ÉQUIPE PÉDAGOGIQUE LAPENSE237 — DIRECTION DES EXAMENS

CHIMIE

ÉPREUVE ZÉRO N°2 — BACCALAURÉAT C & D

Épreuve de chimie

SÉRIES	MENTION	DURÉE
C & D	Théorie	3 heures
CLASSE · ANNÉE SCOLAIRE	DATE	NOTE TOTALE
Terminale · 2026-2027	08/03/2027 au 26/03/2027	20 points

PARTIE A : ÉVALUATION DES RESSOURCES (12 POINTS)

Exercice 1 (4 points)

1- Définis : a) un acide faible ; b) une solution tampon. *(0,25 × 2 = 0,5 pt)*

2- Choisis la bonne proposition. *(0,25 × 2 = 0,5 pt)*

1. L'oxydation ménagée du butan-2-ol conduit à : a) le butanal ; b) la butanone ; c) l'acide butanoïque ; d) le but-1-ène.
2. Quand on dilue dix fois une solution d'acide fort, son pH : a) diminue de 1 ; b) augmente de 1 ; c) ne change pas ; d) est multiplié par 10.

3- Nomme les composés suivants : *(0,5 × 2 = 1 pt)*

a) $CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_3$;

b) $CH_3-CH_2-NH-CH_2-CH_3$.

4- Écris la formule semi-développée de : *(0,5 × 2 = 1 pt)*

a) le 2-méthylpropan-2-ol ;

b) le propanoate de méthyle.

5- On prépare $V_2 = 100\,\text{mL}$ de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 1{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol L}^{-1}$ à partir d'une solution mère de concentration $C_1 = 0{,}10\,\text{mol L}^{-1}$. *(0,5 × 2 = 1 pt)*

a) Calcule le volume de solution mère à prélever.

b) Calcule le pH de la solution obtenue.

Exercice 2 (4 points)

On dispose d'une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH de concentration $C = 1{,}0\times10^{-2}\,\text{mol L}^{-1}$. Son pH, mesuré à 25 °C, est égal à 3,40.

1- Écris l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau. *(0,5 pt)*

2- Calcule la concentration en ions oxonium, puis le coefficient d'ionisation de l'acide. Conclus sur sa force. *(1 pt)*

3- Calcule la constante d'acidité K_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- et son pK_a. *(1 pt)*

4- Trace le diagramme de prédominance des espèces du couple et indique l'espèce prédominante à pH = 3,40 et à pH = 6. *(0,5 pt)*

5- On mélange 50 mL de cette solution et 50 mL d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration $1{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol L}^{-1}$. Calcule le pH du mélange et donne le nom de la solution

lapense237.org

http://sujetexa.com
Whatsapp : 677007035

obtenue. *(1 pt)*

Exercice 3 (4 points)

A (1,5 point)

Un alcool saturé A, à chaîne non cyclique, a pour masse molaire $M = 74\,\text{g mol}^{-1}$. Son oxydation ménagée par une solution acidifiée de dichromate de potassium donne un composé B qui donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH, mais qui n'a aucune action sur le réactif de Schiff ni sur la liqueur de Fehling. A est un alcool secondaire.

1- Détermine la formule brute de A. *(0,5 pt)*
2- Identifie A et B (formules semi-développées et noms) en justifiant. *(0,5 pt)*
3- Écris l'équation-bilan de l'oxydation de A par les ions dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide. *(0,5 pt)*

Données : $M(\text{C}) = 12\,\text{g mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1\,\text{g mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16\,\text{g mol}^{-1}$; couples $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et B/A.

B (2,5 points)

L'éthylamine $C_2H_5NH_2$ est une base faible ; le pK_a du couple $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$ est égal à 10,7. On considère une solution aqueuse d'éthylamine de concentration $C_b = 0{,}50\,\text{mol L}^{-1}$.

1. Écris l'équation de la réaction de l'éthylamine avec l'eau. *(0,5 pt)*
2. Calcule le pH de la solution en utilisant $\text{pH} = \frac{1}{2}(pK_a + 14 + \log C_b)$. *(0,5 pt)*
3. Nomme l'espèce prédominante à pH = 9. Justifie. *(0,5 pt)*
4. Écris l'équation de la réaction de l'éthylamine avec l'acide chlorhydrique et montre, par le calcul de sa constante d'équilibre, qu'elle est quasi totale. *(0,5 pt)*
5. Calcule le volume d'acide chlorhydrique de concentration $1{,}0\,\text{mol L}^{-1}$ nécessaire pour neutraliser 20,0 mL de la solution d'éthylamine. *(0,5 pt)*

Partie B : Évaluation des compétences (8 points)

Situation problème 1 (4 points)

Contexte. Dans une usine de jus de fruits de Bafoussam, un technicien doit étalonner un pH-mètre avec 200 mL de solution tampon de pH égal à 5,1. Il dispose d'une solution d'acide éthanoïque et d'une solution d'éthanoate de sodium, toutes deux de concentration $0{,}10\,\text{mol L}^{-1}$. Le tampon est jugé satisfaisant si l'ajout de 2,0 mL d'acide chlorhydrique de concentration $0{,}10\,\text{mol L}^{-1}$ fait varier le pH de moins de 0,1 unité.

Données.

- $pK_a(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4{,}8$; $\text{pH} = pK_a + \log\dfrac{n_{\text{base}}}{n_{\text{acide}}}$.
- On néglige la variation de volume lors de l'ajout d'acide chlorhydrique.

Tâche. Détermine les volumes des deux solutions à mélanger, puis dis si le tampon préparé est satisfaisant.

lapense237.org

Situation problème 2 **(4 points)**

Contexte. Un atelier de recharge de batteries à Yaoundé stocke ses eaux usées dans une cuve de $5{,}0\,\mathrm{m}^3$ dont le pH est égal à $2{,}0$. La réglementation impose un rejet dans la nature avec un pH compris entre 6 et 9. Le responsable neutralise l'acidité avec de la soude en pastilles, dont il dispose de deux sacs de $1{,}2\,\mathrm{kg}$ chacun. On suppose l'acidité due uniquement à un acide fort et le volume inchangé après ajout.

Données.

- $M(\mathrm{NaOH}) = 40\,\mathrm{g\,mol^{-1}}$; équation : $\mathrm{H_3O^+ + HO^- \longrightarrow 2\,H_2O}$.
- À $25\,^\circ\mathrm{C}$, $K_e = 10^{-14}$.

Tâche. Détermine la masse de soude à verser pour respecter la réglementation, puis le pH obtenu si le responsable utilise les deux sacs, et dis si ce rejet est conforme.

Grille d'évaluation de la Partie B (réservée au correcteur)

Critères	Analyse correcte de la situation	Utilisation correcte des outils de la discipline	Cohérence de la production
Situation problème 1	1 pt	2,25 pts	0,75 pt
Situation problème 2	1 pt	2,25 pts	0,75 pt

lapense237.

ÉQUIPE PÉDAGOGIQUE LAPENSE237 — DIRECTION DES EXAMENS

CHIMIE

CORRIGÉ — ÉPREUVE ZÉRO N°2

Épreuve de chimie — Baccalauréat C & D

SÉRIES	MENTION	DURÉE
C & D	Théorie	3 heures
CLASSE · ANNÉE SCOLAIRE	DATE	NOTE TOTALE
Terminale · 2026-2027	08/03/2027 au 26/03/2027	20 points

PARTIE A : ÉVALUATION DES RESSOURCES

Exercice 1

1- a) Un **acide faible** est un acide qui réagit partiellement avec l'eau : le coefficient d'ionisation est inférieur à 1. b) Une **solution tampon** est une solution dont le pH varie très peu par ajout modéré d'acide ou de base, ou par dilution.

2- 1. **b)** la butanone (oxydation d'un alcool secondaire : cétone).
   2. **b)** augmente de 1 : $[H_3O^+]$ est divisée par 10, donc $pH = -\log[H_3O^+]$ augmente de 1.

3- a) butan-2-ol ; b) N-éthyléthanamine (diéthylamine).

4- a) $CH_3-C(CH_3)(OH)-CH_3$; b) $CH_3-CH_2-COO-CH_3$.

5- a) Conservation de la quantité de matière :

$$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{C_2V_2}{C_1} = \frac{1{,}0\times10^{-2}\times100}{0{,}10} = 10\,\text{mL}.$$

b) Acide fort : $pH = -\log C_2 = -\log(1{,}0\times10^{-2}) = 2{,}0$.

Exercice 2

1- $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$.

2- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}40} = 4{,}0\times10^{-4}\,\text{mol L}^{-1}$.

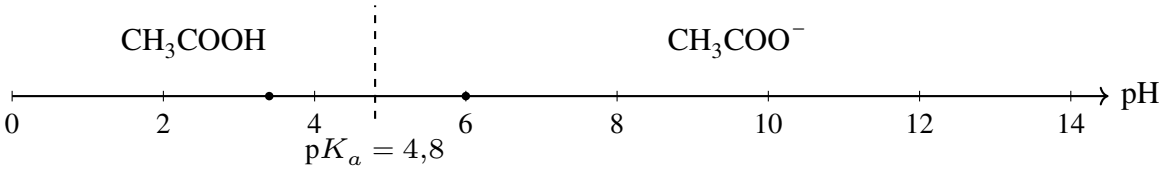
$\alpha = \dfrac{[H_3O^+]}{C} = \dfrac{4{,}0\times10^{-4}}{1{,}0\times10^{-2}} = 0{,}040$, soit $4{,}0\,\%$.

$\alpha \ll 1$: l'acide est partiellement ionisé, c'est un **acide faible**.

3- À l'équilibre : $[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = 3{,}98\times10^{-4}\,\text{mol L}^{-1}$ et $[CH_3COOH] = C - [H_3O^+] = 9{,}60\times10^{-3}\,\text{mol L}^{-1}$.

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(3{,}98\times10^{-4})^2}{9{,}60\times10^{-3}} = 1{,}65\times10^{-5}\,;\ pK_a = -\log K_a = 4{,}8.$$

4-



À $pH = 3{,}40 < pK_a$: CH_3COOH prédomine. À $pH = 6 > pK_a$: CH_3COO^-

http://sujetexa.com
Whatsapp : 677007035

prédomine.

5- Après mélange (volume 100 mL),
$[CH_3COOH] = [CH_3COO^-] = \dfrac{1{,}0 \times 10^{-2} \times 50}{100} = 5{,}0 \times 10^{-3}\,\text{mol L}^{-1}$.
$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \dfrac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 4{,}8 + \log 1 = 4{,}8$.
La solution obtenue est une **solution tampon** (acide faible et sa base conjuguée en quantités voisines).

Exercice 3

A

1- Alcool saturé : $C_nH_{2n+2}O$, $M = 14n + 18 = 74 \Rightarrow n = 4$. La formule brute de A est $C_4H_{10}O$.
2- B réagit avec la 2,4-DNPH (groupe carbonyle) mais pas avec le réactif de Schiff ni la liqueur de Fehling : ce n'est pas un aldéhyde, c'est une **cétone**. A est donc un alcool secondaire : A = $CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_3$ (butan-2-ol) ; B = $CH_3-CO-CH_2-CH_3$ (butanone).
3- Demi-équations : $Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$;
$C_4H_{10}O \rightarrow C_4H_8O + 2\,H^+ + 2\,e^-$ (à multiplier par 3).
$Cr_2O_7^{2-} + 8\,H^+ + 3\,C_4H_{10}O \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O + 3\,C_4H_8O$.

B

1. $C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + HO^-$.
2. $\text{pH} = \dfrac{1}{2}(10{,}7 + 14 + \log 0{,}50) = \dfrac{1}{2}(24{,}7 - 0{,}30) = 12{,}2$.
3. $\text{pH} = 9 < \text{p}K_a = 10{,}7$: l'acide conjugué prédomine, c'est l'ion **éthylammonium** $C_2H_5NH_3^+$.
4. $C_2H_5NH_2 + H_3O^+ \longrightarrow C_2H_5NH_3^+ + H_2O$.
$K = \dfrac{[C_2H_5NH_3^+]}{[C_2H_5NH_2][H_3O^+]} = \dfrac{1}{K_a} = 10^{\text{p}K_a} = 10^{10{,}7} = 5{,}0 \times 10^{10}$: $K \gg 10^4$, la réaction est quasi totale.
5. À l'équivalence, $C_aV_a = C_bV_b \Rightarrow V_a = \dfrac{0{,}50 \times 20{,}0}{1{,}0} = 10{,}0\,\text{mL}$.

Partie B : Évaluation des compétences

Situation problème 1

Analyse. Le pH du tampon est fixé par le rapport $n_{\text{base}}/n_{\text{acide}}$. Les deux solutions ayant la même concentration, ce rapport est égal au rapport des volumes. Pour juger le tampon, on recalcule le rapport après l'ajout d'acide.

Calculs.
$5{,}1 = 4{,}8 + \log \dfrac{V_b}{V_a} \Rightarrow \dfrac{V_b}{V_a} = 10^{0{,}3} \approx 2$. Avec $V_a + V_b = 200\,\text{mL}$: $V_b = 133\,\text{mL}$ (éthanoate de sodium) et $V_a = 67\,\text{mL}$ (acide éthanoïque).
Quantités : $n_a = 0{,}10 \times 0{,}0667 = 6{,}67 \times 10^{-3}\,\text{mol}$;

$n_b = 0{,}10 \times 0{,}1333 = 1{,}33 \times 10^{-2}$ mol.
Ajout de $n(\mathrm{H_3O^+}) = 0{,}10 \times 2{,}0 \times 10^{-3} = 2{,}0 \times 10^{-4}$ mol : cet acide fort réagit avec $\mathrm{CH_3COO^-}$: $n'_b = 1{,}33 \times 10^{-2} - 2{,}0 \times 10^{-4} = 1{,}31 \times 10^{-2}$ mol ;
$n'_a = 6{,}67 \times 10^{-3} + 2{,}0 \times 10^{-4} = 6{,}87 \times 10^{-3}$ mol.
$\mathrm{pH'} = 4{,}8 + \log \dfrac{1{,}31 \times 10^{-2}}{6{,}87 \times 10^{-3}} = 4{,}8 + 0{,}28 = 5{,}08$; $\Delta\mathrm{pH} = 5{,}08 - 5{,}10 = -0{,}02$.

Conclusion. Il faut mélanger 133 mL d'éthanoate de sodium et 67 mL d'acide éthanoïque. Le pH ne varie que de $0{,}02$ unité, inférieure à $0{,}1$: le tampon est satisfaisant.

Situation problème 2

Analyse. Il faut neutraliser les ions $\mathrm{H_3O^+}$ présents par des ions $\mathrm{HO^-}$ en quantités stœchiométriques ; un excès de soude rend la solution basique. On compare le pH final à l'intervalle $[6\,;\,9]$.

Calculs.
$[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-2} = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol L^{-1} ; $V = 5{,}0\,\mathrm{m^3} = 5{,}0 \times 10^3$ L ;
$n(\mathrm{H_3O^+}) = 1{,}0 \times 10^{-2} \times 5{,}0 \times 10^3 = 50$ mol.
Masse de soude : $m = n\,M = 50 \times 40 = 2{,}0 \times 10^3$ g $= 2{,}0$ kg (à quelques grammes près pour rester entre $\mathrm{pH} = 6$ et $\mathrm{pH} = 9$).
Avec deux sacs : $m = 2{,}4$ kg, soit $n(\mathrm{HO^-}) = \dfrac{2400}{40} = 60$ mol. Excès de $\mathrm{HO^-}$:
$60 - 50 = 10$ mol ; $[\mathrm{HO^-}] = \dfrac{10}{5{,}0 \times 10^3} = 2{,}0 \times 10^{-3}$ mol L^{-1}.
$\mathrm{pH} = 14 + \log[\mathrm{HO^-}] = 14 + \log(2{,}0 \times 10^{-3}) = 11{,}3$.

Conclusion. Il faut verser $2{,}0$ kg de soude. Avec les deux sacs, le pH est égal à $11{,}3$, supérieur à 9 : le rejet n'est pas conforme ; le responsable ne doit utiliser que $2{,}0$ kg (un sac entier et les deux tiers du second).

lapense