

COLLÈGE F.-X. VOGT		ANNÉE SCOLAIRE : 2024 - 2025
DÉPARTEMENT DE CHIMIE	EPREUVE DE CHIMIE	DATE : 11 Novembre 2024
Classes : TC*, TC et TD	MINI-SESSION	DURÉE : 2 h30min

PARTIE A :	ÉVALUATION DES RESSOURCES	12 POINTS
-------------------	----------------------------------	------------------

EXERCICE 1 : VERIFICATION DES SAVOIRS 4 POINTS

- 1.1. Définis : équivalence acido-basique, dosage, pH et acide fort. 1 p
- 1.2. Décris le mode opératoire du dosage pH-métrique acido-basique. 1 p
- 1.3. Décris la méthode des tangentes. 1 p
- 1.4. Réponds par vrai ou faux : 0,25 x 4 = 1 p
- 1.4.1. L'équivalence acido-basique s'observe toujours par le changement de couleur lors du dosage.
- 1.4.2. Une réaction acide-base est totale, rapide et athermique.
- 1.4.3. Le produit ionique de l'eau diminue lorsque la température diminue.
- 1.4.4. Un acide faible est d'autant plus fort que sa constante d'acidité K_a est faible donc son pK_a est élevé.

EXERCICE 2 : APPLICATION DES SAVOIRS 4 POINTS

- 2.1. La phénolphtaléine, est un indicateur coloré constitué par le couple $HInd/Ind^-$, de constante d'acidité $pK_a = 9,1$. La phénolphtaléine est incolore si $[HInd]/[Ind^-] > 8$. Elle est rose violacé si $[Ind^-]/[HInd] > 8$
- 2.1.1. Ecris son équation de mise en solution dans l'eau. 0,25 p
- 2.1.2. Détermine le diagramme de prédominance de la phénolphtaléine. 0,75 p
- 2.2. Une solution aqueuse de diéthylamine $(C_2H_5)_2NH$ a un pH égal à 11,5 à 25°C. Détermine la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution, ainsi que la concentration initiale C en diéthylamine, sachant que le couple $(C_2H_5)_2NH_2^+/(C_2H_5)_2NH$ a un $pK_a = 11$. 1,5 p
- 2.3. Une solution d'hydroxyde de potassium KOH de volume $V=500\text{ cm}^3$ et de concentration molaire $C=2.10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$ a un pH = 11,3 à 25°C. Détermine le volume d'eau qu'il faut ajouter à un volume $V_1=20\text{ cm}^3$ de la solution précédente, pour obtenir une solution de $pH_2=11$. 0,75 p
- 2.4. A 25 °C, MANEKE mélange 200 mL d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de $pH_1 = 10,7$ avec 300 mL d'une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de pH_2 inconnu. Elle obtient un mélange dont le pH_m vaut 11,3. Détermine le pH_2 de la solution S_2 . 0,75 p

EXERCICE 3 : UTILISATION DES SAVOIRS 4 POINTS

D'après le graphe représentant la variation du pH en fonction du volume d'acide versé :
Il faut verser 8,5 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $1.10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$

dans 20 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium pour obtenir l'équivalence acido-basique.

- 3.1. Quel est le pH à l'équivalence ? 0,25 pt
- 3.2. Calcule la concentration molaire de la solution basique. Quel est le pH de la solution basique ? 0,5 pt
- 3.3. Vers quelle valeur tend le pH de la solution lorsqu'on continue à ajouter la solution acide ? 0,25 pt
- 3.4. Schématise annote du dispositif expérimental du dosage. 0,5 pt
- 3.4. En utilisant les résultats précédents tracer le graphe représentant la variation du pH. 1 pt
- 3.5. Calculer la concentration molaire des ions spectateurs Na^+ et Cl^- présents dans le bécher à l'équivalence...ainsi que celles des ions $\text{H}_3\text{O}^+\text{aq}$ et OH^-aq . 1 pt
- 3.6. En déduire la masse de chlorure de sodium NaCl dissoute à l'équivalence. 0,25 pt
- Cette masse augmente-t-elle après l'équivalence ? 0,25 pt

$M(\text{Cl}) = 35,5$ $M(\text{Na}) = 23$

PARTIE B :

ÉVALUATION DES COMPÉTENCES

8 POINTS

A. Après le cours sur « couple acide/base », le professeur vous soumet à un test pour vérifier vos acquis. A un volume $V_1=20\text{mL}$ d'une solution aqueuse de méthylamine (CH_3NH_2) de concentration $C_1=0,1\text{mol/L}$, on ajoute un volume $V_2=10\text{mL}$ d'une solution de chlorure de méthylammonium ($\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{Cl}^-$) de concentration $C_2=0,2\text{mol/L}$. Le pH du mélange est de 10,7. Par ailleurs, il vous donne la valeur du pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: $pK_a=9,2$.

Tu es le rapporteur du groupe, comparez la force des deux bases.

4pts

B. Dans le but de vérifier la relation $\text{pH} = -\log c_a$ et la force d'un acide, un groupe d'élèves lors d'une séance de travaux pratiques mesure le pH de quelques solutions d'acide éthanoïque afin de tracer la courbe $\text{pH} = f(-\log c_a)$ (1cm \rightarrow 1unité de $-\log c_a$ et 1cm \rightarrow 1unité de pH). Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

Ca (mol/L)	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}
pH	2,9	3,4	3,9	4,4	4,9	5,4
$-\log c_a$						

Tu es le rapporteur du votre groupe, prononcez-vous.

4pts

Donnée : $K_e = 1 \times 10^{-14}$ à 25°C