

LYCEE BILINGUE DE NKONGSAMBA	Epreuve de :	Année scolaire : 2024-2025
Département de: PCT	CHIMIE	Evaluation : N°4
Classe : Terminales C / D/ TI	Coeff : 2 Durée : 03 h	Session : Mars. 2025

Partie I : Evaluation des ressources / 24 points

Exercice 1 : Vérification des Savoirs / 8 points

- 1- Définir les termes suivants: couple acide-base ; indicateur coloré. 2pt
- 2- Répondre par vrai ou faux : 2pt
- 2.1- Plus un acide faible est dilué, plus son ionisation augmente.
 - 2.2- Une base est d'autant plus faible que le pKa du couple considéré est grand.
 - 2.3- La constante d'acidité Ka d'un couple acide-base ne dépend pas de la température.
 - 2.4- Lors du dosage calorimétrique entre un acide fort et une base forte, l'indicateur coloré approprié est la phénolphthaleine.
- 3- QCM - Choisir la bonne proposition. 1pt
- 3.1- L'expression du pH d'une solution en fonction du produit ionique de l'eau Ke à une température quelconque est :
- a) $\text{pH} = \log K_e$ b) $\text{pH} = -\log K_e$ c) $\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_e$
- 3.2- Le produit ionique de l'eau pure dans une solution aqueuse varie avec : 2pt
- a) la dilution
 - b) la température
 - c) l'acidité de la solution
- 4- Compléter le texte suivant avec les mots ou expressions manquantes en utilisant les lettres correspondantes. 2pt
- Un acide faible est un acide qui réagit ...**(a)**.... avec l'eau. La couleur d'un indicateur coloré dans la zone de virage est appelée...**(b)**.... L'eau pure peut se comporter soit comme une base soit comme un acide, on dit que l'eau est une ...**(c)**... ou un...**(d)**....
- 5- Donner le nom et la formule chimique d'un diacide fort. 1pt

Exercice 2 : Applications des Savoirs / 8 points

- 1- A 25°C, une solution d'éthanoate de sodium (CH_3COONa) de concentration $C_b = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ a un pH égal à 8,3. 2pt
- 1.1- Ecrire l'équation bilan de dissociation ionique de l'éthanoate de sodium dans l'eau. 0,5pt
- 1.2- Dire si l'éthanoate de sodium est un acide faible ou une base faible. Justifier votre réponse par calcul. 1pt
- 1.3- Ecrire l'équation bilan de l'ion éthanoate avec l'eau. 0,5pt
- 1.4- Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes en solution. 2pt
- En déduire la constante d'acidité Ka et le pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$. 1pt
- 2- On mélange un volume $V_1 = 100\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et un volume $V_2 = 100\text{mL}$ d'une solution d'acide bromhydrique HBr de concentration C_2 inconnue. Le pH de la solution obtenue est égal à 1,8. On rappelle que les acides HCl et HBr sont des acides forts et le reste après le mélange.
- 2.1- Déterminer les concentrations des ions H_3O^+ , Cl^- , Br^- et OH^- dans le mélange. 2pt
- 2.2- Calculer la concentration C_2 de la solution d'acide bromhydrique initiale. 1pt

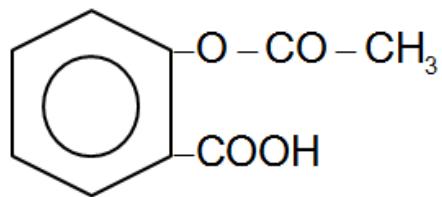
Exercice 3 : Utilisation des Acquis / 8 points

- 1- Sur l'étiquette d'une bouteille commerciale S_0 d'ammoniac, on peut lire les informations suivantes : formule chimique NH_3 ; masse molaire : $M = 17 \text{ g.mol}^{-1}$; masse volumique : $\mu = 450 \text{ kg.m}^{-3}$; pourcentage en masse de NH_3 : $p = 33,0\%$
- 1.1- Calculer la concentration molaire C_0 de cette solution. **1pt**
- 1.2- A partir de la solution S_0 , on souhaite préparer un volume $V = 500\text{mL}$ d'une solution S de concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Décrire le mode opératoire. **2pt**
- 1.3- La mesure du pH à 25°C de la solution S de concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ donne $\text{pH}=11,1$. Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes en solution et en déduire le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$. **2pt**
- 2- L'hélianthine en solution est un indicateur coloré qui peut être considéré comme un acide faible dont le couple acide/base noté InH/In^- a pour pKa 3,8.
- 2.1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'hélianthine avec l'eau. **0,5pt**
- 2.2- Exprimer le pH en fonction du pKa du couple et des concentrations molaires des espèces appartenant à ce couple. **0,5pt**
- 2.3- la couleur d'une solution contenant quelques gouttes d'hélianthine apparait :
- Rouge, couleur de sa forme acide si $[\text{InH}] > 10[\text{In}^-]$
 - Jaune, couleur de sa forme basique si $[\text{InH}] < 10[\text{In}^-]$

Déterminer les valeurs de pH qui limitent la zone de virage de l'indicateur coloré et représenter sur une échelle les domaines de prédominance. **2pt**

Partie II : Evaluation des compétences / 16 points

L'acide acétylsalicylique est le composant actif des comprimés d'« aspirine ». Dans un laboratoire d'hôpital, un laborantin veut vérifier la composition en acide acétylsalicylique de l' « aspirine 500mg » après avoir reçu un nouveau stock de ce médicament. Pour cela il écrase un comprimé de cette aspirine qu'il dissout dans 500mL d'eau distillée. Il prélève ensuite 200mL de cette solution qu'il dose avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 4 g.L^{-1} . L'opération est suivie au pH-mètre et les résultats sont consignés dans le tableau suivant :



$V_b(\text{mL})$	0,0	2,0	4,0	6,0	8,0	9,0	10,0	10,3	10,5	10,7	10,9	11,0	11,1	11,2	11,5
pH	3,1	3,3	3,5	3,7	4,1	4,4	4,7	5,0	5,2	5,7	6,6	7,1	8,6	9,3	9,9

$V_b(\text{mL})$	11,7	12,0	13,0	14,0	16,0
pH	10,1	10,3	10,6	10,8	11,0

En utilisant un raisonnement logique en lien avec les informations ci-dessus :

- 1- Propose un protocole expérimental avec schéma à l'appui permettant d'obtenir les valeurs du tableau et de repérer la zone d'équivalence. **8pt**
- 2- Donne ton avis sur la composition en composant actif du comprimé analysé. **8pt**

On donne : $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $K_e = 10^{-14}$ à 25°C