

**Série de chimie**  
**Thème : acide base**  
**Niveau : 4<sup>ième</sup>.Sc exp+Sc T+M**  
 On donne :  $K_e=10^{-14}$  à 25°C

**Exercice n°1 :**

**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 :  $HNO_2 + HCO_2^- \longrightarrow NO_2^- + HCO_2H$   
Acide 1 acide2

- 1) Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide-base.
- 2) Quels sont les couples acide-base mis en jeu au cours de la réaction ?
- 3) a- Exprimer la constante d'équilibre  $K$  de la réaction en fonction de  $K_{a1}$  et  $K_{a2}$ .  
 b- On donne :  $HNO_2/NO_2^-$  :  $pK_{a1}=3,3$  ;  $HCO_2H/HCO_2^-$  :  $pK_{b2}=10,25$  et  $pK_e=14$ .  
 Déterminer la valeur de  $K$ .  
 c- Comparer les forces des acides et celles des bases des couples mis en jeu dans la réaction.
- 4) On considère un système chimique contenant : 0,1 mol de  $HNO_2$ , 0,2 mol de  $HCO_2H$ , 0,5 mol de  $HCO_2^-$  et 0,4 mol de  $NO_2^-$ . Le système est-il en équilibre ? Si non dans quel sens évolue-t-il ? Justifier.

**Exercice n°2 :**

On considère les couples acide/base suivants :  $A_1/CH_3NH_2$  de  $pK_{a1}=10,7$  et  $(C_6H_5OH/B_2)$  de  $pK_{a2}=10$

- 1) Donner les formules de  $A_1$  et  $B_2$  et comparer les forces des acides des deux couples.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de la méthylamine  $CH_3NH_2$  avec l'eau. Calculer la valeur de constante d'équilibre  $K_1$  de cette réaction.
- 3)
  - a. Calculer la constante d'équilibre  $K$  de la réaction entre  $CH_3NH_2$  et  $C_6H_5OH$ .
  - b. On mélange, en solution aqueuse, 0,1 mol de chacune des entités des deux couples. Calculer les quantités de  $CH_3NH_2$  et de  $A_1$  à l'équilibre chimique.
  - c. Déduire la molarité de  $H_3O^+$  dans la solution obtenue.
- 4) La réaction entre  $CH_3NH_2$  et l'acide  $NH_4^+$  a une constante d'équilibre  $K_2=31,6$ . Comparer les forces des acides  $C_6H_5OH$  et  $NH_4^+$ .
- 5) On mélange 0,1 mol de  $C_6H_5OH$ , 0,2 mol de  $NH_3$ , 0,2 mol de  $C_6H_5O^-$  et 0,1 mol de  $NH_4^+$ . Dans quel sens le système évolue-t-il spontanément ?

**Exercice n°3 :**

1) Recopier et compléter le tableau suivant :

Acide	Base conjuguée
$HCO_3^-$	.....
.....	$NO_2^-$

- 2)
  - a. On donne :  $pK_{a1}=10,3$  du couple acide/base auquel appartient l'acide  $HCO_3^-$ , et du couple acide/base auquel appartient la base  $NO_2^-$  est  $pK_{a2}=3,3$ . Comparer en justifiant la force de la base conjuguée de l'acide  $HCO_3^-$  à celle de la base  $NO_2^-$
  - b. Ecrire en justifiant l'expression de la constante d'acidité  $K_{a2}$ .
- 3)
  - a. Ecrire l'équation de la réaction ayant lieu entre les ions hydrogénocarbonate  $HCO_3^-$  et les ions nitrite  $NO_2^-$
  - b. Calculer la valeur de la constante d'équilibre  $K$  de la réaction précédente. Déduire si la réaction est possible, le résultat confirme t-il celui de la question (2-a) ? Justifier.

### Exercice n°4

On verse **0,1 mol** d'acide éthanoïque pur dans de l'eau pour obtenir **500 mL** d'une solution notée  $S_0$ .  
On souhaite obtenir  $V = 1 \text{ L}$  de solution  $S$  de concentration  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

1) On donne la liste du matériel disponible : béchers et erlenmeyers de diverses capacités, pipettes jaugées de **10 mL** et **20 mL** avec son système de pipetage, fioles jaugées de **50 mL**, **100 mL** et **1000 mL**.

Indiquer le protocole expérimental à suivre pour réaliser la solution  $S$  à partir de  $S_0$ .

2) Ecrire l'équation de la réaction chimique entre l'acide éthanoïque et l'eau.

3)

a. Dresser un tableau d'avancement de la transformation de  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  d'acide éthanoïque dans un volume d'eau tel qu'on obtient  $V = 1 \text{ L}$  de solution  $S$ .

On notera  $x_{\text{éq}}$  l'avancement à l'équilibre.

b. L'avancement  $x_{\text{éq}}$  à l'équilibre est  $1,61 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

En déduire les valeurs numériques des concentrations  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}}$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$  à l'équilibre.

Quelle est la concentration de l'acide éthanoïque  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}$  à l'équilibre ?

c. Donner l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple acide éthanoïque / ion éthanoate et la calculer. En déduire le  $\text{p}K_a$  de ce couple.

### Exercice n°5:

On donne :

Couple	$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$	$\text{NH}_3\text{OH}^+/\text{NH}_2\text{OH}$	$\text{HOCN}/\text{B}$	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
$K_a$	$10^{-7,04}$	$10^{-6}$	$10^{-3,66}$	$10^{-9,25}$	$10^{1,74}$

1°) Donner la formule de la base conjugué (**B**) de l'acide  $\text{HOCN}$ .

2°) a- Montrer que  $\text{H}_2\text{S}$  est acide faible.

b- Donner l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple ( $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$ ).

c- Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide  $\text{H}_2\text{S}$  dans l'eau.

3°) Classifier les couples acide base du tableau par ordre de force d'acidité croissante.

4°) a- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide sulfhydrique  $\text{H}_2\text{S}$  avec la base nitrique  $\text{NH}_2\text{OH}$ .

b- Donner l'expression de la constante d'équilibre  $K$  correspondante à cette réaction.

c- Montrer que  $K = 10^{-1,04}$ .

d- Comparer, alors, les forces des bases des deux couples :  $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$  et  $\text{NH}_3\text{OH}^+/\text{NH}_2\text{OH}$ .

### Exercice n°6 :

Couples acide base:  $\text{CH}_3\text{CCOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$  ( $\text{p}K_a = 4, 7$ );  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  ( $\text{p}K_a = 9, 2$ )

1. Soit une solution  $S_1$  d'acide éthanoïque de concentration  $C_1 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ .

a-/ Compléter le tableau descriptif qui concerne l'évolution du système siège de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau

Équation de la réaction	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots + \dots$				
Etat de système	Avancement $x$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	Concentration ( $\text{mol.L}^{-1}$ )			
Etat initial	0				
Etat intermédiaire	$x$				
Etat final	$x_f$				

b-/Exprimer et calculer la constante associée à l'équation de cette réaction.

c-/Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible dans l'eau.

d-/Montrer que le taux d'avancement volumique final s'écrit :  $\tau_f = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$

PROF: TRAYIA NABIL

e-/La mesure du pH de cette solution est 3,2. Confirme t-elle le résultat trouvé ?

2. Soit une solution  $S_2$  d'ammoniac de concentration  $C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

a-/ Compléter le tableau descriptif qui concerne l'évolution du système siège de la réaction entre l'ammoniac et l'eau

Équation de la réaction	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$			
Etat de système	Avancement $x$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	Concentration ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		
Etat initial	0			
Etat intermédiaire	$x$			
Etat final	$x_f$			

b-/ Exprimer et calculer la constante associée à l'équation de cette réaction.

c-/ Montrer que le taux d'avancement volumique final s'écrit :  $\tau_f = \frac{10^{\text{pH}-\text{pK}_e}}{C}$

d-/ Montrer que l'ammoniac est une base faible dans l'eau.

e-/ La mesure du pH de cette solution est 10,6. Confirme t-elle le résultat trouvé ?

3. A un volume  $V$  de solution  $S_1$ , on ajoute le même volume de solution  $S_2$ .

$\alpha$  . Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.

$\beta$  . Calculer la constante d'équilibre associée.

$\chi$  . Montrer que l'on peut considérer la réaction comme totale.

**Exercice n°7 :**

Les mesures sont effectuées à  $25^\circ\text{C}$  température pour laquelle on a :  $\text{pK}_e=14$  et  $\text{pK}_b(\text{HF}/\text{F}^-) = 10,8$ .

1) 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 éthylamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ .

La constante d'équilibre relative à l'équation chimique qui symbolise la réaction qui a eu lieu est  $K=3,16.10^7$ .

a . Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu. Cette réaction est-elle pratiquement totale ou limitée ?

b . Comparer la force de l'acide fluorhydrique à celle de l'ion méthylammonium.

c . Calculer le  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ .

2) La solution aqueuse ( $S_2$ ) de méthylamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  a pour concentration  $C_2=1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

a . Calculer le  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ .

b . 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 dans l'eau ?

c . La mesure du pH de cette solution donne 11,4. Cette mesure confirme-t-elle le résultat précédent ?

PROF: TRAYIA NABIL