

Sujet spécifique n°2 (usage de la calculatrice autorisé)

Exercice 1 – Prévisions des séismes par gravimétrie (10 points)

La prévision des séismes demeure un défi majeur posé aux géophysiciens. Une nouvelle voie de recherche utilisant la gravimétrie pourrait prédire les tremblements de terre à moyen terme (2 – 3 ans). En effet des études scientifiques ont mis en évidence une variation anormale du champ de pesanteur local précédant le déclenchement d'un séisme. Ainsi, il est nécessaire d'avoir à disposition un instrument qui permette une mesure suffisamment précise de la valeur g du champ de pesanteur local ; c'est le rôle du gravimètre dont le fonctionnement est étudié ci-après.

1. Mesure de g et prévision des séismes

Des chercheurs ont réalisé des mesures répétées de g dans différentes régions de la Chine entre 1998 et 2005 à l'aide de gravimètres. Ils ont constaté une variation sensible de g avant le déclenchement d'un séisme dans une de ces régions.

Le Gal est une unité d'accélération : $1 \text{ Gal} = 1 \text{ cm.s}^{-2}$. Son nom provient du célèbre physicien italien Galilée. Les mesures sont rassemblées dans le tableau suivant :

Lieu du séisme (province)	magnitude	date du séisme	Variation de gravité Δg (en μGal)
Kunlun (Xinjiang)	8,1	14 Nov. 2001	130
Côte Est de Taïwan	7,5	31 Mars 2002	80
Wangqing (Jilin)	7,2	29 Juin 2002	60
Jashi (Xinjiang)	6,8	24 Fév. 2003	60
Frontière entre Chine et Russie	7,9	28 Sep. 2003	60
Gaizhe (Tibet)	6,9	9 Jan. 2008	80
Yutian (Xinjiang)	7,3	21 Mars 2008	90
Wenchuan (Sichuan)	8,0	12 Mai 2008	130

Figure 1. Tableau présentant les séismes d'envergure (magnitude supérieure à 6,8) ayant eu lieu en Chine entre 2001 et 2008 et les variations de gravité observées entre 1998 et 2005

- 1.1. Citer un domaine de recherche dans lequel s'est illustré Galilée.
- 1.2. D'après vos connaissances, donner une estimation de la valeur de g en m.s^{-2} .
- 1.3. Donner la variation de gravité en m.s^{-2} précédant le séisme survenu à Wangqing en 2002.
- 1.4. Sachant que l'incertitude sur les mesures de g par cette méthode est de $1 \times 10^{-8} \text{ m.s}^{-2}$, en déduire le nombre de chiffres significatifs sur g .

2. Principe de fonctionnement d'un gravimètre

Un gravimètre est un appareil permettant de déterminer la valeur g du champ de pesanteur. Une des méthodes consiste à mesurer l'accélération d'un corps qui chute en l'absence de tout frottement. Pour cela on lâche un objet et on mesure le temps qu'il met pour parcourir une certaine distance.

Dans le dispositif étudié, un miroir tombant de masse m , enfermé dans une chambre à vide, est lâché sans vitesse initiale, à la position $z = 0$ (voir figure 2). Un faisceau laser est envoyé sur une lame semi-réfléchissante qui le sépare en deux au point A (voir figure 2). Une partie de ce faisceau la traverse et atteint directement le détecteur (trajet S-A-D). L'autre partie est réfléchiée vers le miroir tombant puis poursuit son trajet jusqu'à atteindre à son tour le détecteur (trajet S-A-B-A-C-A-D). Les deux parties du faisceau interfèrent au niveau du détecteur.

Le laser utilisé a une longueur d'onde dans l'air connue avec une grande précision : $\lambda = 632,991357 \text{ nm}$.

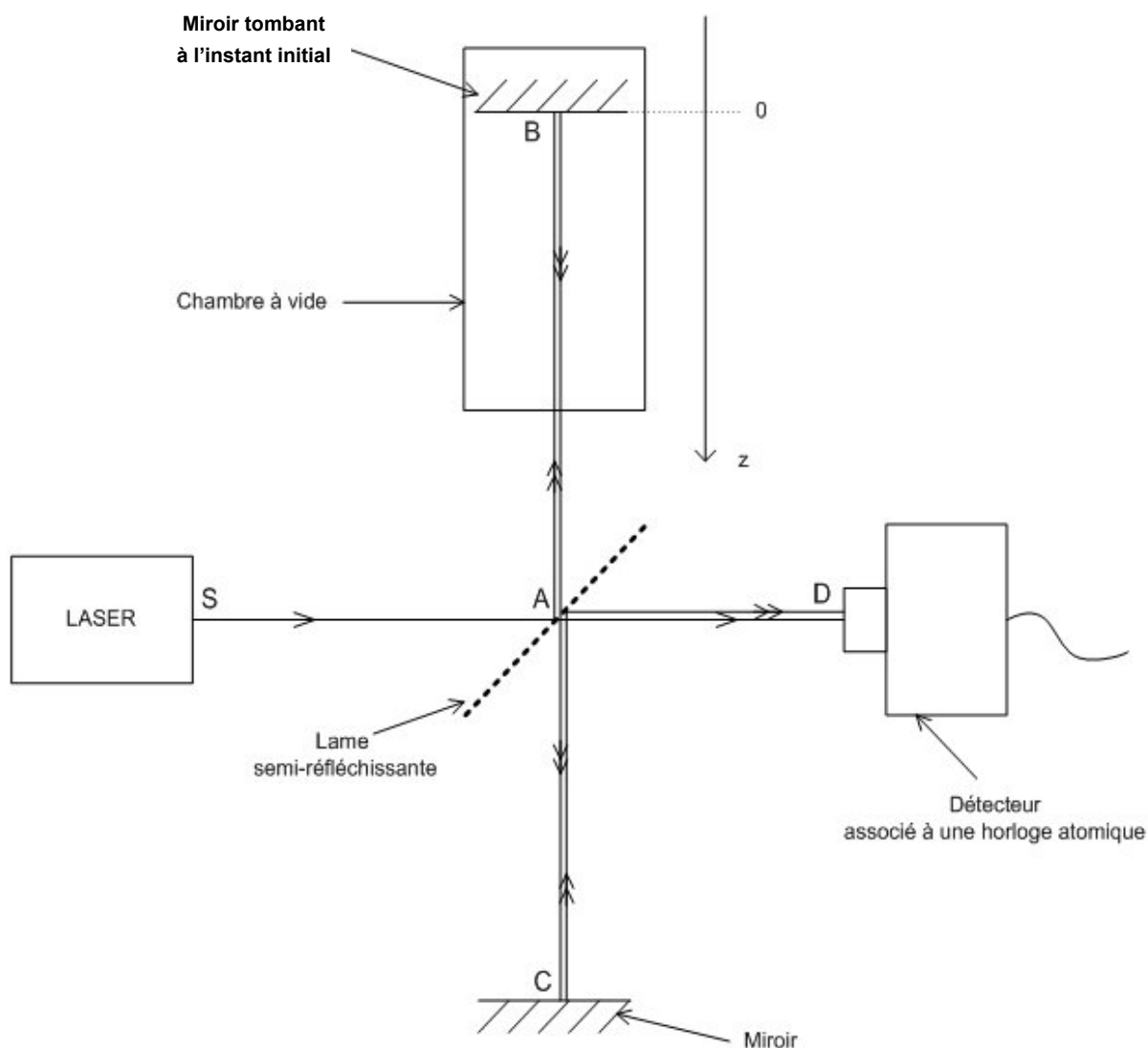


Figure 2. Principe de fonctionnement du gravimètre

2.1. Quel est l'intérêt de la chambre à vide dans ce dispositif ?

2.2. On appelle z la position verticale du miroir tombant. Montrer que son mouvement est décrit par l'équation horaire $z(t) = \frac{1}{2} g \cdot t^2$.

2.3. Quelles sont les deux grandeurs physiques qu'il faudrait mesurer pour accéder à la valeur g du champ de pesanteur local ?

3. Mesure de g à l'aide du gravimètre

Afin de mesurer avec une certaine précision la valeur de g , on utilise une méthode interférométrique. Au cours de la chute du miroir, le détecteur enregistre l'évolution temporelle de l'intensité lumineuse I due aux interférences entre les deux faisceaux reçus au point D (voir figure 3).

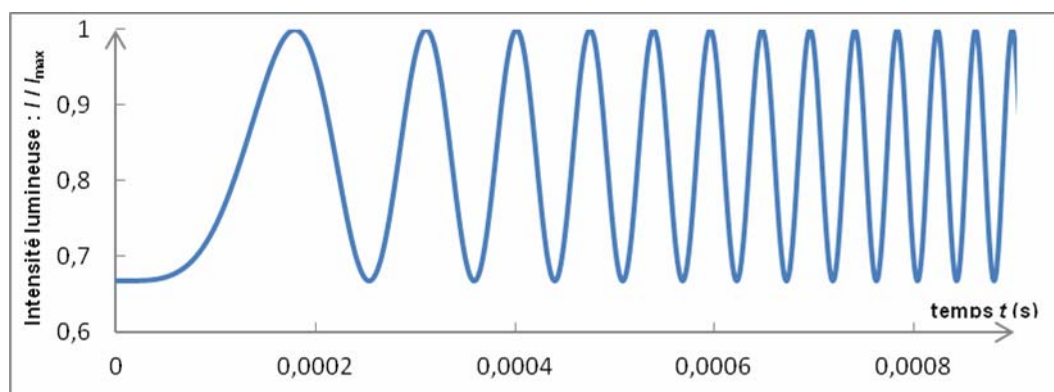


Figure 3. Évolution temporelle de l'intensité lumineuse I rapportée à l'intensité maximale I_{\max} .

3.1. À quoi est dû le phénomène d'interférences ?

3.2. Que peut-on dire de l'intensité reçue par le détecteur lorsque les deux faisceaux interfèrent de manière destructive ? Et de manière constructive ?

3.3. Soit $\Delta t = t_2 - t_1$ où t_2 et t_1 représentent respectivement les durées des trajets lumineux S-A-B-A-C-A-D et S-A-D. Choisir parmi les propositions suivantes, l'expression de Δt lorsque les deux faisceaux interfèrent en D de manière destructive.

- a. kT b. $\frac{1}{2}kT$ c. $\frac{1}{2}(2k+1)T$ d. $(2k+1)T$

avec k entier, et T la période de l'onde émise par le laser.

3.4. Dans la suite, on admettra que la distance Δz parcourue par le miroir tombant pendant l'intervalle de temps séparant 2 interférences destructives consécutives vaut $\frac{\lambda}{2}$ ou λ désigne la longueur d'onde du laser.

3.4.1. Compléter le texte à trous suivant qui justifie la phrase qui précède, en indiquant sur la copie l'expression correspondant à chaque numéro.

La durée t_1 du trajet S-A-D est constante. Pour une variation de hauteur du miroir tombant de Δz , la durée t_2 du trajet S-A-B-A-C-A-D varie de ... (1) ... à cause de l'aller-retour A-B-A du rayon lumineux. Entre deux interférences destructives consécutives, $\Delta t = t_2 - t_1$ varie de ... (2) ... On en déduit donc que $\Delta z = \dots$ (3) ...

3.4.2. Le miroir parcourt au cours de sa chute une distance $d = 20$ cm. Choisir parmi les propositions suivantes la valeur estimée du nombre d'interférences destructives détectées. Justifier la réponse par un calcul.

- a. 6×10^5 b. 6×10^6 c. 6×10^7

3.5. Pourquoi les interférences destructives sont-elles de plus en plus rapprochées dans le temps (voir figure 3) ?

3.6. On appelle t_n la date de détection de la $n^{\text{ième}}$ interférence destructive, mesurée avec une grande précision grâce à une horloge atomique. En exploitant les résultats expérimentaux de la figure 4 et l'équation horaire du mouvement du miroir, déterminer la valeur de g avec la meilleure précision possible.

$n^{\text{ième}}$ interférence destructive	t_n (en s)
0	0
1	$2,54033314 \times 10^{-4}$
2	$3,59257358 \times 10^{-4}$
3	$4,39998607 \times 10^{-4}$
1000	$8,033238750 \times 10^{-3}$
10000	$2,5403331438 \times 10^{-2}$

Figure 4. Tableau des dates de détection de quelques interférences destructives

4. Etude du capteur

Le détecteur est équipé d'une photodiode. Les figures 5.a, 5.b et 6 donnent quelques caractéristiques des photodiodes InGaAs G8931-04 et Si S10341-02.

4.1. Quel type de conversion effectue la photodiode ?

4.2. À quel domaine spectral appartient la radiation du laser utilisé ?

4.3. En comparant les réponses spectrales de ces deux composants (voir figures 5.a et 5.b), quelle est la photodiode utilisée dans le gravimètre ? Justifier la réponse.

4.4. Le capteur détecte les dix mille premières interférences destructives en 25 ms (voir figure 4). Estimer la durée moyenne entre deux interférences destructives consécutives.

4.5. On définit le temps de réponse d'un capteur comme le temps minimal qu'il met pour suivre l'évolution temporelle de la grandeur mesurée. Le temps de réponse est environ égal à l'inverse de la fréquence de coupure. À l'aide de ses caractéristiques, données en figure 6, en déduire si la photodiode choisie est adaptée à ce type de mesures.

D'après site internet constructeur Hamamatsu

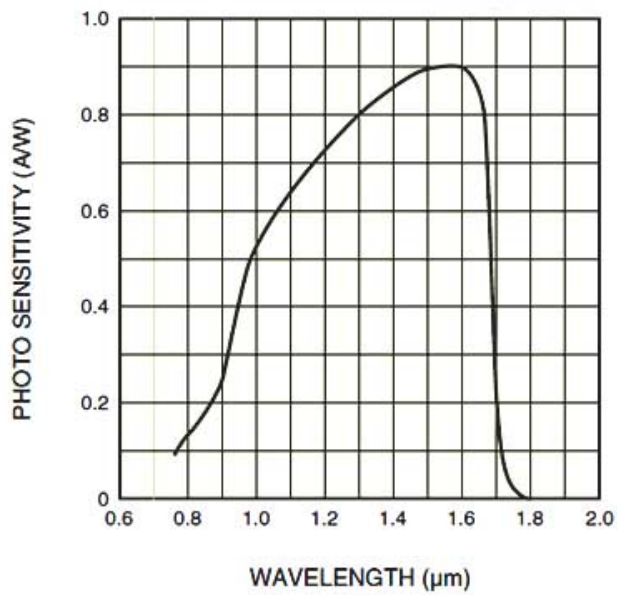


Figure 5.a. Réponse spectrale de la photodiode InGaAs G8931-04

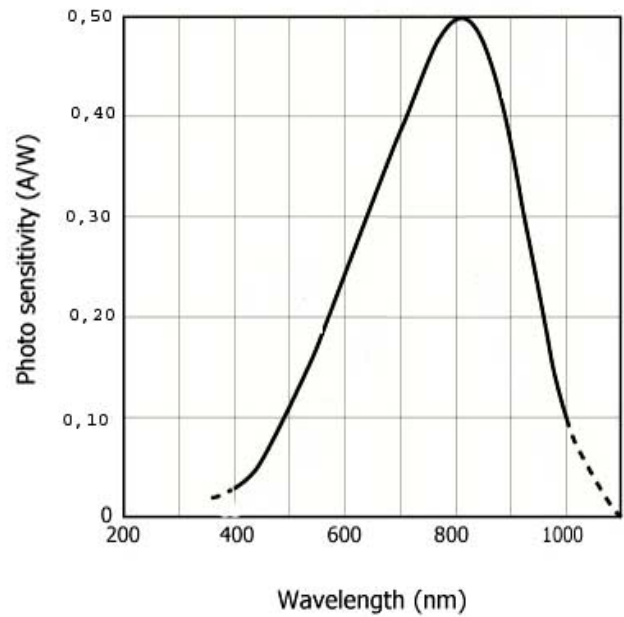


Figure 5.b. Réponse spectrale de la photodiode Si S10341-02

Package	Plastic
Package Feature	Surface mount type
Active Area	dia.0,2 mm
Spectral Response Range	400 to 1000 nm
Peak Wavelength	800 nm
Photo Sensitivity at peak	0,5 A/W
Breakdown Voltage	150 V
Temperature Coefficient of VBR	0,65 V/deg. C
Dark Current Max.	0,5 nA
Cut-off Frequency	1000 MHz
Terminal Capacitance	1 pF
Gain	100

Figure 6. Caractéristiques techniques de la photodiode choisie

Exercice 2 – La chaptalisation (5 points)

Cet exercice se propose d'étudier le procédé de chaptalisation décrit par Jean-Antoine Chaptal (1756-1832) dans son essai *L'art de faire, de gouverner et de perfectionner les vins*.



1. Fermentation alcoolique du glucose

En 1801, Jean-Antoine Chaptal écrit : « Le principe sucré existe dans le moût* et en fait un des principaux caractères, il disparaît par la fermentation et est remplacé par l'alcool qui caractérise essentiellement le vin. » Le sucre mentionné est du glucose contenu dans le jus de raisin, de formule brute $C_6H_{12}O_6$ qui, sous l'action des levures de la peau du raisin, se transforme en éthanol. Cette réaction, dite fermentation alcoolique, produit également du dioxyde de carbone.

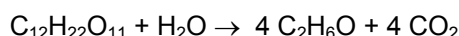
* Le *moût* désigne la mixture obtenue après pression ou cuisson de fruits ou d'autres produits destinés à la fermentation.

- 1.1. Donner la formule topologique de l'éthanol de formule brute C_2H_6O .
- 1.2. Quelle est la classe de l'éthanol ?
- 1.3. Écrire l'équation de la réaction de formation de l'éthanol lors de la fermentation alcoolique du glucose.

2. Fermentation alcoolique du saccharose

Plus loin, Chaptal précise : « Comme le but et l'effet de la fermentation spiritueuse se réduisent à produire de l'alcool, en décomposant le principe sucré, il s'ensuit que la formation de l'un est toujours en proportion de la destruction de l'autre [...] c'est pour cela qu'on augmente à volonté la quantité d'alcool, en ajoutant du sucre au moût qui paroît en manquer. » Cette méthode d'ajout de sucre a gardé son nom, la chaptalisation ; elle est utilisée depuis la fin du XVIII^e siècle.

Le sucre utilisé pour la chaptalisation est le saccharose de formule de brute $C_{12}H_{22}O_{11}$. L'équation de la transformation du saccharose en éthanol s'écrit :



On appelle degré alcoolique d'un vin d° , le volume V (exprimé en mL) d'éthanol pur présent dans 100 mL de ce vin. Par exemple, lorsque $d^\circ = 7$, cela veut dire que dans 100 mL de vin, il y a 7 mL d'éthanol pur.

On s'intéresse à la quantité de saccharose à ajouter pour augmenter le degré alcoolique d'un vin.

Données :

- Masse volumique de l'éthanol $\rho = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$;
- Masses molaires moléculaires :
 $M(\text{éthanol}) = 46 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{saccharose}) = 342 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{glucose}) = 180 \text{ g.mol}^{-1}$.

2.1. En considérant la fermentation alcoolique à partir du saccharose comme une réaction totale, quelle est la relation liant la quantité de matière de saccharose initiale notée $n_{\text{saccharose}}$ à la quantité de matière finale d'éthanol obtenue notée $n_{\text{éthanol}}$?

2.2. Montrer que la quantité de matière d'éthanol correspondant à l'augmentation d'un degré alcoolique d'un litre de vin est égale à $1,7 \times 10^{-1} \text{ mol}$. En déduire la masse théorique de saccharose correspondante.

3. Peut-on chaptaliser le Muscadet ?

Dans l'appellation muscadet, la chaptalisation est autorisée si la teneur en glucose du moût est inférieure à 161 g.L^{-1} . Pour savoir s'il est possible légalement d'ajouter du saccharose dans le moût de ce vin, il est nécessaire de doser le glucose qu'il contient.

Principe du dosage :

On oxyde le glucose par l'acide 3,5-dinitrosalicylique (DNS), espèce chimique incolore, à chaud et en milieu basique. Cette réaction produit l'acide 3-amino-5-nitrosalicylique qui est un composé rouge. Une fois la réaction avec le DNS terminée, l'acide 3-amino-5-nitrosalicylique formé est dosé par spectrophotométrie visible. Cette réaction étant totale et le DNS étant en excès, la quantité d'acide formé est proportionnelle à la quantité de glucose oxydé.

Protocole du dosage :

Étape 1 : à partir d'une solution mère de glucose de concentration $C_{\text{glucose}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, un groupe d'élèves prépare cinq solutions dont ils mesurent l'absorbance. Les volumes utilisés pour préparer ces solutions et les valeurs d'absorbance mesurée sont indiqués dans le tableau ci-dessous.

Solution	1	2	3	4	5
Volume de la solution mère (mL)	0	0,30	0,60	0,90	1,20
Volume du réactif contenant le DNS (mL)	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0
Volume d'eau distillée (mL)	3,0	2,7	2,4	2,1	1,8
Absorbance	0	0,25	0,51	0,74	1,1

Étape 2 : le groupe d'élèves prépare une solution X à partir d'une solution de moût du raisin Muscadet que l'on a dilué 50 fois. Les volumes utilisés pour préparer cette solution et la valeur de l'absorbance mesurée sont indiqués dans le tableau ci-dessous.

Solution	X
Volume du moût de raisin dilué (mL)	0,40
Volume du réactif contenant le DNS (mL)	2,0
Volume d'eau distillée (mL)	2,6
Absorbance	0,67

Exploitation :

3.1. Pourquoi a-t-on dilué le moût avant de préparer la solution X ?

3.2. Est-il possible de rajouter du saccharose dans le moût du raisin de Muscadet dans le respect de la réglementation ?

On attend pour cette question l'explicitation détaillée du raisonnement, les calculs et une conclusion.

Exercice 3 - Des équilibres acido-basiques en milieu biologique (5 points)

Le pH des liquides biologiques doit être maintenu dans des fourchettes étroites pour que la vie soit possible.

Un changement de pH perturberait très sérieusement le métabolisme des organismes vivants. Les différents milieux disposent de systèmes tampon performant pour maintenir constant leur pH.

L'objectif de l'exercice est de comprendre le maintien et la régulation du pH des milieux biologiques, puis d'effectuer une étude de l'acide lactique, acide intervenant dans des processus biologique de notre organisme.

Donnée :

- Pour un couple acido-basique symbolisé A/B, on peut écrire : $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[B]}{[A]}$
- Demi-équation associée au couple $\text{CO}_{2(\text{aq})} / \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$: $\text{CO}_{2(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

1. Les solutions tampon : maintien du pH des milieux biologiques

Document 1

Dans les milieux biologiques, les systèmes tampon amortissent les variations de pH lorsqu'il y a une perturbation de l'équilibre acide-base. L'effet du système tampon est plus efficace si la concentration en chacune des espèces le constituant est grande et si le pK_A du système tampon est proche du pH des milieux biologiques ; il est maximum lorsque $\text{pH} = \text{pK}_A$.

Dans le corps humain, le pH du sang et des fluides extracellulaires varie peu autour de 7,4 et le pH normal intracellulaire est de 6,8 à 7,0 selon les cellules.

Ainsi, le pH intracellulaire est maintenu pratiquement constant grâce au système "phosphate" ($\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})} / \text{HPO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$).

1.1. Donner une estimation de la valeur du pK_A du couple $\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})} / \text{HPO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$.

Document 2

Un autre système tampon important dans l'organisme fait intervenir le couple dioxyde de carbone / ion hydrogénocarbonate $\text{CO}_{2(\text{aq})} / \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$. Dans les conditions normales de respiration, la concentration en dioxyde de carbone dans le sang est telle que $[\text{CO}_{2(\text{aq})}] = \alpha \times p(\text{CO}_2)$. α est la constante de solubilité de valeur $\alpha = 0,030 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{mmHg}^{-1}$ et $p(\text{CO}_2)$ la pression partielle du dioxyde de carbone dans l'alvéole pulmonaire exprimée en millimètre de mercure (mmHg). Sa valeur est normalement $p(\text{CO}_2) = 40 \text{ mmHg}$. La concentration des ions hydrogénocarbonate est $[\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}] = 24 \text{ mmol.L}^{-1}$.

1.2. Sachant que le pK_A du couple $\text{CO}_{2(\text{aq})} / \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ est égal à 6,1 à 37°C, montrer que le pH du sang humain est maintenu à la valeur habituelle dans les conditions normales de respiration.

2. Les perturbations et les mécanismes régulateurs

Document 3

Les perturbations portant sur la régulation du pH dans l'organisme peuvent provenir du métabolisme. Par exemple les acidoses métaboliques peuvent être dues à une activité physique importante au cours de laquelle un acide est fabriqué par l'organisme suite à une mauvaise oxygénation des tissus.

Dans les acidoses métaboliques, la réaction ventilatoire est rapide, elle implique une hyperventilation pour abaisser la quantité de dioxyde de carbone dans le sang, qui doit normalement diminuer en quelques minutes.

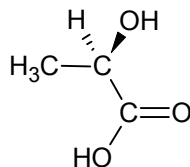
Le sang contient, à l'état normal, $1,65 \text{ g.L}^{-1}$ d'ions hydrogénocarbonate et $0,060 \text{ g.L}^{-1}$ de dioxyde de carbone dissous, les concentrations en base et en acide pouvant être régulées par contrôle de leur excrétion : $\text{CO}_{2(\text{g})}$ par voie respiratoire (rapide) et $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ par voie rénale (lente).

À l'aide de l'expression de la constante d'acidité du couple $\text{CO}_{2(\text{aq})} / \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$, expliquer comment une hyperventilation permet de corriger une acidose métabolique.

3. Un acide de l'organisme : l'acide lactique

L'acide produit par l'organisme lors d'une acidose métabolique est l'acide lactique. C'est un acide faible de formule brute $C_3H_6O_3$.

3.1. Recopier la représentation de l'acide lactique figurant ci-dessous puis entourer et nommer les groupes caractéristiques.



3.2. La figure 7 représente deux simulations de courbes de titrage pH-métrique de deux solutions aqueuses acides différentes par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$).

Les deux acides sont l'acide chlorhydrique, un acide fort et l'acide lactique, un acide faible.

La concentration molaire en soluté apporté des deux solutions aqueuses d'acide est $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

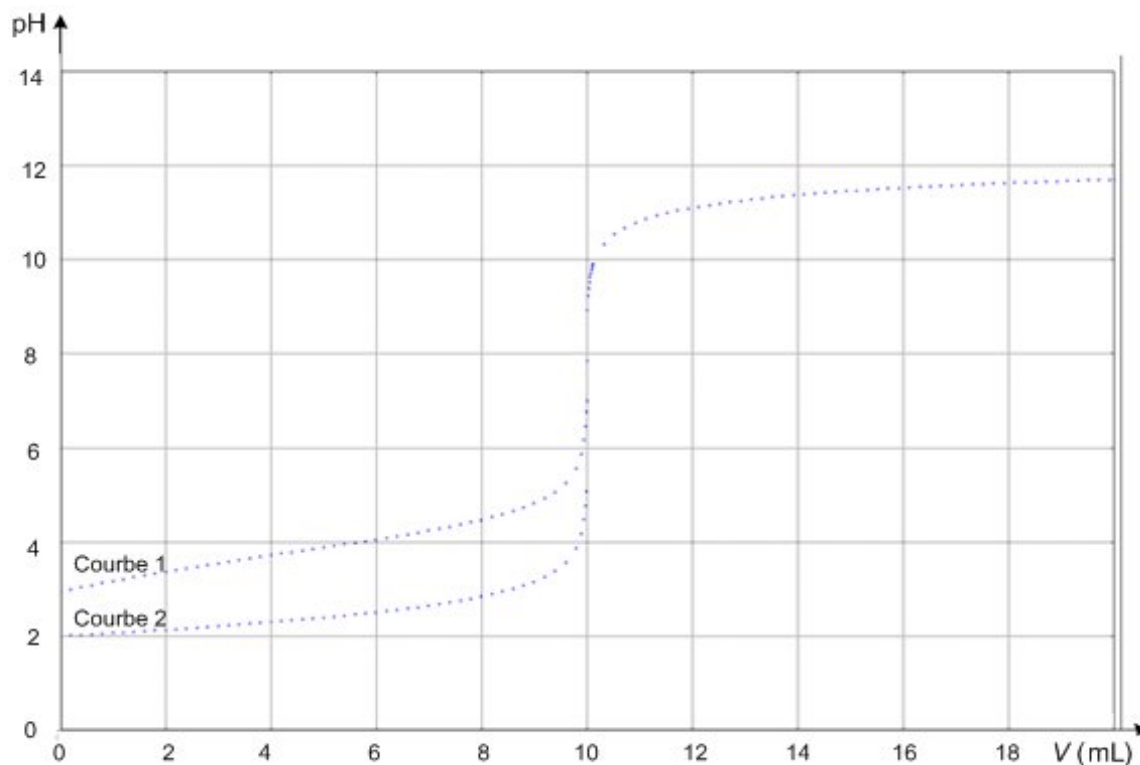
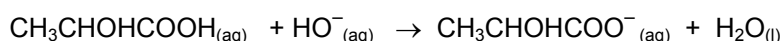


Figure 7. Titrage des solutions A et B

3.2.1. Calculer le pH de la solution d'acide fort avant l'ajout de la solution aqueuse de soude et en déduire la courbe correspondant à son titrage pH-métrique.

3.2.2. On donne l'équation de la réaction de titrage de l'acide lactique :



Montrer que pour un volume de solution aqueuse de soude ajouté égal à $\frac{V_E}{2}$, V_E étant le volume versé à l'équivalence, le pH de la solution vaut pK_A .

En déduire une estimation du pK_A de l'acide lactique.

4. La précision d'un titrage

Un élève effectue le titrage colorimétrique d'un volume $V_A = (20,0 \pm 0,05)$ mL d'une solution aqueuse d'acide lactique de concentration molaire attendue $c_A = (2,22 \pm 0,005) \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ par une solution aqueuse de soude étiquetée «concentration $c_B = (3,00 \pm 0,01) \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹».

4.1. La valeur du volume à l'équivalence relevée par un élève est $V_E = (10,1 \pm 0,3)$ mL. L'estimation de l'incertitude sur la mesure est liée au repérage de l'équivalence et la précision de la burette dans les conditions de l'expérience. Déterminer la concentration molaire expérimentale $c_{A\text{exp}}$ en acide lactique, obtenue par l'élève.

4.2. On définit l'incertitude relative d'une grandeur X par le rapport $\frac{\Delta X}{X}$. On estime qu'une incertitude relative est négligeable devant une autre, si elle est environ dix fois plus petite.

4.2.1. Montrer que les incertitudes relatives sur V_A et c_B sont négligeables devant celle sur V_E .

4.2.2. Dans cette hypothèse, on peut montrer que l'incertitude relative $\frac{\Delta c_{A\text{exp}}}{c_{A\text{exp}}}$ est égale à $\frac{\Delta V_E}{V_E}$.

En déduire l'encadrement de la concentration en acide lactique $c_{A\text{exp}}$, obtenue par l'élève.

4.2.3. L'encadrement de la concentration obtenue expérimentalement est-elle cohérente avec l'encadrement de la concentration attendue ? Justifier.

4.2.4. Quelle(s) raison(s) pourrai(en)t expliquer un écart éventuel entre l'encadrement attendu et l'encadrement expérimental ?