# Corrigé complet — Bac S 2006 Liban (ancien programme)

Physique-chimie, Bac S (épreuve écrite) **16 points** **3 h 30**


| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Ex 1 | **La Logan au banc d'essai**<br>Mouvement rectiligne uniformément accéléré · Mouvement circulaire uniforme et accélération centripète · Oscillateur masse-ressort et résonance · Analyse dimensionnelle · Dipôle RL et constante de temps | 9 pts | 1 h 57 | 15 questions | p. 2 |
| Ex 2 | **pH d'un mélange**<br>Couples acide-base et constante d'acidité · Diagramme de prédominance · Quotient de réaction et sens d'évolution · Tableau d'avancement · Relation entre pH et pKa | 4 pts | 52 min | 12 questions | p. 10 |
| Ex 3 | **Spécialité : Dosages de l'acide ascorbique**<br>Titrage pH-métrique · Équivalence · Méthode des tangentes · Oxydoréduction · Titrage indirect · Concentration en masse | 4 pts | 52 min | 10 questions | p. 14 |
| Ex 4 | **Teneur en CO2 d'un vin**<br>Spectre d'absorption · Absorbance · Courbe d'étalonnage · Loi de Beer-Lambert · Dosage par étalonnage · Concentration en masse | 3 pts | 39 min | 2 questions | p. 18 |


**Comment s'en servir.** Fais d'abord le sujet en temps limité, puis corrige-toi exercice par exercice. À gauche de chaque question, sur les carreaux : ce qu'il faut écrire sur ta copie. À droite : les pièges, ce qu'il faut comprendre et les méthodes.

# La Logan au banc d'essai

Bac S 2006 Liban (ancien programme) · Exercice 1 **9 points** **Durée conseillée 1 h 57**

**1** Partie A, I (reprises). a) Donner la relation entre les vecteurs accélération $\vec{a}_1$ et vitesse $\vec{v}$ de G, puis en déduire $v(t)$ en fonction de $a_1$, $v_0$ et $t$. b) Montrer que $a_1 = 2{,}1\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$.

**Données utiles** $v_0 = 30\ \text{km}\cdot\text{h}^{-1}$ ; $v_A = 70\ \text{km}\cdot\text{h}^{-1}$ ; durée du test : $t_A = 5{,}4\ \text{s}$

**a)** Par définition, $\vec{a}_1 = \dfrac{\text{d}\vec{v}}{\text{d}t}$.

En projection sur l'axe $(Ox)$, orienté dans le sens du mouvement : $\dfrac{\text{d}v}{\text{d}t} = a_1$, avec $a_1$ constante. Une primitive donne $v(t) = a_1\,t + C$. Or $v(0) = v_0$, donc $C = v_0$ :

$$v(t) = a_1\,t + v_0$$

**b)** À la date $t_A$, la vitesse vaut $v_A$ : $v_A = a_1\,t_A + v_0$, soit $a_1 = \dfrac{v_A - v_0}{t_A}$.

Les vitesses sont converties en $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ en divisant par 3,6 :

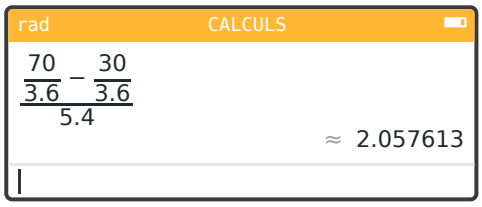
$$a_1 = \frac{\dfrac{70}{3{,}6} - \dfrac{30}{3{,}6}}{5{,}4} = 2{,}06\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$$

$v(t) = a_1\,t + v_0$ ; $a_1 = 2{,}06\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2} \approx 2{,}1\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$, la valeur attendue.

**PIÈGE**
Laisser les vitesses en $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$ : on trouverait 7,4, qui n'est pas en unité SI. On divise par 3,6 pour passer des $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$ aux $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$.

**COMPRENDRE**
Chiffres significatifs : la durée $5{,}4$ s en compte deux, le résultat s'écrit donc $2{,}1\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$. Pour les calculs suivants, on garde la valeur non arrondie $2{,}06$.

**À LA CALCULATRICE**




**2** Partie A, I (reprises). a) Établir l'équation horaire $x(t)$ de la position de G. b) En déduire la distance $D$ parcourue pendant le passage de 30 à 70 $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$.

**Données utiles** $a_1 = 2{,}06\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$ (Q1) ; $v_0 = \dfrac{30}{3{,}6} = 8{,}33\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ ; $t_A = 5{,}4\ \text{s}$

**a)** Sur l'axe $(Ox)$ : $v = \dfrac{\text{d}x}{\text{d}t} = a_1\,t + v_0$. Une primitive donne $x(t) = \dfrac{1}{2}\,a_1\,t^2 + v_0\,t + C'$.

À $t = 0$, G est au point O, origine de l'axe : $x(0) = 0$, donc $C' = 0$.

$$x(t) = \frac{1}{2}\,a_1\,t^2 + v_0\,t$$

**b)** La distance parcourue est $D = x(t_A) - x(0) = x(t_A)$ :

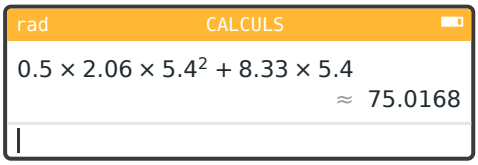
$$D = \frac{1}{2} \times 2{,}06 \times 5{,}4^2 + 8{,}33 \times 5{,}4 = 75\ \text{m}$$

$x(t) = \dfrac{1}{2}\,a_1\,t^2 + v_0\,t$ ; $D = 75\ \text{m}$

**COMPRENDRE**
Avec la valeur arrondie $a_1 = 2{,}1\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$, on obtient $75{,}6$ m, arrondi à 76 m : cet écart d'un mètre ne vient que de l'arrondi intermédiaire.

**MÉTHODE**
Vérification rapide : à accélération constante, la vitesse moyenne est la demi-somme des vitesses extrêmes, soit 50 $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$. Alors $D = \dfrac{50}{3{,}6} \times 5{,}4 = 75$ m.

**À LA CALCULATRICE**



**1** Partie A, II (virage). a) Exprimer $v_3$ et $v_5$ en fonction de $G_2G_4$, $G_4G_6$ et $\tau$. b) Montrer qu'elles valent toutes deux environ 40 $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$. c) Représenter $\vec{v}_3$ et $\vec{v}_5$. d) Représenter $\Delta\vec{v}_4 = \vec{v}_5 - \vec{v}_3$.

**Données utiles** $\tau = 1{,}00$ s ; figure 1 : 1,0 cm pour 10 m ; vitesses : 1 cm pour 2 $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

**a)** La vitesse en un point est assimilée à la vitesse moyenne entre les deux positions qui l'encadrent, séparées de $2\tau$ :

$$v_3 = \frac{G_2G_4}{2\tau} \qquad v_5 = \frac{G_4G_6}{2\tau}$$

**b)** Sur la figure 1, on mesure $G_2G_4 = G_4G_6 = 2{,}2$ cm, soit 22 m en réalité. Les deux distances étant égales, $v_3 = v_5$ :

$$v_3 = v_5 = \frac{22}{2 \times 1{,}00} = 11\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1} = 11 \times 3{,}6 \approx 40\ \text{km}\cdot\text{h}^{-1}$$

**c)** Chaque vecteur vitesse part du point considéré, est tangent à la trajectoire (donc perpendiculaire au rayon), dans le sens du mouvement. Sa longueur est $\frac{11}{2} = 5{,}5$ cm.

**d)** On reporte $\vec{v}_5$, puis $-\vec{v}_3$ à la suite : $\Delta\vec{v}_4$ joint l'origine du premier à l'extrémité du second. On le trace ensuite à partir de $G_4$ ; il mesure environ 2,4 cm et pointe vers O.

$v_3 = v_5 = 11\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1} \approx 40\ \text{km}\cdot\text{h}^{-1}$ ; vecteurs de 5,5 cm sur la figure.

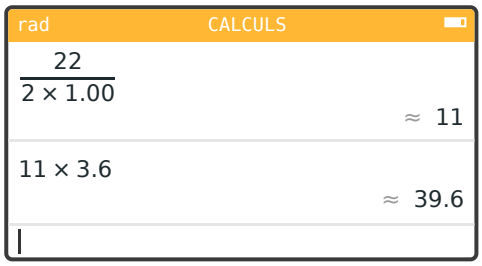
**PIÈGE**

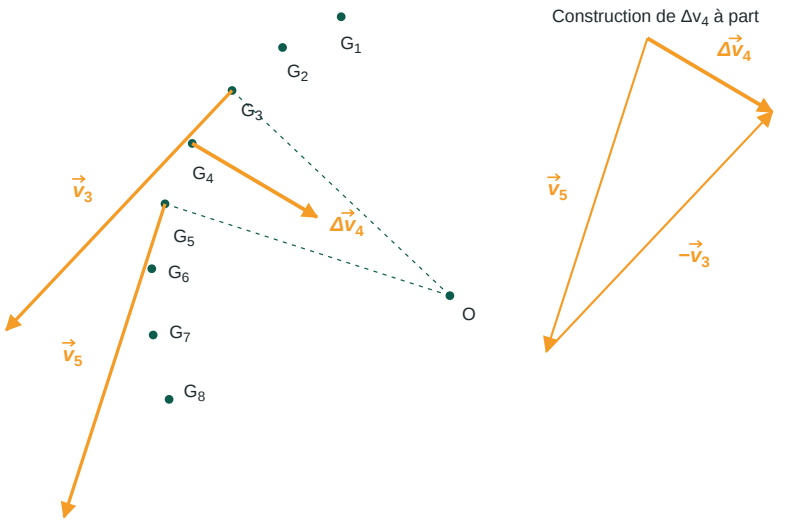
Diviser par $\tau$ au lieu de $2\tau$ : entre $G_2$ et $G_4$, il s'écoule deux intervalles de temps. La vitesse serait doublée.

**MÉTHODE**

Avant de mesurer, contrôler l'échelle de l'impression : le rayon $OG$ doit mesurer 5,0 cm puisque $R = 50$ m. Sinon, corriger chaque longueur par proportionnalité (sur une copie réduite, on lit plutôt 2,1 cm).

**À LA CALCULATRICE**




**1** · Figure 1 complétée : $\vec{v}_3$ et $\vec{v}_5$ (5,5 cm chacun), puis $\Delta\vec{v}_4 = \vec{v}_5 - \vec{v}_3$ reporté en $G_4$

**2** Partie A, II (virage). a) Donner l'expression du vecteur accélération $\vec{a}_4$ au point $G_4$ en fonction de $\Delta\vec{v}_4$ et $\tau$. b) Calculer la valeur de $a_4$ en unité SI.

**Données utiles** longueur de $\Delta\vec{v}_4$ : 2,4 cm (Q1) ; 1 cm pour 2 $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ ; $\tau = 1{,}00$ s

**a)** L'accélération en $G_4$ est la variation du vecteur vitesse entre les dates $t_3$ et $t_5$, divisée par la durée $2\tau$ :

$$\vec{a}_4 = \frac{\Delta\vec{v}_4}{2\tau}$$

**b)** Avec l'échelle des vitesses : $\Delta v_4 = 2{,}4 \times 2 = 4{,}8\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$.

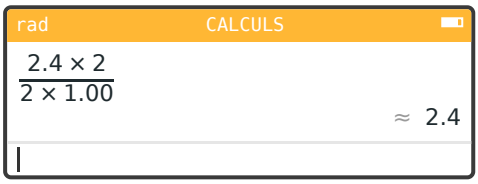
$$a_4 = \frac{\Delta v_4}{2\tau} = \frac{4{,}8}{2 \times 1{,}00} = 2{,}4\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$$

$\vec{a}_4 = \dfrac{\Delta\vec{v}_4}{2\tau}$ ; $a_4 = 2{,}4\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$

**COMPRENDRE**
La valeur de la vitesse ne change pas, mais sa direction tourne : le vecteur vitesse varie, donc l'accélération n'est pas nulle. Selon la finesse du tracé, on trouve entre 2,3 et 2,6 $\text{m}\cdot\text{s}^{-2}$.

**MÉTHODE**
Contrôle par le calcul : pour un mouvement circulaire uniforme, $a = \dfrac{v^2}{R} = \dfrac{11^2}{50} = 2{,}4\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$. La construction graphique est cohérente.

**À LA CALCULATRICE**




**3** Partie A, II (virage). a) Le constructeur qualifie cette accélération de « latérale » : quel qualificatif emploie-t-on plutôt en physique ? b) Son effet sur les passagers est-il négligeable devant celui de l'accélération de la pesanteur ?

**Données utiles** $a_4 = 2{,}4\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$ (Q2) ; $g = 9{,}8\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$

**a)** Le vecteur $\Delta\vec{v}_4$, donc $\vec{a}_4$, est dirigé selon le rayon $G_4O$, vers le centre de la trajectoire. En physique, cette accélération est dite **radiale**, ou plus précisément **centripète** (c'est l'accélération normale du repère de Frenet).

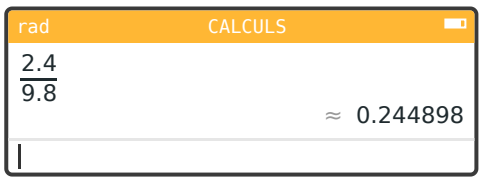
**b)** On compare les deux valeurs : $\dfrac{a_4}{g} = \dfrac{2{,}4}{9{,}8} = 0{,}24$.

L'accélération dans le virage vaut environ un quart de celle de la pesanteur : les deux sont du même ordre de grandeur.

Accélération centripète ; $a_4 \approx 0{,}24\,g$ : son effet n'est pas négligeable devant celui de la pesanteur.

**COMPRENDRE**
On néglige une grandeur devant une autre quand elle est au moins dix fois plus petite, souvent cent fois. Ici le rapport est de 4 seulement : les passagers se sentent nettement déportés vers l'extérieur du virage.

**À LA CALCULATRICE**




**1** Partie A, III (suspension). Caisse à l'arrêt, sans passager. a) Faire l'inventaire des forces qui s'exercent sur la caisse. b) Trouver la relation entre $|\Delta\ell_0|$, $M$, $k$ et $g$ à l'aide du principe d'inertie.

Système : la caisse, étudiée dans le référentiel terrestre supposé galiléen.

**a)** Deux forces s'exercent sur la caisse :

- son poids $\vec{P}$, vertical, vers le bas, de valeur $P = M\,g$ ;
- la force $\vec{F}$ exercée par le ressort comprimé, verticale, vers le haut, de valeur $F = k\,|\Delta\ell_0|$.

**b)** La caisse est immobile : d'après le principe d'inertie, les forces se compensent, $\vec{P} + \vec{F} = \vec{0}$. Les deux forces ont donc la même valeur :

$M\,g = k\,|\Delta\ell_0|$

**COMPRENDRE**
Un ressort comprimé repousse ce qui l'écrase : la force est dirigée vers le haut. L'amortisseur, lui, n'agit que si la caisse bouge ; à l'arrêt, il n'exerce aucune force.

**2** Partie A, III (suspension). Quatre essayeurs montent à bord et la caisse s'affaisse de $h$. a) Établir la relation $k = \dfrac{m\,g}{h}$. b) Déterminer la dimension de $k$. c) Calculer $k$.

**Données utiles** $m = 280\ \text{kg}$ ; $h = 3{,}0 \times 10^{-2}\ \text{m}$ ; $g = 9{,}8\ \text{m}\cdot\text{s}^{-2}$ ; $|\Delta\ell| = |\Delta\ell_0| + h$ ; $M\,g = k\,|\Delta\ell_0|$ (Q1)

**a)** Le système {caisse + essayeurs}, de masse $M + m$, est de nouveau immobile. Le principe d'inertie donne :

$(M + m)\,g = k\,|\Delta\ell| = k\,|\Delta\ell_0| + k\,h$

Comme $M\,g = k\,|\Delta\ell_0|$, il reste $m\,g = k\,h$, d'où $k = \dfrac{m\,g}{h}$.

**b)** $[k] = \dfrac{[m]\,[g]}{[h]} = \dfrac{\text{M}\cdot\text{L}\cdot\text{T}^{-2}}{\text{L}} = \text{M}\cdot\text{T}^{-2}$ : $k$ s'exprime en $\text{kg}\cdot\text{s}^{-2}$, c'est-à-dire en $\text{N}\cdot\text{m}^{-1}$.

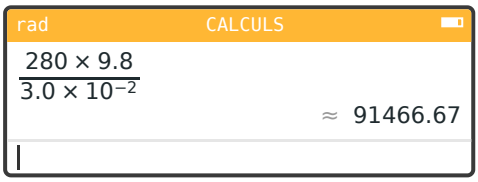
**c)** $k = \dfrac{280 \times 9{,}8}{3{,}0 \times 10^{-2}} = 9{,}1 \times 10^{4}\ \text{N}\cdot\text{m}^{-1}$

$$k = \frac{m\,g}{h}\ ;\ [k] = \text{M}\cdot\text{T}^{-2}\ ;\ k = 9{,}1 \times 10^{4}\ \text{N}\cdot\text{m}^{-1}$$

**PIÈGE**
Utiliser la masse totale $M + m$ dans le calcul de $k$ : seule la surcharge $m$ provoque l'affaissement supplémentaire $h$.

**COMPRENDRE**
L'accélération $g$ a pour dimension $\text{L}\cdot\text{T}^{-2}$. Le résultat est cohérent avec $F = k\,|\Delta\ell|$ : une force divisée par une longueur, soit des $\text{N}\cdot\text{m}^{-1}$.

**À LA CALCULATRICE**




**3** Partie A, III (suspension). Montrer que la période propre des oscillations de la caisse, avec un seul essayeur à bord, vaut $T_0 = 0{,}71\ \text{s}$.

**Données utiles** $M = 1\,095\ \text{kg}$ ; $m_1 = 70\ \text{kg}$ ; $k = 9{,}15 \times 10^{4}\ \text{N}\cdot\text{m}^{-1}$ (Q2, valeur non arrondie)

La période propre d'un oscillateur {masse + ressort} est $T_0 = 2\pi\sqrt{\dfrac{\text{masse}}{k}}$. La masse qui oscille est celle de la caisse et de l'essayeur, $M + m_1$ :

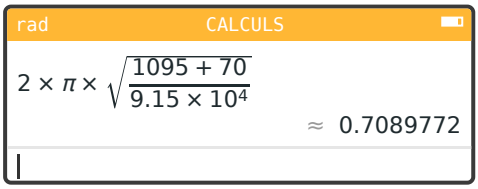
$$T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{M + m_1}{k}} = 2\pi\sqrt{\frac{1\,095 + 70}{9{,}15 \times 10^{4}}} = 0{,}71\ \text{s}$$

$T_0 = 0{,}709\ \text{s} \approx 0{,}71\ \text{s}$, la valeur attendue.

**PIÈGE**
Prendre la masse $M$ seule, ou les 280 kg des quatre essayeurs : ici un seul essayeur de 70 kg est à bord.

**COMPRENDRE**
L'oscillateur masse-ressort ne figure plus au programme actuel de spécialité : l'expression de $T_0$ était une connaissance exigible en 2006. Elle serait aujourd'hui donnée dans l'énoncé.

**À LA CALCULATRICE**



**4** Partie A, III (suspension). a) Sur une Logan neuve, la caisse retrouve sa position sans osciller après une bosse : nommer ce régime. b) Prévoir le comportement de la caisse quand les amortisseurs sont « fatigués ».

**a)** La caisse revient à sa position d'équilibre sans la dépasser, donc sans osciller : l'amortissement est fort, le régime est **apériodique**.

**b)** Avec un amortissement plus faible, la caisse oscille de part et d'autre de sa position d'équilibre, avec une amplitude qui décroît à chaque oscillation : le régime est **pseudo-périodique**.

Logan neuve : régime apériodique. Amortisseurs fatigués : régime pseudo-périodique (oscillations amorties).

**COMPRENDRE**
Dans le régime pseudo-périodique, la durée d'une oscillation, appelée pseudo-période, reste voisine de la période propre $T_0$ tant que l'amortissement est faible.

**5** Partie A, III (suspension). Sur une série de bosses distantes de $D$, l'amplitude des oscillations devient très grande. a) Nommer ce phénomène. b) Quelle période des excitations le provoque ? c) Calculer $D$ pour qu'il se produise à 80 $\mathrm{km \cdot h^{-1}}$. d) Existe-t-il un autre moyen que ralentir pour l'éviter ?

**Données utiles** $T_0 = 0{,}71$ s (Q3) ; $v = 80\ \mathrm{km \cdot h^{-1}}$

**a)** Il s'agit de la **résonance** : l'amplitude des oscillations forcées passe par un maximum.

**b)** La résonance se produit quand la période des excitations est égale (ou très voisine) de la période propre de l'oscillateur : $\Delta t = T_0 = 0{,}71$ s.

**c)** À vitesse constante, la voiture parcourt la distance $D$ entre deux bosses pendant $\Delta t = T_0$ :

$$D = v\,T_0 = \frac{80}{3{,}6} \times 0{,}71 = 16\ \mathrm{m}$$

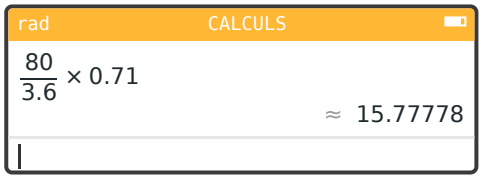
**d)** Oui : rouler nettement plus vite que 80 $\mathrm{km \cdot h^{-1}}$. La durée $\Delta t = \dfrac{D}{v}$ entre deux bosses devient alors bien plus petite que $T_0$ : on s'éloigne de la résonance et l'amplitude des oscillations reste faible. Ce moyen est évidemment dangereux et interdit.

Résonance, pour $\Delta t = T_0 = 0{,}71$ s ; $D = 16$ m ; on l'évite aussi en roulant beaucoup plus vite.

**PIÈGE**
Oublier de convertir la vitesse : $80 \times 0{,}71$ donnerait 57, un résultat qui n'est pas en mètres.

**COMPRENDRE**
L'amortissement de la Logan neuve est fort : la résonance est alors peu marquée, « floue ». Elle n'impose pas une vitesse précise, mais se ressent sur toute une plage de vitesses autour de 80 $\mathrm{km \cdot h^{-1}}$.

**À LA CALCULATRICE**




**1** Partie B, I (bobine connue). Interrupteur fermé, régime permanent établi : montrer que l'intensité constante vaut $I_0 = \dfrac{E}{R_0 + r}$.

**Données utiles** $u_L(t) = L\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} + r\,i$

Loi d'additivité des tensions dans le circuit : $E = u_L + u_{R_0}$.

Loi d'Ohm pour le conducteur ohmique : $u_{R_0} = R_0\,i$.

En régime permanent, $i = I_0$ est constante, donc $\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} = 0$ et $u_L = r\,I_0$.

Ainsi $E = r\,I_0 + R_0\,I_0 = (R_0 + r)\,I_0$.

$$I_0 = \frac{E}{R_0 + r}$$

**COMPRENDRE**
La bobine et les circuits RL ne sont plus au programme actuel de spécialité. À retenir tout de même : en régime permanent, une bobine se comporte comme un simple conducteur ohmique de résistance $r$.

**2** Partie B, I (bobine connue). À l'ouverture de l'interrupteur, $u_L(t) + u_{R_0}(t) = 0$. Établir l'équation différentielle vérifiée par l'intensité $i(t)$.

On remplace chaque tension par son expression, $u_L = L\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} + r\,i$ et $u_{R_0} = R_0\,i$ :

$$L\frac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} + r\,i + R_0\,i = 0$$

En divisant par $L$ :

$$\boxed{\frac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t} + \frac{R_0 + r}{L}\,i = 0}$$

**COMPRENDRE**
C'est une équation du premier ordre de la forme $y' + \dfrac{y}{\tau} = 0$, comme pour la décharge d'un condensateur. Sa solution est $i(t) = I_0\,\mathrm{e}^{-t/\tau}$ avec $\tau = \dfrac{L}{R_0 + r}$.

**3** Partie B, I (bobine connue). a) D'après l'allure de $i(t)$ sur la figure 2, préciser le rôle de la bobine. b) Montrer que $\tau = \dfrac{L}{R_0 + r}$ a la dimension d'un temps. c) Calculer $\tau$. d) Mesurer $i(\tau)$ sur le graphique.

**Données utiles** $L = 0{,}94\ \mathrm{H}$ ; $R_0 = 150\ \Omega$ ; $r = 20\ \Omega$

**a)** À l'ouverture de l'interrupteur, l'intensité ne tombe pas brutalement à zéro : elle décroît progressivement, en 30 ms environ. La bobine s'oppose à la variation du courant : elle retarde son annulation.

**b)** D'après $u_L = L\dfrac{\mathrm{d}i}{\mathrm{d}t}$ (bobine idéale) : $[L] = \dfrac{[U]\,\mathrm{T}}{[I]}$. D'après la loi d'Ohm $u = R\,i$ : $[R] = \dfrac{[U]}{[I]}$.

$$[\tau] = \frac{[L]}{[R]} = \frac{[U]\,\mathrm{T}}{[I]} \times \frac{[I]}{[U]} = \mathrm{T}$$

$\tau$ a bien la dimension d'un temps.

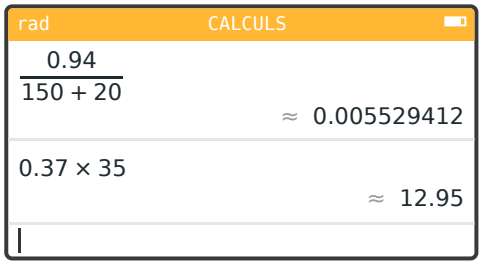
**c)** $\tau = \dfrac{L}{R_0 + r} = \dfrac{0{,}94}{150 + 20} = 5{,}5 \times 10^{-3}\ \mathrm{s}$

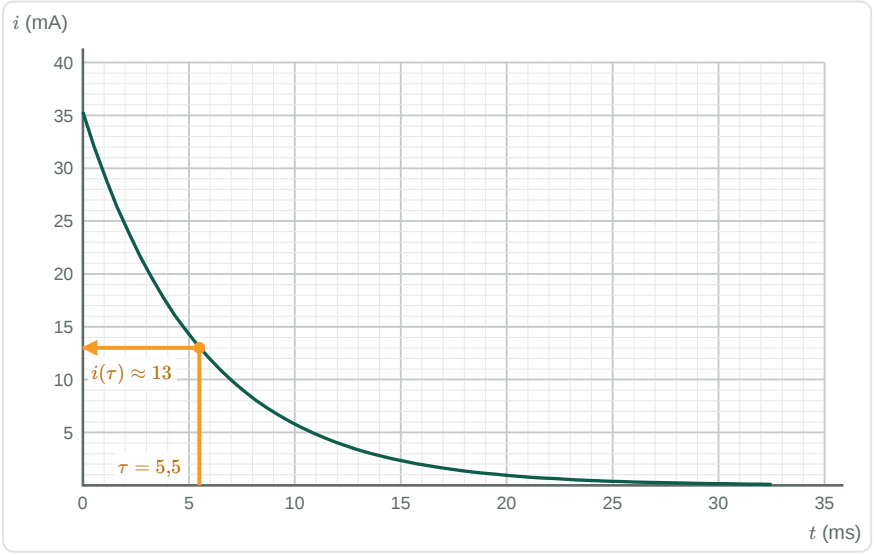
**d)** Sur la figure 2, le point de la courbe d'abscisse $t = 0{,}0055$ s a pour ordonnée $0{,}013$ A.

$$\boxed{\tau = 5{,}5\ \mathrm{ms}\ ;\ i(\tau) \approx 13\ \mathrm{mA}}$$

**MÉTHODE**
Contrôle de la lecture : à $t = \tau$, une exponentielle décroissante vaut 37 % de sa valeur initiale, ici 35 mA à $t = 0$. Or $0{,}37 \times 35 = 13$ mA : la mesure est cohérente.

**À LA CALCULATRICE**




**3** · Figure 2 du sujet (échelles en ms et en mA), avec la lecture de $i(\tau)$

**1** Partie B, II (bobine de l'injecteur). À l'aide de la figure 3, déterminer la résistance interne $r'$ de la bobine, sachant que $I'_0 = \dfrac{E}{R_0 + r'}$.

**Données utiles** $E = 6{,}0$ V ; $R_0 = 150\ \Omega$

$I'_0$ est l'intensité à l'instant où l'on ouvre l'interrupteur. Sur la figure 3, à $t = 0$ : $I'_0 = 0{,}035$ A.

De $I'_0 = \dfrac{E}{R_0 + r'}$, on tire $R_0 + r' = \dfrac{E}{I'_0}$, soit :

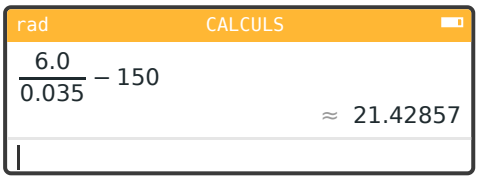
$$r' = \frac{E}{I'_0} - R_0 = \frac{6{,}0}{0{,}035} - 150 = 21\ \Omega$$

$\boxed{r' = 21\ \Omega}$

**COMPRENDRE**

Ce résultat est très sensible à la lecture : avec $I'_0 = 0{,}036$ A, on trouverait $17\ \Omega$. Le graphique ne donne donc que l'ordre de grandeur, une vingtaine d'ohms.

**À LA CALCULATRICE**



**2** Partie B, II (bobine de l'injecteur). a) Évaluer graphiquement la constante de temps $\tau'$. b) Déterminer l'inductance $L'$ de la bobine.

**Données utiles** $I'_0 = 0{,}035$ A et $r' = 21\ \Omega$ (Q1) ; $R_0 = 150\ \Omega$

**a)** À la date $t = \tau'$, l'intensité vaut 37 % de sa valeur initiale : $i(\tau') = 0{,}37 \times 0{,}035 = 0{,}013$ A.

Sur la figure 3, le point de la courbe d'ordonnée $0{,}013$ A a pour abscisse $0{,}015$ s : $\tau' = 0{,}015$ s.

**b)** Par analogie avec l'étude précédente, $\tau' = \dfrac{L'}{R_0 + r'}$, donc :

$$L' = (R_0 + r')\,\tau' = (150 + 21) \times 0{,}015 = 2{,}6\ \text{H}$$

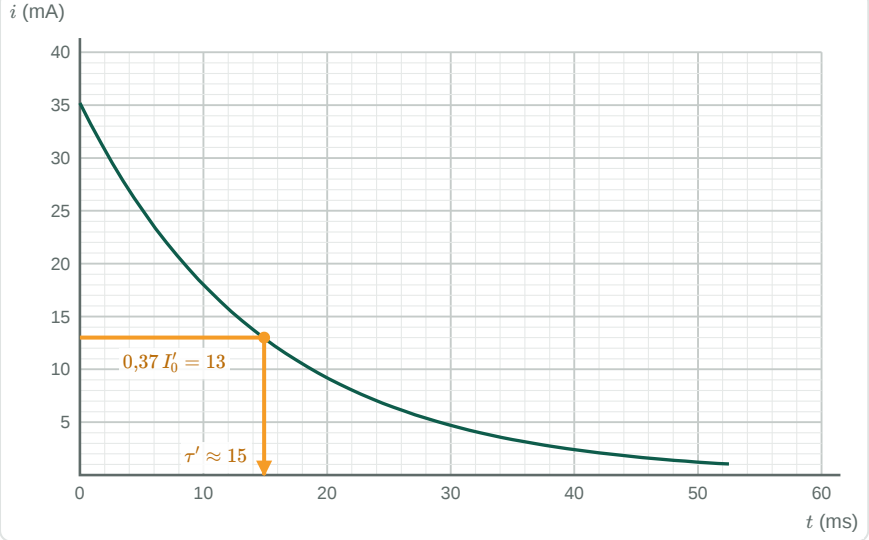
$\tau' = 15$ ms ; $L' = 2{,}6$ H

**COMPRENDRE**

$\tau'$ est lue à 1 ms près environ : $L'$ est donc connue à 0,2 H près, et toute valeur comprise entre 2,4 et 2,8 H est acceptable.

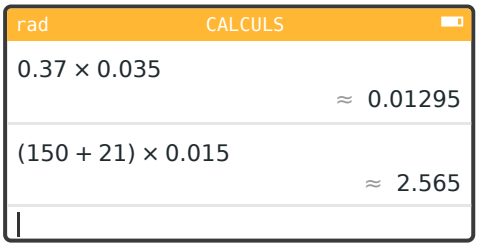
**MÉTHODE**

Autre tracé possible : la tangente à la courbe à $t = 0$ coupe l'axe des temps en $t = \tau'$. Il est moins précis qu'une lecture à 37 %.




**2** · Figure 3 complétée (échelles en ms et en mA) : lecture de $\tau'$ à $0{,}37\,I'_0$

**À LA CALCULATRICE**



# pH d'un mélange

Bac S 2006 Liban (ancien programme) · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

**I.1.a** Écrire l'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'eau. Donner l'expression de sa constante d'équilibre.

L'acide nitreux cède un ion $H^+$ à l'eau :

$$HNO_2\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons NO_2^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

La constante d'équilibre de cette réaction est la constante d'acidité $K_{a1}$ du couple $HNO_2$ / $NO_2^-$ :

$$K_{a1} = \frac{[NO_2^-]_{éq}\,[H_3O^+]_{éq}}{[HNO_2]_{éq}}$$

**PIÈGE**
Faire figurer l'eau dans l'expression : c'est le solvant, elle n'apparaît pas dans la constante d'équilibre. Les concentrations sont celles de l'état d'équilibre, pas les concentrations apportées.

**I.1.b** Écrire l'équation de la réaction entre l'ion méthanoate et l'eau. Donner l'expression de sa constante d'équilibre.

L'ion méthanoate est une base : il capte un ion $H^+$ cédé par l'eau.

$$HCOO^-\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons HCOOH\,(aq) + HO^-\,(aq)$$

$$K = \frac{[HCOOH]_{éq}\,[HO^-]_{éq}}{[HCOO^-]_{éq}}$$

**PIÈGE**
Cette constante n'est pas $K_{a2}$ : la réaction écrite est celle de la base sur l'eau, elle produit des ions $HO^-$ et non des ions $H_3O^+$.

**COMPRENDRE**
En multipliant haut et bas par $[H_3O^+]_{éq}$, on obtient $K = K_e/K_{a2} = 10^{-10,2}$ : la réaction est très limitée, ce qui explique un pH seulement un peu basique (8,7).

**I.2.a** Sur l'axe des pH de l'annexe, placer les domaines de prédominance des deux couples acide/base mis en jeu.

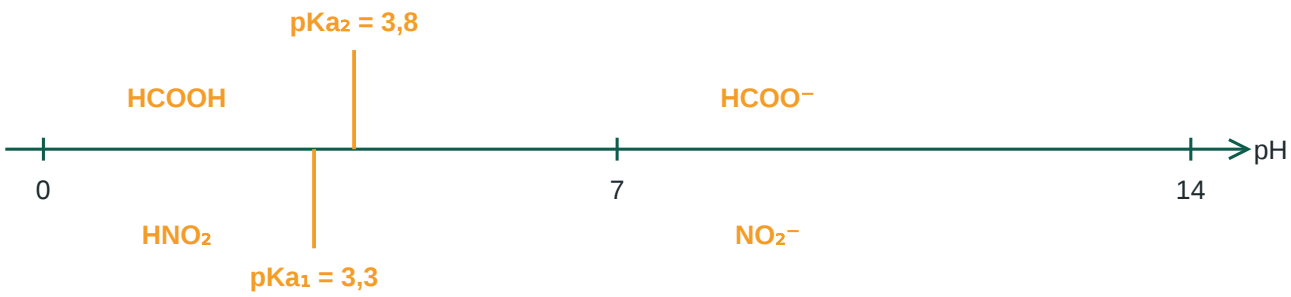
**Données utiles** $pK_{a1}(HNO_2 / NO_2^-) = 3,3$ ; $pK_{a2}(HCOOH / HCOO^-) = 3,8$

Pour un couple acide/base, l'acide prédomine si $pH < pK_a$ et la base prédomine si $pH > pK_a$.

Couple 1 : $HNO_2$ prédomine pour $pH < 3,3$, $NO_2^-$ pour $pH > 3,3$.

Couple 2 : $HCOOH$ prédomine pour $pH < 3,8$, $HCOO^-$ pour $pH > 3,8$.

Frontières à $pH = 3,3$ (couple 1) et $pH = 3,8$ (couple 2) : voir l'annexe complétée.




**I.2.a** · Annexe complétée : domaines de prédominance (en orange : ce que l'élève trace)

**I.2.b** Préciser l'espèce prédominante dans chacune des deux solutions précédentes.

**Données utiles** $\mathrm{pH}_1 = 2{,}0$ ; $\mathrm{pH}_2 = 8{,}7$

Solution d'acide nitreux : $\mathrm{pH}_1 = 2{,}0 < \mathrm{p}K_{a1} = 3{,}3$, donc la forme acide prédomine.

Solution de méthanoate de sodium : $\mathrm{pH}_2 = 8{,}7 > \mathrm{p}K_{a2} = 3{,}8$, donc la forme basique prédomine.

$\mathrm{HNO_2}$ prédomine dans la première solution, $\mathrm{HCOO^-}$ dans la seconde.

**MÉTHODE**
Pour trouver l'espèce prédominante, comparer le pH de la solution au $\mathrm{p}K_a$ du couple concerné, et à lui seul : chaque solution ne contient ici qu'un des deux couples.

**II.1.a** Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors du mélange entre l'acide nitreux et l'ion méthanoate.

L'acide $\mathrm{HNO_2}$ du couple 1 cède un ion $\mathrm{H^+}$ à la base $\mathrm{HCOO^-}$ du couple 2 :

$$\mathrm{HNO_2\,(aq) + HCOO^-\,(aq) \rightleftharpoons NO_2^-\,(aq) + HCOOH\,(aq)}$$

**COMPRENDRE**
Les ions sodium $\mathrm{Na^+}$ sont spectateurs : ils n'apparaissent pas dans l'équation. L'eau n'intervient pas non plus, l'ion $\mathrm{H^+}$ passe directement de l'acide à la base.

**II.1.b** Exprimer, puis calculer, le quotient de réaction $Q_{r,i}$ associé à cette équation dans l'état initial du système.

$$Q_{r,i} = \frac{[\mathrm{NO_2^-}]_i\,[\mathrm{HCOOH}]_i}{[\mathrm{HNO_2}]_i\,[\mathrm{HCOO^-}]_i}$$

À l'instant du mélange, les produits $\mathrm{NO_2^-}$ et $\mathrm{HCOOH}$ n'ont pas encore été formés par la réaction : $[\mathrm{NO_2^-}]_i = [\mathrm{HCOOH}]_i = 0$.

$$Q_{r,i} = 0$$

**COMPRENDRE**
En toute rigueur, les solutions de départ contiennent déjà un peu de $\mathrm{NO_2^-}$ et des traces de $\mathrm{HCOOH}$ (parties I.1.a et I.1.b). Le calcul donne alors $Q_{r,i}$ inférieur à $10^{-6}$ : le prendre nul ne change rien à la conclusion.

**II.1.c** Exprimer le quotient de réaction dans l'état d'équilibre $Q_{r,\text{éq}}$ en fonction des constantes d'acidité des couples, puis le calculer.

**Données utiles** $\mathrm{p}K_{a1} = 3{,}3$ ; $\mathrm{p}K_{a2} = 3{,}8$

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\mathrm{NO_2^-}]_{\text{éq}}\,[\mathrm{HCOOH}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{HNO_2}]_{\text{éq}}\,[\mathrm{HCOO^-}]_{\text{éq}}}$$

On multiplie le numérateur et le dénominateur par $[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}$ :

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\mathrm{NO_2^-}]_{\text{éq}}\,[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{HNO_2}]_{\text{éq}}} \times \frac{[\mathrm{HCOOH}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{HCOO^-}]_{\text{éq}}\,[\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}} = K_{a1} \times \frac{1}{K_{a2}}$$

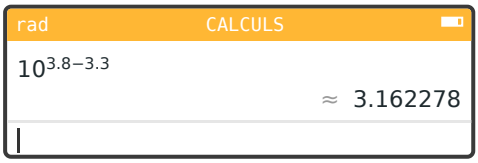
Avec $K_a = 10^{-\mathrm{p}K_a}$ : $\quad Q_{r,\text{éq}} = \dfrac{K_{a1}}{K_{a2}} = 10^{\mathrm{p}K_{a2} - \mathrm{p}K_{a1}} = 10^{3{,}8-3{,}3} = 10^{0{,}5}$

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = 3{,}2$$

**PIÈGE**
Inverser le rapport. La constante vaut $K_a$ du couple dont l'acide est réactif, divisée par $K_a$ du couple dont l'acide est produit. Un quotient de réaction n'a pas d'unité.

**COMPRENDRE**
Les $\mathrm{p}K_a$ sont donnés au dixième : on garde deux chiffres significatifs pour $Q_{r,\text{éq}}$.

**À LA CALCULATRICE**



**II.1.d** Conclure sur le sens d'évolution de la réaction écrite en 1.a).

**Données utiles** $Q_{r,i} = 0$ (II.1.b) ; $Q_{r,\text{éq}} = 3{,}2$ (II.1.c)

Critère d'évolution spontanée : le système évolue de façon que $Q_r$ se rapproche de $Q_{r,\text{éq}}$.

Ici $Q_{r,i} = 0 < Q_{r,\text{éq}} = 3{,}2$ : $Q_r$ doit augmenter, donc des produits se forment.

$Q_{r,i} < Q_{r,\text{éq}}$ : la réaction évolue dans le sens direct (formation de $NO_2^-$ et de $HCOOH$).

**II.2.a** Compléter le tableau d'avancement donné en annexe.

Les réactifs sont consommés mole à mole et les produits formés mole à mole (tous les nombres stœchiométriques valent 1). Les produits sont absents à l'état initial.

À l'équilibre : $n(HNO_2) = n_1 - x_{\text{éq}}$ ; $n(HCOO^-) = n_2 - x_{\text{éq}}$ ; $n(NO_2^-) = n(HCOOH) = x_{\text{éq}}$

| Équation | | $HNO_2(aq)$ + $HCOO^-(aq)$ = $NO_2^-(aq)$ + $HCOOH(aq)$ | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| État du système | Avancement (mol) | Quantités de matière (mol) | | | |
| | | $n(HNO_2(aq))$ | $n(HCOO^-(aq))$ | $n(NO_2^-(aq))$ | $n(HCOOH(aq))$ |
| État initial | x = 0 | $n_1$ | $n_2$ | 0 | 0 |
| État intermédiaire | x | $n_1 - x$ | $n_2 - x$ | x | x |
| État d'équilibre | $x = x_{\text{éq}}$ | $n_1 - x_{\text{éq}}$ | $n_2 - x_{\text{éq}}$ | $x_{\text{éq}}$ | $x_{\text{éq}}$ |

**II.2.a** · Annexe complétée : tableau d'avancement (en orange : ce que l'élève écrit)

**II.2.b** L'avancement final dans l'état d'équilibre vaut $x_{\text{éq}} = 3{,}3 \times 10^{-2}$ mol. Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes à l'équilibre.

**Données utiles** $n_1 = 4{,}0 \times 10^{-2}$ mol ; $n_2 = 8{,}0 \times 10^{-2}$ mol ; $v = 200$ mL pour chaque solution ; tableau d'avancement (II.2.a)

Volume du mélange : $V = 2v = 0{,}400$ L. Chaque concentration vaut $\frac{n_{\text{éq}}}{V}$.

$$[HNO_2]_{\text{éq}} = \frac{n_1 - x_{\text{éq}}}{2v} = \frac{4{,}0 \times 10^{-2} - 3{,}3 \times 10^{-2}}{0{,}400} = 1{,}8 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[HCOO^-]_{\text{éq}} = \frac{n_2 - x_{\text{éq}}}{2v} = \frac{8{,}0 \times 10^{-2} - 3{,}3 \times 10^{-2}}{0{,}400} = 1{,}2 \times 10^{-1}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[NO_2^-]_{\text{éq}} = [HCOOH]_{\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}}}{2v} = \frac{3{,}3 \times 10^{-2}}{0{,}400} = 8{,}3 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ion spectateur : $[Na^+] = \frac{n_2}{2v} = \frac{8{,}0 \times 10^{-2}}{0{,}400} = 0{,}20\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$[HNO_2]_{\text{éq}} = 1{,}8 \times 10^{-2}$ ; $[HCOO^-]_{\text{éq}} = 1{,}2 \times 10^{-1}$ ; $[NO_2^-]_{\text{éq}} = [HCOOH]_{\text{éq}} = 8{,}3 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**PIÈGE**

Diviser par $v = 200$ mL au lieu du volume total. Après mélange, le volume est $2v = 400$ mL, à convertir en litres.

**COMPRENDRE**

Résultats à deux chiffres significatifs, comme les données. Pour les calculs suivants, on reprend les valeurs non arrondies (0,0175 ; 0,1175 ; 0,0825).

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\dfrac{4.0 \times 10^{-2} - 3.3 \times 10^{-2}}{0.400} \approx 0.0175$

$\dfrac{8.0 \times 10^{-2} - 3.3 \times 10^{-2}}{0.400} \approx 0.1175$

$\dfrac{3.3 \times 10^{-2}}{0.400} \approx 0.0825$

$\dfrac{8.0 \times 10^{-2}}{0.400} \approx 0.2$

**II.2.c** En déduire la valeur de $Q_{r,éq}$ et la comparer à la valeur obtenue à la question 1.c).

**Données utiles** concentrations à l'équilibre (II.2.b) ; $Q_{r,éq} = 3{,}2$ (II.1.c)

$$Q_{r,éq} = \frac{[NO_2^-]_{éq}\,[HCOOH]_{éq}}{[HNO_2]_{éq}\,[HCOO^-]_{éq}} = \frac{0{,}0825^2}{0{,}0175 \times 0{,}1175} = 3{,}3$$

Cette valeur est très proche de celle de la question 1.c) (3,2) : l'écart est inférieur à 5 %.

$Q_{r,éq} = 3{,}3 \approx 3{,}2$ : les deux valeurs concordent, l'avancement $x_{éq}$ donné correspond bien à l'état d'équilibre.

**COMPRENDRE**

Le petit écart vient des arrondis : $n_1 - x_{éq} = 0{,}7 \times 10^{-2}$ mol n'est connu qu'avec un seul chiffre significatif, ce qui rend le résultat sensible à la valeur de $x_{éq}$.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\dfrac{0.0825^2}{0.0175 \times 0.1175} \approx 3.31003$

**II.3** À l'aide de l'un des couples intervenant dans le mélange, vérifier que la valeur du pH du mélange est proche de $pH_3 = 4$.

**Données utiles** $pK_{a1} = 3{,}3$ ; $[NO_2^-]_{éq} = 0{,}0825$ mol · L$^{-1}$ et $[HNO_2]_{éq} = 0{,}0175$ mol · L$^{-1}$ (II.2.b)

Pour le couple $HNO_2$ / $NO_2^-$ : $K_{a1} = \dfrac{[NO_2^-]_{éq}\,[H_3O^+]_{éq}}{[HNO_2]_{éq}}$.

En prenant l'opposé du logarithme décimal, avec $pH = -\log [H_3O^+]_{éq}$ :

$$pH = pK_{a1} + \log \frac{[NO_2^-]_{éq}}{[HNO_2]_{éq}}$$

$$pH = 3{,}3 + \log \frac{0{,}0825}{0{,}0175} = 4{,}0$$

$pH = 4{,}0$ : valeur en accord avec $pH_3 = 4$.

**PIÈGE**

Inverser le rapport sous le logarithme : c'est la base au numérateur, l'acide au dénominateur. Avec le rapport inversé, on trouverait 2,6.

**COMPRENDRE**

L'autre couple donne le même résultat : $3{,}8 + \log(0{,}1175/0{,}0825) = 4{,}0$. C'est normal, il n'y a qu'un seul pH dans le mélange. Ce pH est supérieur aux deux $pK_a$ : les deux bases prédominent.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$3.3 + \log\left(\dfrac{0.0825}{0.0175}\right) \approx 3.973416$

# Spécialité : Dosages de l'acide ascorbique

Bac S 2006 Liban (ancien programme) · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

**1** Partie I (dosage acido-basique). Écrire l'équation de la réaction de dosage.

L'acide ascorbique cède un ion $H^+$ à la base $HO^-$ :

$$C_6H_8O_6\,(aq) + HO^-\,(aq) \longrightarrow C_6H_7O_6^-\,(aq) + H_2O\,(l)$$

**COMPRENDRE**
Les ions $Na^+$ sont spectateurs : ils n'apparaissent pas dans l'équation. Une réaction support de titrage doit être totale et rapide, d'où la flèche simple.

**2** Partie I. Définir l'équivalence du dosage.

L'équivalence est l'état du mélange pour lequel le réactif titré et le réactif titrant ont été apportés dans les proportions stœchiométriques de l'équation : tous deux sont entièrement consommés.

**COMPRENDRE**
Avant l'équivalence, le réactif limitant est $HO^-$ ; après, c'est l'acide ascorbique. L'équivalence marque ce changement de réactif limitant.

**3** Partie I. À l'aide de la courbe de l'annexe, déterminer le volume $V_E$ versé à l'équivalence en explicitant la démarche.

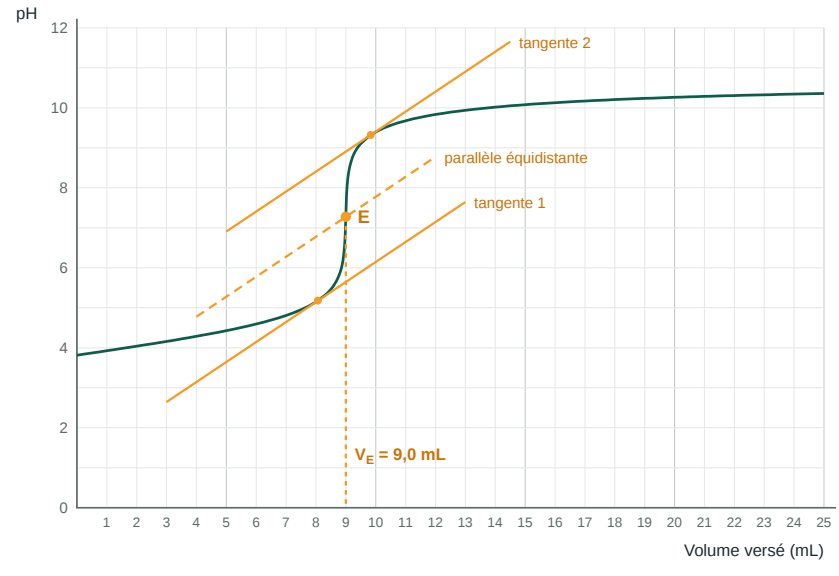
Méthode des tangentes parallèles :

- on trace deux tangentes à la courbe, parallèles entre elles, de part et d'autre du saut de pH ;
- on trace la droite parallèle à ces tangentes et située à égale distance des deux ;
- cette droite coupe la courbe au point d'équivalence E, dont on lit l'abscisse.

$V_E = 9{,}0$ mL

**PIÈGE**
Donner le résultat sans construction : la démarche est demandée et l'annexe est à rendre. Les traits doivent figurer sur la courbe.

**COMPRENDRE**
Le saut étant presque vertical, l'abscisse de E dépend très peu du tracé. Le pH à l'équivalence est supérieur à 7 : la solution contient alors la base $C_6H_7O_6^-$.




**3** · Annexe complétée : méthode des tangentes parallèles

**4** Partie I. Écrire la relation entre les quantités de matière des réactifs à l'équivalence et en déduire la concentration molaire de la solution titrée.

**Données utiles** $C_b = 5{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; $V_a = 10{,}0\ \text{mL}$ ; $V_E = 9{,}0\ \text{mL}$ (Q3)

Les nombres stœchiométriques valent tous 1, donc à l'équivalence :

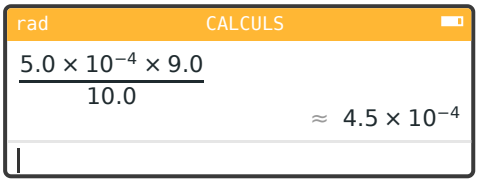
$$n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)_{\text{initiale}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée}} \quad \text{soit} \quad C_a\,V_a = C_b\,V_E$$

$$C_a = \frac{C_b\,V_E}{V_a} = \frac{5{,}0 \times 10^{-4} \times 9{,}0}{10{,}0}$$

$$C_a = 4{,}5 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**COMPRENDRE**
Deux chiffres significatifs, comme $C_b$ et $V_E$, les données les moins précises. Les deux volumes peuvent rester en mL : leurs unités se simplifient dans le rapport.

**À LA CALCULATRICE**




**1** Partie II (dosage par oxydoréduction). Préciser la verrerie à utiliser pour prélever les volumes des réactifs de la première étape.

**Données utiles** $V_1 = 10{,}0\ \text{mL}$ ; $V_2 = 20{,}0\ \text{mL}$

Les deux volumes interviennent dans le calcul final : ils doivent être mesurés avec précision.

Une pipette jaugée de 10,0 mL pour l'acide ascorbique et une pipette jaugée de 20,0 mL pour le diiode, chacune munie d'un dispositif d'aspiration.

**PIÈGE**
Proposer une éprouvette graduée parce que le diiode est « en excès ». Sa quantité initiale sert au calcul de $n_A$ : elle doit être connue précisément.

**2** Partie II. a) Exprimer la quantité de matière initiale de diiode introduite dans la première étape. b) Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction de cette première étape.

**Données utiles** couples $\text{I}_2\,(\text{aq})\ /\ \text{I}^-\,(\text{aq})$ et $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6\,(\text{aq})\ /\ \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6\,(\text{aq})$

a) $n_{\text{I}_2}(\text{initial}) = C_2\,V_2$

b) Demi-équations :

- oxydation de l'acide ascorbique :
  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6\,(\text{aq}) = \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6\,(\text{aq}) + 2\,\text{H}^+\,(\text{aq}) + 2\,\text{e}^-$
- réduction du diiode : $\text{I}_2\,(\text{aq}) + 2\,\text{e}^- = 2\,\text{I}^-\,(\text{aq})$

$$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6\,(\text{aq}) + \text{I}_2\,(\text{aq}) \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6\,(\text{aq}) + 2\,\text{I}^-\,(\text{aq}) + 2\,\text{H}^+\,(\text{aq})$$

**MÉTHODE**
Pour une demi-équation : équilibrer l'élément principal, puis O avec $\text{H}_2\text{O}$, puis H avec $\text{H}^+$, enfin les charges avec des électrons. On additionne ensuite de façon que les électrons disparaissent.

**3** Partie II. a) Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction de la deuxième étape. b) En déduire la quantité de matière de diiode en excès qui réagit avec le thiosulfate.

**Données utiles** couple $S_4O_6^{2-}(aq)$ / $S_2O_3^{2-}(aq)$ ; $C_3 = 2{,}4 \times 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$ ; $V_E = 12{,}9$ mL

a) Demi-équations : $2\,S_2O_3^{2-}(aq) = S_4O_6^{2-}(aq) + 2\,e^-$ et $I_2(aq) + 2\,e^- = 2\,I^-(aq)$, d'où

$$I_2(aq) + 2\,S_2O_3^{2-}(aq) \longrightarrow 2\,I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$$

b) À l'équivalence, les réactifs sont en proportions stœchiométriques : une mole de diiode pour deux moles d'ions thiosulfate.

$$n_{I_2}(\text{excès}) = \frac{n(S_2O_3^{2-})_{\text{versée}}}{2} = \frac{C_3\,V_E}{2} = \frac{2{,}4 \times 10^{-3} \times 12{,}9 \times 10^{-3}}{2}$$

$n_{I_2}(\text{excès}) = 1{,}5 \times 10^{-5}$ mol (valeur non arrondie : $1{,}548 \times 10^{-5}$ mol)

**PIÈGE**
Oublier le facteur $\frac{1}{2}$, ou multiplier par 2 au lieu de diviser : il faut deux ions thiosulfate pour un seul diiode. Ici le volume doit être converti en litre.

**COMPRENDRE**
Ce $V_E$ (12,9 mL) n'est pas celui de la partie I (9,0 mL). L'équivalence se repère à la disparition de la teinte bleue que l'empois d'amidon donne en présence de diiode.

**À LA CALCULATRICE**

rad CALCULS

$\frac{2.4 \times 10^{-3} \times 12.9 \times 10^{-3}}{2} \approx 1.548 \times 10^{-5}$

**4** Partie II. a) Établir la relation $n_A = C_2\,V_2 - \frac{C_3\,V_E}{2}$ donnant la quantité d'acide ascorbique dosée. b) En déduire la concentration molaire de la solution d'acide ascorbique.

**Données utiles** $C_2 = 1{,}0 \times 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$ ; $V_2 = 20{,}0$ mL ; $V_1 = 10{,}0$ mL ; $C_3$, $V_E$ (Q3)

a) Le diiode introduit se partage en deux : une partie est consommée par l'acide ascorbique (première étape), le reste est dosé par le thiosulfate (deuxième étape).

$$n_{I_2}(\text{initial}) = n_{I_2}(\text{consommé}) + n_{I_2}(\text{excès})$$

D'après l'équation de la première étape, une mole de diiode réagit avec une mole d'acide ascorbique, qui est le réactif limitant : $n_{I_2}(\text{consommé}) = n_A$. Donc

$$n_A = n_{I_2}(\text{initial}) - n_{I_2}(\text{excès}) = C_2\,V_2 - \frac{C_3\,V_E}{2}$$

b) $C_a = \frac{n_A}{V_1}$ avec $n_A = 1{,}0 \times 10^{-3} \times 20{,}0 \times 10^{-3} - 1{,}548 \times 10^{-5} = 4{,}5 \times 10^{-6}$ mol

$$C_a = \frac{4{,}52 \times 10^{-6}}{10{,}0 \times 10^{-3}}$$

$C_a = 4{,}5 \times 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$

**PIÈGE**
Soustraire des valeurs déjà arrondies : $2{,}0 \times 10^{-5} - 1{,}5 \times 10^{-5}$ donnerait $5 \times 10^{-6}$ mol, soit 10 % d'écart. On garde les chiffres intermédiaires et on arrondit à la fin.

**MÉTHODE**
Titrage indirect (en retour) : on fait réagir l'espèce à doser avec un excès connu de réactif, puis on titre ce qui reste. Quantité cherchée = quantité introduite − quantité restante.

**À LA CALCULATRICE**

rad CALCULS

$\frac{1.0 \times 10^{-3} \times 20.0 \times 10^{-3} - \frac{2.4 \times 10^{-3} \times 12.9 \times 10^{-3}}{2}}{} \approx 4.52 \times 10^{-6}$

$\frac{4.52 \times 10^{-6}}{10.0 \times 10^{-3}} \approx 4.52 \times 10^{-4}$

**1** Partie III (conclusion). Comparer les résultats obtenus par les deux méthodes de dosage.

**Données utiles** $C_a = 4{,}5 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (partie I, Q4 et partie II, Q4)

Les deux méthodes donnent la même concentration, $C_a = 4{,}5 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ : les résultats sont concordants.

**COMPRENDRE**
Avant arrondi, on a $4{,}50 \times 10^{-4}$ et $4{,}52 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ : l'écart, inférieur à 1 %, est bien plus petit que la précision des mesures. Deux méthodes indépendantes qui s'accordent valident le résultat.

**2** Partie III. Calculer la concentration massique en acide ascorbique de la solution titrée.

**Données utiles** $M(\text{H}) = 1{,}0$ ; $M(\text{C}) = 12{,}0$ ; $M(\text{O}) = 16{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; $C_a$ (Q1)

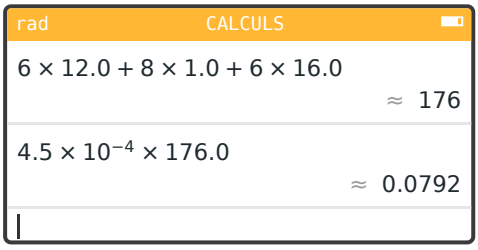
Masse molaire : $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 6 \times 12{,}0 + 8 \times 1{,}0 + 6 \times 16{,}0 = 176{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$t = C_a \times M = 4{,}5 \times 10^{-4} \times 176{,}0$$

$t = 7{,}9 \times 10^{-2}\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, soit 79 mg par litre de solution.

**PIÈGE**
Diviser par $M$ au lieu de multiplier. Contrôle par les unités : $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \times \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

**À LA CALCULATRICE**



# Teneur en CO2 d'un vin

Bac S 2006 Liban (ancien programme) · Exercice 4 **3 points** **Durée conseillée 39 min**

**1** Au maximum d'absorption dû au $CO_2$ : a) lire l'absorbance de chaque échantillon ; b) tracer la courbe d'étalonnage $A = f(C)$ ; c) donner son allure et ce qu'on en déduit sans calcul.

**Données utiles** $C_1 = 4{,}5$ ; $C_2 = 10{,}4$ ; $C_3 = 24{,}3$ ; $C_4 = 29{,}5$ mmol · L$^{-1}$ ; spectres des cinq échantillons

**a)** Les cinq pics ont leur sommet au même nombre d'onde, voisin de $2\,350$ cm$^{-1}$. On lit l'ordonnée de chaque sommet sur l'axe des absorbances :

$A_1 = 0{,}020$ ; $A_2 = 0{,}044$ ; $A_3 = 0{,}100$ ; $A_4 = 0{,}120$ ; $A_5 = 0{,}055$.

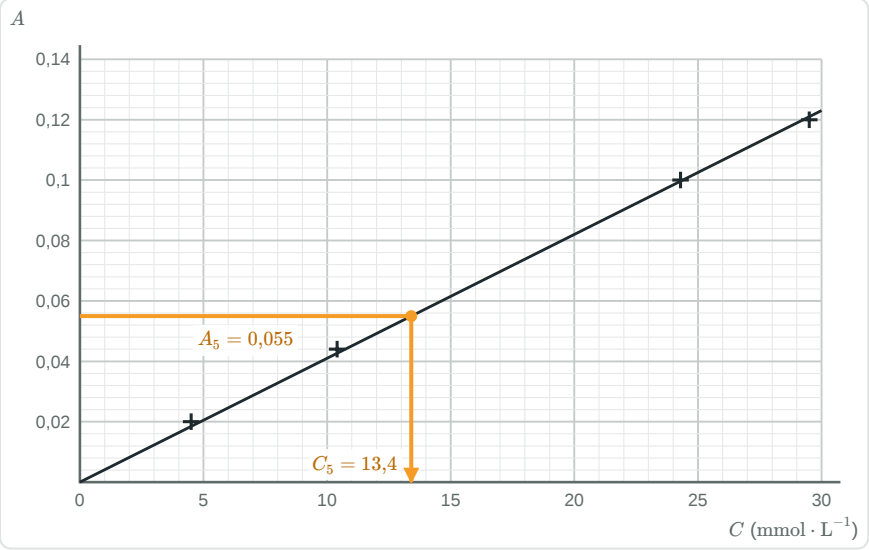
**b)** On place les quatre points $(C_i\ ;\ A_i)$ des échantillons de concentration connue, puis on trace à la règle la droite qui passe au plus près de ces points (voir la figure).

**c)** Les points sont alignés sur une droite qui passe par l'origine.

$A$ est proportionnelle à la concentration $C$ en $CO_2$.

**PIÈGE**
Placer l'échantillon n°5 sur la courbe d'étalonnage : sa concentration est inconnue, il ne sert pas à tracer la droite.

**MÉTHODE**
Sommet situé entre deux graduations : mesurer sa hauteur à la règle et la convertir avec l'échelle de l'axe (hauteur de la graduation 0,14).




**1** · Courbe d'étalonnage $A = f(C)$, avec la lecture de $C_5$ (question 3.a)

**2** 2. a) La courbe est-elle en accord avec la loi de Beer-Lambert $A = \varepsilon\, L\, C$ ? b) En déduire $\varepsilon$ en unités SI. 3. a) Déterminer $C_5$ en explicitant la démarche. b) Ce vin entre-t-il dans la catégorie citée dans le texte ?

**Données utiles** $L = 3{,}5 \times 10^{-3}$ m ; $M(\mathrm{C}) = 12\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$ ; $M(\mathrm{O}) = 16\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$ ; $A_5 = 0{,}055$ (Q1) ; teneur habituelle : 200 à 700 $\mathrm{mg \cdot L^{-1}}$

**2. a)** À longueur d'onde fixée, $\varepsilon$ et $L$ sont constants : la loi prévoit $A = k\,C$ avec $k = \varepsilon\, L$, donc une droite passant par l'origine. C'est bien ce que montre la courbe : elle est en accord avec la loi.

**2. b)** $k$ est le coefficient directeur de la droite. Elle passe par l'origine et par le point M $(19{,}5\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}}\ ;\ 0{,}080)$.

En unités SI : $19{,}5\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}} = 19{,}5\ \mathrm{mol \cdot m^{-3}}$.

$$\varepsilon = \frac{k}{L} = \frac{A_M}{C_M\, L} = \frac{0{,}080}{19{,}5 \times 3{,}5 \times 10^{-3}}$$

$\varepsilon = 1{,}2\ \mathrm{m^2 \cdot mol^{-1}}$

**3. a)** On repère $A_5 = 0{,}055$ sur l'axe des ordonnées, on trace l'horizontale jusqu'à la droite d'étalonnage, puis la verticale jusqu'à l'axe des abscisses (tracé orange de la figure).

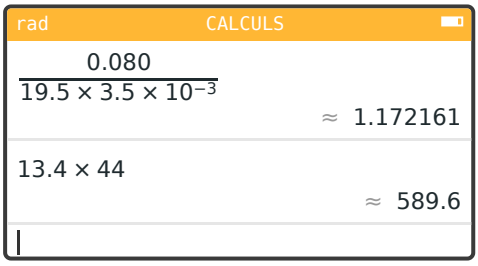
$C_5 = 13{,}4\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$

**3. b)** Concentration en masse : $t_5 = C_5 \times M(\mathrm{CO_2})$ avec $M(\mathrm{CO_2}) = 12 + 2 \times 16 = 44\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

$t_5 = 13{,}4 \times 44 = 5{,}9 \times 10^2\ \mathrm{mg \cdot L^{-1}}$

$200 < 590 < 700\ \mathrm{mg \cdot L^{-1}}$ : ce vin entre dans la catégorie citée.

**À LA CALCULATRICE**




**PIÈGE**
Laisser $C$ en $\mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$ dans le calcul de $\varepsilon$. En unités SI, la concentration s'exprime en $\mathrm{mol \cdot m^{-3}}$, et $1\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}} = 1\ \mathrm{mol \cdot m^{-3}}$.

**COMPRENDRE**
Deux chiffres significatifs pour $\varepsilon$, comme $L$ et l'absorbance lue. Une lecture graphique n'est précise qu'à quelques pour cent : toute valeur de $C_5$ proche de $13{,}4\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$ convient.

**MÉTHODE**
Coefficient directeur : choisir un point de la droite tracée, loin de l'origine et facile à lire, plutôt qu'un point de mesure qui peut être à côté de la droite.