# Loi de dilution d'Ostwald

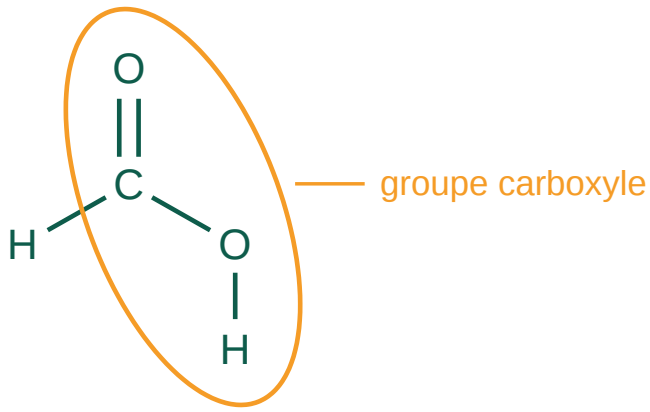
Bac 2026 Métropole Septembre Jour 1 · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 42 min**

**Q1** Recopier la molécule d'acide méthanoïque puis entourer et nommer son groupe caractéristique.

Le groupe caractéristique est formé de l'atome de carbone, de l'atome d'oxygène doublement lié et du groupe $-\mathrm{OH}$ (voir la figure).

Groupe **carboxyle** $-\mathrm{COOH}$ (famille des acides carboxyliques).

**PIÈGE**
Entourer seulement $\mathrm{C{=}O}$ (groupe carbonyle) ou seulement $-\mathrm{OH}$ (groupe hydroxyle). Le groupe carboxyle réunit les deux sur le même atome de carbone.




**Q1** · Acide méthanoïque : groupe carboxyle entouré

**Q2** Déterminer la verrerie à utiliser pour préparer la solution S1 par dilution de S0 avec un seul prélèvement.

**Données utiles** $C_0 = 2{,}0 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ ; $C = 4{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ ; fioles jaugées de 50 mL ou 200 mL ; pipettes jaugées de 10 mL, 20 mL ou 25 mL

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $C_0\,V_0 = C\,V_1$, avec $V_0$ le volume prélevé et $V_1$ le volume de la fiole.

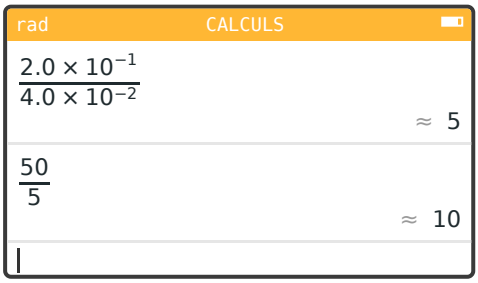
Facteur de dilution : $F = \dfrac{C_0}{C} = \dfrac{V_1}{V_0} = \dfrac{2{,}0 \times 10^{-1}}{4{,}0 \times 10^{-2}} = 5{,}0$

Il faut donc $V_1 = 5{,}0 \times V_0$. Avec la fiole de 50 mL : $V_0 = \dfrac{50}{5{,}0} = 10\ \mathrm{mL}$, pipette disponible. Avec la fiole de 200 mL, il faudrait $V_0 = 40\ \mathrm{mL}$ : aucune pipette ne convient en un seul prélèvement.

Pipette jaugée de **10 mL** et fiole jaugée de **50 mL**.

**MÉTHODE**
Calculer le facteur de dilution $F = C_0/C$, puis chercher un couple (pipette, fiole) tel que $V_{\text{fiole}} = F \times V_{\text{pipette}}$. Tester chaque fiole proposée.

**À LA CALCULATRICE**



**Q3** À l'aide d'un diagramme de prédominance, justifier que l'acide méthanoïque ne se dissocie pas totalement dans l'eau dans les conditions de l'expérience.

**Données utiles** $\mathrm{p}K_A(\mathrm{HCOOH/HCOO^-}) = 3{,}8$ ; pH de S1 mesuré : $2{,}70$

Pour $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$, l'acide $\mathrm{HCOOH}$ prédomine ; pour $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_A$, la base $\mathrm{HCOO^-}$ prédomine (voir le diagramme).

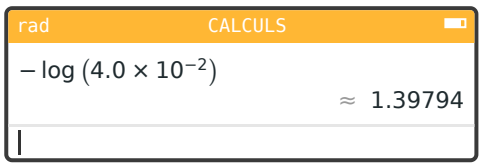
Le pH de la solution S1 vaut $2{,}70 < 3{,}8$ : on se trouve dans le domaine de prédominance de $\mathrm{HCOOH}$.

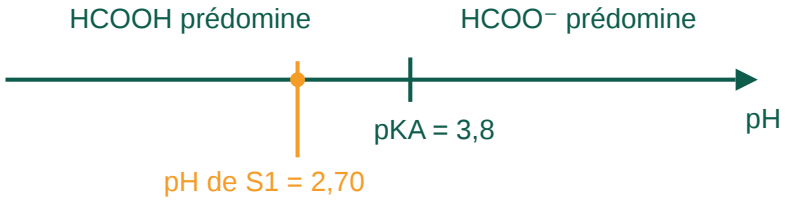
Si la dissociation était totale, il ne resterait pas de $\mathrm{HCOOH}$ en solution. Or c'est l'espèce majoritaire du couple.

$\mathrm{pH} = 2{,}70 < \mathrm{p}K_A = 3{,}8$ : $\mathrm{HCOOH}$ prédomine, l'acide n'est **pas totalement dissocié**.

**COMPRENDRE**
Autre vérification : pour une dissociation totale, $[\mathrm{H_3O^+}] = C$ et le pH vaudrait $-\log(4{,}0 \times 10^{-2}) = 1{,}4$. Le pH mesuré est nettement plus élevé.

**À LA CALCULATRICE**




**Q3** · Diagramme de prédominance du couple acide méthanoïque / ion méthanoate

**Q4** Déterminer la relation entre la constante d'acidité $K_A$, les concentrations des différentes espèces à l'équilibre et la concentration standard $c^\circ$.

Équilibre : $\mathrm{HCOOH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons HCOO^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)}$

La constante d'acidité est la constante d'équilibre de cette réaction. L'eau, solvant, n'apparaît pas dans son expression.

$$K_A = \frac{[\mathrm{HCOO^-}]_{\text{éq}} \times [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{HCOOH}]_{\text{éq}} \times c^\circ}$$

**PIÈGE**
Oublier $c^\circ$ : $K_A$ est sans unité. Il y a deux concentrations au numérateur et une seule au dénominateur, il reste donc un seul $c^\circ$, au dénominateur.

**Q5** Exprimer $K_A$ en fonction uniquement de $[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}$, de la concentration en soluté apporté $C$ et de $c^\circ$.

D'après l'équation de la réaction, il se forme autant d'ions $\mathrm{HCOO^-}$ que d'ions $\mathrm{H_3O^+}$ (l'autoprotolyse de l'eau est négligée) :

$$[\mathrm{HCOO^-}]_{\text{éq}} = [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}$$

Conservation de la matière : l'acide apporté est soit resté sous forme $\mathrm{HCOOH}$, soit transformé en $\mathrm{HCOO^-}$ :

$$[\mathrm{HCOOH}]_{\text{éq}} = C - [\mathrm{HCOO^-}]_{\text{éq}} = C - [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}$$

En remplaçant dans l'expression de la question Q4 :

$$K_A = \frac{[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}^2}{\left(C - [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}\right) \times c^\circ}$$

**COMPRENDRE**
En développant $K_A\, c^\circ\, (C - [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}) = [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}^2$, on retrouve bien l'équation (1) du sujet : c'est un moyen de contrôler sa réponse.

**MÉTHODE**
Un tableau d'avancement en concentrations donne le même résultat : à l'équilibre, $x_{\text{éq}}/V = [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}$, donc il reste $C - [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}$ d'acide.

**Q6** Recopier et compléter les lignes 8, 9 et 10 du programme permettant de calculer les solutions de l'équation du second degré (1).

L'équation (1) est de la forme $a\,x^2 + b\,x + c = 0$ avec $x = [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}$.
Par identification :

$a = 1$ (sans unité) ; $b = K_A\,c^\circ$ (en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$) ; $c = -K_A\,C\,c^\circ$ (en $\mathrm{mol^2 \cdot L^{-2}}$)

Avec les noms de variables du programme :

```
a = 1
b = Ka*c0
c = -Ka*C*c0
```

Ligne 8 : `a = 1` ; ligne 9 : `b = Ka*c0` ; ligne 10 : `c = -Ka*C*c0`

**PIÈGE**
Oublier le signe « − » dans `c`, ou écrire `KA`, `c°` : il faut reprendre exactement les noms définis aux lignes 4 à 6 (`Ka`, `C`, `c0`), en respectant les majuscules.

**COMPRENDRE**
Les unités indiquées en commentaire dans le programme permettent de vérifier l'identification : `b` est une concentration, `c` un produit de deux concentrations.

**Q7** Déduire des résultats du programme la valeur théorique du pH de la solution S1, puis vérifier l'accord entre la valeur expérimentale et cette valeur théorique prise comme référence.

**Données utiles** $x_1 = 0{,}002439\ldots$ et $x_2 = -0{,}002598\ldots$ (en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$) ; $\mathrm{pH_{exp}} = 2{,}70$ ; $u(\mathrm{pH}) = 0{,}05$

Une concentration est positive : seule la racine $x_1$ convient.

$$[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}} = x_1 = 2{,}44 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

$$\mathrm{pH_{th}} = -\log\left(\frac{[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}}{c^\circ}\right) = -\log\left(2{,}44 \times 10^{-3}\right) = 2{,}61$$

Accord avec la mesure :

$$\frac{|\mathrm{pH_{exp}} - \mathrm{pH_{th}}|}{u(\mathrm{pH})} = \frac{|2{,}70 - 2{,}61|}{0{,}05} = 1{,}8$$

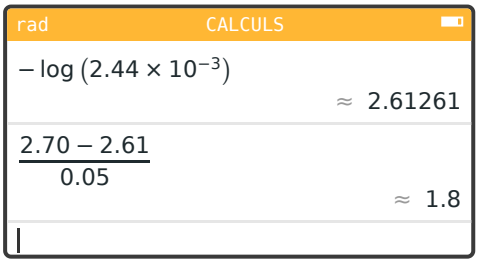
Ce quotient est inférieur à 2 : l'écart est inférieur à deux incertitudes-types.

$\mathrm{pH_{th}} = 2{,}61$ ; quotient $1{,}8 < 2$ : la valeur expérimentale est **en accord** avec la valeur théorique.

**PIÈGE**
Garder la racine négative, ou donner comme réponse $x_1$ au lieu du pH. Écrire aussi le critère (comparaison à 2) : le quotient seul ne conclut pas.

**COMPRENDRE**
Le pH théorique est donné avec deux décimales, comme le pH mesuré, pour pouvoir les comparer. Le critère usuel : accord si le quotient est inférieur ou égal à 2.

**À LA CALCULATRICE**



**Q8** Indiquer, en justifiant, lequel des deux modèles (acide fort ou acide faible) rend le mieux compte du comportement de l'acide méthanoïque dans l'eau, dans l'intervalle de pH étudié.

Sur la figure 2, les points expérimentaux (croix) sont proches de la courbe du modèle de l'acide faible sur tout l'intervalle étudié.

Ils sont en revanche très éloignés de la droite du modèle de l'acide fort pour les solutions les plus concentrées : pour $-\log C = 1{,}4$ (solution S1), le pH mesuré vaut $2{,}70$, le modèle de l'acide faible donne $2{,}61$ et celui de l'acide fort $1{,}4$.

Le modèle de l'**acide faible** rend le mieux compte du comportement de l'acide méthanoïque.

**MÉTHODE**
Pour choisir entre deux modèles, comparer la position des points de mesure aux deux courbes, puis appuyer la réponse sur au moins une lecture chiffrée.

**Q9** Vérifier que les deux modèles confirment la loi de dilution d'Ostwald : « en solution aqueuse très diluée, un acide faible se comporte comme un acide fort ».

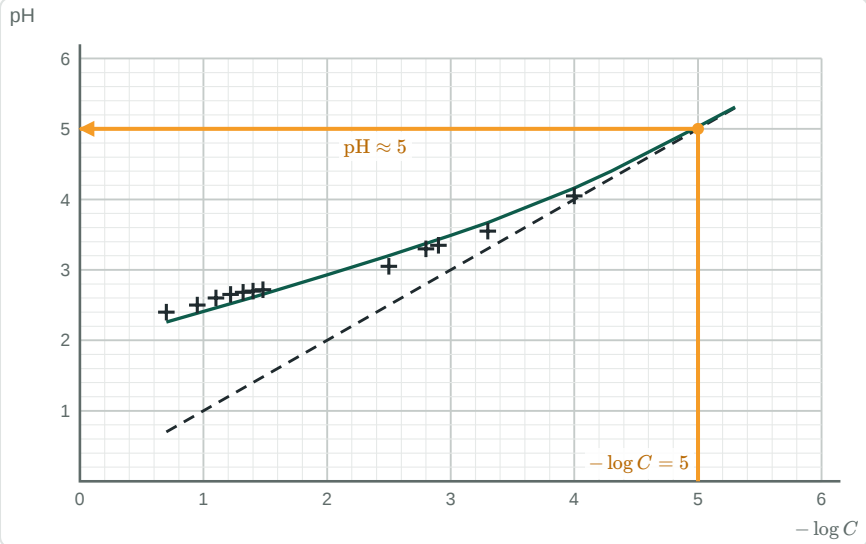
Une solution très diluée correspond à $C$ petit, donc à $-\log C$ grand : à droite sur la figure 2.

Pour les solutions concentrées, les deux courbes sont bien séparées : pour $-\log C = 0{,}7$, le modèle de l'acide faible donne $\mathrm{pH} \approx 2{,}3$ et celui de l'acide fort $\mathrm{pH} = 0{,}7$.

Quand $-\log C$ augmente, l'écart diminue. À partir de $-\log C \approx 5$ (soit $C \approx 10^{-5}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$), les deux courbes se confondent : les deux modèles donnent le même pH, $\mathrm{pH} \approx -\log C$.

Pour les solutions très diluées, les deux modèles donnent le même pH : l'acide faible se comporte alors comme un acide fort, la loi d'Ostwald est **confirmée**.

**COMPRENDRE**
Plus $C$ est petite, plus l'acide est dissocié. Quand presque tout l'acide a réagi, $[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}} \approx C$ : c'est la définition du comportement d'un acide fort.




**Q9** · Figure 2 du sujet : acide fort (tirets), acide faible (trait plein), mesures (croix). Les deux modèles se rejoignent vers $-\log C = 5$.