

Thème : Prévoir l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique.  
 TP C14 Partie I : Comparer la force relative des acides et des bases  
 (version professeur)

B.O. : Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.  
 Capacité numérique : Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau.

### Partie I. Utilisation du pH-mètre

Principe :

Le « capteur » est constitué des deux électrodes combinées, rassemblées dans une même enveloppe en verre.  
 On mesure la tension entre les deux électrodes plongeant dans la solution dont on veut déterminer le pH.  
 Les deux électrodes sont différentes : l'une sert de référence de potentiel (l'ECS : électrode au calomel saturé), l'autre sert à la mesure (électrode de verre).

L'étalonnage consiste à établir la correspondance entre les deux échelles afin d'avoir un affichage directement en unité pH alors que la mesure est une mesure de tension électrique.

L'appareil doit être étalonné avec deux solutions. Une solution à pH 7 et une solution à pH 4.  
 Utiliser le mode d'emploi pour l'étalonnage.

La lecture du pH est directe. Entre deux mesures, rincer l'électrode combinée à l'eau distillée, l'essuyer légèrement avec un papier essuie-tout. L'incertitude sur la mesure du pH est 0,1 unité pH.

#### Etalonnage de l'appareil

L'utilisateur dispose de deux boutons de réglage sur le dessus du boîtier.

Le bouton signalé par le symbole  permet de régler la sensibilité.  
 Le bouton signalé par le symbole  permet de régler le pH 7, (neutre).

**Procédure :**

- 1 - Préparer 3 béchers :
  - 1 rempli d'eau distillée
  - 1 rempli de solution tampon pH 4
  - 1 rempli de solution tampon pH 7
- 2 - Tremper la sonde dans le bécher de solution pH 7 et régler l'appareil pour qu'il affiche pH 7, à l'aide du bouton signalé par le symbole 
- 3 - Rincer l'électrode dans le bécher rempli d'eau distillée.
- 4 - Tremper la sonde dans le bécher rempli de solution pH 4 et régler l'appareil pour qu'il affiche pH 4, à l'aide du bouton signalé par le symbole 
- 5 - Rincer l'électrode dans le bécher rempli d'eau distillée.
- 6 - Réaliser les mesures.

### Partie II. Mesure du pH de quelques solutions diluées d'acide fort et de base forte.

- Mesurer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_A = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$
- Mesurer le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$

En déduire les concentrations en ions  $[\text{H}_3\text{O}^+]_A$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]_B$  pour ces deux solutions.

Après avoir noté les valeurs de l'ensemble des groupes, calculer la moyenne des valeurs de pH obtenu ainsi que l'incertitude-type.  
 Compléter le tableau (page suivante)

Exemples de résultats

Mesures du pH		
Groupe	Acide chlorhydrique $C_A = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$	Hydroxyde de sodium $C_B = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$
1	2,5	11,4
2	2,7	11,2
3	2,2	11,5
4	1,8	12,1
5	2,0	11,7
Moyenne	<b>2,2</b>	<b>11,6</b>
Incertitude-type	<b>0,4</b>	<b>0,4</b>

$$pH_{\text{exp}} = 2,2 \pm 0,4$$

$$pH = -\log C_A$$

$$pH = 2,0$$

$$pH_{\text{exp}} = 11,6 \pm 0,4$$

$$pH = 14 + \log C_B$$

$$pH = 12,0$$

Ces résultats sont en accord avec l'hypothèse que nous avons étudié des espèces chimiques fortes.

**Partie III. Mesure du pH de quelques solutions diluées d'acides faibles.**

Deux solutions  $S_1$  et  $S'_1$  ont été préalablement préparées.

$S_1$  = Solution préparée en plaçant 6,0 g d'acide éthanoïque ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) dans 1 L d'eau distillée

$$d_{\text{acide éthanoïque}} = 1,09$$

A partir de la solution  $S_1$ , préparer 50 mL d'une solution fille  $S_2$  diluée au 1/10ème.

Après avoir étalonné le pH-mètre, **mesurer le pH des deux solutions  $S_1$  et  $S_2$ .**

$S'_1$  = Solution préparée en plaçant 4,6 g d'acide méthanoïque ( $\text{HCOOH}$ ) dans 1 L d'eau distillée.

$$d_{\text{acide éthanoïque}} = 1,22$$

A partir de la solution  $S'_1$ , préparer 50 mL d'une solution fille  $S'_2$  diluée au 1/10ème.

Après avoir étalonné le pH-mètre, **mesurer le pH des deux solutions  $S'_1$  et  $S'_2$ .**

Questions :

- Ces solutions sont-elles acides ou basiques ? Justifier.
- Déterminer les concentrations molaires des solutions  **$S_1$ ,  $S_2$ ,  $S'_1$  et  $S'_2$ .**
- Ecrire les équations des réactions de dissolution de ces acides dans l'eau.
- S'il on prend pour hypothèse que la transformation est totale, quelle serait la concentration d'ions oxonium dans les solutions  **$S_2$  et  $S'_2$  ?**

Quelle serait alors les valeurs de pH que l'on devrait mesurer ?

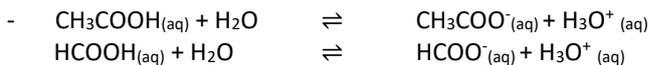
- Quelles sont les conclusions que l'on peut tirer de ces résultats expérimentaux ?

Questions :

- Ces solutions sont-elles acides ou basiques ? Justifier.
- Ecrire les équations des réactions de ces acides avec l'eau.
- S'il on prend pour hypothèse que la transformation est totale, quelle serait la concentration d'ions oxonium dans les solutions  **$S_2$  et  $S'_2$  ?** Quelle serait alors les valeurs de pH que l'on devrait mesurer ?
- Quelles sont les conclusions que l'on peut tirer de ces résultats expérimentaux ?

Réponses :

- Ces solutions sont acides car leurs pH sont tous inférieurs à 7.



- Si les réactions étaient totales on aurait :

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{COOH}] &= [\text{H}_3\text{O}^+] & \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,010 = 2 \\ [\text{HCOOH}] &= [\text{H}_3\text{O}^+] & \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,010 = 2 \end{aligned}$$

- Interprétation des résultats expérimentaux.

Premier point : le  $\text{pH}_{\text{exp}} > \text{pH}_{\text{th}}$  alors on peut en conclure que ces acides ne sont pas totalement dissociés dans l'eau. Ce sont des **acides faibles**.

La solution contient alors du  $\text{CH}_3\text{COOH}$  non dissocié et des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  formés.

La solution contient alors du  $\text{HCOOH}$  non dissocié et des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  formés.

Second point : le  $\text{pH}_{\text{exp}}$  (acide éthanoïque)  $>$   $\text{pH}_{\text{exp}}$  (acide méthanoïque)

L'acide méthanoïque s'est plus dissocié que l'acide éthanoïque car plus d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  se sont formés (pH plus petit).

On peut dire que l'acide méthanoïque **est plus fort** que l'acide éthanoïque.

Mesures du pH				
Groupe	Acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$		Acide méthanoïque $\text{HCO}_2\text{H}$	
	$S_1$ $C_A = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$S_2$ $C_A = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$	$S'_1$ $C_A = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$S'_2$ $C_A = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$
1	3,1	3,7	2,8	3,2
2	3,0	3,6	2,6	3,0
3	2,8	3,8	2,8	3,2
4	2,9	3,7	2,6	3,3
5	2,9	3,3	2,6	2,9
Moyenne	<b>2,9</b>	<b>3,6</b>	<b>2,7</b>	<b>3,1</b>
Incertitude-type	<b>0,1</b>	<b>0,1</b>	<b>0,1</b>	<b>0,1</b>

Ces acides sont-ils des acides forts ?

L'acide éthanoïque et l'acide méthanoïque ne sont pas des acides forts.

Pour l'acide éthanoïque de concentration molaire  $C_A = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ , on obtient un  $\text{pH} = 2,9$  soit une concentration en ions oxonium égale à  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,9} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  au lieu de  $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

De même pour l'acide méthanoïque de concentration  $C_A = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ , on obtient un  $\text{pH} = 3,1$  soit une concentration en ions oxonium égale à  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,1} = 7,9 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  au lieu de  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

La concentration des ions oxonium à l'équilibre n'est pas égale à la concentration en acide apporté.

L'acide éthanoïque et l'acide méthanoïque ne sont pas des acides forts. On peut également remarquer que  $\text{pH}_{\text{exp}} \neq -\log C_A$

Lequel de ces acides faibles est le plus fort ?

Pour  $C_A = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  et pour  $C_A = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$  :  $\text{pH}_{\text{acide méthanoïque}} < \text{pH}_{\text{acide éthanoïque}}$

L'acide méthanoïque est un acide faible plus fort que l'acide éthanoïque.

Hors programme : Influence des effets inductifs.

Etudions la stabilité des bases conjuguées de ces acides.

L'effet inducteur donneur du groupement méthyle entraîne une déstabilisation de la charge négative portée par l'atome d'oxygène de l'ion éthanoate. La base étant plus instable, elle se formera plus difficilement. L'acide perdra donc plus difficilement son proton alors l'acide est plus faible que l'acide méthanoïque où l'effet inductif est très faible.



#### Partie IV. Utilisation du langage de programmation Python pour déterminer le taux d'avancement final d'une réaction chimique.

Capacité numérique : Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau.

On souhaite afficher les courbes d'évolution des quantités de réactifs et de produits et d'en déduire la valeur de l'avancement final.

Programme :

```
#↔importation du module graphique
import matplotlib.pyplot as plt
import numpy as np

#demande des nombres stoechiométriques

sr1=eval(input("Entrez le nombre stoechiométrique du réactif 1"))
sr2=eval(input("Entrez le nombre stoechiométrique du réactif 2"))
sp1=eval(input("Entrez le nombre stoechiométrique du produit 1"))
sp2=eval(input("Entrez le nombre stoechiométrique du produit 1"))

#Demande du nombre de mols à l'état initial

ei_r1=eval(input("Entrez le nombre de mol initial du réactif 1"))
ei_r2=eval(input("Entrez le nombre de mol initial du réactif 2"))
ei_p1=eval(input("Entrez le nombre de mol initial du produit 1"))
ei_p2=eval(input("Entrez le nombre de mol initial du produit 1"))

#calcul de xmax

test1=ei_r1/sr1
test2=ei_r2/sr2
if test1<test2:
    xmax=test1
    print("Le réactif limitant est le réactif 1")
    etatf=ei_r2-(sr2*xmax)

else:
    xmax=test2
    print("Le réactif limitant est le réactif 2")
    etatf=ei_r1-(sr1*xmax)

print("L'état final est de",etatf,"mol")

print("La valeur de xmax est :",xmax)

"""Représentation graphique"""

#définition de valeurs de x
x=np.arange(0,(xmax+0.1),0.1)

#définition des courbes
f_r1=ei_r1-(sr1*x)
f_r2=ei_r2-(sr2*x)
f_p1=sp1*x
```

```
f_p2=sp2*x
```

```
#création des courbes
```

```
plt.plot(x,f_r1,label="Réactif 1")
```

```
plt.plot(x,f_r2,label="Réactif 2")
```

```
plt.plot(x,f_p1,label="Produit 1")
```

```
plt.plot(x,f_p2,label="Produit 2")
```

```
#création des légendes
```

```
plt.xlabel("Avancement")
```

```
plt.ylabel("Quantité de mol")
```

```
plt.title("Evolution des quantités de matières des réactifs et des produits")
```

```
plt.legend()
```

```
plt.show()
```