

LYCEE DE MECKHE	TERMINALE S ₁	ANNEE SCOLAIRE 09/10
JOOBPC	DEVOIR DE CHIMIE	DUREE : 3H

EXERCICE N°1

Sur l'étiquette d'une solution commerciale de 1,0 L d'hydroxyde de sodium, on peut lire les informations suivantes :

- Densité par rapport à l'eau : 1,2
- Pourcentage en masse d'hydroxyde de sodium : 20 %
- Masse molaire de l'hydroxyde de sodium : 40 g.mol^{-1}

1. Calculer la concentration molaire (C_0) de la solution commerciale (S_0)

2. On dilue 40 fois un volume V de la solution commerciale. Déterminer la concentration (C_1) de la nouvelle solution (S_1) obtenue après dilution.

3. Un prélèvement de 5 mL de la solution (S_1) est dosé par de l'acide chlorhydrique de concentration molaire 0.050 mol/L . Une burette de 25 mL peut-elle assurer le dosage avec un seul remplissage? Justifier par un calcul.

4. Déterminer le pH du milieu réactionnel lorsque le volume de d'acide versé vaut respectivement: V_e ; $V_e/2$; et $2V_e$ NB : $V_e =$ volume à l'équivalence

EXERCICE N°2

On prépare une solution aqueuse d'acide carboxylique HA en dissolvant 1,80 g de cet acide pur dans de l'eau distillée. Le volume de solution obtenue est de 3 litres, et la concentration molaire apportée est de $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH de cette solution est de 3,4.

1. Déterminer la masse molaire de l'acide. Donner son nom et sa formule développée.

2. Calculer le coefficient d'ionisation de l'acide. Quelle est la nouvelle valeur du coefficient d'ionisation lorsque la solution est diluée dix fois.

3. On prépare une solution tampon de $\text{pH} = 5$ à partir d'une solution de l'acide HA de concentration notée C'' . Montrer que $C'' = \dots \dots [A^-]$. En déduire le coefficient d'ionisation de l'acide HA. Que peut-on conclure lors d'une dilution modérée pour cette valeur de.....

Donnée: $\text{pK}_a (\text{AH/A}^-) = 4.8$

EXERCICE N°3

Les questions (1. et 2.) sont indépendantes.

Soit une solution aqueuse (S_A) contenant de l'acide méthanoïque à la concentration $C = 2,30 \text{ mmol.L}^{-1}$.

.. Cette solution présente à $25,0^\circ\text{C}$ un pH égal à 3,25.

- Écrire l'équation de la réaction de dissociation de l'acide dans l'eau puis donner l'expression de la constante d'équilibre associée.
- Exprimer les concentrations molaires des espèces (HCO_2H) et (HCO_2^-) en fonction de C et du pH.
- En déduire la valeur de la constante d'équilibre (K_A), puis celle de la grandeur (pK_A), cette dernière étant donnée avec deux décimales.

2. On mélange la solution précédente à une solution (S_B) de base forte (K^+HO^-) de concentration molaire $c' = 8,00 \text{ mmol.L}^{-1}$; les volumes employés sont respectivement :

$V_A = 100,0 \text{ cm}^3$; $V_B = 50,0 \text{ cm}^3$.

- Écrire l'équation de la réaction prépondérante intervenant au cours du mélange des deux solutions.
- Quel est le réactif en excès? Justifier votre réponse.
- Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces **majeures** et le pH du milieu à l'état final.

LYCEE DE MECKHE	TERMINALE S ₁	ANNEE SCOLAIRE 09/10
JOOBPC	DEVOIR DE CHIMIE	DUREE : 3H

EXERCICE N°4

1. On considère une solution tampon obtenue à l'aide d'acide HA et de sa base conjuguée Na⁺, A⁻. Soit C la concentration totale du tampon : $C = C_{A^-} + C_{HA}$. On pose $C_{HA} = xC$.

1.1. Donner l'expression de la constante d'acidité Ka du couple AH/A⁻.

1.2. Exprimer la constante d'acidité en fonction de x, du pH et du Ka, puis, montrer que :

1

$$x = \frac{10^{-\text{pH}}}{10^{-\text{pH}} + 10^{-\text{pKa}}}$$

1.3. Exprimer les concentrations C_{AH} et C_{A⁻} en fonction de C, du pH de la solution et du pKa.

1.4. Application numérique : calculer les valeurs de C_{AH} et C_{A⁻} pour une solution tampon de pH = 5, la concentration du tampon est C = 0.40 mol /L et le pKa du couple AH/A⁻ est pris égal 4.7

2. À un volume V de la solution précédente (tampon.), on ajoute sans variation de volume, une petite quantité n d'acide nitrique(acide fort).

2.1. Donner les expressions des nouvelles concentrations C'_{AH} et C'_{A⁻} des espèces AH et A⁻ dans la solution en fonction de C_{A⁻}, de C_{HA}, de V et de n

Donne l'expression du pH de la solution.

2.2. Application numérique : on prendra V = 1L et n = 0,0100.

2.3. Quelle aurait été la variation de pH observée si l'on avait ajouté cette quantité d'acide nitrique au même volume d'eau pure ? Conclure.

EXERCICE N°5

Soit une solution d'acide benzoïque C₆H₅-COOH de concentration molaire volumique C₁. La constante d'acidité du couple C₆H₅-COOH / C₆H₅-COO⁻ est K_A = 6,3.10⁻⁵

. Soit α le coefficient de dissociation de cet acide.

1. Etablir l'expression de K_A en fonction de α et C₁

N.B. : On pourra utiliser avantageusement l'équation de conservation de la matière et l'équation d'électro neutralité. Dans cette dernière on négligera [OH⁻] devant [H₃O⁺]

2. Calculer α pour :

a) C₁ = 10⁻¹ mol.L⁻¹

b) C₂ = 10⁻⁴ mol.L⁻¹

3. A un volume V de cette solution acide de concentration molaire volumique C₁ = 10⁻⁴ mol.L⁻¹, on ajoute un même volume V d'acide chlorhydrique HCl de concentration molaire volumique C₂ = 2.10⁻³ mol.L⁻¹

. Soit $\bar{\alpha}$ le nouveau coefficient de dissociation de C₆ H₅ COOH dans le mélange.

a) Etablir l'expression de KA (la constante d'acidité) en fonction de \bar{C}_1 , \bar{C}_2 et $\bar{\alpha}$; \bar{C}_1 et \bar{C}_2 étant respectivement les concentrations de C₆H₅COOH et Cl⁻ dans le mélange de volume V_T = 2 V.

b) Calculer $\bar{\alpha}$

BONNE CHANCE !