

REACTIONS ENTRE LES ACIDES ET LES BASES - DOSAGE**EXERCICE 1 (BAC D 2004 S.N.)**

Dans cet exercice, les parties A et B sont indépendantes.

Partie A

Deux flacons sans étiquettes contiennent deux solutions acides A_1 et A_2 . L'une est de l'acide méthanoïque et l'autre de l'acide chlorhydrique.

Pour identifier les solutions A_1 et A_2 , le professeur fournit à ses élèves les données suivantes :

- La mesure du pH de chaque solution est :
 Pour A_1 : pH = 2,7
 pour A_2 : pH = 2
 - Le dosage d'un volume $V_a = 50$ mL de chaque solution acide, par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5.10^{-2}$ mol.L⁻¹ donne à l'équivalence :
 pour A_1 : $V_{b1} = 25$ mL
 pour A_2 : $V_{b2} = 10$ mL
1. Calculer les concentrations initiales des solutions A_1 et A_2 .
 2. Identifier les solutions A_1 et A_2 . Justifier votre réponse.
 3. Ecrire l'équation-bilan de la réaction pour chaque solution acide pendant le dosage.

Partie B

On dispose d'une solution d'acide HA de concentration molaire $C_a = 2,5.10^{-2}$ mol.L⁻¹ dont le pH est égal à 2,7.

1. Ecrire l'équation de dissociation de cet acide dans l'eau.
2. Recenser et calculer les concentrations des espèces chimiques contenues dans cette solution.
3. En déduire le pKa du couple HA/A⁻.
4.
 - 4.1. Calculer le volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5.10^{-2}$ mol.L⁻¹ à verser dans 20 mL de la solution d'acide HA pour atteindre la demi-équivalence.
 - 4.2. Donner pour la solution ainsi obtenue :
 - 4.2.1. le pH
 - 4.2.2. le nom et les propriétés.

EXERCICE 2

On mélange $V_1 = 40$ mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_1 = 0,3$ mol.L⁻¹ et $V_2 = 60$ mL d'une solution aqueuse d'ammoniac NH_3 de concentration molaire $C_2 = 0,2$ mol.L⁻¹. Le pH du mélange obtenu est égal à 5,1.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique
2. Faire le bilan des espèces chimiques présentes dans le mélange et calculer leurs concentrations molaires.
3. En déduire la constante d'acidité K_a et la constante pK_a du couple NH_4^+/NH_3 .
4. Quel volume d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C'_a = 0,1$ mol.L⁻¹ faut-il verser dans 100 mL d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration molaire $C'_b = 5.10^{-2}$ mol.L⁻¹ pour que le pH soit égal à au pK_a du couple NH_4^+/NH_3 ?

EXERCICE 3

Une solution aqueuse S d'ammoniac NH_3 de concentration molaire $C_b = 1,0.10^{-2}$ mol.L⁻¹ a un pH = 10,6.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'ammoniac sur l'eau.
2. Faire le bilan des espèces chimiques présentes et en déduire la valeur du pKa du couple acide/base concerné.
3. On verse progressivement, une solution d'acide chlorhydrique, de concentration $C_a = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ dans 20 mL de la solution S.
 - 3.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
 - 3.2. Définir l'équivalence acido-basique et calculer le volume d'acide versé pour l'obtenir.
 - 3.3. La solution obtenue à l'équivalence est-elle neutre, acide ou basique ? Justifier.
 - 3.4. Donner l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume d'acide versé, en précisant deux ou trois points particuliers.

4. On avait préparé 1L de la solution S d'ammoniac en utilisant une solution S_0 de concentration $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. On dispose de fioles jaugées (100 mL et 1L) et de pipettes jaugées (5 mL, 20 mL). Indiquer le mode opératoire.

EXERCICE 4

On dose par pH-métrie, 20 cm³ d'une solution d'un monoacide carboxylique générale AH, de concentration molaire volumique initiale inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration molaire 0,1 mol.L⁻¹. On note les résultats :

V _b (mL)	0	2	4	6	8	10	11	12	14	16	18	18,5	19	19,4	19,8	20
pH	2,65	3,2	3,6	3,7	4	4,2	4,2	4,3	4,45	4,7	5,05	5,15	5,3	5,5	5,75	6,45
V _b (mL)	20,2	20,4	20,6	21	23	25	29									
pH	6,7	9,1	10,35	11	11,45	11,6	11,75									

1.
 - 1.1. Tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume de base versé.
 - 1.2. L'allure de la courbe indique-t-elle la présence d'un acide faible ? Pourquoi ?
 - 1.3. Déterminer graphiquement le point d'équivalence.
 - 1.4. Ecrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique.
 - 1.5. Calculer la concentration molaire initiale de l'acide.
2. Quel indicateur coloré peut-on utiliser si on réalise un dosage colorimétrique ?
Hélianthine (3,1 – 4,4); Bleu de Bromothymol (6 – 7,6); Phénolphthaléine (8 – 9,9).
3. Trouver graphiquement, la valeur du pK_a de l'acide dosé. En déduire la valeur du K_a. Identifier cet acide dans le tableau ci-dessous.

Acide	Méthanoïque	Ethanoïque	Monophényléthanoïque
K _a	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1,58 \cdot 10^{-5}$	$6,3 \cdot 10^{-5}$

EXERCICE 5 (BAC D 2007 S.N.)

Votre professeur de Sciences Physiques vous propose de faire l'étude d'un produit commercial qui, selon le fabriquant, contient essentiellement de l'ammoniac.

1. Il prélève 10 mL de ce produit de concentration inconnue C_B qu'il dose par pH-métrie avec une solution d'acide chlorhydrique $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Les mesures sont cosignées dans le tableau ci-dessous.

V _A (mL)	0	1	2	3	4	5	6	7	7,5	8	8,5	9,5	10	13	16	18
pH	11,0	10,0	9,7	9,4	9,2	9,0	8,7	8,4	8,0	5,3	2,5	2,1	2,0	1,7	1,5	1,4

- 1.1 Faire un schéma annoté du dispositif expérimental.
- 1.2 Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_A)$
Échelle : 1 cm $\leftrightarrow$ 1 mL ; 1,5 cm $\leftrightarrow$ 1 unité de pH
- 1.3 À partir de la courbe, montrer que l'ammoniac est une base faible.
2. Exploitation de la courbe $\text{pH} = f(V_A)$.
 - 2.1 Déterminer le point d'équivalence E.
 - 2.2 En déduire la valeur de la concentration molaire volumique de l'ammoniac C_B .
 - 2.3 Déterminer la demi-équivalence et pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
 - 2.4 Quelle est la nature du mélange à l'équivalence ? Justifier.
3. Calculer la concentration massique volumique en ammoniac en g/L en vue d'étiqueter le produit.
 $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_N = 14 \text{ g.mol}^{-1}$.