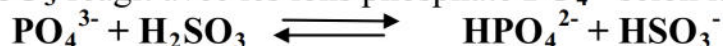


### Exercice 1

L'acide sulfureux  $\text{H}_2\text{SO}_3$  réagit avec les ions phosphate  $\text{PO}_4^{3-}$  selon la réaction d'équation :



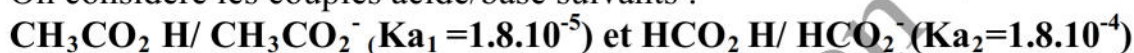
- 1- Montrer que cette réaction est une réaction acide-base.
- 2- Dégager les deux couples acide-base mis en jeu et écrire leurs équations formelles
- 3- Ecrire l'expression de la constante d'équilibre relative à cette réaction.

### Exercice 2

- 1- Soit les couples mis en jeu au cours de réaction **R** :  $\text{C}_1$  :  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  ;  $\text{C}_2$  :  $\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$
- a- Ecrire l'équation de réaction **R**<sub>1</sub> qui se produit entre  $\text{NH}_4^+$  et la forme base du couple  $\text{C}_2$ .
  - b- Ecrire l'équation de réaction de forme acide du couple  $\text{C}_1$  avec l'eau. Déduire l'expression de constante  $\text{Ka}_1$  du couple  $\text{C}_1$ . Donner l'expression de la constante d'acidité  $\text{Ka}_2$  du couple  $\text{C}_2$ .
  - c- Exprimer la constante d'équilibre **K** de la réaction **R** en fonction de  $\text{pKa}_1$  et  $\text{pKa}_2$ .
- 2- La constante d'équilibre **K** de la réaction **R** est égale à  $1,27 \cdot 10^{-6}$ . Donner la valeur de  $\text{pKa}_2$ , sachant que  $\text{pKa}_1 = 9,2$ . Comparer les forces des formes basiques des couples  $\text{C}_1$  et  $\text{C}_2$ .

### Exercice 3

On considère les couples acide/base suivants :



- 1- Comparer la force : des acides  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  et  $\text{HCO}_2\text{H}$ , des bases  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  et  $\text{HCO}_2^-$ .
- 2-a- Ecrire l'équation chimique de la réaction limitée de l'acide  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  avec l'eau.  
b- En précisant la loi utilisée, donner l'expression de la constante d'acidité  $\text{Ka}_1$ .
- 3-a- Ecrire l'équation chimique de la réaction limitée entre  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  et  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ .  
b- Exprimer sa constante d'équilibre **K** en fonction de  $\text{Ka}_1$  et  $\text{Ka}_2$ . Calculer sa valeur.
- 4- A la température  $\theta = 25^\circ\text{C}$ , on réalise un système chimique formé par **1 mol** de  $\text{HCO}_2^-$ , **1 mol** de  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ , **2.4 mol** de  $\text{HCO}_2\text{H}$  et **0.6 mol** de  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ . Montrer que le système n'est pas en équilibre. Déduire le sens d'évolution. Donner la composition finale du mélange.

### Exercice 4

On considère la réaction acide-base :  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{ClO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HClO}$

- 1- Quels sont les couples acide-base mis en jeu au cours de cette réaction ?
- 2- Donner les expressions de : La constante d'équilibre **K** relative à cette relation.  $\text{Ka}_1$  et  $\text{Ka}_2$ , constante d'acidité des deux couples mis en jeu. Exprimer **K** en fonction de  $\text{Ka}_1$  et  $\text{Ka}_2$ .
- 3- Sachant que  $\text{K} = 6,3 \cdot 10^{-4}$ . Comparer la force des deux acides mis en jeu.

### Exercice 5

- 1- Etablir la relation entre  $\text{K}_a$ ,  $\text{K}_b$  et  $\text{K}_c$  d'un couple acide-base  $\text{AH}/\text{A}^-$
- 2- Soit les deux couples :  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  ( $\text{pKa}_1 = 6,5$ ) ;  $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$  ( $\text{pKa}_2 = 10,2$ ) Que représente l'ion hydrogénéocarbonate  $\text{HCO}_3^-$ , Ecrire son équation de réaction avec l'eau.
- 3- Classifier les deux acides des deux couples précédents par ordre d'acidité croissante.
- 4- Calculer la constante de basicité relative à la base conjuguée de chaque acide. Classifier ces bases par basicité croissante. Comparer les deux classements obtenus en 4- et 3- conclure.





### Exercice 6

1-a- A un volume  $V$  d'une solution aqueuse ( $S_1$ ) de fluorure d'hydrogène  $HF$ , on ajoute un même volume d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) de méthylamine  $CH_3NH_2$ . La constante d'équilibre relative à l'équation qui symbolise la réaction qui a eu lieu est  $K=3,16 \cdot 10^7$ . Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu. Cette réaction peut-elle être considérée comme totale, limitée ?

b- Comparer la force de l'acide fluorhydrique à celle de l'ion méthylammonium. Calculer le  $pK_a$  du couple  $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$ . On donne  $pK_b(HF / F^-)=10,8$ .

2- La solution aqueuse ( $S_2$ ) de méthylamine  $CH_3NH_2$  a pour concentration  $C_2=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Calculer le  $pK_a$  du couple  $H_2O/OH^-$ . Exprimer et calculer la constante d'équilibre de la réaction de méthylamine avec l'eau. Dire si le méthylamine est une base faible ou forte ? La mesure du pH de cette solution donne 11,3. Cette mesure confirme-t-elle le résultat précédent ?

### Exercice 7

1-a- Définir une base selon la théorie de Bronsted.

b- Soit la base de formule chimique  $ClO^-$ , établir la relation reliant  $K_a$  sa constante d'acidité  $K_a$ , sa constante de basicité  $K_b$  et le produit ionique  $K_e$  de l'eau.

2- a- Compléter le tableau suivant en indiquant la formule de la base ou de l'acide conjugué de chacun des acides et en calculant les valeurs de  $K_b$  et du  $pK_a$ .

Composé acide	$NH_3$	.....	$HCOOH$	$HNO_2$
Base conjuguée	.....	$ClO^-$	$HCOO^-$	.....
$pK_a$	.....	7,5	.....	3,3
$K_b$	$6,310^{-10}$	$3,1610^{-7}$	$6,310^{-11}$	.....

b- Classer ces couples acides bases par force de basicité décroissante.

3-a- L'acide  $NH_3$ , de constante d'acidité  $K_{a1}$ , réagit avec la base conjuguée de  $HCOOH$  de constante d'acidité  $K_{a2}$ . Ecrire l'équation de cette réaction.

b - Exprimer sa constante d'équilibre  $K$  en fonction des concentrations molaires. Montrer qu'elle s'écrit  $K = 10^{pK_{b1} + pK_{a2} - pK_e}$ . Calculer sa valeur. Comparer la force de deux acides.

c - Si on part d'un mélange équimolaire contenant  $n_0 = 10^{-2} \text{ mol}$  de chaque espèce (réactifs et produit), quel volume  $V$  de gaz  $NH_3$  faut-il dissoudre dans un litre du mélange, pour que la réaction évolue spontanément dans le sens direct ?

### Exercice 8

I- Pour un couple acide-base  $AH/A^-$  correspond deux constantes d'équilibre  $K_a$  et  $K_b$ .

1- Qu'appelle t-on chacune de ses constantes ?

2- Etablir les expressions de ces deux constantes en fonction des concentrations.

3- Etablir la relation liant  $K_a$ ,  $K_b$  et  $K_e$  (produit ionique de l'eau).

II- On considère la réaction suivante :  $HNO_2 \text{ Acide1} + HCO_2^- \longrightarrow NO_2^- + HCO_2H \text{ acide2}$

1- Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide-base. Quels sont les couples acide-base mis en jeu

2- a- Exprimer la constante d'équilibre  $K$  de la réaction en fonction de  $K_{a1}$  et  $K_{a2}$ .

b-  $HNO_2/NO_2^-$  :  $pK_{a1}=3,3$  ;  $HCO_2H/ HCO_2^-$  :  $pK_{b2}=10,25$  ,  $pK_e=14$ . Donner valeur de  $K$ .

c- Comparer les forces des acides et celles des bases des couples mis en jeu dans la réaction.

3-On considère un système chimique contenant :  $0,1 \text{ mol}$  de  $HNO_2$ ,  $0,2 \text{ mol}$  de  $HCO_2H$ ,  $0,5 \text{ mol}$  de  $HCO_2^-$  et  $0,4 \text{ mol}$  de  $NO_2^-$ . Le système est-il en équilibre ? Si non dans quel sens évolue-t-il ? Justifier.

