

I. Introduction

- Soit une solution siège d'un équilibre acido-basique décrit par l'équation suivante :



- Lorsqu'on ajoute un réactif, l'équilibre est déplacé vers la droite.
 - Lorsqu'on ajoute un produit, l'équilibre est déplacé vers la gauche.
 - Généralisation : la réaction qui a lieu a tendance à rétablir l'équilibre perdu en consommant l'espèce ajoutée.
- Un couple acide faible / base faible est caractérisé par une constante sans dimension, appelée **constante d'acidité** et notée K_a , dont la valeur ne dépend que de la température. Lorsque le système chimique n'évolue plus, les concentrations des espèces acide AH et basique A^- vérifient la relation :

$$K_A = \frac{[A^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[AH]_f}$$

- On définit le pKa de manière suivante : $pK_A = -\text{Log}K_A$
- Plus le pKa d'un couple est faible, plus l'acide est fort.

II. But du TP :

- Montrer que pour différentes solutions aqueuses constituées d'espèces d'un même couple acide base, la valeur du rapport $\frac{[A^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[AH]_f}$ est constant
- Déterminer les pKa de deux couples
- Classer des acides en fonction de leur « force »

III. Protocole :

- Solutions à utiliser pour chaque groupe :

	Groupe 1	Groupe 2
Solution acide	Acide éthanoïque $CH_3COOH_{(aq)}$	Chlorure d'ammonium $(NH_4^+_{(aq)}, Cl^-_{(aq)})$
Solution basique	Ethanoate de sodium $(CH_3COO^-_{(aq)}, Na^+_{(aq)})$	Ammoniac $(NH_3_{(aq)})$

- Chaque groupe réalise les expériences A et B :

Expérience A :

- Etalonner le pH-mètre en suivant le protocole donné
- A l'aide du pH-mètre, mesurer le pH de la solution d'acide de concentration initiale $C_A = 1,0 \times 10^{-1} \text{mol. L}^{-1}$
- Diluer cette solution d'un facteur, puis d'un facteur 100. Mesurer le pH des solutions diluées obtenues.

Expérience B :

- Reprendre le protocole de l'expérience A avec la solution de base de concentration $C_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{mol. L}^{-1}$

IV. Exploitation des mesures :

1. Rassembler les résultats des mesures réalisées par les deux groupes dans un tableau.
Pour chaque mesure de pH, utiliser le tableur pour déterminer la concentration en ions H_3O^+ dans la solution, puis la concentration en ions hydroxyde HO^- .
2. Écrire les équations des réactions avec l'eau des acides et des bases étudiés.
À l'aide de tableaux d'avancement, exprimer les concentrations $[AH]$ en acide faible et $[A^-]$ en base faible dans la solution à partir de la concentration initiale de l'acide (C_A) ou de la base (C_B) et de la concentration $[H_3O^+]$ ou de la concentration $[OH^-]$.
3. À l'aide du tableur, construire le tableau suivant pour chaque expérience **A** et **B** réalisée sur chaque type d'acide et de base.

C_A ou C_B ($mol.L^{-1}$)	pH	$[H_3O^+]$ ($mol.L^{-1}$)	$[OH^-]$ ($mol.L^{-1}$)	$[AH]$ ($mol.L^{-1}$)	$[A^-]$ ($mol.L^{-1}$)	$\frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]}$	pKa

4. Répondre aux questions suivantes :
 - a. Justifier le terme « constante » attribué à la constante d'acidité définie dans l'introduction
 - b. Préciser quel est l'acide le plus fort (lequel réagit le plus avec l'eau) et quelle est la base la plus forte (laquelle réagit le plus avec l'eau).
 - c. Donner les pKa des couples étudiés par les groupes 1 et 2
Ces valeurs confirment-elles les résultats de la question précédente ?

Correction – Exploitation des mesures

- Rassembler les résultats des mesures réalisées par les deux groupes dans un tableur.
Pour chaque mesure de pH, utiliser le tableur pour déterminer la concentration en ions H_3O^+ dans la solution, puis la concentration en ions hydroxyde OH^- .

- Concentration en H_3O^+ : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$
- Concentration en OH^- : $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$

- Écrire les équations des réactions avec l'eau des acides et des bases étudiés.

À l'aide de tableaux d'avancement, exprimer les concentrations $[AH]$ en acide faible et $[A^-]$ en base faible dans la solution à partir de la concentration initiale de l'acide (C_A) ou de la base (C_B) et de la concentration $[H_3O^+]$ ou de la concentration $[OH^-]$.

- Pour les solutions d'acide faible :

- Tableau d'avancement :

		$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
Etat initial	0	$n_0 = C_A \cdot V$	Excès	0	0
Etat intermédiaire	X	$C_A \cdot V - x$	Excès	x	x
Etat final	x_f	$C_A \cdot V - x_f$	Excès	$x_f = [H_3O^+] \cdot V$	$x_f = [H_3O^+] \cdot V$
Avancement maximal	x_{max}	$C_A \cdot V - x_{max} = 0$	Excès	$x_{max} = C_A \cdot V$	$x_{max} = C_A \cdot V$

- Concentration en AH : $[AH] = \frac{C_A \cdot V - x_f}{V} = C_A - [H_3O^+]$
- Concentration en A^- : $[A^-] = [H_3O^+]$

- Pour les solutions de base faible :

- Tableau d'avancement :

		$A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow AH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$			
Etat initial	0	$n_0 = C_B \cdot V$	Excès	0	0
Etat intermédiaire	X	$C_B \cdot V - x$	Excès	x	x
Etat final	x_f	$C_B \cdot V - x_f$	Excès	$x_f = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \cdot V$	$x_f = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \cdot V$
Avancement maximal	x_{max}	$C_B \cdot V - x_{max} = 0$	Excès	$x_{max} = C_B \cdot V$	$x_{max} = C_B \cdot V$

- Concentration en AH : $[AH] = [OH^-]$
- Concentration en A^- : $[A^-] = \frac{C_B \cdot V - x_f}{V} = C_B - \frac{x_f}{V} = C_B - [OH^-]$

- À l'aide du tableur, construire le tableau suivant pour chaque expérience **A** et **B** réalisée sur chaque type d'acide et de base.

C_A ou C_B ($mol \cdot L^{-1}$)	pH	$[H_3O^+]$ ($mol \cdot L^{-1}$)	$[OH^-]$ ($mol \cdot L^{-1}$)	$[AH]$ ($mol \cdot L^{-1}$)	$[A^-]$ ($mol \cdot L^{-1}$)	$\frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[AH]}$	pK_a
0,1	2,9	0,001258	7,943E-12	0,0987410	0,001258	1,6051E-05	4,794497
0,01	3,4	0,000398	2,511E-11	0,0096018	0,000398	1,6506E-05	4,782356
0,001	3,9	0,000125	7,943E-11	0,000874	0,000125	1,81316E-05	4,741564
0,1	8,9	1,2589E-09	7,943E-06	7,943E-06	0,09999	1,58477E-05	4,80003
0,01	8,4	3,9811E-09	2,511E-06	2,511E-06	0,00999	1,5845E-05	4,80010
0,001	7,9	1,2589E-08	7,943E-07	7,943E-07	0,00099	1,58363E-05	4,80034

C_A ou C_B (mol. L^{-1})	pH	$[H_3O^+]$ (mol. L^{-1})	$[OH^-]$ (mol. L^{-1})	$[AH]$ (mol. L^{-1})	$[A^-]$ (mol. L^{-1})	$\frac{[H_3O^+]. [A^-]}{[AH]}$	pK_a
0,1	5,1	7,94E-06	1,258E-09	0,099992	7,9433E-06	6,31007E-10	9,19996
0,01	5,6	2,51E-06	3,981E-09	0,009997	2,5119E-06	6,31116E-10	9,19989
0,001	6,1	7,94E-07	1,258E-08	0,000999	7,9433E-07	6,31459E-10	9,19965
0,1	11,1	7,94E-12	0,001225	0,001258	0,09874	6,23014E-10	9,20550
0,01	10,6	2,51E-11	0,000398	0,000398	0,00960	6,05838E-10	9,21764
0,001	10,1	7,94E-11	0,000125	0,000125	0,00087	5,51525E-10	9,25843

4. Répondre aux questions suivantes :

- Justifier le terme « constante » attribué à la constante d'acidité définie dans l'introduction
- Préciser quel est l'acide le plus fort (lequel réagit le plus avec l'eau) et quelle est la base la plus forte (laquelle réagit le plus avec l'eau).
- Donner les pKa des couples étudiés par les groupes 1 et 2
Ces valeurs confirment-elles les résultats de la question précédente ?