

Séquence 6

Les dosages acido-basiques

Exercices

EX1/

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

H_3O^+/H_2O	H_2O/HO^-	$CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$	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

(1) Réaction entre l'acide chlorhydrique et la soude : $H_3O^+ + OH^- = 2 H_2O$

(2) Réaction entre l'acide éthanoïque et la soude : $CH_3CO_2H + OH^- = CH_3CO_2^- + H_2O$

(3) Réaction entre l'ammoniaque et l'acide chlorhydrique : $H_3O^+ + NH_3 = H_2O + NH_4^+$

EX2/

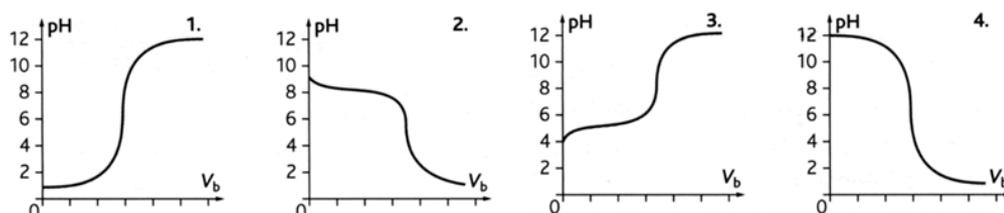
Parmi les 4 courbes suivantes, identifier celle qui correspond au dosage :

- 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



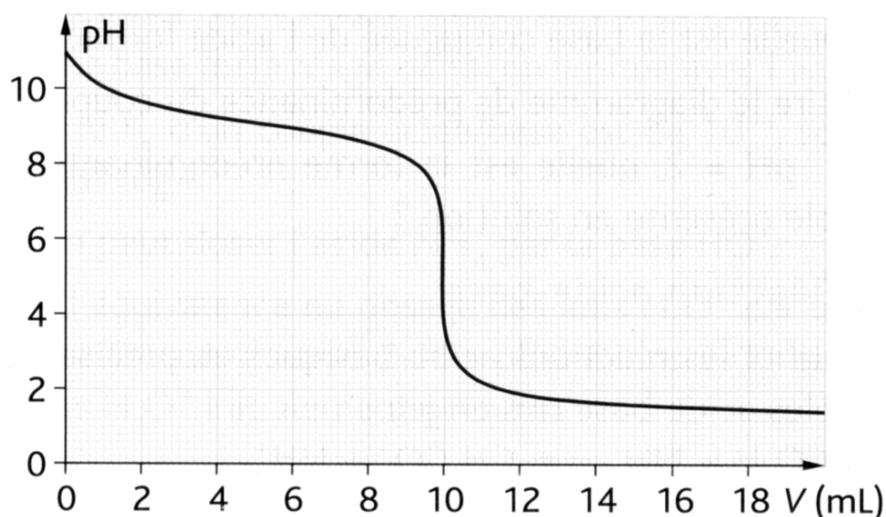
EX3/

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 $C_A = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

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 en quantité de matière d'ions borate dans la solution



EX4/ Dosage du vinaigre

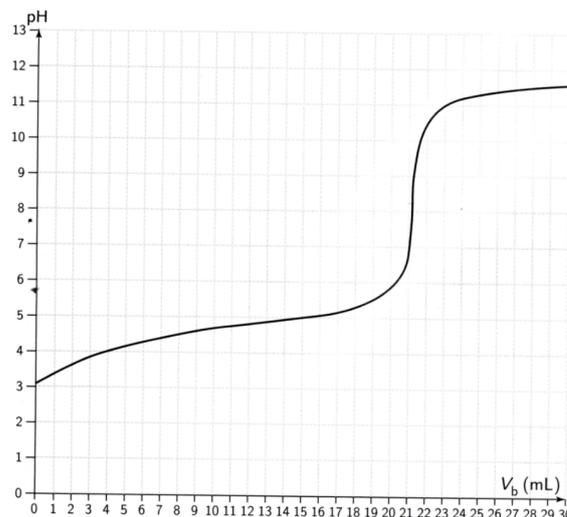
On désire trouver le degré d'un vinaigre.

Le vinaigre est une solution d'acide éthanoïque $C_2H_4O_2$.

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

- 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 C_A , la concentration en quantité de matière d'acide éthanoïque dans le vinaigre dilué ; en déduire C , la concentration en quantité de matière d'acide éthanoïque dans le vinaigre non dilué.

2.3. Déterminer la concentration en masse d'acide éthanoïque dans le vinaigre non dilué.

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

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

3) Déterminer graphiquement la valeur du pK_A du couple acide éthanoïque/ion éthanoate, puis montrer que la réaction entre l'acide éthanoïque 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	$3,1 < \text{pH} < 4,4$	Jaune
Bleu de Bromothymol	Jaune	$6,0 < \text{pH} < 7,6$	Bleu
Phénolphthaléine	Incolore	$8,0 < \text{pH} < 10$	Rose

EX5/ Dosage du lait

Dans le lait, le lactose se dégrade sous l'action des ferments lactiques en acide lactique de formule : $C_3H_9O_3$

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 $V_a = 20,0$ mL de lait ; Le volume de soude versé à l'équivalence $V_b(\text{eq}) = 8,5$ 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 en quantité de matière d'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 $V_b(\text{eq})$. Calculer C_a , sachant que le volume de soude versé à l'équivalence est $V_b(\text{E}) = 8,5$ mL.

4) En déduire C_m , la concentration en masse d'acide lactique dans le lait.

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°D) correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait.

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

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

EX6/ Dosage 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 $V_A = 50,0 \text{ mL}$ de la solution SA par de la soude de concentration $C_B = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

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 $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ $\text{pK}_A = 14$

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

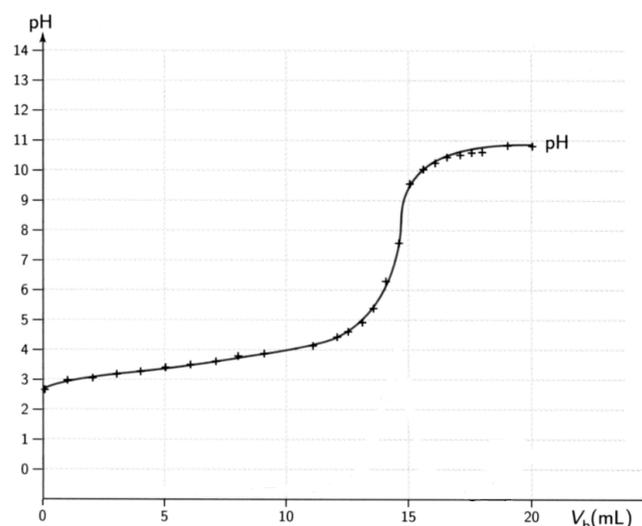
2) Déterminer graphiquement le pK_A du couple acide faible/base faible

3) Déterminer la concentration C_A en acide acétylsalicylique dans 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

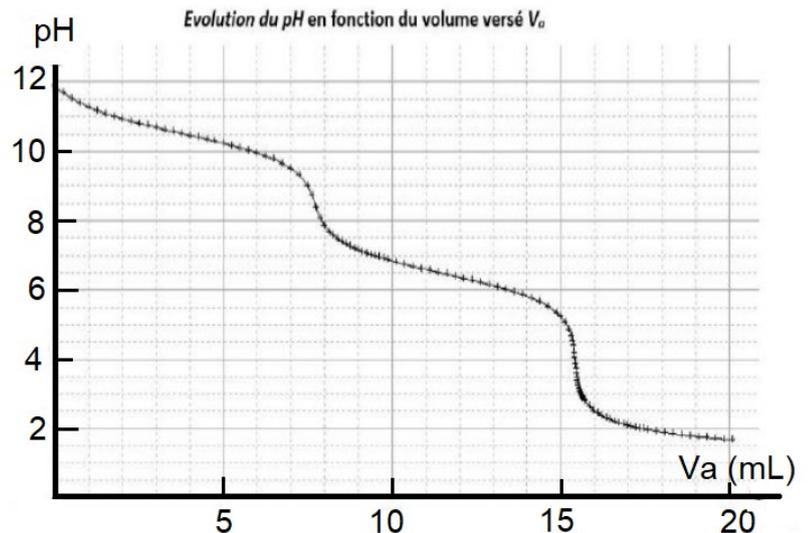
EX7/ Dosage d'une dibase

On désire déterminer la concentration en ions carbonate CO_3^{2-} dans une solution S_0 .

On prélève $V_0 = 2,0$ mL de la solution S_0 que l'on verse dans une fiole jaugée de 200 mL.

On complète la fiole jaugée avec de l'eau distillée : la solution obtenue est notée S_1 .

Un volume $V_1 = 5,0$ mL de la solution S_1 est dosée par titrage avec de l'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) de concentration $C_a = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Ce dosage est suivi par pH-métrie



% des espèces présentes

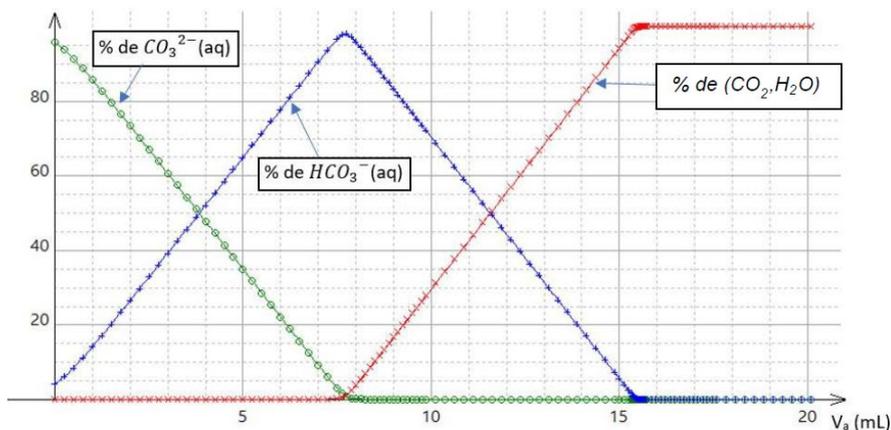


Diagramme de distribution des espèces CO_3^{2-} , HCO_3^- et $(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})$ en fonction du volume versé V_a d'acide chlorhydrique.

1) Sachant que l'acide conjugué de l'ion carbonate CO_3^{2-} est l'ion hydrogencarbonate HCO_3^- , qui est lui-même la base conjuguée du dioxyde de carbone dissous dans l'eau ($\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$), écrire les deux couples acide/base faisant intervenir l'espèce amphotère HCO_3^-

2) À l'aide des 2 courbes données ci-dessus et des équations des réactions chimiques impliquées, expliquer l'allure de la courbe de titrage obtenue. En déduire les pKa des 2 couples acide/base donnés dans la question précédente

3)

3.1. Pourquoi étudie-t-on le 2nd saut de pH plutôt que le 1^{er} ?

3.2. Montrer que, lorsqu'on atteint la deuxième équivalence, la relation entre la quantité de matière d'ions carbonate $n_{\text{CO}_3^{2-}}$ en solution au début du dosage et la quantité de matière d'ions oxonium $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ versés jusqu'à la deuxième équivalence est : $2 \times n_{\text{CO}_3^{2-}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+}$

3.3. En utilisant la courbe de titrage, déterminer le volume à l'équivalence V_{eq2} correspondant au second saut de pH.

4) Calculer C_1 , la concentration en quantité de matière de l'ion carbonate CO_3^{2-} dans la solution S_1 .

5) Montrer que la valeur de la concentration en masse C_{m0} des ions carbonate dans la solution S_0 est comprise entre 90 et 100 g.L⁻¹.