

Fiche 7 :

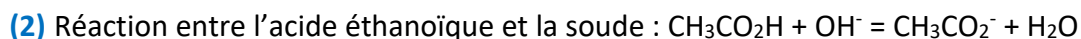
Les dosages par titrages acido-basiques

Exercice 1

On donne ci-contre les pK_A de couples acide/base :

H_3O^+/HO^-	H_2O/OH^-	$CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$	NH_4^+/NH_3
$pK_A = 0$	$pK_A = 14$	$pK_A = 4,75$	$pK_A = 9,25$

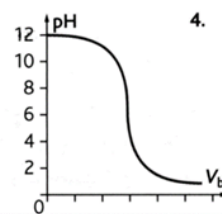
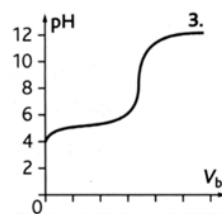
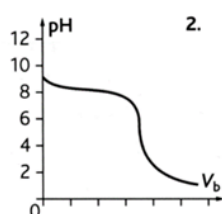
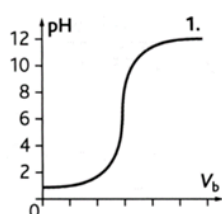
- Montrer que les réactions ci-dessous peuvent servir de réaction de dosage



Exercice 2

Parmi les 4 courbes suivantes, identifier celle qui correspond au dosage :

- d'une base forte par un acide fort



- d'une base faible par un acide fort

- d'un acide faible par une base forte

- d'un acide fort par une base forte

Exercice 3

On dispose de 2 acides : de l'acide chlorhydrique et une solution d'acide benzoïque $C_7H_6O_2$.

Après avoir prélevé $V_A = 20,0$ mL de ces solutions d'acide, on procède à leur dosage par une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $C_B = 0,10$ mol.L⁻¹

1) Quelle est la courbe qui correspond au dosage de l'acide chlorhydrique par la soude ?

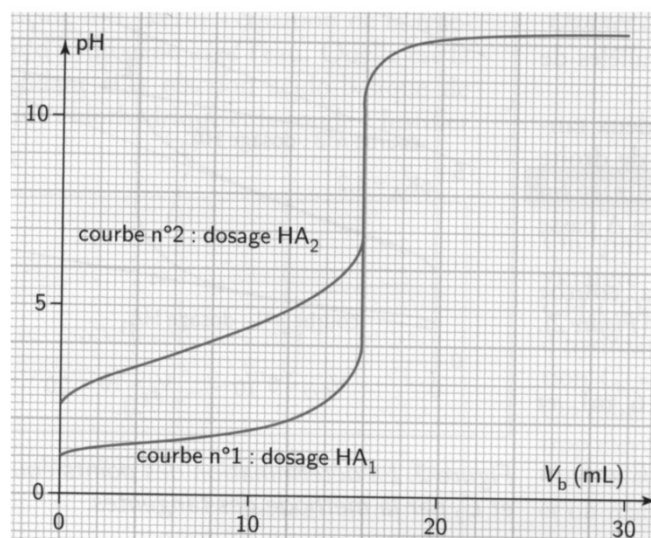
Quelle est la courbe qui correspond au dosage de l'acide benzoïque par la soude ?

2) Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu lors de chaque dosage.

3) Définir l'équivalence et déterminer le point équivalent des 2 dosages sur les courbes. Donner les coordonnées de ces 2 points.

4) Déterminer les concentrations molaires de chacun des 2 acides

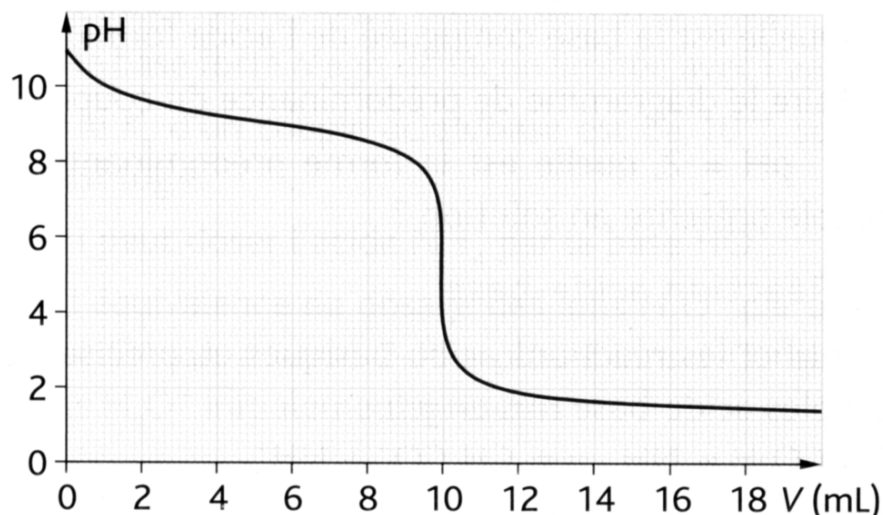
5) Déterminer graphiquement la valeur du pK_A du couple acide benzoïque/ion benzoate



Exercice 4

On souhaite réaliser un dosage pH-métrique de $V_B = 20$ mL d'une solution S_B de borate de sodium (Na^+ , BO_2^-) par une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de dosage
- 2) Déterminer graphiquement le pK_A du couple acide faible/base faible
- 3) Déduire du volume équivalent la concentration molaire en ions borate dans la solution



Exercice 5 : Dosage de la vitamine C

La vitamine C ou acide ascorbique de formule brute $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ($M = 176 \text{ g.mol}^{-1}$) est vendue en pharmacie sous forme de comprimé.

On dissout un comprimé dans un volume $V_S = 100$ mL d'eau distillée ; on obtient une solution S .

On prélève $V_A = 10$ mL de cette solution que l'on dose avec de la soude de concentration $C_B = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour un volume $V_B(\text{eq}) = 9,5$ mL

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de dosage
- 2) Définir l'équivalence acido-basique d'un dosage ; en déduire la relation donnant la concentration molaire apportée en acide ascorbique C_A , en fonction de C_B , V_A et $V_B(\text{eq})$.
- 3) Déterminer la valeur de C_A .
- 4) Trouver la masse d'acide ascorbique dans le comprimé de vitamine C

Exercice 6 : Dosage du vinaigre

On désire trouver le degré d'un vinaigre.

Le vinaigre est une solution d'acide éthanóïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

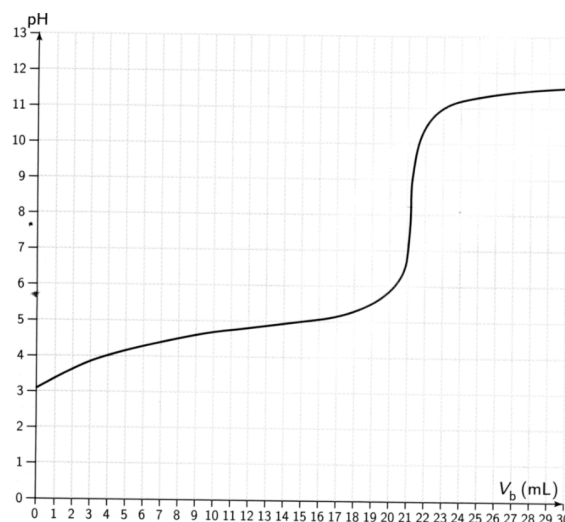
- 1) La concentration en acide du vinaigre est trop grande ; on dilue 10 fois le vinaigre et on obtient 100 mL de vinaigre dilué (= solution S_A)

- Décrire le mode opératoire de la dilution, en indiquant le nom et la contenance de la verrerie utilisée

- 2) On dose $V_A = 20,0$ mL de vinaigre par de la soude de concentration $C_B = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

2.1. Ecrire l'équation de la réaction de dosage

2.2. Déterminer la concentration molaire C_A du vinaigre dilué en acide éthanóïque ; en déduire la concentration C du vinaigre non dilué



2.3. Déterminer la concentration massique du vinaigre en acide éthanóique

2.4. Calculer la masse d'acide éthanóique dans 100 mL de vinaigre

2.5. Le degré d'un vinaigre est la masse d'acide éthanóique dans 100 mL de vinaigre ; déterminer le degré du vinaigre

3) Déterminer graphiquement la valeur du pK_A du couple acide éthanóique/ion éthanóate, puis montrer que la réaction entre l'acide éthanóique et la soude est bien une réaction totale ; $pK_A (H_2O/OH^-) = 14$

4) On désire réaliser un dosage rapide du vinaigre en utilisant un indicateur coloré ; quel est celui qui est adapté au dosage ? donner les couleurs observées au cours du dosage

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	Rouge	$3,1 < pH < 4,4$	Jaune
Bleu de Bromothymol	Jaune	$6,0 < pH < 7,6$	Bleu
Phénolphaléine	Incolore	$8,0 < pH < 10$	Rose

Exercice 7 : Dosage du lait

Dans le lait, le lactose se dégrade sous l'action des ferments lactiques en acide lactique de formule : $C_3H_5O_3$

On détermine l'acidité d'un lait à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-) ou soude de concentration $C_b = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. On dose $V_a = 20,0 \text{ mL}$ de lait ; Le volume de soude versé à l'équivalence $V_b(\text{eq}) = 8,5 \text{ mL}$.

1) Ecrire l'équation de la réaction acido-basique qui a lieu au cours du dosage.

2) Définir l'équivalence acido-basique et donner la relation entre les quantités de matière apportée des deux réactifs.

3) On appelle C_a la concentration molaire en acide lactique dans le lait et $V_b(\text{eq})$ le volume de soude versée à l'équivalence.

Donner la relation entre C_a , V_a , C_b et $V_b(\text{eq})$, puis calculer la concentration molaire C_a d'acide lactique dans le lait. Le volume de soude versé à l'équivalence $V_b(E) = 8,5 \text{ mL}$.

4) En déduire la concentration massique C_m en acide lactique.

5) L'industrie laitière utilise le degré Dornic pour quantifier l'acidité d'un lait. Cette unité doit son nom à Pierre Dornic (1864-1933), ingénieur agronome français. Un degré Dornic ($1^\circ D$) correspond à $0,1 \text{ g}$ d'acide lactique par litre de lait.

Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir une acidité inférieure ou égale à $18^\circ D$. Entre $18^\circ D$ et $40^\circ D$, le lait caille (il « tourne ») lorsqu'on le chauffe ; c'est la caséine qui floccule. Au-delà de $40^\circ D$, il caille à température ambiante. Les yaourts ont une acidité Dornic généralement comprise entre $80^\circ D$ et $100^\circ D$.

- Donner une conclusion sur l'état de fraîcheur du lait.

Exercice 8 : Dosage direct de l'aspirine

On désire vérifier la dénomination « aspirine 500 » d'un comprimé d'aspirine.

Mode opératoire :

On écrase dans un mortier $\frac{1}{2}$ comprimé ; la poudre obtenue est dissoute dans de l'eau distillée de façon à obtenir 250 mL de solution notée SA

On dose $V_A = 50,0$ mL de la solution SA par de la soude de concentration $C_B = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1) Ecrire l'équation de la réaction de dosage sachant que la solution SA contient de l'acide acétylsalicylique $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$; montrer que la réaction du dosage est bien une réaction totale

Couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ $pK_A = 14$

Couple $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4/\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$ $pK_A = 3,5$

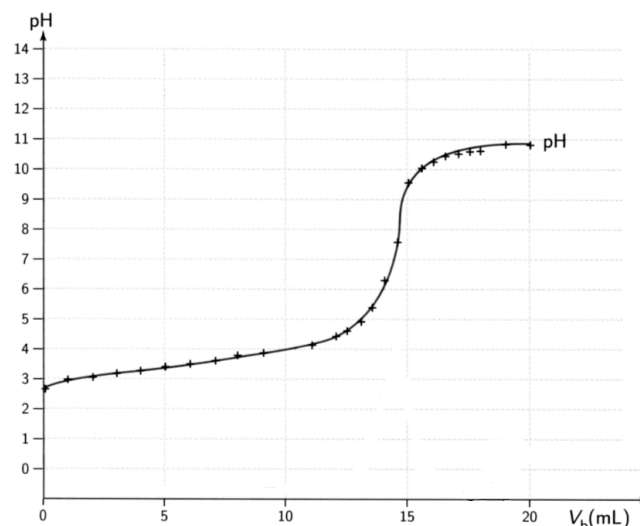
2) Déterminer graphiquement le pK_A du couple acide faible/base faible

3) Déterminer la concentration C_A en acide acétylsalicylique de la solution SA

4) Calculer la masse d'acide acétylsalicylique présente dans les 250 mL de la solution SA

5) En déduire la masse d'acide acétylsalicylique dans un comprimé d'aspirine

6) Le dosage pH-métrique peut être remplacé par un dosage colorimétrique ; parmi les indicateurs colorés suivants lequel faut-il utiliser ?



Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	Rouge	$3,1 < \text{pH} < 4,4$	Jaune
Bleu de Bromothymol	Jaune	$6,0 < \text{pH} < 7,6$	Bleu
Phénolphaléine	Incolore	$8,0 < \text{pH} < 10$	Rose

Exercice 9 : Dosage indirect de l'aspirine

L'aspirine, acide acétylsalicylique, peut être dosé par une solution de soude. Le dosage est un dosage direct, à froid, si on utilise une solution diluée de soude (voir exercice précédent). Lorsque l'on utilise une solution concentrée de soude, à chaud, la réaction entre l'aspirine et la soude n'est pas une réaction assez rapide pour être utilisée au cours d'un dosage direct : on effectue alors un dosage indirect

On fait réagir l'aspirine avec une quantité d'ions hydroxyde HO^- connue, mais en excès ; c'est l'excès des ions hydroxydes qui est ensuite dosé par une solution titrée d'acide chlorhydrique.

Protocole :

- Un comprimé d'aspirine broyé est mélangé à $V = 10,0$ mL d'une solution de soude de concentration $C = 1,0 \text{ mol/L}$. Le tout est chauffé à reflux pendant une quinzaine de minutes, puis refroidi.

- Après refroidissement, on verse le milieu réactionnel précédent dans une fiole jaugée de 200 mL, et on complète au trait de jauge par de l'eau distillée. On agite. On a ainsi obtenu une solution, appelée solution (S).

- Pour déterminer l'excès d'ions HO^- , on dose une prise d'essai de $V_B = 10,0$ mL de la solution (S) par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

L'équivalence est obtenue lorsqu'on a versé un volume d'acide de $V_{A(\text{eq})} = 10,9$ mL.

- 1) Donner l'équation-bilan de la réaction, désignée réaction (1), entre l'aspirine et les ions hydroxyde de la soude
- 2) Calculer la quantité d'ions HO^- initialement mélangée avec le comprimé d'aspirine broyé.
- 3) Ecrire l'équation-bilan, support du dosage, désignée réaction (2). Calculer la quantité d'ions HO^- dosée dans la prise d'essai.
- 4) En déduire la quantité d'ions HO^- qui restait en excès dans la solution (S), après réaction avec l'aspirine.
- 5) En déduire la quantité d'ions HO^- consommée par la réaction (1) puis, en utilisant l'équation-bilan de cette réaction, calculer la quantité puis la masse d'acide acétylsalicylique présente dans le comprimé. $M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 180 \text{ g/mol}$

Exercice 10 : Dosage indirect de l'ibuprofène

L'ibuprofène AH ($M = 206 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) est un médicament fréquemment utilisé pour les maux de tête. Il est indiqué 200 mg/gélule sur une boîte ; on désire vérifier cette indication

1^{ère} partie

- Pour séparer l'ibuprofène de l'excipient, on agite dans un bécher le contenu d'une gélule avec de l'éthanol, puis on pratique une filtration. On recueille un filtrat composé de l'éthanol qui a dissous l'ibuprofène et on récupère sur le filtre un produit solide, l'excipient.
- On évapore l'éthanol du filtrat et on recueille une poudre blanche : l'ibuprofène $\text{AH}_{(s)}$
- On mélange la poudre d'ibuprofène à $V_1 = 200 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On obtient 200 mL d'une solution devenue limpide, notée S.

2^{nde} partie

Pour déterminer les ions OH^- restant après la réaction précédente, on dose une prise d'essai de 20,0 mL de la solution S par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

À l'équivalence, on a versé $V_{A(\text{eq})} = 8,6 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique.

1) étude de la 1^{ère} partie

- 1.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique (**réaction 1**), supposée totale (quantitative), entre l'ibuprofène AH et la soude.
- 1.2. En admettant que l'indication portée sur l'étiquette du médicament est correcte, montrer que les ions hydroxyde sont introduits en excès par rapport à la quantité d'ibuprofène.

2) étude de la 2^{nde} partie

- 2.1. Ecrire l'équation-bilan support de ce dosage (**réaction 2**) en considérant que seuls les ions hydroxyde réagissent lorsqu'on ajoute la solution d'acide chlorhydrique.
- 2.2. Définir par une phrase l'équivalence d'un dosage.
- 2.3. Déterminer $n_{\text{OH}^-(\text{dosé})}$ le nombre de mole d'ions hydroxyde présent initialement dans la prise d'essai de 20 mL.
- 2.4. En déduire la quantité d'ions hydroxyde qui restait dans les 200 mL de la solution S, après réaction avec l'ibuprofène
- 2.5. En déduire la quantité d'ions OH^- consommée par la réaction (1)
- 2.6. En déduire la quantité d'ibuprofène puis la masse d'ibuprofène dans le comprimé