

**Exercice n°1 :**

1. Donner la définition d'un acide, d'une base.
2. Définir un couple acide/base
3. Donner les formules chimiques des bases conjuguées des acides suivants :  
a) H-COOH b) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-COOH c) HCN d) HF e) HNO<sub>2</sub> f) H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>
4. Donner les formules chimiques des acides conjugués des bases suivantes :  
a) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>-NH<sub>2</sub> b) OH<sup>-</sup> c) ion sulfure S<sup>2-</sup> d) H<sub>2</sub>O e) CH<sub>2</sub>Cl-COO<sup>-</sup> f) H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>
4. Écrire les réactions d'ionisation avec l'eau des acides et bases suivants :  
H-COOH, C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-COOH, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>-NH<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>-COO<sup>-</sup>

**Exercice n°2 :**

On dissout un volume  $v = 2,24$  L de gaz ammoniac NH<sub>3</sub> dans  $V = 0,5$  L d'eau .

1. Écrire l'équation de dissolution sachant que l'ammoniac est une base et calculer la concentration  $c$  de la solution d'ammoniaque.
2. On mesure le pH et on trouve :  $\text{pH} = 11,25$  .
  - 2.1. La base est-elle forte ou faible ?
  - 2.2. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes .
  - 2.3. En déduire le degré d'ionisation, c'est à dire le pourcentage de molécules qui se sont ionisées au contact de l'eau.

**Exercice n°3 :**

Une solution aqueuse d'un acide HA , de molarité  $c = 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup> , possède une valeur mesurée au pH-mètre :  $\text{pH} = 4,5$  .

1. L'acide est-il fort ou faible ? Justifier
2. Écrire la réaction d'ionisation avec l'eau ?
3. Calculer les concentrations de toutes les espèces présentes en solution .
4. En déduire le degré d'ionisation.

**Exercice n°4 :**

On dissout 10 mmol d'acide éthanoïque dans 100 mL d'eau.

1. Quelle est la concentration molaire  $C_s$  de la solution si on la dilue de 10 ?
2. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau. Donner l'expression de sa constante d'équilibre  $K_a$ .
3. Le pH de la solution est égal à 2,9. Calculer la concentration molaire  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .
4. Calculer le degré d'ionisation  $\alpha$  de cette réaction et sa constante d'équilibre  $K_a$ .

**Exercice n°5 :**

On considère une solution aqueuse de l'amine B de concentration initiale  $C$  de masse molaire 31g/mol

1. Écrire l'équation bilan de la réaction de B avec l'eau
  2. En supposant que la valeur de  $C$  est telle  $[\text{OH}^-] \ll C$ , démontrer que le pH de cette solution est donné par la relation :  $\text{pH} = 7 + 1/2 (\text{p}K_a + \log C)$ .
  3. En déduire la valeur du pH d'une solution à  $10^{-1}$  mol. L<sup>-1</sup> de l'amine.
- Le  $\text{p}K_a$  du couple acide/base auquel appartient B vaut :  $\text{p}K_a = 10,7$ .

**Exercice n°6 :**

On souhaite étudier le couple acido-basique ion éthylammonium/éthylamine (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup> / C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub>) noté ensuite BH<sup>+</sup>/B.

- 1) Écrire l'équation-bilan de la réaction de l'eau sur le chlorure d'éthylammonium.
- 2) On place dans un bécher un volume  $V_a = 50$  mL d'une solution de chlorure d'éthylammonium de concentration  $C_a = 4 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>. On ajoute à l'aide d'une burette un volume  $V_b$  d'une solution aqueuse d'éthylamine de concentration  $C_b = 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup>. On relève à chaque fois le pH.  

V (mL)	5	10	15	20	25	30	35
Ph	10,1	10,4	10,5	10,7	10,8	10,9	11,0
- 2.a- Tracer la courbe  $\text{pH} = f(\log [B]/[BH^+])$  et déterminer son équation.
- 2.b- En déduire la valeur du  $\text{p}K_a$  du couple BH<sup>+</sup>/B.

**Exercice n°7 :**

Trois solutions aqueuses ont même pH.

A contient 0,03 mol.L<sup>-1</sup> de CH<sub>3</sub>CHCl-CO<sub>2</sub>H (acide 2-chloropropanoïque)

B contient 0,6 mol.L<sup>-1</sup> de ClCH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CO<sub>2</sub>H (acide 3-chloropropanoïque)

C contient 0,007 mol.L<sup>-1</sup> de HCl.

1. Quel est le pH commun à A, B et C ?

2. Calculer le taux de dissociation  $\alpha$  pour chaque acide

3. Calculer  $K_a$  et  $pK_a$  pour A et B

### Exercice n°8 :

On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$  de concentration molaire volumique  $C_a = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . (On posera  $pC_a = -\log C_a$  et  $C_a = 10^{pC_a}$ ). La constante d'acidité de cet acide est  $K_a = 6,31 \cdot 10^{-5}$ .

1) Calculer le  $pK_a$  de cet acide ainsi que le  $pC_a$ .

2) En considérant que la quantité de matière d'ions  $OH^-$  présents est négligeable devant celle des ions  $H_3O^+$  d'une part et puis d'autre part  $C_a$  très grande devant  $[H_3O^+]$ , Montrer que  $[H_3O^+] = (K_a C_a)^{1/2}$ ; en déduire l'expression du pH de la solution et le calculer.

3) Définir le degré d'ionisation d'un acide. Le calculer pour la solution benzoïque.

4) On considère, de façon plus générale, un acide de formule  $AH$ , de concentration molaire volumique  $C_a$  et de constante d'acidité  $K_a$ .

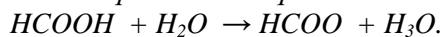
4.a- En posant  $x = [H_3O^+]$ , établir l'équation :  $x^2 + K_a x - K_a C_a = 0$

4.b- Dans le cas où la concentration est très inférieure à  $K_a$  ( $C_a/K_a \ll 1$ ), montrer que  $[H_3O^+] = C_a$  et en déduire une expression simple du pH. Que vous suggère ce résultat ?

4.c- Dans le cas inverse ( $C_a/K_a \gg 1$ ), montrer que :  $pH = 1/2 (pK_a + pC_a)$ . Conclure

### Exercice n°9 :

1. L'acide méthanoïque  $HCOOH$  (ou acide formique) réagit de façon limitée avec l'eau selon l'équation chimique :



1.1. Donner les deux couples acide/base mis en jeu.

1.2. Exprimer la constante d'équilibre  $K$  associée à l'équation de cet équilibre chimique. Comment la nomme-t-on ?

1.3. On place dans un bécher  $V_1 = 100 \text{ mL}$  de solution d'acide méthanoïque de concentration molaire en soluté apporté  $c_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . La mesure du pH de la solution, à  $25^\circ C$ , donne  $pH = 3,1$ .

Exprimer, en le justifiant, l'avancement maximal théorique de la transformation chimique entre l'acide et l'eau.

1.4. Déterminer les expressions littérales, en fonction de  $V_1$ ,  $c_1$  et de  $pH$ , des concentrations molaires volumiques finales en ions méthanoate, oxonium et en acide méthanoïque.

1.5. Calculer les valeurs de ces concentrations. Vérifier que la valeur de la constante d'acidité est égale à  $1,5 \cdot 10^{-4}$ .

### Exercice n°10 :

Justification à posteriori d'approximations implicites pour la simplification des équations

Solutions	Acides	Formules	Constantes d'acidité	$pK_a$	Concentrations
$S_1$	éthanoïque	$CH_3COOH$	$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-5}$	$pK_1 = 4,8$	$\left. \begin{array}{l} \bar{C}_1 \\ \bar{C}_2 \end{array} \right\} \text{ Dans le mélange } S_1 + S_2$
$S_2$	benzoïque	$C_6H_5COOH$	$K_2 = 6,3 \cdot 10^{-5}$	$pK_2 = 4,2$	

Remarques préliminaires :  $\Delta pK < 3$ ,  $S_1$  et  $S_2$  sont des acides faibles de forces comparables.

Ainsi, les ions  $H_3O^+$  en provenance de  $S_1$  et  $S_2$  seront en quantités comparables dans le mélange. Par ailleurs, on négligera la dissociation de l'eau ; ce qui permettra de négliger  $[OH^-]$  devant les autres concentrations dans l'expression de l'électroneutralité

$\frac{\bar{C}_1}{K_1} > 10^2$  et  $\frac{\bar{C}_2}{K_2} > 10^2$  et , les acides sont faiblement dissociés et on fera les approximations suivantes :

$$\bar{C}_1 \approx [CH_3COOH] \text{ et } \bar{C}_2 \approx [C_6H_5COOH]$$

$\bar{C}_1 = 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  et  $\bar{C}_2 = 2 \bar{C}_1$  sont les concentrations molaires volumiques respectives dans le mélange de  $S_1$  et  $S_2$ .

1) Tenant compte de ces remarques préliminaires, démontrer que :  $[H_3O^+] = \sqrt{K_1 \bar{C}_1 + K_2 \bar{C}_2}$

2) Déduire le pH du mélange. Le fait d'avoir négligé  $[OH^-]$  devant les autres concentrations se justifie-t-il à posteriori ?