

Série de chimie
Thème : acide base
Niveau : 4^{ième}.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 éthanóïque 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 éthanóïque et l'eau.

3)

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

On notera x_{eq} l'avancement à l'équilibre.

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

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

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

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

Exercice n°5:

On donne :

Couple	$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$	$\text{NH}_3\text{OH}^+/\text{NH}_2\text{OH}$	HOCN/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 HOCN .

2°) a- Montrer que H_2S 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 H_2S dans l'eau.

3°) Classer 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 H_2S avec la base nitrique NH_2OH .

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 éthanóïque 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 éthanóïque et l'eau

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

α . Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.

β . Calculer la constante d'équilibre associée.

χ . Montrer que l'on peut considérer la réaction comme totale.

Exercice n°7 :

Les mesures sont effectuées à 25°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 CH_3NH_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 pK_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$.

2) La solution aqueuse (S_2) de méthylamine CH_3NH_2 a pour concentration $C_2=1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

a . Calculer le 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

