

**Exercice IV-6 : Calcul du pH d'une solution de phosphate d'ammonium****Énoncé**

On prépare une solution à 0,1 mol/L de phosphate de sodium et d'ammonium ($\text{Na}_2(\text{NH}_4)\text{PO}_4$).

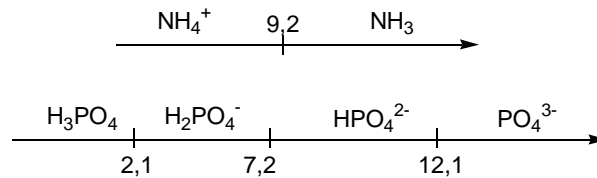
- 1) Ecrire le diagramme de prédominance et montrer qu'il y a réaction entre les ions NH_4^+ et les ions PO_4^{3-} . Ecrire l'équation de la réaction et calculer sa constante K.
- 2) En déduire les concentrations des différentes espèces présentes en solution. Quel est le pH ?

Données :

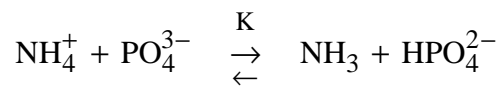
- $\text{pK}_1 (\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,1$;
- $\text{pK}_2 (\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}) = 7,2$;
- $\text{pK}_3 (\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}) = 12,1$;
- $\text{pK}_4 (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$.

Correction :

1) Les différents domaines de prédominance des espèces selon le pH de la solution sont :

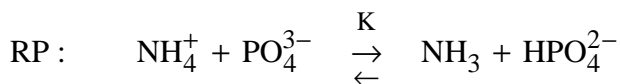


La réaction prépondérante est donc :



avec $K = 10^{2,9} = 794$; réaction non quantitative.

2) Le bilan :



$$10^{-1} - x \quad 10^{-1} - x \quad x \quad x$$

$$\text{d'où : } K = \frac{x^2}{(10^{-1} - x)^2} \text{ soit } x = 9,6 \cdot 10^{-2}.$$

Les concentrations ne variant plus : pH = 10,7.