

**Série N° 3**  
**Chimie analytique II**

**Ex01 :** On mélange un volume  $V_1 = 100\text{ml}$  d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration  $C_1 = 0,001\text{mol/l}$  avec un volume  $V_2 = 50\text{ml}$  d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque, de concentration  $C_2 = 0,01\text{mol/l}$ .

- 1) Quel est le pH de chacune des solutions avant mélange ?
- 2) Quel est le pH de la solution après mélange ? Quelle est sa composition (concentrations) en chacune des espèces dissoutes ?  $\text{pKa}(\text{CH}_3\text{COOH})=4,75$

**Ex02 :** Soit une solution S de cyanure de potassium de concentration molaire  $0.3 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- Calculer le pH de cette solution S.
- A  $20 \text{ mL}$  de S, on ajoute  $30 \text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique à  $0.15 \text{ mol.L}^{-1}$ . On obtient une solution S<sub>1</sub>. Calculer le pH de S<sub>1</sub>.

**Donnée :  $\text{Ka}(\text{HCN}/\text{CN}^-) = 4.9 \cdot 10^{-10}$**

- Montrer qu'en mélangeant  $100 \text{ mL}$  d'acide acétique à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $100 \text{ mL}$  de soude à  $0,040 \text{ mol.L}^{-1}$ , on obtient une solution tampon. Calculer son pH.

**Ex03 :** A  $100 \text{ mL}$  d'une solution (S) contenant  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  d'acide acétique et  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  d'acétate de sodium, on ajoute  $10 \text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Calculer la variation de pH de (S). Comparer à ce que serait la variation de pH si on ajoutait la même quantité d'acide fort dans  $100 \text{ mL}$  d'eau pure.

2. Quelle est la variation de pH si on dilue la solution au dixième ?

**Ex05 :** Calculer la modification de pH réalisée en ajoutant 2 mmole de NaOH à :

- a) 1 litre d'une solution tampon  $0,02 \text{ M}$  en acide propionique et  $0,015 \text{ M}$  en propionate de sodium.
  - b)  $1000 \text{ ml}$  d'eau (négliger la variation de volume)
- Calculer le nombre de moles de NaOH qu'il faut ajouter à un tampon de  $1,0 \text{ litre}$   $0,10 \text{ M}$  en méthylamine et  $0,10 \text{ M}$  en chlorure de méthylammonium pour augmenter son pH d'une unité.

**Ex06 :** A partir d'une solution commerciale, On prépare une solution aqueuse S<sub>b</sub> d'ammoniac NH<sub>3</sub> de volume  $V_b = 15 \text{ mL}$  et de concentration notée C<sub>b</sub>. On dose alors la solution S<sub>b</sub> par une solution aqueuse S<sub>a</sub> d'acide de concentration  $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$ . On trace la courbe pH = f(V<sub>a</sub>) pour ce dosage pH-métrique ; la courbe représente la variation du pH en fonction du volume versé V<sub>a</sub>.

1. Relever graphiquement le pH de la solution S<sub>b</sub> avant tout ajout de la solution S<sub>a</sub>.
2. Préciser les couples acido-basiques intervenant lors du dosage.
3. Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
4. Repérer sur le graphe de la figure les coordonnées du point d'équivalence.
5. Donner, à l'équivalence la relation entre C<sub>b</sub>, C<sub>a</sub>, V<sub>b</sub> et V<sub>aE</sub>. En déduire la concentration C<sub>b</sub> de la solution S<sub>b</sub>.
6. Calculer la concentration de la solution S<sub>b</sub> à pH = 10.

