CORRIGÉ NON OFFICIEL

# Bac Général Maths + Physique-Chimie (Mathématiques et Physique-chimie)

Physique-chimie

**Session 2026**

Proposition de corrigé rédigée par FormaV pour s'entraîner. Ce n'est pas le corrigé officiel de l'examen et elle ne remplace pas les éléments de correction officiels.

Ce document a été mis en ligne par l'organisme FormaV®.

Toute reproduction, représentation ou diffusion, même partielle, sans autorisation préalable, est strictement interdite.

Pour consulter tous nos sujets d'annales et corrigés du Bac Général Maths + Physique, veuillez visiter :

bac-maths-physique.fr/annales-sujets-et-corriges

**Baccalauréat général – Maths + Physique-Chimie**
**Bac Métropole Septembre 2026 Jour 1 – Session 2026**
**Physique-chimie – Exercice 2 (4 points)**

# PROPOSITION DE CORRIGÉ

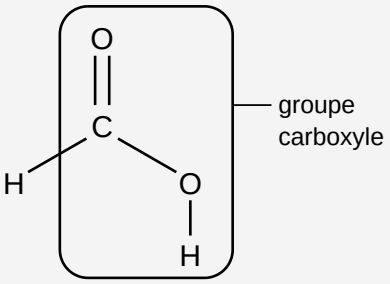
*Proposition de corrigé établie par FormaV à partir du sujet, non officielle. Elle ne préjuge pas des consignes nationales de correction données aux jurys.*

## EXERCICE 2 – LOI DE DILUTION D'OSTWALD — 4 points

### Question 1

*Recopier la molécule puis entourer et nommer son groupe caractéristique.*

La molécule d'acide méthanoïque est recopiée ci-dessous, le groupe caractéristique est entouré :




Le groupe entouré –COOH comporte un atome de carbone lié à un atome d'oxygène par une double liaison et à un groupe hydroxyle –OH.

Ce groupe est le **groupe carboxyle**, caractéristique de la fonction **acide carboxylique**.

### Question 2

*Déterminer la verrerie à utiliser pour effectuer cette dilution avec un seul prélèvement de $S_0$.*

Le facteur de dilution est : $F = C_0 / C = 2{,}0\times10^{-1} / 4{,}0\times10^{-2} = 5{,}0$.

Le volume prélevé de $S_0$ doit être $V_0 = V_1 / F$.

- Avec une fiole jaugée de 50 mL : $V_0 = 50 / 5{,}0 = 10$ mL, volume qui correspond à une pipette jaugée de 10 mL disponible.
- Avec une fiole jaugée de 200 mL : $V_0 = 200 / 5{,}0 = 40$ mL, volume qui ne correspond à aucune pipette disponible.

La verrerie à utiliser est donc une **fiole jaugée de 50 mL** et une **pipette jaugée de 10 mL**.

### Question 3

*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.*

Le diagramme de prédominance du couple $HCOOH(aq)/HCOO^-(aq)$ présente une frontière située en $pH = pK_A = 3{,}8$. Pour $pH < 3{,}8$, l'espèce prédominante est HCOOH ; pour $pH > 3{,}8$, l'espèce prédominante est $HCOO^-$.

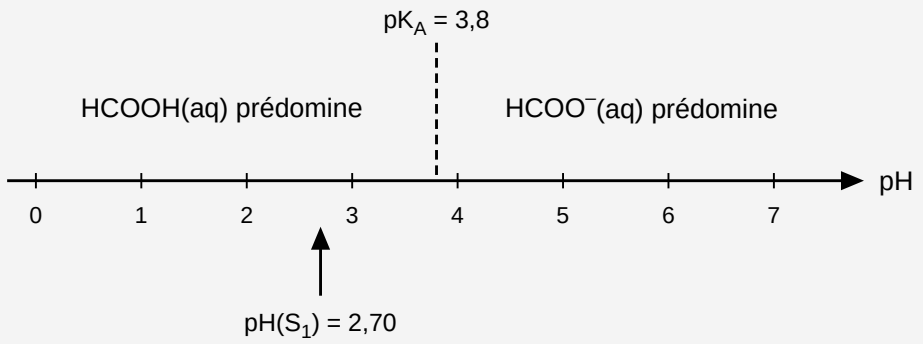



*Diagramme de prédominance du couple HCOOH(aq)/HCOO–(aq)*

La solution $S_1$ a un pH mesuré de 2,70, inférieur à 3,8 : à cette valeur, l'acide méthanoïque HCOOH est l'espèce prédominante, et l'ion méthanoate $HCOO^-$ est minoritaire. Si l'acide se dissociait totalement, la base conjuguée $HCOO^-$ serait l'espèce unique, ce qui n'est pas observé. L'acide méthanoïque ne se dissocie donc pas totalement dans l'eau dans les conditions de l'expérience.

## Question 4

*Déterminer la relation entre la constante d'acidité $K_A$ et les concentrations en quantité de matière des différentes espèces à l'équilibre et la concentration standard c°.*

La constante d'acidité associée à l'équilibre $HCOOH(aq) + H_2O(\ell) \rightleftarrows HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$ s'écrit, l'activité de l'eau, solvant, étant égale à 1 :

$K_A = ([HCOO^-]_{éq} / c°) \times ([H_3O^+]_{éq} / c°) / ([HCOOH]_{éq} / c°)$

soit : $\mathbf{K_A = [HCOO^-]_{éq} \times [H_3O^+]_{éq} / ([HCOOH]_{éq} \times c°)}$

## Question 5

*Exprimer la constante d'acidité $K_A$ en fonction uniquement de la concentration en ion oxonium à l'équilibre $[H_3O^+]_{éq}$, de la concentration en soluté apporté C et de la concentration standard c°.*

Le tableau d'avancement, en concentrations, avec x l'avancement volumique à l'équilibre, est le suivant :

| **État** | **HCOOH(aq)** | **$H_2O(\ell)$** | **$HCOO^-(aq)$** | **$H_3O^+(aq)$** |
|---|---|---|---|---|
| État initial | C | solvant | 0 | 0 |
| État d'équilibre | C – x | solvant | x | x |

En négligeant l'autoprotolyse de l'eau, on a $[H_3O^+]_{éq} = [HCOO^-]_{éq} = x$ et $[HCOOH]_{éq} = C - [H_3O^+]_{éq}$.

On obtient alors :

$\mathbf{K_A = [H_3O^+]_{éq}^2 / ((C - [H_3O^+]_{éq}) \times c°)}$

## Question 6

*Recopier sur la copie et compléter les lignes 8, 9 et 10 du programme permettant de calculer les solutions x1 et x2 de l'équation du second degré (1).*

L'équation (1) est mise sous la forme $a \cdot x^2 + b \cdot x + c = 0$ avec $x = [H_3O^+]_{éq}$. Par identification, les lignes 8 à 10 complétées sont :

```
 8 | a = 1                    # pas d'unité
 9 | b = Ka*c0                # mol/L
10 | c = -Ka*C*c0             # mol²/L²
```

*Lignes 8 à 10 du programme complétées*

Justification :

- ligne 8 : **a = 1** (pas d'unité) ;
- ligne 9 : **b = Ka*c0** ($mol \cdot L^{-1}$), car le terme en $[H_3O^+]$ a pour coefficient $K_A \cdot c°$ ;
- ligne 10 : **c = -Ka*C*c0** ($mol^2 \cdot L^{-2}$), car le terme constant vaut $-K_A \cdot C \cdot c°$.

## Question 7

*Déduire des résultats renvoyés par le programme la valeur théorique du pH de la solution $S_1$ dans ce modèle. Vérifier l'accord entre la valeur expérimentale obtenue précédemment et cette valeur théorique, considérée comme référence.*

Avec $K_A = 10^{-pKa} = 10^{-3,8} = 1,58 \times 10^{-4}$, on a $K_A \cdot C \cdot c° = 6,34 \times 10^{-6}$ $mol^2 \cdot L^{-2}$. Le discriminant vaut $\Delta = b^2 - 4ac = 2,51 \times 10^{-8} + 2,54 \times 10^{-5} = 2,54 \times 10^{-5}$, de racine $\sqrt{\Delta} = 5,04 \times 10^{-3}$ $mol \cdot L^{-1}$.

Le programme renvoie $x1 = 2,44 \times 10^{-3}$ $mol \cdot L^{-1}$ et $x2 = -2,60 \times 10^{-3}$ $mol \cdot L^{-1}$. La concentration en ion oxonium étant positive, seule la solution x1 est retenue :

$[H_3O^+]_{éq} = 2,44 \times 10^{-3}$ $mol \cdot L^{-1}$, d'où $pH = -\log(2,44 \times 10^{-3}) =$ **2,61**.

Accord : le quotient $|x - x_{ref}| / u(x) = |2,70 - 2,61| / 0,05 = 1,8$. Ce quotient est inférieur à 2 : la valeur mesurée pH = 2,70 est compatible avec la valeur théorique 2,61 prise comme référence.

## Question 8

*Parmi les deux modèles étudiés (acide fort ou acide faible), indiquer en justifiant celui qui rend le mieux compte du comportement de l'acide méthanoïque dans l'eau, dans l'intervalle de pH étudié.*

Sur la figure 2, les mesures expérimentales (croix) se situent à un pH compris environ entre 2,4 et 4,1 pour –log c comprise entre 0,7 et 4,0. Le modèle de l'acide fort donne, pour –log c = 0,7, un pH voisin de 0,7, alors que la mesure vaut environ 2,4 : il s'écarte donc fortement des mesures et sous-estime nettement le pH sur cet intervalle.

Le modèle de l'acide faible (triangles) passe au contraire au voisinage des points expérimentaux sur tout l'intervalle étudié, avec un écart faible. Le modèle de l'acide faible rend donc le mieux compte du comportement de l'acide méthanoïque dans l'eau dans l'intervalle de pH étudié.

## Question 9

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

Soit α le taux d'avancement de la réaction, défini par $\alpha = [H_3O^+]_{éq} / C$. La relation établie à la question 5 s'écrit :

$K_A = \alpha^2 \cdot C / ((1 - \alpha) \cdot c°)$, soit $\alpha^2 / (1 - \alpha) = K_A \cdot c° / C$.

Lorsque la solution est diluée, C diminue, donc le rapport $\alpha^2 / (1 - \alpha) = K_A \cdot c° / C$ augmente, ce qui impose que α tende vers 1 : l'acide faible est alors quasi totalement dissocié, ce qui correspond au comportement d'un acide fort, pour lequel $[H_3O^+]_{éq} = C$ et $pH = -\log C$.

Vérification sur la figure 2 : pour $-\log c = 5,3$, le modèle de l'acide faible donne un pH voisin de 5,3, identique à celui du modèle de l'acide fort, les deux courbes se confondent. Pour une concentration de $4,0 \times 10^{-2}$ mol·L$^{-1}$ ($-\log c \approx 1,4$), le taux d'avancement vaut $\alpha = 2,44 \times 10^{-3} / 4,0 \times 10^{-2} \approx 0,06$, et les deux modèles diffèrent nettement. Les deux modèles confirment donc la loi de dilution d'Ostwald : lorsque la solution est très diluée, l'acide faible se comporte comme un acide fort.

## Continue à t'entraîner

Retrouve tous les sujets et corrigés du Bac Général Maths + Physique, classés par épreuve et par année :

bac-maths-physique.fr/annales-sujets-et-corriges

Pour réviser tout le programme avant l'examen, les Fiches de Révision du Bac Général Maths + Physique reprennent l'essentiel de chaque épreuve :

bac-maths-physique.fr/fiches-de-revision

Copyright © 2027 FormaV®. Tous droits réservés.

FormaV® est une marque déposée auprès de l'INPI sous le numéro 5227897.

Ce document a été élaboré par FormaV® avec le plus grand soin afin d'accompagner chaque apprenant vers la réussite de ses examens. Son contenu (textes, graphiques, méthodologies, tableaux, exercices, concepts, mises en forme) constitue une œuvre protégée par le droit d'auteur.

Toute copie, partage, reproduction, diffusion ou mise à disposition, même partielle, gratuite ou payante, est strictement interdite sans accord préalable et écrit de FormaV®, conformément aux articles L.111-1 et suivants du Code de la propriété intellectuelle. Dans une logique anti-plagiat, FormaV® se réserve le droit de vérifier toute utilisation illicite, y compris sur les plateformes en ligne ou sites tiers.

En utilisant ce document, vous vous engagez à respecter ces règles et à préserver l'intégrité du travail fourni. La consultation de ce document est strictement personnelle.

Merci de respecter le travail accompli afin de permettre la création continue de ressources pédagogiques fiables et accessibles.