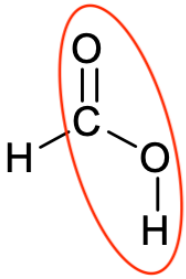
Métropole septembre 2026 Sujet 1 CORRECTION Yohan Atlan © https://www.vecteurbac.fr/	
CLASSE : Terminale	**EXERCICE 2** : 5 points
VOIE : ☒ Générale	**ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ :** PHYSIQUE-CHIMIE
DURÉE DE L'EXERCICE : 0h53	**CALCULATRICE AUTORISÉE :** ☒Oui « type collège »

EXERCICE 2 : Loi de dilution d'Ostwald

Q1.



Le groupe caractéristique entouré est le groupe carboxyle (COOH).
Non demandé : La molécule appartient à la famille des acides carboxyliques : acide méthanoïque.

Q2.
Le facteur de dilution est :

$$F = \frac{C_0}{C}$$
$$F = \frac{2{,}0 \times 10^{-1}}{4{,}0 \times 10^{-2}}$$
$$F = 5{,}0$$

$$F = \frac{V_1}{V_0}$$
$$F \times V_0 = V_1$$
$$V_1 = F \times V_0$$
$$V_1 = 5{,}0 \times V_0$$

Le volume V_1 de la solution fille (volume de la fiole jaugée), doit être 5 fois plus grand que le volume V_0 de la solution mère (volume de la pipette jaugée)

Essayons avec la verrerie disponible :

Avec une pipette jaugée de 10 mL :
$V_1 = 5{,}0 \times V_0$
$V_1 = 5{,}0 \times 10$
$V_1 = 50\ \text{mL}$
Une fiole jaugée de 50 mL est disponible.

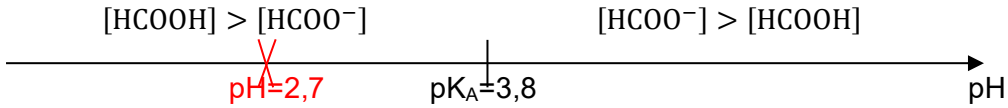
Avec une pipette jaugée de 20 mL :
$V_1 = 5{,}0 \times V_0$
$V_1 = 5{,}0 \times 20$
$V_1 = 100\ \text{mL}$
Une fiole jaugée de 100 mL n'est pas disponible.

Avec une pipette jaugée de 25 mL :
$V_1 = 5{,}0 \times V_0$
$V_1 = 5{,}0 \times 25$
$V_1 = 125\ mL$
Une fiole jaugée de 125 mL n'est pas disponible.

On choisit :

- une fiole jaugée V_1 = 50 mL
- une pipette jaugée V_0 = 10 mL

Q3.
Diagramme de prédominance de l'acide méthanoïque :



Pour pH = 2,70 : pH est inférieur à pK_A
HCOOH est l'espèce prédominante dans la solution : $[HCOOH]_{eq} > [HCOO^-]_{eq}$

Pour un acide fort pH=-log (c). Avec c la concentration de l'acide fort.

$-\log c = -\log 4{,}0 \times 10^{-2}$
$-\log c = 1{,}4$

Or $pH = 2{,}7$
$-\log c \neq pH$

L'acide méthanoïque ne se dissocie donc pas totalement dans l'eau.

Q4.
$HCOOH(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$
$$K_A = \frac{[HCOO^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[HCOOH]_{eq} \times c^0}$$

Q5.

	$HCOOH_{(aq)}$	$H_2O_{(l)} \rightleftarrows$	$HCOO^-_{(aq)}$	$+ H_3O^+_{(aq)}$
État initial	$n = CV$	Solvant	0	0
État intermédiaire	$CV - x$	Solvant	x	x
État final	$CV - x_f$	Solvant	x_f	x_f

$$K_A = \frac{[HCOO^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[HCOOH]_{eq} \times c^0}$$
$$[HCOO^-]_{eq} = \frac{n_{HCOO^-}}{V} = \frac{x_f}{V}$$
$$[HCOOH]_{eq} = \frac{n_{HCOOH}}{V} = \frac{CV - x_f}{V}$$
$$[H_3O^+]_{eq} = \frac{n_{H_3O^+}}{V} = \frac{x_f}{V}$$

$$K_A = \frac{\frac{x_f}{V} \times \frac{x_f}{V}}{\frac{CV - x_f}{V} \times c^0}$$

$$K_A = \frac{\left(\frac{x_f}{V}\right)^2}{\left(\frac{CV}{V} - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0}$$

$$K_A = \frac{\left(\frac{x_f}{V}\right)^2}{\left(C - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0}$$

Or

$$\frac{x_f}{V} = [H_3O^+]_{eq}$$

D'où

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{(C - [H_3O^+]_{eq}) \times c^0}$$

Q6.

L'équation (1) est de la forme :

$$a \times [H_3O^+]_{eq}^2 + b \times [H_3O^+]_{eq} + c = 0$$

$$[H_3O^+]_{eq}^2 + K_A \times c^0 \times [H_3O^+]_{eq} - K_A \times C \times c^0 = 0$$

Par identification :

$$a = 1$$

$$b = K_A \times c^0$$

$$c = -K_A \times C \times c^0$$

Lignes à recopier et compléter :

Ligne 8 : a = 1

Ligne 9 : b = Ka*c0

Ligne 10 : c = -Ka*C*c0

Q7.

Les solutions x1 et x2 de l'équation (1) sont les valeurs possibles de $[H_3O^+]_{eq}$ en mol.L^{-1}.

$$x_2 = -2{,}60 \times 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$x_2 < 0$$

On ne garde pas la valeur négative, une concentration est positive.

$$[H_3O^+]_{eq} = x_1$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 2{,}44 \times 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]_{eq}}{c^0}\right)$$

$$pH = -\log\left(\frac{2{,}44 \times 10^{-3}}{1{,}0}\right)$$

$$pH = 2{,}61$$

Comparons la valeur expérimentale pH = 2,70, avec une incertitude-type u(pH) = 0,05, à la valeur de référence pH_{ref} = 2,61 :

$$z = \left|\frac{x - x_{ref}}{u(x)}\right|$$

$$z = \left|\frac{pH - pH_{ref}}{u(pH)}\right|$$

$$z = \left|\frac{2{,}70 - 2{,}61}{0{,}05}\right|$$

$z = 1{,}8$
$z < 2$: le résultat de la mesure est compatible avec la valeur de référence pH_{ref} = 2,61.

Q8.
Pour la solution S_1 :
$C = 4{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol.L}^{-1}$
$-\log(C) = -\log(4{,}0 \times 10^{-2})$
$-\log(C) = 1{,}4$

Pour − log C = 1,4, le modèle de l'acide fort donne :
$pH = -\log(C)$
$pH = 1{,}4$

La valeur mesurée pH = 2,70 est différente de cette valeur et proche de la valeur donnée par le modèle de l'acide faible (pH = 2,61).

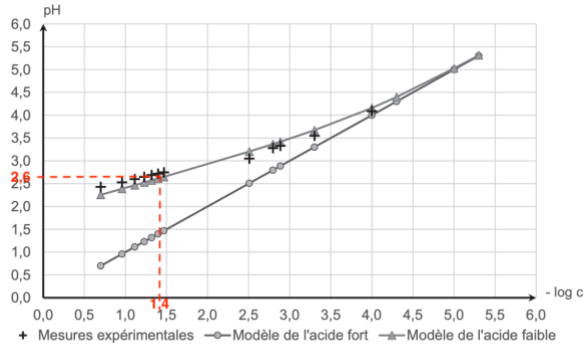


Figure 2 : Confrontation des mesures expérimentales du pH aux valeurs théoriques calculées pour les deux modèles (acide fort et acide faible)

Sur la figure 2, pour − log C compris entre 0,7 et 4 , les points expérimentaux (+) suivent la courbe du modèle de l'acide faible (triangles) et ne correspondent pas à la droite du modèle de l'acide fort (cercles).

Le modèle de l'acide faible rend donc le mieux compte du comportement de l'acide méthanoïque dans l'eau.

Q9.
Sur la figure 2, lorsque la solution est diluée, − log C augmente.
Pour − log C supérieur à 4,0 :

- les deux courbes (acide fort et acide faible) sont confondues ;
- les points expérimentaux sont sur ces deux courbes.

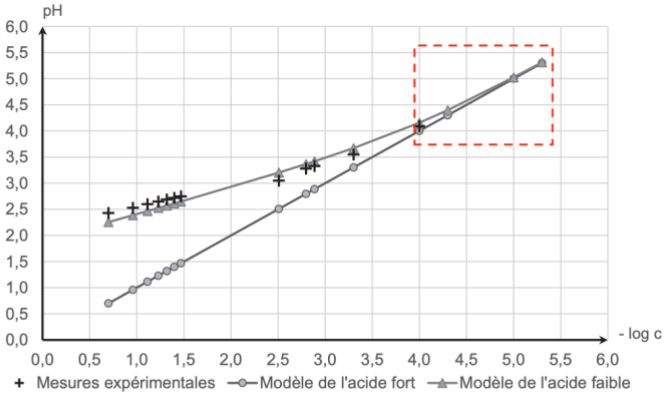


Figure 2 : Confrontation des mesures expérimentales du pH aux valeurs théoriques calculées pour les deux modèles (acide fort et acide faible)

Pour − log C inférieur à 4,0 (solutions concentrées), les deux modèles donnent des valeurs de pH différentes.

En solution aqueuse très diluée, le comportement de l'acide faible (acide méthanoïque) est donc le même que celui d'un acide fort :
$pH = -\log(C)$
La loi de dilution d'Ostwald est bien vérifiée.