

EXERCICES

Chapitre 10 – Forces des acides et des bases

Exercice 1 Calcul du pH de l'eau pure

- (1) Ecrire la réaction d'autoprotolyse de l'eau ainsi que sa constante d'équilibre. Quel est son nom ?
- (2) Que peut-on dire des concentrations $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$?
- (3) En déduire l'expression de $[H_3O^+]$ en fonction de K_e .
- (4) Quel est le pH de l'eau pure ?
- (5) Est-ce que l'eau pure existe ?

Exercice 2 K_a et relation équivalente

- (1) Donner les 2 couples de l'eau.
- (2) Ecrire la réaction entre un acide AH et l'eau, ainsi que la constante d'équilibre associée. Comment s'appelle-t-elle ?

- (3) Etablir la relation $pH = pK_a + \log([A^-]/[AH])$. On rappelle que $\log(ab) = \log a + \log b$.

Exercice 3 pH d'une base forte

- (1) Citer les 2 couples de l'eau.
- (2) On met une base forte A^- , de concentration en soluté apporté C dans l'eau. On note V le volume de solution. Ecrire la réaction la base forte et l'eau.
- (3) Déterminer la constante d'équilibre de la réaction à l'aide de K_a et de K_e .
- (4) Dresser un tableau d'avancement si nécessaire. A l'état final, quel est le lien entre $[HO^-]$ et C ?
- (5) Exprimer $[H_3O^+]$ en fonction de K_e et C .
- (6) En déduire la valeur du pH d'une solution de base forte.
- (7) L'ion éthanolate $C_2H_5O^-$ est une base forte. Quel est le pH d'une solution d'ion éthanolate de concentration $1.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 4 Acide fort ou faible ?

On prépare 100.0 mL d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH de concentration en soluté apporté $C = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Après agitation, on mesure un pH de 2.9.

- (1) Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer le taux de réaction.
- (2) Quel type d'acide est HCOOH ?
- (3) Calculer sa constante d'acidité et son pKa.

Exercice 5 Base forte ou faible ?

On prépare 100.0 mL d'une solution aqueuse d'ammoniaque NH_3 , de concentration en soluté apporté $C = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Après agitation, on mesure un pH de 10.6.

- (1) Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer le taux de réaction.
- (2) Quel type de base est NH_3 ?
- (3) Calculer sa constante d'acidité et son pKa.

Exercice 6 Comparaison de bases faibles

L'ion hypochlorite ClO^- , l'hydroxylamine NH_2OH et l'ammoniaque NH_3 sont 3 bases faibles dans l'eau.

On donne les pKa des différents couples à 25°C : $HClO/ClO^-$: 10.7 ; NH_3OH^+/NH_2OH : 6.0 et NH_4^+/NH_3 : 9.2.

- (1) Comparer la force de ces 3 bases faibles dans l'eau.

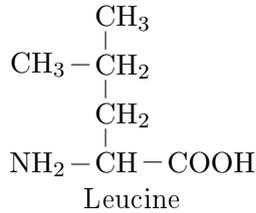
On considère une solution aqueuse d'hydroxylamine de volume $V = 200.0 \text{ mL}$ dont le pH est 8.7 avec une concentration en soluté apporté $C = 2.3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- (2) Tracer le diagramme de prédominance, puis identifier l'espèce majoritaire.
- (3) Ecrire l'équation de la réaction chimique. Dresser le tableau d'avancement.
- (4) Calculer les concentrations $[NH_3OH^+]$ et $[NH_2OH]$.
- (5) Déterminer le taux d'avancement de la réaction.

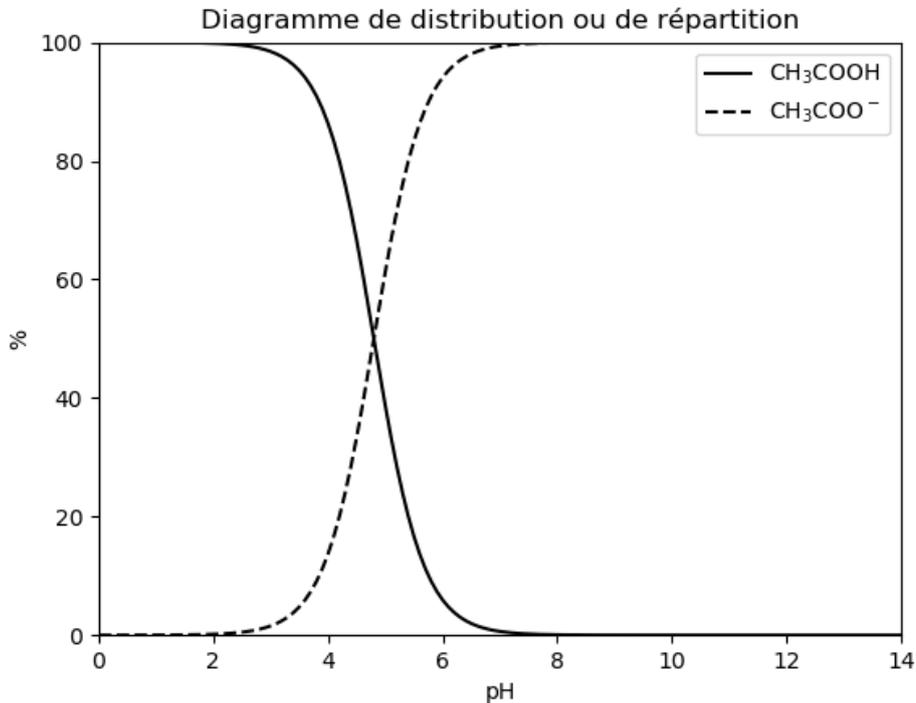
Exercice 7 Calcul du pH d'un acide faible

On considère une solution d'acide faible de concentration en soluté apporté de $C = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de pKa 4. Calculer son pH à l'aide de la constante d'équilibre.

Il faudrait normalement prendre en compte toutes les réactions présentes (donc l'autoprotolyse de l'eau). On vérifiera a posteriori que ce n'était pas nécessaire de la prendre en compte si on trouve un pH inférieur à 6.5.

Exercice 8 La leucine, un acide α -aminé

- (1) Est-ce un acide alpha-aminé ? Pourquoi ?
- (2) Est-ce que cette molécule existe sous cette forme dans la nature ?
- (3) Donner la formule chimique de l'amphion correspondant.
- (4) Donner un synonyme d'amphion.
- (5) Faire le diagramme de prédominance de la leucine sachant qu'il y a deux pKa de valeur 2.4 et 9.9.

Exercice 9 Diagramme de répartition

(1) On note AH l'acide éthanoïque de pKa 4.8. Pour quelle valeur de pH a-t-on $[AH] = [A^-]$ d'après ce graphique ?

(2) D'après ce graphique, dans quelle zone a-t-on plus de 91% d'acide éthanoïque ?

(3) Donner la relation équivalente à la constante d'acidité Ka. Retrouvez-vous le résultat de la question précédente ?

(4) D'après ce graphique, dans quelle zone a-t-on plus de 91% d'ion éthanoate ?

(5) Donner la relation équivalente à la constante d'acidité Ka. Retrouvez-vous le résultat de la question précédente ?

(6) Représenter le diagramme de prédominance correspondant à ce graphique.

Exercice 10 Préparation ECE

Protocole :

- On dissout un comprimé d'aspirine contenant 500 mg d'acide acétylsalicylique dans une fiole jaugée de 200.0 mL (solution S).
- Ajouter à la solution S, avec la burette graduée, $V_b = 10.0$ mL de soude de concentration $C_b = 0.10$ mol.L⁻¹. Mesurer le pH de la solution.
- Poursuivre les ajouts de soude de 2.0 mL en 2.0 mL jusqu'à 20.0 mL. Mesurer le pH à chaque ajout. Les valeurs obtenues sont dans le tableau ci-contre.

V_b (L)	pH
0.010	3.3
0.012	3.4
0.014	3.5
0.016	3.6
0.018	3.8
0.020	3.9

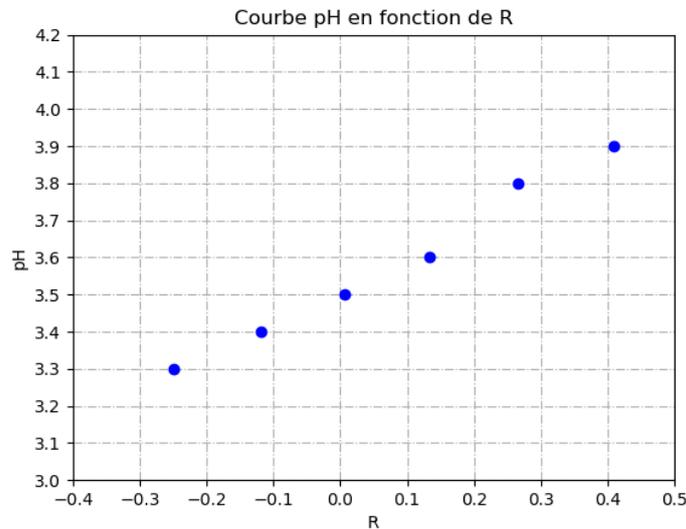
```
import matplotlib.pyplot as plt
from numpy import log10, arange
Vb = [x          for x in arange(10, 21, 2.0)]
pH = [          ]
R = []
for i in Vb :
    R.append(log10(0.1*i/(0.5/180.0-0.1*i)))
plt.title("Courbe pH en fonction de R")
plt.xlabel("R")
plt.ylabel("pH")
plt.axis(xmin=-0.4,xmax=0.5,ymin=3,ymax=4.2)
plt.xticks(arange(-0.4,0.6,0.1))
plt.yticks(arange(3,4.2,0.1))
plt.grid(linestyle="-.")
plt.plot(R,pH,"bo")
plt.show()
```

Pour comprendre ce que fait la fonction `arange()`, on pourra s'aider du document ci-dessous :

```
$ from numpy import arange
$ print(arange(1,2,0.1))
[1.  1.1 1.2 1.3 1.4 1.5 1.6 1.7 1.8 1.9]
```

L'équation de la réaction est : $\text{AH} + \text{HO}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$.

Le pH du mélange est : $\text{pH} = \text{pKa} + R$ avec $R = \log\left(\frac{C_b V_b}{m/M - C_b V_b}\right)$.



- (1) Compléter le programme python ci-dessus pour tracer le graphique $\text{pH} = f(R)$.
- (2) Déterminer la valeur du pKa de l'aspirine.