



- 2.1. Tracer la courbe  $\text{pH} = f(V_2)$  papier millimétré en page 4  
Echelle : 1 unité pH ? 2 cm  
1 mL versé ? 1 cm
- 2.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction acide- base qui a lieu .
- 2.3. Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E
- 2.4. En déduire la concentration molaire des ions  $\text{HCO}_3^-$  .
- 2.5. On constate une légère différence avec la valeur trouvée au début dans la question 1. : donner 2 raisons possibles.

### **EXERCICE 2 : Sujet BTS base faible (10 pts)**

La méthylamine, de formule  $\text{CH}_3\text{-NH}_2$  , est une base faible. On dissout une masse  $m = 3,72 \text{ g}$  de ce composé dans un volume d'eau  $V = 1 \text{ L}$  . La solution ainsi obtenue a un  $\text{pH} = 11,9$  .

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction lors de la dissolution dans l'eau.
2. Citer les diverses espèces chimiques présentes dans la solution.
3. Calculer pour chaque espèce la concentration molaire volumique.
4. En déduire la valeur du  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$
5. Pour vérifier la pureté du produit de départ, on effectue le dosage suivant : on prélève un volume  $v_b = 20 \text{ mL}$  de la solution précédente, à laquelle on ajoute une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $c_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  . L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on a versé un volume  $v_a = 24 \text{ mL}$  de la solution acide
  - 5.1. Ecrire l'équation de la réaction acide-base
  - 5.2. En déduire la concentration  $c_b$  de la solution de méthylamine.
  - 5.3. Le produit utilisé est-il pur ?

### **EXERCICE 3 : Force des acides (14 pts)**

1. Soit l'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration  $c = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  $\text{pH} = 3,4$ 
  - 1.1. Cet acide est-il fort ou faible ? (justifier votre réponse)
  - 1.2. Ecrire la dissolution de cet acide dans l'eau .
  - 1.3. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution
  - 1.4. En déduire la valeur du  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  .

1.5. On dose l'acide éthanóique par une solution de potasse KOH (base forte).  
Ecrire l'équation de réaction et tracer l'allure de la courbe  $\text{pH} = f(v)$ . Le pH à l'équivalence est-il inférieur, égal ou supérieur à 7 ? Justifier.

2. Soit l'acide chlorhydrique de même concentration  $c = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  :  $\text{pH} = 2$

2.1. Expliquer pourquoi cet acide est fort.

2.2. On dose l'acide chlorhydrique par une solution de potasse KOH (base forte).  
Ecrire l'équation de réaction et tracer l'allure de la courbe  $\text{pH} = f(v)$ . Le pH à l'équivalence est-il inférieur, égal ou supérieur à 7 ? Justifier

**EXERCICE 4 : couples de l'acide phosphorique (8 points)**

Soient les couples :

|   |                         |
|---|-------------------------|
| $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$ | $\text{pK}_{a1} = 2,1$  |
| $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$     | $\text{pK}_{a2} = 7,2$  |
| $\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$            | $\text{pK}_{a3} = 12,3$ |

1. Complétez les réactions suivantes :



2. Diagramme de prédominance et conséquences :

2.1. Tracer sur le même diagramme les 3 couples

2.2. Lorsque le pH est imposé à la valeur  $\text{pH} = 4,2$ , quelle est l'espèce prédominante ?

2.3. On dispose d'une solution contenant majoritairement des ions phosphates  $\text{PO}_4^{3-}$  (concentration  $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ )

2.3.1. Cet ion est-il un acide ou une base ?

2.3.2. Donner une valeur approximative du pH de cette solution

2.3.3. Vérifier cette valeur avec la formule du pH qui est dans votre machine

