

**Série C₈: REACTION ACIDE FAIBLE – BASE FORTE
ET VICE VERSA – DOSAGE - EFFET TAMPON**

EXERCICE 1 (N°6 page 258 Collection KANDIA 2015)

EXERCICE 2 (N°10 page 260 Collection KANDIA 2015)

EXERCICE 3 (N°12 page 261 Collection KANDIA 2015)

EXERCICE 4 (N°11 page 260 Collection KANDIA 2015)

EXERCICE 5

Une acidité très élevée affaiblit les systèmes d'auto-défense de notre corps. Pour lutter contre la surproduction d'acide chlorhydrique par le suc gastrique qui peut provoquer des remontées acides ou brûlures d'estomac, on peut utiliser des antiacides. Ces derniers sont des bases qui permettent de neutraliser le surplus d'acide.

1.1 Utilisation d'une solution d'hydroxyde de sodium.

Un groupe d'élèves prépare une solution S_5 d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_5 afin de l'utiliser comme antiacide. Pour neutraliser 500 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de même pH que le suc gastrique que l'on prendra égal à 2, il a fallu que le groupe ajoute 50 mL de la solution S_5

1.1.1 Montrer que la concentration molaire C_5 de la solution S_5 d'hydroxyde de sodium vaut $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
(0,5 pt)

1.1.2 Les 50 mL de la solution S_5 d'hydroxyde de sodium ont été préparés à partir d'une solution commerciale S_0 d'hydroxyde de sodium dont l'étiquette porte les indications suivantes : hydroxyde de sodium ; densité 1,25 ; pourcentage massique 8% ; masse molaire 40 g.mol^{-1} .

1.1.2.1 Calculer la concentration molaire C_0 de la solution commerciale S_0 . **(0,5 pt)**

1.1.2.2 Décrire la préparation de la solution S_5 à partir de la solution commerciale S_0 en indiquant le volume V_0 à prélever et le matériel à utiliser. **(0,5 pt)**

1.2 Utilisation d'une solution de benzoate de sodium.

Le benzoate de sodium est retrouvé dans de nombreux produits alimentaires comme conservateur.

Un autre groupe d'élèves choisissent de l'utiliser comme antiacide. Ces élèves dissolvent une masse $m = 72 \text{ mg}$ de benzoate de sodium $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ dans 100 mL d'eau pour obtenir une solution notée S_B .

1.2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre une solution de benzoate de sodium et une solution d'acide chlorhydrique. Calculer la constante de réaction. **(0,5 pt)**

1.2.2 L'utilisation comme antiacide du benzoate de sodium par les élèves est-elle justifiée ? pourquoi ?
(0,25 pt)

1.2.3 Le groupe d'élèves ajoute un volume V_A d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ à la solution S_B précédente. Il obtient une solution S dans laquelle les concentrations molaires en acide benzoïque et en ion benzoate sont égales.

1.2.3.1 Calculer le volume V_A . **(0,25 pt)**

1.2.3.2 Quel est le pH de la solution S ? Justifier la réponse. Donner les propriétés de la solution S .
(0,5 pt)

Données : Masses molaires en g.mol^{-1} : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{Na}) = 23$.

$\text{pKa}(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) = 4,2$; $\text{pKa}(\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}) = 0$ et $\text{pKa}(\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-) = 14$.

EXERCICE 6 (Extrait BAC S1S3 2002)

Sur l'étiquette d'une bouteille contenant une solution aqueuse, on peut lire

- Acide benzoïque C_6H_5COOH .
- concentration molaire volumique $C_a = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Afin de vérifier la concentration molaire de cette solution et de déterminer la constante d'acidité du couple $C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$; on prélève un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de cette solution que l'on place dans un bécher. On y ajoute progressivement une solution aqueuse d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ de concentration molaire volumique $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Un pH-mètre, préalablement étalonné, permet de suivre l'évolution du pH du mélange.

1. Faire un schéma annoté du dispositif de dosage.
2. Ecrire l'équation-bilan responsable de la variation du pH.
3. Les résultats obtenus permettent de placer quelques points de la courbe $pH = f(V_b)$ (figure 1). V_b est le volume de la solution d'hydroxyde de calcium versé.

A partir de la courbe, que vous tracerez, vérifiez si la valeur de la concentration portée sur l'étiquette est exacte. On explicitera la méthode utilisée. (il n'est pas demandé de rendre la courbe avec la feuille de copie).

- 4- On s'intéresse à la partie de la courbe comprise entre $V_b = 4 \text{ cm}^3$ et $V_b = 8 \text{ cm}^3$.

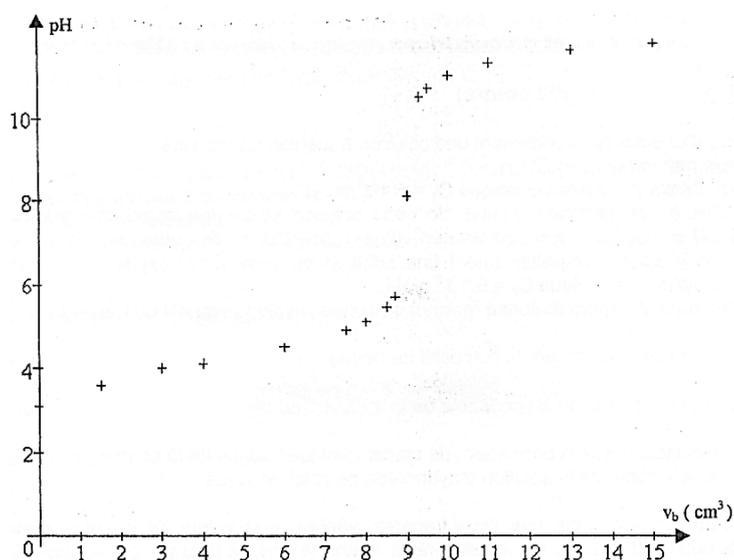


Figure 1

On admettra que les concentrations $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ sont négligeables devant $[C_6H_5COOH]$ et $[C_6H_5COO^-]$.

- 4.a- En utilisant les équations d'électroneutralité et de conservation de la matière, établir l'égalité suivante : $\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{2C_bV_b}{C_aV_a - 2C_bV_b}$. On prendra la valeur de C_a donnée par l'expérience.

- 4.b- Le tableau de mesures ci-dessous indique les valeurs du pH lorsque le volume varie de 4 à 8 cm^3 .

Avec une échelle convenable tracer la courbe :

$$pH = f \left(\log \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} \right) \text{ pour } 4 \text{ mL} \leq V_b \leq 8 \text{ mL.}$$

V_b (mL)	4,0	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0
pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,6	4,7	4,9	5,1

- 4.c- En déduire la valeur du pK_A du couple $C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$.

AU TRAVAIL !