**Université d’Oum El Bouaghi**

**Département SM**

**3ème Année Chimie Fondamentale**

Série de TD N°02 de Chimie Analytique II

**Exercice 01 (rappel):**

On peut calculer facilement le pH d’une solution d’acide faible si deux approximations sont faites :

1ère approximation : les ions hydronium produits par la dissociation de l’eau peuvent être négligés devant ceux venant de la dissociation de l’acide.

2ème approximation : l’acide est suffisamment faible pour pouvoir négliger [A-] devant [AH].

1°/ Trouvez les conditions de validité (sur le pH) des deux approximations.

2°/ Calculer le pH d’une telle solution si :

1. La première approximation n’est plus vérifiée.
2. La deuxième approximation n’est plus vérifiée.

**Exercice 02 :**

Supposons une solution aqueuse de chlorure d’hydrogène HCl de concentration ca = 1,00.10-8 mol/L.

Si on applique de manière automatique la formule générale de pH des solutions d’acides forts, on obtient pH = 8,0. Ce résultat est inacceptable, puisqu’un pH supérieur à 7,0 caractérise une solution à caractère basique, à 25°C.

Expliquez ce résultat aberrant.

**Exercice 03 :**

Soit une solution aqueuse de chlorure d'ammonium NH4Cl de concentration c = 1,0.10-1mol/L.

1. Ecrivez les équations des réactions qui ont lieu dans la solution.
2. Calculez les concentrations de toutes les espèces présentes dans la solution et déduisez la valeur du pH.
3. Que peut-on conclure.

**Exercice 04 :**

Soit une solution tampon d’acide carbonique 0,2 mol·L-1 avec de l’hydrogénocarbonate de sodium. Calculez la concentration nécessaire de NaHCO3 pour avoir une solution tampon à pH = 6,5.

**Exercice 05 :**

Comment préparer une solution tampon de 1L avec un pH = 4.50 à l’aide d’acide acétique pur et une solution de soude NaOH à 1M.

Données : densité de la solution d’acide acétique pur d = 1.049 g.mL-1 et la masse molaire de l’acide acétique = 60.05 g.mol-1.