

Faculté de médecine
Département de Pharmacie
Module de chimie analytique
2^{ème} année Pharmacie

Décembre 2021

TD N° 3 : acide-base (2^{er} Partie)

EXERCICE N°1 :

Calculer le pH des solutions suivantes :

- Acide acétique 0.1 M ; acide borique 10^{-2} M ; Nitrate d'ammonium 0.1 M.
- Acétate de sodium 0.1 M ; cyanure de sodium 0.1 M ; hydroxylamine 0.1M
- HCl (0.1M) + HF (0.1M); CH_3COOH (0.1M) + NH_4Cl (0.1M)
- Soude (0.1M) + NH_3 (0.1M) ; borate de sodium (0.1M) + nitrite de sodium (0.1M)
- NH_3 (0.1M) + NH_4Cl (0.1M); HF (0.1M) + NaF (0.1M)
- NH_4NO_2 (0.1M), NH_4Cl (0.1M) + NaNO_2 (0.1M)
- Hydrogène carbonate de sodium (0.1M)

Données :

pKa des couples acides-bases:

$\text{HF}/\text{F}^- = 3.2$; $\text{HNO}_2/\text{NO}_2^- = 3.4$; $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^- = 4.8$; $\text{NH}_2\text{OH}_2^+/\text{NH}_2\text{OH} = 6.0$;

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3 = 9.2$. $\text{HBO}_2/\text{BO}_2^- = 9.2$; $\text{HCN}/\text{CN}^- = 9.2$; $\text{CO}_2/\text{HCO}_3^- = 6.4$; $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-} = 10.2$

EXERCICE N°2 :

À partir d'une solution de H_3PO_4 à 1.6 mol/l et d'une solution de soude à 1 mol/l, on désire préparer 200 cm^3 de solution tampon de pH = 6.5 dont la concentration en phosphore, sous toutes ses formes soit égal à 0.4 mol/l.

a- Quels sont les volumes respectifs des solutions de H_3PO_4 et de NaOH et d'eau distillée à mélanger Pour réaliser le tampon ?

b- Quel est le tampon qui assure le pH = 7.4 du sang ?

Données :

Les pKa de l'acide phosphorique sont respectivement : $\text{pK}_{a1} = 2.15$, $\text{pK}_{a2} = 7.2$, $\text{pK}_{a3} = 12.3$

EXERCICE N°3 :

Pour préparer une solution tampon (1M) de pH = 4.2 .il faut mélanger deux solutions S, NaOH (1M) et l'acide de votre choix (acide benzoïque) 1 M pour produire 1 litre de la solution tampon.

Quels sont les volumes de NaOH et l'acide ?

Données : K_a (acide benzoïque) = $6.7 \cdot 10^{-5}$

EXERCICE N°4 :

Le bleu de bromophénol est un indicateur dont le K_a est égal à $5.84 \cdot 10^{-5}$.

Calculer le pourcentage de la forme basique de cet indicateur pour un pH égal à 4.84.

EXERCICE N°5 :

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

On donne : $m = 3,72 \text{ g}$; $V = 1 \text{ L}$.

- 1-) Ecrire l'équation-bilan de la réaction lors de la dissolution.
- 2- Citer les diverses espèces chimiques présentes dans la solution.
- 3-Calculer pour chaque espèce la concentration molaire volumique.
- 4- Pour vérifier la pureté du produit, on effectue le dosage suivant :

On prélève un volume 20 ml de la solution précédente, à laquelle on ajoute une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,1 mol/l.

L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque l'on a versé 24 ml de la solution acide.

Calculer la concentration de la solution de méthylamine. Le produit est-il pur ?

EXERCICE N°6 :

La glycine $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{-COOH}$ est un acide aminé de $\text{PK}_{a1} = 2.34$, $\text{PK}_{a2} = 9.60$.

a- On dissout 1.5 g de glycine (masse molaire = 75 g/mol) dans 100 ml d'eau, soit A la solution obtenue on rajoute sans modifier le volume 2.23 g de chlorhydrate de glycine : $\text{Cl}^- \text{H}_3\text{N}^+\text{CH}_2\text{-COOH}$ (M= 111.5 g/mol)

Quel est le pH de la solution A obtenue, que devient- il si l'on dilue 10 fois cette solution ?

b- On effectue dans A une réaction enzymatique qui y libère $5 \cdot 10^{-3}$ mole de H_3O^+

Quel est le pH de la solution ?

c- a la solution A on ajoute 4 ml d'une solution de NaOH a 10 mol/l indiquer les espèces prédominantes et calculer le pH final.