

Faculté de médecine  
Département de Pharmacie  
Module de chimie analytique  
2<sup>ème</sup> année Pharmacie

2020/2021

**TD N° 3 : EQUILIBRES ACIDO-BASIQUES (II)****EXERCICE N°1 :**

Le pH du sang égal à 7,4. Calculer, à ce pH les pourcentages des formes ionisé et moléculaire du phénobarbital (médicament sédatif), sachant qu'il se comporte comme un monoacide

**Données :** phénobarbital (HP) :  $pK_a = 7.3$

**EXERCICE N°2 :**

On prépare une solution tampon de HCN (0,5M) et NaCN (0,6M)

1-Calculer le pH de ce tampon.  $K_a = 4.10^{-10}$

2-Que devient le pH de ce tampon si on ajoute 0,2 mmol de HCl à 1 litre de ce tampon.

3-Calculer la constante d'hydrolyse de NaCN

**EXERCICE N°3 :**

Soit un tampon de pH préparer à partir d'un couple acide/base d'un acide faible AH de constante d'acidité  $K_a = 10^{-5}$ . Dans un litre de solution, on met 0.1 mol de AH et 0.2 mol de NaA.

Calculer le pH du tampon, sa concentration et son pouvoir tampon.

**EXERCICE N°4 :**

A partir d'une solution d'ammoniac et d'une solution d'acide chlorhydrique de même concentration  $C = 0.020$  mol/l.

Calculer les volumes d'acide  $V_a$  et d'ammoniac  $V_b$  nécessaire à la réalisation de  $V = 0.1$  litre d'une solution tampon a  $pH = 9.5$ .

**Données :** Couple  $NH_4^+/NH_3$  :  $pK_a = 9.2$

**EXERCICE N°5 :**

On souhaite réaliser réaction enzymatique dans un milieu tamponné a  $pH = 7.4$ .

1-Indiquer quel est le couple qui permet de réguler ce pH. Justifier la réponse.

Que peut-on dire des autres espèces dérivant de l'acide phosphorique ?

2- écrire la réaction prépondérante qui a lieu à  $pH = 7.4$

3- Calculer le rapport des concentrations des deux espèces prédominantes

4- Sachant que la concentration totale de ces deux espèces est 0.450 mol/l, en déduire la concentration de chacun d'elles

5- La réaction enzymatique étudiée libère  $5.10^{-2}$  mol/l d'ions  $H_3O^+$

6- Quel sera le pH de ce milieu tamponné ?

7- Quel serait ce pH dans l'eau pure, en l'absence de tampon ?

**Données :**  $PK_a$  de l'acide Phosphorique ( $pK_{a1} = 2.15$ ,  $pK_{a2} = 7.2$ ,  $pK_{a3} = 12.3$ )

**EXERCICE N°6 :**

1-On dispose de solution d'ammoniaque et de chlorure d'ammonium à 0,1 mol/l.

- Calculer les volumes de solution à ajouter pour obtenir 50 ml d'une solution tampon de pH égal à 9.
- On ajoute 1 ml d'acide chlorhydrique à 1 mol/l. Indiquer la nouvelle valeur de pH. Conclure.
- On dilue par 2 une solution tampon préparée à la question 1. Que pensez du nouveau pH obtenu et du pouvoir tampon ?  $pK_a(NH_4^+ / NH_3) = 9,2$

2-Calculs de pH de l'alanine en solution aqueuse :

En solution aqueuse l'alanine participe à deux couples acide-base :



Lorsqu'on dissout de l'alanine dans l'eau, elle est essentiellement sous forme d'ion dipolaire

$^-OOC-RCH-NH_3^+$ , la concentration en molécules  $HOOC-RCH-NH_2$  est négligeable.

- Calculer le pH d'une solution aqueuse à 0,1 mol/l d'alanine.
- A 100 ml de cette solution on ajoute sans variation de volume et successivement : 0,1 mole de HCl ; 0,15 mole de soude NaOH.
- Calculer dans chaque cas le pH de la solution obtenue.

**EXERCICE N°7 :**

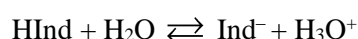
On dispose d'un flacon d'indicateur coloré avec comme seule indication sa concentration molaire :

$C_0 = 2,90 \cdot 10^{-4}$  mol/l. On mesure son pH = 4,18.

Le couple acide/base présent dans cet indicateur coloré sera noté HInd/Ind<sup>-</sup>.

La solution d'indicateur coloré a été préparée à partir de la forme acide de l'indicateur : HInd.

L'équation de la réaction entre HInd et l'eau est :



1. Déterminer la concentration molaire en ions  $[H_3O^+]$ .
2. En considérant un volume  $V = 100$  ml de solution d'indicateur, déterminer l'avancement final de la Réaction de l'acide HInd avec l'eau.  
Cet acide est-il totalement dissocié dans l'eau ? Justifier votre réponse.
3. Donner l'expression littérale de la constante d'acidité  $K_a$  de la réaction de l'acide HInd sur l'eau et la calculer.
4. Calculer le  $pK_a$  du couple HInd /Ind<sup>-</sup> et identifier l'indicateur à l'aide des données du tableau suivant

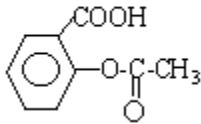
Indicateur	Couleur acide	Zone de virage	Couleur basique	$pK_a$
Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	Jaune orangé	3,7
Vert de Bromocrésol	jaune	3,8 - 5,4	bleu	4,7
Bleu de Bromothymol	jaune	6,0 - 7,6	bleu	7,0
Phénolphtaléine	incolore	8,2 - 10,0	fuschia	9,4

5. A pH = 4,18, quelle est l'espèce chimique prédominante ? Justifier en schématisant les domaines de prédominance.

### EXERCICE N°8 :

Le composé actif d'un médicament est l'acide acétylsalicylique qui peut être obtenu par l'action de l'acide 2-hydrox benzoïque sur l'anhydride acétique.

acide acétylsalicylique



1-Un comprimé d'aspro 320 est soigneusement broyé puis dissout dans  $V_0=250$  ml d'eau.

On prélève  $V_B = 100$  ml de la solution S obtenue et l'on dose ce prélèvement avec de la soude à  $C_B=0,1$  mol /l.

2-écrire l'équation bilan de la réaction du dosage et déterminer sa constante. Conclure.

$pK_a (C_9H_8O_4/ C_9H_7O_4^-) = 3,5$

3- Le pH du milieu réactionnel à l'équivalence est 7,8. On a réalisé ce dosage en présence d'un indicateur coloré acido basique. Parmi les indicateurs ci-dessous quel est celui qui est le mieux adapté ?

Rouge de crésol	Jaune 7,2 - 8,8 rouge
Phénolphthaléine	Incolore 8,2 - 10 rose
Hélianthine	Rouge 3,1 - 4,4 jaune

Lorsque l'indicateur coloré change de teinte, le volume de soude versé vaut 7ml. En déduire la masse d'acide acétylsalicylique contenu dans ce comprimé.  $M (C_9H_8O_4) = 180$  g/mol.

### EXERCICE N°9 :

Le bleu de bromophénol est un indicateur de pH qui se comporte comme un monoacide, il vire du jaune au bleu par alcalinisation.

On dispose de 30 ml de solution 0.100 M d'acétate de sodium à laquelle on ajoute 0.05 ml de solution de bleu de bromophénol  $1.5 \cdot 10^{-5}$  M (solution A)

a- Calculer le pH de la solution A

b- Quelle est la couleur de la solution A ?

c- Calculer le volume de solution d'acide acétique 0.150 M , exprimé en ml , à ajouter à la solution A pour que 40% de l'indicateur se trouve sous forme jaune .

**Données :**  $CH_3COOH$  :  $pK_{a1} = 4.7$  ; bleu de bromophénol (HI) :  $pK_{a2} = 4.0$ .

### EXERCICE N°10 :

L'alanine a pour formule :  $NH_2-CH (CH_3) -COOH$

a- tracer le diagramme de prédominance des espèces en fonction du pH pour l'alanine

b- déterminer la forme prédominante de l'alanine dans l'eau et calculer le pH d'une solution 0.100 M

c- établir les formules de calcul de pH à utiliser afin de tracer la courbe de neutralisation de 100 ml d'une solution d'alanine 0.100 M.

a- par la soude

b- par l'acide chlorhydrique

(On négligera les variations de volume)

**Données**: Alanine :  $pK_{a1} = 2.3$  ;  $pK_{a2} = 9.9$