

ACTIVITE EXPERIMENTALE : FORCE DES ACIDES

Les solutions d'acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$, comme le vinaigre blanc, d'acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_{3(\text{aq})}$, ou d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$), sont des solutions issues de solutés acides. Elles sont vendues dans le commerce et préconisées, entre autres, pour détartrer des récipients en verre, de la robinetterie ou des appareils électroménagers.

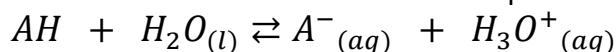
Mais tous les acides ne sont pas équivalents et ne se comportent pas de la même façon face à l'eau. On distingue des acides forts et des acides faibles.

On se propose dans cette activité de travailler avec deux programmes python permettant :

- de déterminer si un acide est fort ou faible à partir de la mesure du pH d'une solution de cet acide.
- de déterminer l'influence de la concentration d'une solution en acide apporté sur le taux d'avancement final.

Document 1 : Différents acides

- Pour une concentration C en soluté apporté donnée, un acide $\text{AH}_{(\text{aq})}$ est d'autant plus fort que sa réaction avec l'eau forme une quantité plus grande d'ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$.
- Si la réaction avec l'eau est **totale**, l'acide est dit « **fort** ».
Si la réaction avec l'eau n'est **pas totale**, l'acide est dit « **faible** ».
- On définit alors la **constante d'acidité** K_A du couple $\text{AH}_{(\text{aq})}/\text{A}^-_{(\text{aq})}$ comme étant la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau. Cette constante est associée à l'équation :



- On définit aussi la grandeur (sans unité) : $\text{p}K_A = -\log K_A$ soit $K_A = 10^{-\text{p}K_A}$.

I. Détermination de la force d'un acide : programme 1

1) Réalisation des mesures

Ci-dessous, on a mesuré le pH de chaque solution à disposition (de même concentration $C=1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹)

Solution d'	acide chlorhydrique	acide éthanóïque	Acidelactique
pH mesuré	2,08	3,15	4,20
« type d'acide » ? (à compléter après le travail du 4)			

2) Analyse du problème

- a. Réaliser le tableau d'avancement en exprimant chaque quantité de matière en fonction de C (concentration en acide apporté), V (volume de solution utilisée), x_f et x_{max} .
- b. Etablir en fonction de C , $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ et V , les expressions littérales de l'avancement final x_f et de l'avancement maximal x_{max} .
- c. En déduire l'expression littérale du taux d'avancement final de la réaction en fonction de C et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$.

3) Etude du programme 1

- a- Que représente la grandeur « h » dans le programme ?
- b- Vérifier la cohérence entre les lignes 6-7 du programme et la réponse à la question 2)b.
- c- A l'aide du document 1, expliquer les lignes 11 à 14 du programme.

Remarque : On considère que l'incertitude sur la valeur du pH mesuré est de 0,1. Cela implique alors une imprécision sur la valeur du taux d'avancement final ; cette imprécision peut atteindre 0,2 (soit 20 %) ? ce qui est important malheureusement.

4) Exécution du programme

- a. Ouvrir le logiciel Edupython. A partir du logiciel, récupérer le « programme 1 » (ENT ou atelier magret).
- b. Exécuter le programme. On travaillera sur 1 litre de solution. Attention ! Utiliser le « point » à la place de la « virgule » dans l'écriture des nombres.
- c. Compléter la dernière ligne du tableau de la partie I.1).

Document 2 : Programme 1

```
1 #Programme : détermination d'un taux d'avancement à partir de la mesure du pH
2 ni=float(input("Indiquer la quantité ni (en mol) d'acide introduite dans l'eau :"))
3 V=float(input("Indiquer le volume V de la solution obtenue en litre:"))
4 pH=float(input("Indiquer le pH de la solution obtenue :"))
5 h = 10**(-pH)
6 xmax=ni # calcul de l'avancement maximal
7 xf=V*h # calcul de l'avancement à l'équilibre
8 taux=xf/xmax# calcul du taux d'avancement final
9 print("Le taux d'avancement final =", round(taux,4)) # taux arrondi à 4 chiffres après 0
10 # affichage de la valeur du taux d'avancement final
11 if taux > 0.8 :
12     print("L'acide est fort")
13 else :
14     print("L'acide est faible")# affichage de la force de l'acide
```

II. Influence de la concentration C sur la valeur de τ : programme 2

1) Analyse du problème

- a- Pour un acide faible $\text{AH}_{(\text{aq})}$ appartenant au couple $\text{AH}_{(\text{aq})}/\text{A}^{-}_{(\text{aq})}$, écrire l'expression (simplifiée) de la constante d'acidité K_A associée en fonction des concentrations de toutes les espèces en solution à l'équilibre (dans l'état final). S'aider du document 1.
- b- A l'aide du tableau d'avancement, montrer que K_A peut s'écrire : $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{eq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{eq}}}$
- c- En utilisant l'expression du taux d'avancement final trouvée à la question 1.2)c, montrer que ce taux d'avancement final τ vérifie une équation du second degré : $a\tau^2 + b\tau + c = 0$.
Donner les expressions des coefficients a , b et c en fonction de la concentration en acide apporté C et de la constante d'acidité K_A .

2) Etude du programme 2

Document 3 : Programme 2

```
1 # Influence de la concentration Ci en quantité de soluté sur le taux d'avancement final
2 from matplotlib import pyplot as plt
3 import numpy as np
4 pKa=float(input("Indiquer la valeur du pKa du couple acide-base : pKa = "))
5 Ka = 10**(-pKa)
6 Ci=np.linspace(0,1,100)# fait varier Ci de 0 à 1 mol/L avec 100 valeurs
7 delta=Ka**2+4*Ka*Ci
8 tauxfinal = (-Ka + delta**0.5)/(2*Ci)
9 plt.xlabel("Ci(mol/L)")
10 plt.ylabel("taux d'avancement final (%)")
11 plt.plot(Ci,tauxfinal,c="red",marker="o")
12 plt.grid()
13 plt.show()
```

- a. Justifier l'expression de la grandeur « delta » écrite à la ligne 7.
- b. Pourquoi le programme ne calcule qu'une solution de l'équation du second degré ?
- c. Justifier l'expression de la grandeur « tauxfinal » écrite à la ligne 8.

3) Exécution du programme 2

- a- A partir du logiciel Edupython, récupérer le « programme 2 » (ENT ou atelier magret).
- b- Exécuter le programme. Utiliser le couple de l'acide éthanique dont le pK_A est égal à 4,8 (à 25 °C).

4) Conclusion

Le taux d'avancement final de la réaction d'un acide faible AH avec l'eau augmente si la concentration en acide apporté

Un acide faible est dissocié dans l'eau si la concentration en acide apporté diminue.

Un acide faible est d'autant plus « fort » que la concentration en acide apporté est