet ainsi de déterminer la salinité. D'après la loi de Dittmar, la salinité S est proportionnelle à la concentration massique en solution des ions chlorure C_m : elle est donnée par l'expression $S = 1,80 \times C_m$

Pour déterminer la concentration molaire en ions chlorure de l'eau du delta, on réalise un titrage suivi par conductimétrie.

On dilue 10 fois l'eau de mer. La solution obtenue est notée S_0 .

On dose un volume $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S_0 placé dans un erlenmeyer. On ajoute 180 mL d'eau distillée. On titre par une solution aqueuse de nitrate d'argent (Ag⁺ + NO₃⁻)_{aq} de concentration molaire $C = 8,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

La réaction support de titrage est la suivante :



On suppose qu'aucun autre ion présent dans l'eau de mer ne réagit avec les ions Ag⁺.

On obtient la courbe représentative de la conductivité σ en fonction du volume V de la solution aqueuse de nitrate d'argent versé représentée en **figure 1**.

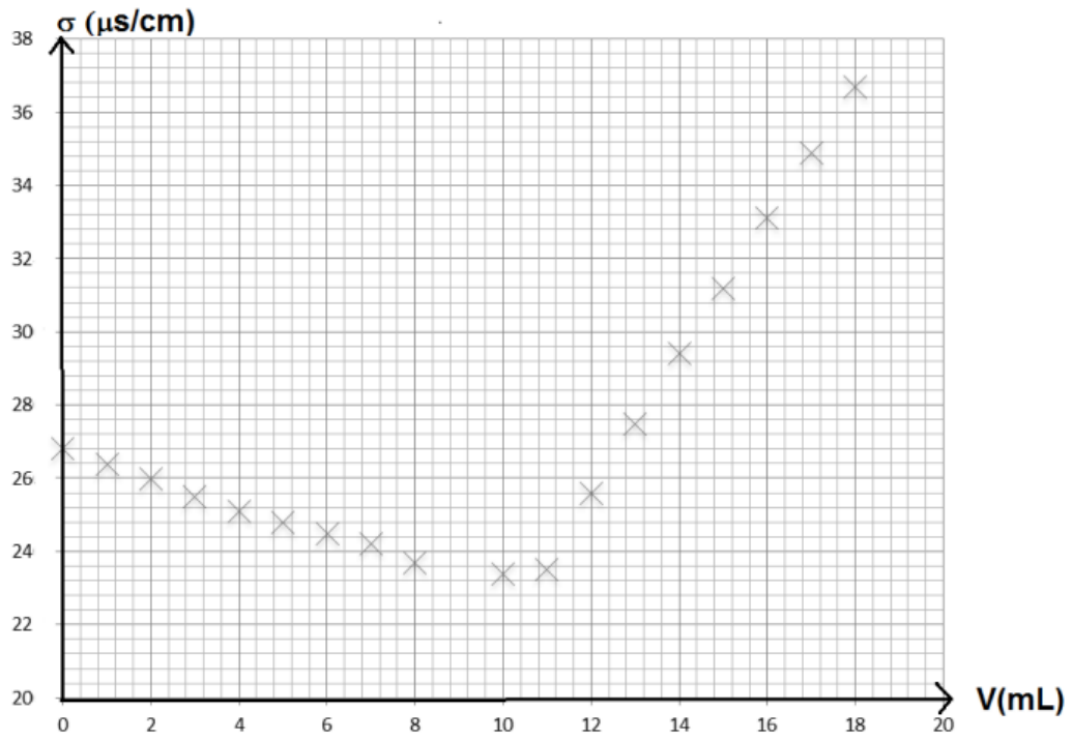


Figure 1 : conductivité σ en fonction du volume V de la solution aqueuse de nitrate

1. Faire un schéma légendé du dispositif expérimental permettant de réaliser le titrage.
2. Expliquer le fait que la conductivité de la solution S_0 avant le titrage n'est pas nulle.
3. En explicitant votre démarche, indiquer qualitativement comment évoluent les quantités de matière en ions argent Ag^+ , en ions nitrate NO_3^- , en ions chlorure Cl^- et en ions sodium Na^+ dans l'erlenmeyer, avant et après l'équivalence. En considérant la variation de volume dans l'erlenmeyer négligeable au cours du titrage, expliquer l'allure de la courbe.
4. Citer deux caractéristiques nécessaires pour la réaction support de titrage.
5. Peut-on continuer l'élevage des tilipias dans les eaux de ce delta ?

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti.

Exercice 3 : Amérique du Nord 2019

Données :

- masse molaire atomique (en g.mol⁻¹) :

Hydrogène	Carbone	Oxygène
1,0	12,0	16,0

- 100 mL de lait de vache contiennent environ 0,09 g d'acide caprique (sous ses différentes formes acidobasiques) ;
- la conductivité σ d'une solution ionique peut s'exprimer en fonction de la concentration molaire $[X_i]$ en ions dans la solution et des conductivités molaires ioniques λ_i de chaque ion X_i selon l'expression :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i \times [X_i]$$

- conductivités molaires ioniques à 25 °C :

Ion	H ₃ O ⁺	Cl ⁻	Na ⁺	HO ⁻	RCOO ⁻
λ (mS.m ² .mol ⁻¹)	34,96	7,63	5,01	19,8	< 4

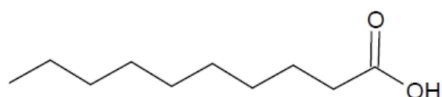
- la conductivité σ d'une solution ionique peut s'exprimer en fonction de la concentration molaire $[X_i]$ en ions dans la solution et des conductivités molaires ioniques λ_i de chaque ion X_i selon l'expression :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i \times [X_i]$$

- conductivités molaires ioniques à 25 °C :

Ion	H ₃ O ⁺	Cl ⁻	Na ⁺	HO ⁻	RCOO ⁻
λ (mS.m ² .mol ⁻¹)	34,96	7,63	5,01	19,8	< 4

la masse molaire de l'acide caprique a pour valeur 172 g.mol⁻¹.



Son pKa est égal à 4,8.

Par souci de simplification, l'acide caprique sera noté R-COOH dans la suite de l'exercice.

Un producteur de lait souhaite connaître sous quelle forme, acide ou basique, est présent l'acide caprique dans le lait de chèvre. Une mesure du pH de ce lait indique la valeur de 6,0.

1.3. Définir un acide au sens de la théorie de Brönsted. Justifier que l'acide caprique possède des propriétés acido-basiques et donner le couple acide/base auquel il appartient.

1.4.2. En déduire quelle est la forme acido-basique de l'acide caprique présente majoritairement dans le lait de chèvre.

2. Titrage de l'acide caprique contenu dans le lait de chèvre

L'acide caprique contenu dans le lait de chèvre et sa base conjuguée ont été extraits afin de reconstituer une solution aqueuse notée S de même pH que le lait de chèvre.

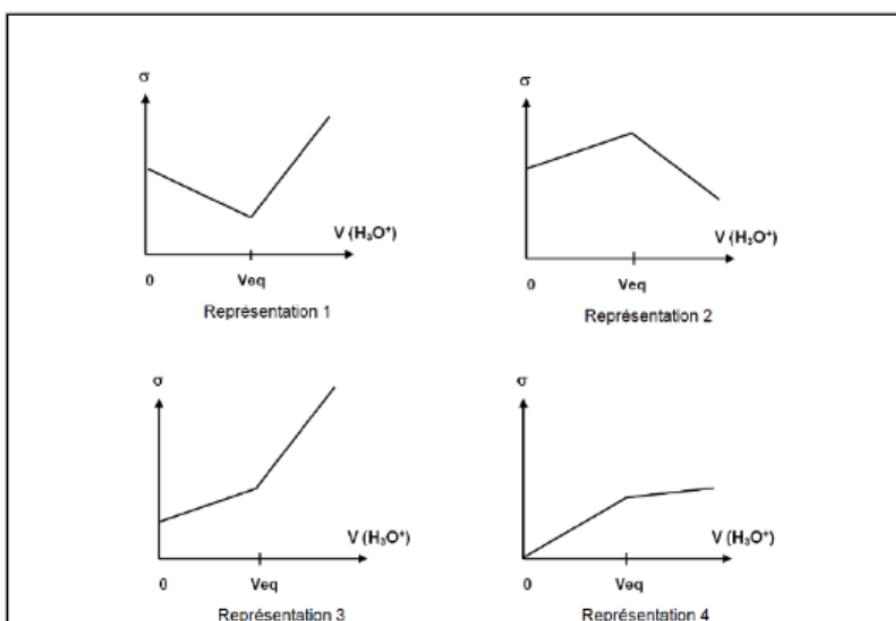
Il est possible de réaliser le titrage de l'espèce majoritaire contenue dans 10,0 mL de solution S par une solution titrante de concentration molaire égale à $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à choisir entre :

- une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$) ;
- une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{HO}^-(\text{aq})$).

2.1. Choisir la solution titrante en justifiant votre choix et établir l'équation de la réaction support du titrage.

2.2. Définir l'équivalence d'un titrage et écrire la relation entre les quantités de matière des espèces chimiques mises en jeu.

2.3. Choisir parmi les 4 représentations proposées ci-dessous, celle représentant au mieux le suivi conductimétrique de l'espèce prédominante contenue dans le lait de chèvre. Justifier la réponse en faisant notamment un bilan de l'évolution des espèces ioniques au cours du titrage.



2.4. On obtient lors du titrage un volume de solution titrante versée à l'équivalence égal à 14,1 mL.

Le lait de chèvre contient-il bien trois fois plus d'acide caprique (sous ses différentes formes acidobasiques) que le lait de vache ?