Polynésie 2004 EXERCICE I – AIE ! J'AI UNE CRAMPE …(6,5 points)

Calculatrice autorisée

Lors du métabolisme basal de l'homme, l'énergie nécessaire provient de la transformation en milieu oxygéné du glucose en dioxyde de carbone et eau. Le dioxyde de carbone est transporté par le sang jusqu'aux poumons où il est alors éliminé par ventilation.
Lors d'un effort physique intense, les besoins énergétiques des muscles augmentent : le métabolisme basal augmente ainsi que la ventilation.
Dans certains cas, lorsque la ventilation est insuffisante, l'énergie nécessaire au fonctionnement du muscle devient insuffisante : la crampe apparaît. Il se forme, dans la cellule musculaire, de l'acide lactique qui lorsqu'il passe dans le sang, provoque une diminution locale de son pH du fait de la création en abondance de dioxyde de carbone dissous dans le sang Cette diminution du pH sanguin déclenche des ordres hypothalamiques qui vont amplifier la ventilation.

Le but de cet exercice est d'expliquer, de façon très simplifiée, les processus mis en jeu lors de l'apparition d'une crampe.

1 - pH du sang et maintien de sa valeur :

Le sang est constitué d'un liquide plasmatique (contenant entre autres les globules et les plaquettes), qui peut être assimilé à une solution aqueuse ionique dont le pH (d'une valeur voisine de 7,4) est quasiment constant et ne peut subir que de très faibles fluctuations. Dans le cas contraire, de fortes fluctuations nuiraient gravement à la santé.

Le maintien de la valeur du pH se fait par deux processus :

- Le premier met en œuvre un ensemble d'espèces chimiques régulatrices dont notamment le couple acide-base CO_2, H_2O / HCO_3^- (couple dioxyde de carbone dissous / ion hydrogénocarbonate) grâce à l'équilibre :
$$CO_2, H_2O_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)} \quad \text{(réaction 1).}$$
- Le deuxième processus physico-chimique est la respiration.

A une température de 37°C on donne :

- pH d'un sang artériel « normal » : 7,4
- $pKa(CO_2, H_2O / HCO_3^-) = 6,1$

1.1. **a)** Donner l'expression de la constante d'acidité Ka_1 associée au couple régulateur (réaction 1). En déduire la relation entre le pH et le pKa_1 du couple $CO_2, H_2O / HCO_3^-$.

b) Calculer alors la valeur du rapport $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]}$ dans le sang artériel normal.

c) Lors d'un effort physique, la concentration en dioxyde de carbone dissous dans le sang, au voisinage du muscle, augmente. Comment devrait varier le pH du sang ?

Pour éviter cette variation du pH du sang, l'hémoglobine contenue dans ce dernier et la respiration interviennent pour éliminer l'excès de dioxyde de carbone.
Le transport des gaz dissous dans le sang peut être modélisé par l'équilibre :

$$HbO_2 + CO_2 = HbCO_2 + O_2 \quad \text{(réaction 2)}$$

Où Hb représente l'hémoglobine du sang.

1.2. Répondre qualitativement aux questions suivantes :

a) Au voisinage du poumon la quantité de O_2 dissous augmente. Dans quel sens est déplacé l'équilibre 2 ?

b) Au voisinage du muscle la quantité de CO_2 dissous augmente Dans quel sens est déplacé l'équilibre 2 ?

c) Expliquer comment la respiration permet de maintenir constante la valeur du pH sanguin.

2. L'acide lactique

L'acide lactique a pour formule $CH_3–CHOH–COOH$. Sa base conjuguée est l'ion lactate $CH_3–CHOH–COO^-$.

2.1. Donner la formule développée de l'acide lactique ; entourer et nommer les différents groupes fonctionnels de la molécule.

2.2. Donner la définition d'un acide selon Brönsted.

2.3. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau.

2.4. Dans la cellule musculaire, l'acide lactique est formé à partir de l'acide pyruvique de formule $CH_3–CO–COOH$. La transformation produite est une oxydoréduction faisant intervenir le couple acide pyruvique / acide lactique.

Écrire la demi-équation électronique associée au couple.

S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction de l'acide pyruvique dans la cellule musculaire ?

3. Variation locale du pH sanguin en l'absence des processus de maintien :

Lorsque l'acide lactique produit dans la cellule musculaire est en partie transféré dans le sang, il réagit avec les ions hydrogénocarbonate selon l'équation :

$$CH_3–CHOH–COOH_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} = CH_3–CHOH–COO^-{}_{(aq)} + CO_2,H_2O_{(aq)} \quad \text{(réaction 3)}$$

Données à 37°C :

Pour le sang avant l'effort :

- $[HCO_3^-]_i = 2{,}7\times10^{-2}$ mol.L^{-1}
- $[CO_2, H_2O]_i = 1{,}4\times10^{-3}$ mol.L^{-1}
- pKa (CO_2, H_2O / HCO_3^-) = $pKa_1 = 6{,}1$
- pKa (acide lactique / ion lactate) = $pKa_2 = 3{,}6$

On considère un volume V = 100 mL de sang « après » effort dans lequel apparaît $n_0 = 3{,}0\times10^{-4}$ mol d'acide lactique

3.1. Calculer la constante d'équilibre K de la réaction 3.

3.2. En supposant la transformation totale, compléter le tableau d'évolution des espèces (tableau d'avancement) fourni en annexe **(à rendre avec la copie)**

3.3. Calculer alors pour le sang après effort : $[HCO_3^-]_f$ et $[CO_2, H_2O]_f$.

3.4. En utilisant la relation établie au 1.1.a) calculer le pH local du sang après effort.

ANNEXE

L'acide lactique est noté AH, sa base conjuguée A^-

Avancement	$AH_{(aq)}$ + $HCO_3^-{}_{(aq)}$ = $A^-{}_{(aq)}$ + $CO_2,H_2O_{(aq)}$			
État initial x= 0 n (mol)	$n_0 = 3.10^{-4}$		0	
État intermédiaire x				
État final $x = x_{max}$				