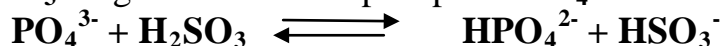


Exercice 1

L'acide sulfureux H_2SO_3 réagit avec les ions phosphate PO_4^{3-} selon la réaction d'équation :



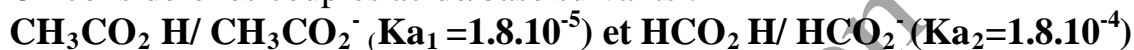
- 1- Montrer que cette réaction est une réaction acide-base.
- 2- Dégager les deux couples acide-base mis en jeu et écrire leurs équations formelles
- 3- Ecrire l'expression de la constante d'équilibre relative à cette réaction.

Exercice 2

- 1- Soit les couples mis en jeu au cours de réaction **R** : C_1 : $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; C_2 : $\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$
- a- Ecrire l'équation de réaction **R**₁ qui se produit entre NH_4^+ et la forme base du couple C_2 .
 - b- Ecrire l'équation de réaction de forme acide du couple C_1 avec l'eau. Déduire l'expression de constante Ka_1 du couple C_1 . Donner l'expression de la constante d'acidité Ka_2 du couple C_2 .
 - c- Exprimer la constante d'équilibre **K** de la réaction **R** en fonction de pKa_1 et pKa_2 .
- 2- La constante d'équilibre **K** de la réaction **R** est égale à $1,27 \cdot 10^{-6}$. Donner la valeur de pKa_2 , sachant que $\text{pKa}_1 = 9,2$. Comparer les forces des formes basiques des couples C_1 et 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 HCO_2H , des bases CH_3CO_2^- et 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 Ka_1 .
- 3-a- Ecrire l'équation chimique de la réaction limitée entre $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et CH_3CO_2^- .
- b- Exprimer sa constante d'équilibre **K** en fonction de Ka_1 et Ka_2 . Calculer sa valeur.
- 4- A la température $\theta = 25^\circ\text{C}$, on réalise un système chimique formé par **1 mol** de HCO_2^- , **1 mol** de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, **2.4 mol** de HCO_2H et **0.6 mol** de CH_3CO_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. Ka_1 et Ka_2 , constante d'acidité des deux couples mis en jeu. Exprimer **K** en fonction de Ka_1 et 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 K_a , K_b et K_e d'un couple acide-base AH/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 hydrogénocarbonate 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 $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$. On donne $\text{p}K_b(\text{HF} / \text{F}^-)=10,8$.

2- La solution aqueuse (S_2) de méthylamine CH_3NH_2 a pour concentration $C_2=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le $\text{p}K_a$ du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$. 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 $\text{p}K_a$.

Composé acide	NH_3	HCOOH	HNO_2
Base conjuguée	ClO^-	HCOO^-
$\text{p}K_a$	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 $K = 10^{\text{p}K_{b1} + \text{p}K_{a2} - \text{p}K_e}$. 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 : $\text{HNO}_2 \text{ Acide1} + \text{HCO}_2^- \longrightarrow \text{NO}_2^- + \text{HCO}_2\text{H} \text{ acide2}$

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- $\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$: $\text{p}K_{a1}=3,3$; $\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$: $\text{p}K_{b2}=10,25$, $\text{p}K_e=14$. 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.