

Exercice 1 (extrait sujet n°34 – 2012 métropole)

3. Hydrogénosulfite de sodium

L'hydrogénosulfite de sodium est utilisé pour le blanchiment de la pâte à papier. L'étiquette d'une solution commerciale d'hydrogénosulfite de sodium indique : 500 g.L^{-1} . L'ion hydrogénosulfite de formule HSO_3^- est un acide. On vérifie la concentration massique de la solution commerciale par un dosage acido-basique.

Protocole expérimental :

La solution commerciale S, trop concentrée, est diluée d'un facteur 50. La nouvelle solution est appelée S_1 . Sa concentration molaire est notée C_1 .

On prélève un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S_1 . On dose cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équivalence est atteinte pour un volume versé $V_{2E} = 9,7 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium.

- 3.1 Citer deux méthodes expérimentales permettant de déterminer l'équivalence.
- 3.2 Écrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3.3 Montrer que la relation liant à l'équivalence les concentrations C_1 et C_2 et les volumes V_1 et V_{2E} s'écrit : $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_{2E}$.
- 3.4 Calculer la concentration molaire C_1 de la solution diluée.
- 3.5 En déduire que la concentration de la solution commerciale a pour valeur $C = 4,85 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 3.6 Vérifier par un calcul si la concentration indiquée sur l'étiquette est bien respectée.

Donnée :

Masse molaire de l'hydrogénosulfite de sodium : $M(\text{NaHSO}_3) = 104 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 2 (extrait sujet n°28 – 2010 Métropole Remplacement)

3. En médecine, l'usage de l'acide acétylsalicylique a remplacé celui de l'acide salicylique qui présente des effets secondaires.

On souhaite déterminer la masse d'aspirine contenue dans un comprimé d'ASPRO 500[®]. Pour cela on dissout un comprimé d'ASPRO 500[®] dans de l'eau distillée. On prépare ainsi un volume $V_1 = 250,0 \text{ mL}$ de solution S_1 . On réalise ensuite un dosage pH-métrique de cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $C_2 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'aspirine est notée A-H.

- 3.1. Écrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3.2. La courbe pH-métrique de ce dosage est donnée en **annexe C**. Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence (V_{2E} , pH_E).
- 3.3. Calculer la concentration molaire C_1 de la solution S_1 .
- 3.4. Calculer le nombre de moles d'aspirine qui sont contenues dans un comprimé.
- 3.5. En déduire la masse d'aspirine présente dans un comprimé.
- 3.6. Justifier le « 500 » de l'appellation ASPRO 500[®].

Données :

Masse molaire de l'aspirine : 180 g.mol^{-1}

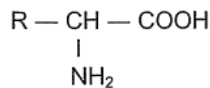
Annexe C : courbe pH-métrique du dosage de l'aspirine



Exercice 3 (extrait sujet n°29 – 2010 Métropole)**2. Étude des protides**

L'élaboration de protéines animales nécessite l'apport d'acides aminés. Les châtaignes sont pauvres en protides. Cependant ces protides sont riches en lysine, acide aminé dont l'importance est reconnue dans l'engraissement du porc.

Dans la suite de l'exercice, la formule semi-développée de la lysine sera notée sous la forme ;



2.1. En solution aqueuse, une des formes d'un acide α -aminé est un ion dipolaire appelé amphion ou zwitterion. Écrire la formule semi-développée de cet ion.

2.2. On effectue le dosage pHmétrique d'une solution aqueuse de lysine de concentration molaire C_A inconnue, en suivant un protocole approprié. On considère que le groupe R de la lysine n'a pas d'influence sur le résultat du dosage.

Pour réaliser ce dosage, on verse dans un bécher un volume $V_A = 20,0$ mL de solution de lysine. On dose cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium ou soude de concentration molaire $C_B = 0,010$ mol.L⁻¹.

L'équivalence est atteinte pour un volume versé $V_{BE} = 11,0$ mL de solution d'hydroxyde de sodium.

2.2.1. Faire le schéma légendé du dispositif expérimental du dosage.

2.2.2. Écrire l'équation de la réaction de dosage de l'amphion par la soude.

2.2.3. Donner une définition de l'équivalence.

2.2.4. Montrer que la concentration molaire de la lysine dans la solution étudiée vaut

$$C_A = 5,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

2.2.5. En déduire la concentration massique C_m de la lysine dans cette solution.

Donnée : masse molaire de la lysine : $M(\text{lysine}) = 146 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 4 (extrait sujet n°27 – 2009 Polynésie)**3. L'acidité de la marinade**

On détermine la concentration massique C_m d'acide acétique de la marinade. Par souci de simplification, l'acide acétique est considéré comme étant le seul acide présent.

Pour cela, on dilue la marinade au 1/10^{ème}. On obtient une solution S de concentration molaire en acide acétique C_A .

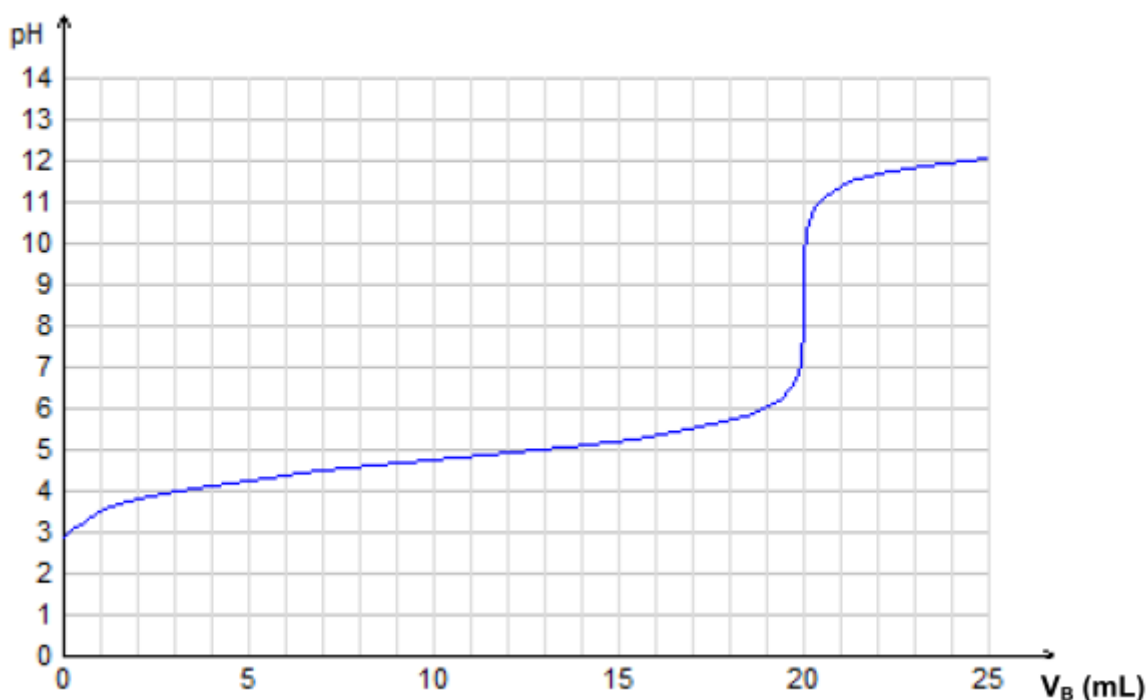
On réalise un dosage par pH-métrie de cette solution S.

- On prélève un volume $V_A = 50,0$ mL de solution S.
- On dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 0,10$ mol.L⁻¹.

La courbe de l'**annexe A** donne l'évolution du pH en fonction du volume V_B de base versée.

- 3.1. Écrire l'équation de la réaction du dosage.
- 3.2. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence E (V_{BE} ; pH_E) : les constructions du point E doivent figurer sur l'**annexe A**.
- 3.3. Établir la relation qui lie C_A , C_B , V_A et V_{BE} à l'équivalence.
- 3.4. Calculer la concentration molaire C_A de l'acide acétique dans la solution S.
- 3.5. Montrer que la concentration molaire en acide acétique de la marinade est : $C_A = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 3.6. Calculer la concentration massique C_m en acide acétique de la marinade.
- 3.7. On décolore la marinade au charbon actif. En vous appuyant sur le **document 2**, choisir un indicateur coloré pour réaliser ce dosage. Justifier la réponse.

Donnée : $M(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$

ANNEXE A (à compléter et à rendre avec la copie)**Exercice 5 (extrait sujet n°26 – 2007 Remplacement)****Deuxième question Dosage d'une solution commerciale d'ammoniac (6 points)**

On détermine la concentration C_0 en ammoniac d'une solution commerciale S_0 . Cette solution étant trop concentrée, on la dilue cent fois (au 1/100^{ème}). On obtient une solution S_1 de concentration C_1 . Pour déterminer C_1 , on effectue un dosage colorimétrique.

On dose un volume $V_1 = 20,0$ mL de solution S_1 par une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) de concentration $C_2 = 0,150$ mol.L⁻¹. L'équivalence est obtenue pour un volume d'acide versé $V_2 = 14,3$ mL. Une mesure du pH à l'équivalence donne pH = 5,7.

- 2.1 - Faire un schéma annoté du dispositif de dosage.
- 2.2 - Écrire l'équation de la réaction du dosage.
- 2.3 - Choisir parmi les indicateurs colorés proposés ci-dessous celui qui a été utilisé pour ce dosage.
- 2.4 - Établir la relation liant à l'équivalence C_1 , C_2 , V_1 et V_2 .
- 2.5 - Calculer C_1 , puis C_0 .
- 2.6 - En déduire la concentration massique de la solution commerciale.

Données :

Masse molaire de l'ammoniac : $M(NH_3) = 17$ g.mol⁻¹

Produit ionique de l'eau à 25 °C : $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$

Indicateur coloré	Couleur de la forme acide	Zone de virage	Couleur de la forme basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Rouge de chlorophénol	Jaune	5,2 – 6,8	Rouge
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
Phénolphthaléine	Incolore	8,2 – 10	Rouge violacé

Exercice 6 (extrait sujet n°24 – 2008 Remplacement)

3 - Étude de l'acide formique (5 points)

L'amasil® 85 est un additif alimentaire. Son principe actif est l'acide formique de formule semi-développée HCOOH. La concentration massique en acide formique indiquée sur l'étiquette de la solution commerciale S est égale 995 g.L⁻¹.

Pour vérifier cette indication, on réalise un dosage pH-métrique.

On dilue 200 fois la solution S.

On obtient une solution S', de concentration molaire C_a en acide formique.

On dose un volume V_a = 10,0 mL de solution S' par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ou soude de concentration C_b = 0,100 mol.L⁻¹.

La courbe pH-métrique de ce dosage figure sur le **document 2** de l'**annexe A** (à rendre avec la copie).

- 3.1 - Faire un schéma légendé du dispositif expérimental du dosage.
- 3.2 - Écrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3.3 - Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence (V_{bE} et pH_E).
- 3.4 - Rappeler, en justifiant la réponse, la relation liant les grandeurs C_a, V_a, C_b et V_{bE}.
- 3.5 - Calculer la concentration molaire C_a de S'.
- 3.6 - En déduire la concentration molaire C de S.
- 3.7 - Déterminer la concentration massique C_m de S en acide formique.
Comparer ce résultat à la valeur mentionnée sur l'étiquette.
- 3.8 - Le passage à l'équivalence peut aussi être repéré en utilisant un indicateur coloré.
Choisir dans la liste suivante, celui qui convient le mieux pour le dosage précédent.
Justifier la réponse.

Indicateurs	Zone de virage
Vert de bromocrésol	3,8 – 5,4
Rouge de méthyle	4,2 – 6,2
Phénolphthaléine	8,0 – 10,0

On donne : masse molaire de l'acide formique : M = 46 g.mol⁻¹

DOCUMENT 2

