



### pH des solutions aqueuses

#### Exercice N° - 1 -

On donne  $K_e = 2,5 \cdot 10^{-13}$  à  $80^\circ\text{C}$ .

- 1°) Une solution aqueuse, à cette température, de  $\text{pH} = 6,5$  ; est-elle acide ou basique ?
- 2°)  $200 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse contiennent  $10^{-4} \text{ mol}$  d'ions  $\text{OH}^-$  . Quel est son  $\text{pH}$  à  $80^\circ\text{C}$  ?
- 3°) Le  $\text{pH}$  d'une solution aqueuse est  $4,7$  à  $80^\circ\text{C}$ . En déduire la concentration de  $[\text{OH}^-]$ .

#### Exercice N° - 2 -

On prépare à  $25^\circ\text{C}$ , deux solutions de concentration molaire  $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , l'une d'un acide  $\text{A}_1\text{H}$ , l'autre d'un acide  $\text{A}_2\text{H}$ . Les  $\text{pH}$  des deux solutions sont respectivement :  $4,7$  et  $3,9$ .

1- Quel est l'acide le plus fort ?

2-  
a- Calculer les concentrations de différentes espèces, autres que l'eau, présentes dans les deux solutions.

b- Calculer le taux d'avancement final  $\tau_1$  pour l'acide  $\text{A}_1\text{H}$  et  $\tau_2$  pour l'acide  $\text{A}_2\text{H}$ .

c- Comparer  $\tau_1$  et  $\tau_2$  et retrouver l'acide le plus fort.

3-  
a- En déduire les constantes  $K_a$  et  $\text{p}K_a$  de ces deux acides.

b- Retrouver l'acide le plus faible en comparant les valeurs des  $\text{p}K_a$ .

#### Exercice N° - 3 -

On prépare à  $25^\circ\text{C}$ , deux solutions de concentration molaire  $C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ , l'une d'une base  $\text{B}_1$ , l'autre d'une base  $\text{B}_2$ . Les  $\text{pH}$  des deux solutions sont respectivement :  $9,8$  et  $11,2$ .

1- Quel est la base la plus forte ?

2-  
a- Calculer les concentrations de différentes espèces, autres que l'eau, présentes dans les deux solutions.

b- Calculer le taux d'avancement final  $\tau_1$  pour la base  $\text{B}_1$  et  $\tau_2$  pour la base  $\text{B}_2$ .

c- Comparer  $\tau_1$  et  $\tau_2$  et retrouver la base la plus forte.

3-  
a- En déduire les constantes  $K_a$  et  $\text{p}K_a$  des deux couples correspondants.

b- Retrouver la base la plus faible en comparant les valeurs des  $\text{p}K_a$ .

#### Exercice N° - 4 -

En dissolvant chacune des trois bases  $\text{B}_1$ ,  $\text{B}_2$  et  $\text{B}_3$  dans l'eau distillée, on prépare respectivement trois solutions aqueuses basiques ( $\text{S}_1$ ), ( $\text{S}_2$ ) et ( $\text{S}_3$ ) de concentrations initiales identiques  $C_1 = C_2 = C_3$ . On oublie de coller une étiquette portant le nom de la solution sur chaque flacon !

Seule l'une des bases correspond à une base forte (l'hydroxyde de sodium **NaOH**). Chacune des deux autres bases étant faible.

Pour identifier chaque solution, on mesure son **pH** et on porte les résultats dans le **tableau** suivant :

	<b>(S<sub>1</sub>)</b>	<b>(S<sub>2</sub>)</b>	<b>(S<sub>3</sub>)</b>
<b>pH</b>	<b>11,1</b>	<b>13</b>	<b>10,6</b>

- 1-
- a- Classer les bases **B<sub>1</sub>** ; **B<sub>2</sub>** et **B<sub>3</sub>** par ordre de force croissante, justifier le choix adopté.
  - b- En déduire celle des trois bases qui correspond à **NaOH**, déterminer la valeur de la concentration de sa solution.

- 2-
- a- Exprimer le **pKa** d'une solution de base faible **B** faiblement ionisée en fonction de son **pH**, de sa concentration initiale **C** et du **pKa**.

**B** est l'une des deux bases faibles utilisées dans l'expérience décrite ci-dessus.

On supposera que, suite à la dissolution, la concentration de la base restante est pratiquement égale à **C**.

- b- Calculer le **pKa** de chacune des deux bases faibles.
- c- Identifier chacune des deux bases faibles en utilisant la liste des valeurs de **pKa** de quelques bases consignées dans le tableau suivant :

	<b>Aziridine</b>	<b>Morphine</b>	<b>Ammoniac</b>	<b>Ephédrine</b>	<b>Ethylamine</b>
<b>pH</b>	<b>8,01</b>	<b>8,21</b>	<b>9,25</b>	<b>9,96</b>	<b>10,7</b>

### Exercice N° - 5 -

1- A **25°C** le **pH** d'une solution aqueuse d'acide monochloro éthanoïque **CH<sub>3</sub>ClCOOH** est égal à **2,1**. Le **pKa** couple **CH<sub>3</sub>ClCOOH/ CH<sub>3</sub>ClCOO<sup>-</sup>** est égal à **2,9**.

a- Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'acide monochloro éthanoïque dans l'eau.

b- Enumérer les espèces chimiques, autres que l'eau, présentes dans cette solution.

c- Calculer les concentrations des entités chimiques précédentes.

d- Déduire des résultats précédents la concentration molaire de la solution en acide monochloro éthanoïque.

e- Quel volume d'eau faut-il ajouter à **100 mL** de la solution précédente pour obtenir une solution de **pH** égal à **2,9**.

2- Une solution aqueuse d'acide éthanoïque **CH<sub>3</sub>COOH** de concentration molaire **C = 0,5 mol.L<sup>-1</sup>** a un **pH** égal à **3**.

a- Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.

b- Calculer le taux d'avancement final de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau et les concentrations des différentes entités chimiques, autres que l'eau, présentes dans la solution.

3- A **V<sub>1</sub> = 10 mL** d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire **C<sub>1</sub> = 0,5 mol.L<sup>-1</sup>**. Le **pH** du mélange obtenu est égal à **4,7**.

a- Calculer la concentration de chaque entité chimique présente dans la solution aqueuse obtenue.

b- En déduire le **pKa** du couple acide-base **CH<sub>3</sub>COOH/ CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>**.

4- Déterminer la constante d'équilibre relative à la réaction entre l'acide monochloro éthanoïque et l'ion éthanoate.