

Acide-base et dosage

Contrôle de sciences physiques - niveau Terminale

Ensuite, ce **contrôle de dosage acido-basique** dure 1 h 30 et porte sur les acides, les bases, la constante pK_a et le suivi pH-métrique d'un titrage. Ensuite, la calculatrice est autorisée, les documents ne le sont pas. Toute réponse doit être justifiée, les résultats donnés avec l'unité et un nombre de chiffres significatifs cohérent. Puis le barème est sur **20 points**.

Puis, ce contrôle est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Le sujet du contrôle de dosage

Données à 25 °C : produit ionique de l'eau $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$; $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$; $pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$; masse molaire de l'acide éthanoïque $M = 60,0 \text{ g/mol}$.

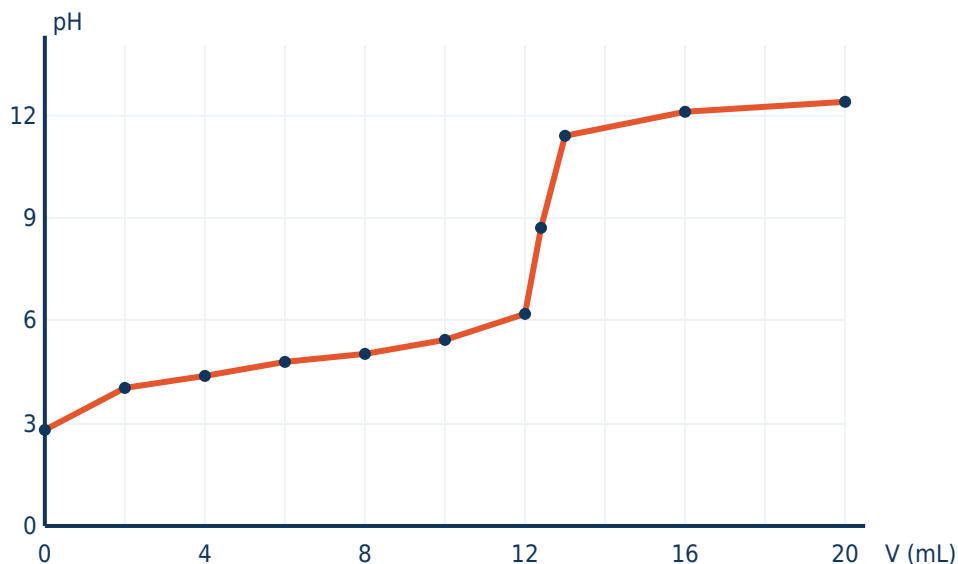
Exercice 1 : acide benzoïque en solution (4 points)

Ainsi, on prépare un volume $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution d'acide benzoïque, noté AH, de concentration apportée $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. De plus, la mesure du pH donne 3,1.

1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide AH avec l'eau.
2. Calculer la concentration en ions oxonium à l'équilibre, puis l'avancement final x_f .
3. Calculer le taux d'avancement final. L'acide est-il fort ou faible ? Justifier.
4. Donner l'expression de la constante d'acidité K_a du couple AH/A^- , calculer sa valeur puis le pK_a .

Exercice 2 : titrage d'un vinaigre (7 points)

Par ailleurs, on titre un volume $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de vinaigre dilué 10 fois (acide éthanoïque seul acide présent) par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_B = 0,100 \text{ mol/L}$. Ensuite, le pH est mesuré après chaque ajout de volume V de soude. Par ailleurs, on obtient la courbe ci-dessous.

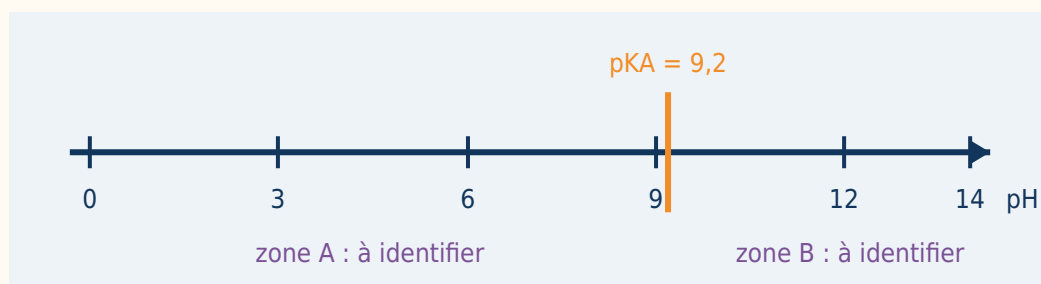


Courbe $\text{pH} = f(V)$ du titrage du vinaigre dilué par la soude à 0,100 mol/L.

Indicateurs colorés disponibles : hélianthine (zone de virage 3,1 à 4,4), bleu de bromothymol (6,0 à 7,6), phénolphtaléine (8,2 à 10,0).

1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage. Citer deux caractéristiques attendues d'une telle réaction.
2. Définir l'équivalence. Déterminer graphiquement le volume équivalent V_E en indiquant la méthode utilisée.
3. Déterminer graphiquement le pK_A du couple de l'acide éthanoïque. Comparer à la valeur des données.
4. Quel indicateur coloré choisir pour repérer l'équivalence ? Justifier.
5. Calculer la concentration en acide éthanoïque du vinaigre dilué, puis celle du vinaigre commercial.
6. De plus, le degré d'acidité d'un vinaigre est la masse d'acide éthanoïque pur contenue dans 100 g de vinaigre. Avec une masse volumique de 1,00 g/mL, calculer ce degré. L'étiquette annonce 7°. Calculer l'écart relatif.

Exercice 3 : couple ion ammonium - ammoniac (4 points)



Axe de pH à compléter : la frontière du diagramme est placée en $\text{pH} = \text{pK}_A$.

1. Écrire la demi-équation acide-base du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$. Quelle espèce occupe la zone A, laquelle occupe la zone B ?
2. Quelle espèce prédomine dans le sang, de pH 7,4 ? Justifier.

3. Donc, pour $\text{pH} = 10,0$, calculer le rapport $[\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+]$ puis la proportion d'ammoniac, en pourcentage de la quantité totale du couple.

Exercice 4 : une solution tampon (5 points)

Enfin, on mélange $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ d'acide éthanóïque à $0,100 \text{ mol/L}$ et $V_2 = 25,0 \text{ mL}$ de soude à $0,100 \text{ mol/L}$. Puis on ajoute ensuite $0,5 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique à $1,0 \text{ mol/L}$.

1. Calculer les quantités de matière introduites d'acide éthanóïque et d'ions hydroxyde. La réaction entre eux est supposée totale : établir la composition du mélange.
2. Ensuite, en déduire le pH du mélange, en utilisant la relation entre pH , pK_A et le rapport des concentrations.
3. Puis, après l'ajout d'acide chlorhydrique, la réaction des ions oxonium sur l'ion éthanóate est totale. Calculer le nouveau pH .
4. Ainsi, la même quantité d'acide chlorhydrique est ajoutée à $75,0 \text{ mL}$ d'eau pure. Calculer le pH obtenu et conclure sur le rôle du mélange initial.