

# DES ÉQUILIBRES ACIDO-BASIQUES EN MILIEU BIOLOGIQUE

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  $\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$  :  $\text{CO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

## 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  $\text{pK}_A$  du système tampon est proche du pH des milieux biologiques ; l'effet 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" ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) / \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$ ).

**Donner une estimation de la valeur du  $\text{pK}_A$  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 molaire en dioxyde de carbone dans le sang est telle que  $[\text{CO}_2(\text{aq})] = \alpha \times p(\text{CO}_2)$ .  $\alpha$  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 (mm Hg). Sa valeur est normalement  $p(\text{CO}_2) = 40 \text{ mmHg}$ . La concentration molaire des ions hydrogénocarbonate est  $[\text{HCO}_3^-(\text{aq})] = 24 \text{ mmol.L}^{-1}$ .

**Sachant que le  $\text{pK}_A$  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.**

## 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.

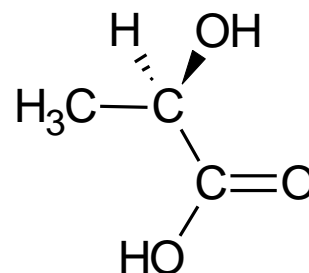
Dans les acidoses métaboliques, la réaction ventilatoire est rapide, elle implique une hyperventilation pour abaisser la quantité de dioxyde de carbone dans le sang, qui doit normalement diminuer en quelques minutes.

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.**

## 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  $C_3H_6O_3$ .



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

Désigner le carbone asymétrique et représenter selon Cram les deux énantiomères.

La figure 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  $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

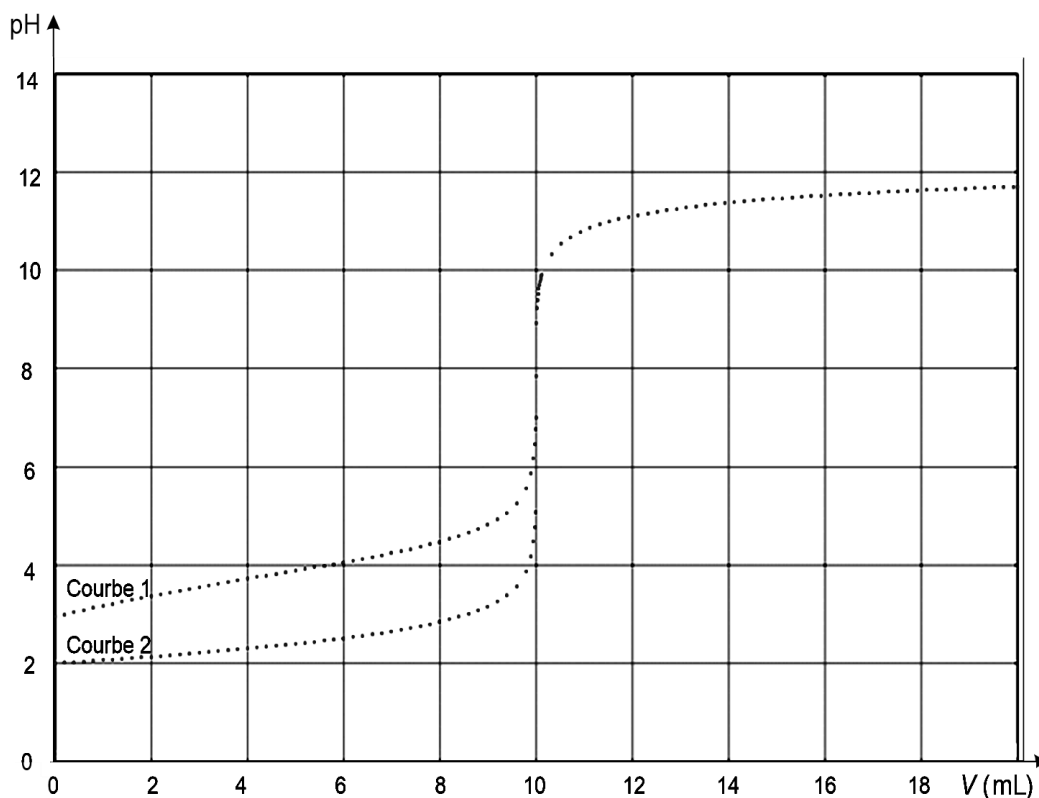
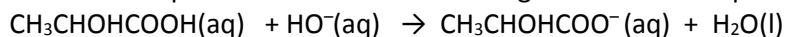


Figure. Titration des solutions A et B

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.

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.

## 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  $c_A = (2,22 \pm 0,005) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  par une solution aqueuse de soude étiquetée «concentration  $c_B = (3,00 \pm 0,01) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ».

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 à 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.

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.

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

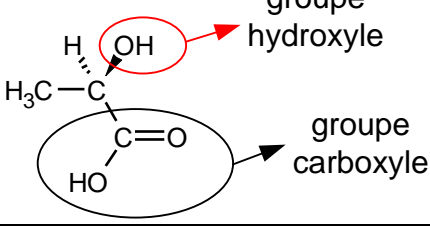
Dans cette hypothèse, on peut montrer que l'incertitude relative  $\frac{\Delta c_{A\text{exp}}}{c_{A\text{exp}}} = \frac{\Delta V_E}{V_E}$ . En déduire l'encadrement de

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

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

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

## Corrigé

1.1.	Le $pK_A$ du système « phosphate » est proche du pH du milieu biologique intracellulaire. Le $pK_A$ est donc compris entre 6,8 et 7.
1.2.	$[CO_2, H_2O] = 0,03 \times 40 = 1,2 \text{ mmol.L}^{-1}$ Or $pK_A = -\log K_A = -\log \frac{[H_3O^+]_{eq}[HCO_3^-]_{eq}}{[CO_2, H_2O]_{eq}}$ $pH = pK_A + \log \frac{[HCO_3^-]_{eq}}{[CO_2, H_2O]_{eq}} = 7,4$
2.	<b>Les perturbations et les mécanismes régulateurs</b>
	$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}[HCO_3^-]_{eq}}{[CO_2, H_2O]_{eq}}$ <p>Une hyperventilation abaisse la quantité de <math>CO_2</math>, donc <math>[CO_2, H_2O]</math> diminue et comme <math>K_A</math> est une constante et que <math>[HCO_3^-]</math> varie lentement, <math>[H_3O^+]</math> diminue et pH augmente.</p>
3.1.	 <p>1.</p>
3.2.1.	<p>Pour une solution d'acide fort, <math>pH = -\log c</math> donc ici :</p> $pH = -\log (1,0 \times 10^{-2}) = 2,0$ <p>La courbe 2 dont le pH à l'origine est égal à 2 est la courbe représentant le titrage pH-métrique de l'acide fort.</p>
3.2.2.	<p>À <math>\frac{V_E}{2}</math>, la moitié de l'acide <math>CH_3CO_2H</math> titré a été consommé, formant autant de base conjuguée <math>CH_3CO_2^-</math>.</p> <p>Ainsi <math>[A] = [B]</math> soit <math>pH = pK_A + \log(1) = pK_A</math></p> <p>Par lecture graphique à <math>V = \frac{V_E}{2} = 5 \text{ mL}</math> on a <math>pH = 3,9</math></p> <p>Soit <math>pK_A(\text{acide lactique}) = 3,9</math></p>
4.1.	<p>À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques et sont entièrement consommés.</p> $n_{\text{acide lactique}} = n_{\text{soude ajouté}}$ $c_{Aexp} \times V_A = c_B \times V_E$ $c_{Aexp} = \frac{c_B \times V_E}{V_A} = \frac{3,00 \times 10^{-2} \times 10,1}{20} = 0,0152 \text{ mol.L}^{-1}$
4.2.1	$\frac{\Delta V_A}{V_A} = \frac{0,05}{20,0} = 0,0025 = 0,25 \%$ $\frac{\Delta c_B}{c_B} = \frac{0,01}{3,00} = 0,0033 = 0,33 \%$ $\frac{\Delta V_E}{V_E} = \frac{0,3}{10,1} = 0,03 = 3 \%$ $\frac{\Delta V_E}{V_E} > 10 \times \frac{\Delta V_A}{V_A} \text{ et } \frac{\Delta V_E}{V_E} > 9 \times \frac{\Delta c_B}{c_B}$ <p>Donc les incertitudes relatives sur <math>V_A</math> et <math>c_B</math> sont négligeables devant celle sur <math>V_E</math>.</p>

4.2.2	$\frac{\Delta c_{A \text{ exp}}}{c_{A \text{ exp}}} = \frac{\Delta V_E}{V_E} \text{ d'où}$ $\Delta c_{A \text{ exp}} = \frac{\Delta c_{A \text{ exp}}}{c_{A \text{ exp}}} \times c_{A \text{ exp}} = \frac{\Delta V_E}{V_E} \times c_{A \text{ exp}} = \frac{0,3}{10,1} \times 1,5 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ <p>Les incertitudes relatives sur <math>V_A</math> et <math>c_B</math> ayant été négligées, on retient <math>\Delta c_{A \text{ exp}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}</math>.  <math>c_{A \text{ exp}} = (1,5 \pm 0,05) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}</math></p>
4.2.3	$c_A = (2,22 \pm 0,05) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $c_{A \text{ exp}} = (1,5 \pm 0,05) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ <p>L'encadrement de la concentration expérimentale et l'encadrement de la concentration attendue ne se superposent pas donc les valeurs ne sont pas cohérentes.</p>
4.2.4	<p>L'élève n'a pas déterminé correctement le volume équivalent (erreur de lecture, erreur dans la préparation de la burette, erreur de repérage de la teinte sensible de l'indicateur coloré).  L'élève n'a pas prélevé correctement le volume de la solution d'acide lactique à titrer.  La concentration de la solution titrante n'est pas celle indiquée.  La concentration attendue de l'acide lactique est erronée.</p>